

Prácticas del laboratorio de termodinámica

Clave de la asignatura: 1212

Grupo: 16

Laboratorio: C-9

Horario: Viernes de 8 a 11 hrs

Semestre 2012-1

I.Q. Aline Villarreal Medina

Calendario de Prácticas

Fecha	Práctica
19-Agosto	Lenguaje termodinámico
26-Agosto	Presión
2-Septiembre	Temperatura
9-Septiembre	Determinación de R
16-Septiembre	FERIADO
23-Septiembre	Determinación de la masa molar de un líquido volátil
30-Septiembre	Discusión prácticas 1-5 y departamental
7-October	Capacidad térmica
14-October	Equivalencia Calor-Trabajo
21-October	Calor latente de fusión del hielo
28-October	Discusión de resultados prácticas 6-8
4-October	Calor de combustión
11-October	Potenciales termodinámicos
18-October	Departamental

Práctica #9 Calor de combustión

Objetivo:

Determinar el calor de combustión de un sólido a partir de la información obtenida al usar la bomba calorimétrica.

Introducción:

Los seres vivos, como el ser humano, necesitan energía para poder vivir. Los organismos se alimentan para obtener combustible, la energía que les permite desarrollar sus funciones vitales. Por esta razón se entiende que la alimentación es la principal fuente de energía en los seres vivos. La energía que los seres vivos necesitan se obtiene de los macronutrientes aportados por los alimentos que consume, y diferentes alimentos aportan diferentes cantidades de energía.

La energía que se necesita a lo largo del día se emplea en los siguientes aspectos:

- Metabolismo basal - Se considera el consumo calorífico mínimo que necesita un organismo vivo para completar sus actividades vitales básicas.
- Crecimiento y renovación celular - La creación y renovación de los tejidos requieren energía.
- Actividad física - Es el consumo calorífico necesario para realizar actividades diversas, y se gradúa como: actividad mínima, moderada e intensa.
- Situaciones estresantes, como una enfermedad o una intervención quirúrgica.

La caloría se emplea como un índice para medir la energía de los alimentos ingeridos y poder así elaborar dietas adecuadas y a menudo "bajas en calorías" (suelen suponer una reducción de un 30%) que permitan la pérdida de peso corporal en aquellos casos que se haya diagnosticado sobrepeso. En cualquier caso, las dietas por debajo de 1.200 kcal están consideradas como peligrosas, ya que son deficientes en algunos nutrientes importantes. En algunos alimentos se habla también de calorías basura (denominadas también como calorías vacías), que son las calorías provenientes de alimentos con muy poco valor nutritivo, como pueden ser los refrescos azucarados o las bebidas alcohólicas. De la misma forma se define en algunas dietas popularmente la caloría negativa como la que existe en ciertos alimentos capaces de hacer consumir más energía en su digestión que la que aportan. Pero aún no existen evidencias científicas al respecto.

Cuestionario previo

1. Que estudia la termoquímica?

La **Termoquímica** (del gr. *thermos*, calor y química) consiste en el estudio de las transformaciones que sufre la energía calorífica en las reacciones químicas, surgiendo como una aplicación de la termodinámica a la química.

2. Definir calor de combustión, combustible y comburente.

Calor de combustión: La cantidad de energía que se libera por mol de hidrocarburo que se quema.

Combustible: es cualquier material capaz de liberar energía cuando se oxida de forma violenta con desprendimiento de calor poco a poco. Supone la liberación de una energía de su forma potencial (energía química) a una forma utilizable sea directamente (energía térmica) o energía mecánica (motores térmicos) dejando como residuo calor (energía térmica).

Comburente: a la sustancia que participa en la combustión oxidando al combustible (y por lo tanto siendo reducido por este último). El comburente por antonomasia es el oxígeno atmosférico, que se encuentra normalmente en el aire con una concentración porcentual en volumen aproximada del 21%. Todos los comburentes tienen en su composición oxígeno disponible, ya sea en forma de oxígeno molecular, como se ha dicho, o bien como ozono, o diversos óxidos u oxácidos que ceden el oxígeno al momento de la combustión.

3. ¿Qué es una reacción exotérmica y una endotérmica?

Reacción exotérmica: es una reacción química que es acompañada por desprendimiento de calor. En otras palabras: la energía necesaria para que ocurra la reacción es menor que la energía total liberada. Como resultado la energía restante es liberada en forma de calor.

Por definición en una reacción exotérmica $\Delta H < 0$.

Reacción endotérmica: Describe un proceso en el cual el sistema absorbe energía de los alrededores en forma de calor. Etimológicamente proviene del griego *ένδον* = dentro y *thermasi* = calor. El término endotérmico fue utilizado por primera vez por Marcellin Berthelot.

4. Indicar cuándo es conveniente trabajar con la bomba calorimétrica

La bomba calorimétrica es un dispositivo utilizado para estimar el poder calorífico de un combustible cuando éste se quema a volumen constante. Se inyecta el combustible a analizar y la cantidad de oxígeno necesaria para que ocurra la combustión, que inicia mediante ignición por medio de un conductor eléctrico en cortocircuito.

Con el fin de absorber el calor liberado, la bomba se sumerge en una camisa de agua; el sistema debe estar aislado térmicamente con el fin de evitar pérdidas de calor. El calor liberado se mide teniendo en cuenta la diferencia de temperaturas del agua del calorímetro, la masa del combustible, la masa de la bomba calorimétrica, y después de aplicar algunos factores de corrección

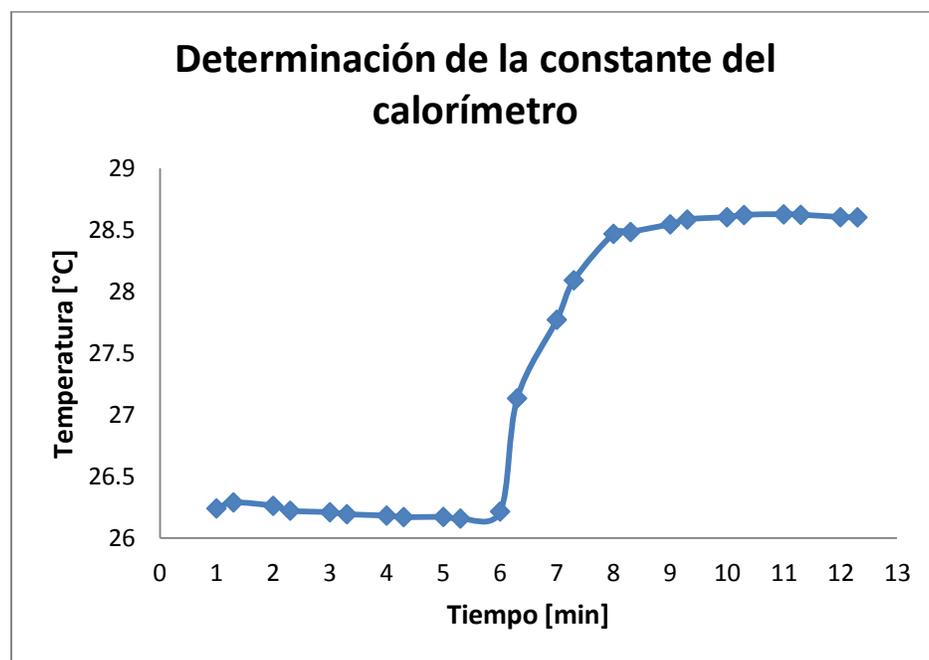
5. Si se trabaja con la bomba calorimétrica, ¿cuál es la función termodinámica que nos indica la energía asociada a la reacción que se lleva a cabo y que propiedad se mantiene constante?

La variable que se mantiene constante en este proceso es el volumen por lo que la propiedad que nos indica la energía asociada a esta reacción es la energía interna U .

Problema propuesto:

Determinar el calor de combustión de la sustancia problema.

Tablas de datos experimentales y calculados

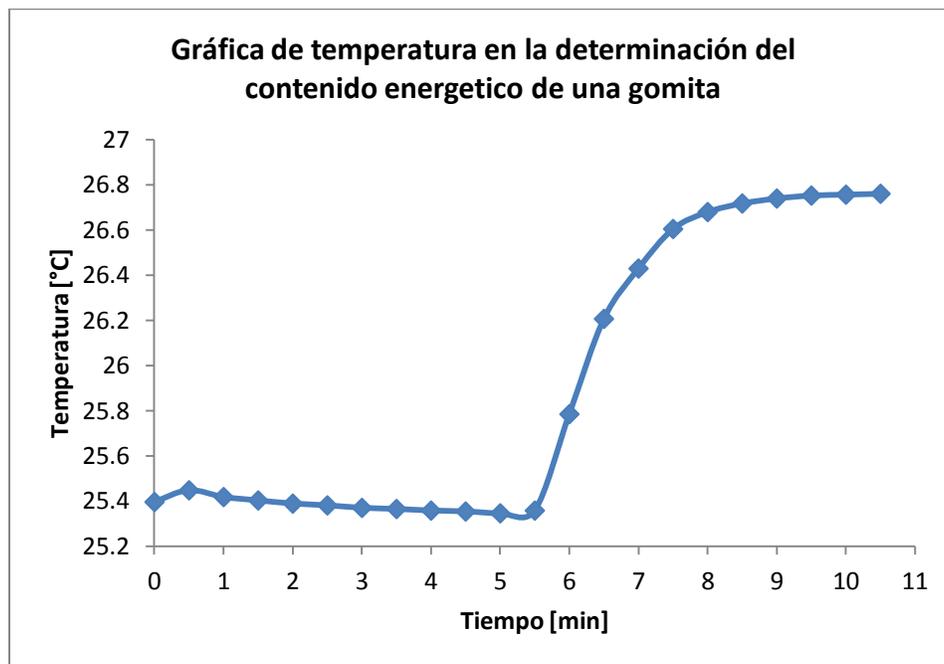
PARTE 1**Determinación de la constante del calorímetro (Primera parte)**

M Ac. Benz.=	122	g/mol	Δn comb Benz.=	-0.5	
ΔU alambre =	-1400	cal/g	R =	8.314	J/molK
C esp agua=	1	cal/g°C	T media=	298.15	K

ΔH comb Benz=	-3226.02	KJ/mol
m agua	2000	g
m pastilla Benz.=	0.9944	g
n Benz.=	0.00815	mol

mi alambre=	0.0171	g	Ti=	26.16	°C
mf alambre=	0.0076	g	Tf=	28.624	°C
Δm alambre=	0.0095	g	ΔT =	2.464	°C

Q combustión=	-6281.23	cal	Q agua=	4928	cal
Q alambre=	-13.3	cal	Q k=	1366.53	cal
Q HNO ₃ =	0	cal	Q absorbido=	6294.53	cal
Q cedido=	-6294.53	cal	k=	554.54	cal/°C

PARTE 2

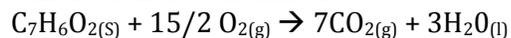
Determinación del calor de combustión de la pandita (Segunda parte)					
M alimento=	no	g/mol			
ΔU alambre =	-1400	cal/g	R =	8.314	J/molK
C esp agua=	1	cal/g°C	T media=	298.15	K

m pandita=	1.0429	g			
m agua	2000	g			
m_i alambre=	0.0171	g	T_i =	25.354	°C
m_f alambre=	0.0156	g	T_f =	26.761	°C
Δm alambre=	0.0015	g	ΔT =	1.407	°C

Q combustión=	-3592.13	cal			
Q alambre=	-2.1	cal	Q agua=	2814	cal
Q HNO ₃ =	0	cal	Q k=	780.23	cal
Q cedido=	-3594.23	cal	Q absorbido=	3594.23	cal
			Q comb/gramo=	-3444.36	cal/g
			Q comb/gramo=	-14417.4	J/g

Algoritmo de cálculo

Calibración del calorímetro:



$$\Delta U = \Delta H - \Delta nRT$$

$$\Delta n = -1/2 \text{ mol}$$

$$\Delta H^\circ_{298} = -771.5 \text{ kcal/mol}$$

La manera en la que determinamos la constante del calorímetro es de la siguiente manera:

$$K = \frac{m_{\text{ácido benzoico}} \Delta U_{\text{ácido benzoico}} + m_{\text{alambre}} \Delta U_{\text{alambre}} + m_{\text{agua}} \Delta T_{\text{agua}} C_p}{\Delta T}$$

Calor de Combustión de la muestra problema:

$$\Delta U_{\text{problema}} = \frac{-(m_{\text{agua}} \Delta T C_p + K \Delta T + m_{\text{alambre}} \Delta U_{\text{alambre}})}{m_{\text{problema}}}$$

Conclusiones

Esta es una gran práctica, tanto por el contenido como por los materiales que se utilizan, sin embargo implica algunas dificultades prácticas, por ejemplo, se debe asegurar que el alambre quede bien colocado en la canastilla y que la muestra problema tenga el tamaño adecuado.

Por otro lado, durante el tratamiento de los resultados falta incorporar la determinación realizada en el laboratorio con la reportada detrás de las etiquetas de los productos que se quemaron, de esta manera y ya que la determinación realizada es bastante precisa se puede comparar ambos valores.

Bibliografía

Adamson, A.W. Química Física 1er tomo. Editorial Reverte, S.A. 1979

Barrow, G.M. Química Física 1er tomo. Editorial Reverte, S.A. 1978

Glasstone, S. Tratado de Química Física. Aguilar, S.A. de ediciones Madrid. 1953

UNAM-Facultad de Química

Laboratorio de Termodinámica (1212)

Semestre 1212-1

I.Q. Aline Villarreal Medina

19/Agosto/2011

Práctica #1 Lenguaje termodinámico

Objetivo:

- Que el alumno reconozca la importancia de conocer, saber el significado, identificar entender y aplicar adecuadamente los términos del lenguaje termodinámico para establecer comunicación con el profesor y la comunidad científica, y de esta manera iniciar el proceso de aprendizaje de la termodinámica clásica.

Introducción:

La termodinámica es una rama del saber humano y se originó observando fenómenos cotidianos como el aumento de temperatura, por este motivo usa términos y conceptos comunes, que adquieren un significado preciso en la termodinámica, ya que son abstracciones de los conceptos ordinarios.

Cuestionario previo

1. ¿Qué estudia la fisicoquímica?
La fisicoquímica se encarga de estudiar los fenómenos macroscópicos, atómicos y subatómicos en sistemas químicos en términos de leyes y conceptos físicos. Algunos de los principios y conceptos que se utilizan son: movimientos, energía, fuerza, tiempo. La termodinámica, química cuántica, mecánica estadística y dinámica.
2. ¿Qué estudia la termodinámica clásica?
Es la descripción de los estados de equilibrio y los procesos de los sistemas termodinámicos utilizando las propiedades macroscópicas medibles en el laboratorio. Se utiliza para modelar intercambios de energía, calor, trabajo y masa a partir de las leyes de la termodinámica. Se le llama clásica en contraposición a la termodinámica estadística que aborda los problemas desde un punto de vista molecular.
3. Definir los siguientes conceptos:

- **Comunicación:** Es la actividad de intercambiar información significativa. La comunicación requiere de un emisor, un mensaje, y un receptor (que no debe de estar necesariamente cuando se emite el mensaje). El proceso de comunicación no esta completo hasta que el mensaje se recibe por el emisor.
- **Lenguaje:** Es la capacidad humana para adquirir y utilizar sistemas complejos de comunicación o bien una parte de ese sistema, el estudio científico de la comunicación de llama lingüística.
- **Lenguaje científico:** Es el resultado de adaptar la lengua a la comunicación de contenidos técnicos o científicos. Cada rama del saber, cada disciplina utiliza un lenguaje propio, este sólo es utilizado por sus hablantes en una parcela de su actividad. El lenguaje científico debe observar las cualidades fundamentales de la ciencia: objetividad, universalidad y verificabilidad.

4. Explicar la importancia de tener un lenguaje común para estudiar termodinámica clásica.

Como en cada actividad humana es conveniente establecer significados específicos para ciertos términos que faciliten la comprensión de la actividad que se desarrolla. En especial la termodinámica tiene la desventaja de utilizar una gran cantidad de palabras del lenguaje cotidiano que al aplicarse a la termodinámica adquieren un significado preciso y algunas veces diferente.

5. Investigar la definición y sinónimos de los siguientes términos:

Universo termodinámico: Para los termodinámicos, el universo está constituido por el sistema examinado y su entorno. Por convención, el universo termodinámico es un sistema aislado.

Sistema termodinámico: Un sistema termodinámico es un segmento particular del universo limitado por una superficie real o imaginaria donde se sitúa la materia estudiada. La distinción entre sistema y entorno es arbitraria: el sistema es lo que el observador ha escogido como objeto de estudio.

Alrededor: Es la parte del universo que puede interactuar con el sistema, también se le llama: vecindad, entorno, contorno o medio ambiente.

Frontera: Es la división, que puede ser material o no, entre el sistema y sus alrededores. A través de la pared del sistema puede ocurrir intercambio de trabajo, calor o materia. Puede pensarse que tiene propiedades especiales que sirven para: a) aislar al sistema de su entorno o para b) permitir la interacción de un modo específico entre el sistema y su ambiente, se le puede llamar también límite o pared.

Propiedad de sistema: Conjunto de atributos macroscópicos susceptibles de medirse experimentalmente, a los cuales pueden asignarse valores numéricos, tales como presión, volumen, temperatura, tensión, campo magnético, magnetización, etc. Proporcionan información sobre el estado de un sistema.

Estado de un sistema: Es aquella condición particular del sistema para la cual han sido asignados valores numéricos a las variables de estado: P-V-T.

Cambio de estado: En termodinámica, un sistema experimenta un cambio de estado siempre y cuando una o más de una de las propiedades termodinámicas que definen el estado del sistema cambia sus valores.

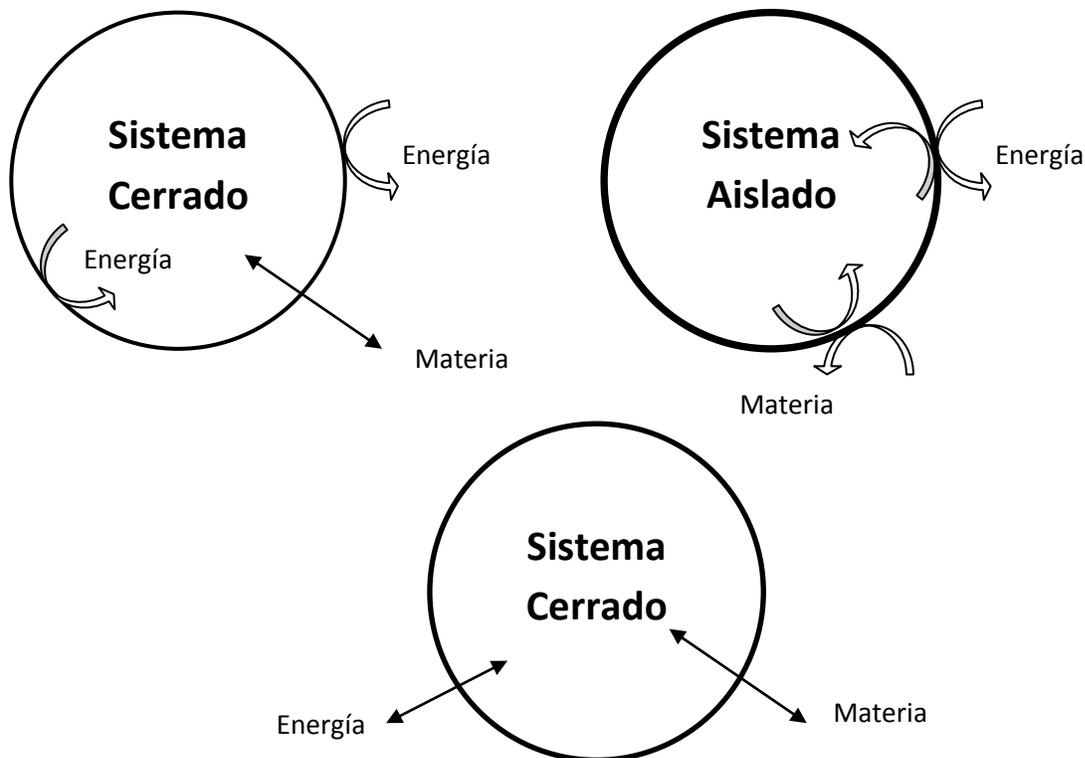
Proceso: Mecanismo mediante el cual un sistema cambia de estado. Un proceso se define por el estado inicial, el estado final y la trayectoria seguida. Dos procesos que comienzan en el mismo estado inicial y terminan en el mismo estado final, pero suceden por trayectorias diferentes son procesos distintos.

Fase: Porción homogénea del sistema físicamente diferenciable y separable mecánicamente.

Sistema homogéneo: Sistema con una sola fase.

Sistema heterogéneo: Sistema con dos o más fases.

Sistema cerrado, sistema abierto, sistema aislado:



Pared rígida: Aquella pared que no es móvil, en contraparte con la pared flexible.

Pared diatérmica: Pared térmicamente conductora.

Pared adiabática: Pared aislante.

Propiedad de estado: Propiedad macroscópica (energía interna, entalpía, entropía, etc.) que depende solamente de los estados inicial y final del sistema, y no de la trayectoria que siga para efectuar el cambio.

Propiedad de trayectoria: Propiedad que depende del camino que haya seguido el sistema para pasar de un estado a otro.

Propiedad extensiva: Aquellas que son proporcionales a la dimensión del sistema.

Propiedad intensiva: Cuando valor de la propiedad no cambia según la dimensión del sistema (es decir, si no cambia cuando se subdivide el sistema), se dice que la propiedad es intensiva (o constitutiva); algunos ejemplos son la presión, la temperatura y la densidad.

Proceso reversible: Un proceso se llama reversible si ocurre como una sucesión de estados de equilibrio; el proceso inverso no produciría modificación a los alrededores. El sistema siempre está infinitesimalmente cerca del equilibrio, y cambios infinitesimales en las condiciones pueden devolver al sistema y a su entorno a sus estados iniciales.

Proceso irreversible: Se dice que una transformación es irreversible cuando es imposible anular sus efectos en el sistema y en los alrededores. El proceso irreversible no tiene representación geométrica en el espacio por lo que no puede trazarse una línea que represente la trayectoria entre dos estados.

Número de componentes: Es el menor número de especies químicamente independientes con que se puede describir un sistema.

Respuesta al problema propuesto:

1) *Objeto de estudio*: Botella de Desodorante

Sistema: Todo el desodorante contenido en el recipiente. Este es un sistema abierto, ya que puede haber intercambio de materia y de energía.

Alrededor: Aire alrededor de la botella y mesa.

Componentes del sistema: Butano, isobutano, propano, clorhidrato de aluminio, perfume, salicilato de metilo.

Fases: Dos, líquido en equilibrio con el gas.

Paredes o fronteras: Paredes de aluminio del recipiente y tapa de plástico. Las paredes de este sistema son rígidas, diatérmicas, y todas excepto la tapa impermeables.



2) *Objeto de estudio*: Aceituna dentro de una botella de aceitunas.



Sistema: La aceituna, es un sistema abierto, al estar en un sistema acuoso intercambia materia y energía con el sistema, además es un sistema homogéneo.

Alrededor: El líquido alrededor de la aceituna y puede que sea otra aceituna.

Componentes del sistema: Aceituna: celulosa, glucosa, etc.

Fases: Una

Paredes o fronteras: La delgada membrana permeable que cubre casi por completo a la aceituna, es permeable, diatérmica y flexible.

3) Objeto de estudio: Pelota de hule

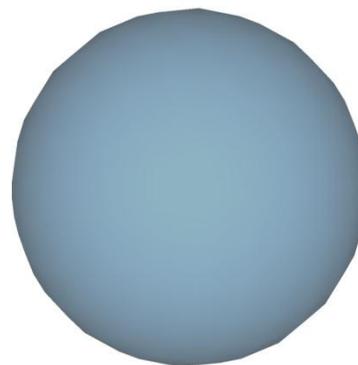
Sistema: Cerrado, permite el intercambio de energía pero no de materia, a simple vista parece un sistema homogéneo.

Alrededor: Aire alrededor de la botella y mesa/suelo

Componentes del sistema: Isopropileno.

Fases: Una

Paredes o fronteras: La interface entre la bola de plástico y el ambiente que la rodea. En este caso la pared es diatérmica y flexible, pero no permeable.



Conclusiones

El lenguaje termodinámico es imprescindible para establecer los objetos de estudio de la termodinámica, además que proporciona las características más relevantes de estos que están relacionadas con el comportamiento físico. Mediante una adecuada utilización de este lenguaje es posible obtener una enorme cantidad de información.

Para el alumno es muy importante el conocimiento de este lenguaje, desenvolviéndose con una mayor facilidad tanto en la comunicación escrita y en la oral.

Es de particular importancia en esta práctica la investigación previa que realiza el alumno, ya que el desarrollo de esta condicionado a los conocimientos previos.

Bibliografía

Levine, I. N. (1996). Physical Chemistry. México: Mc Graw Hill-Interamericana.

Castellan, G. W. (1978). Fisicoquímica. México: Addison-Wesley Iberoamericana.

Engel, T. y Reid, P. (2006) Physycal Chemistry. USA: Pearson -Benjamin Cummings

UNAM-Facultad de Química

Laboratorio de Termodinámica (1212)

Semestre 1212-1

I.Q. Aline Villarreal Medina

11/Noviembre/2011

Práctica #10 Potenciales termodinámicos

Objetivo:

Determinar el calor de combustión de un sólido a partir de la información obtenida al usar la bomba calorimétrica.

Introducción:

Como se puede derivar de la ecuación del balance energético (o de la ecuación de Burks) en un sistema termodinámico allí existen las cantidades energías llamadas potenciales termodinámicos, siendo la medida cuantitativa de la energía almacenada en el sistema. Los cinco potenciales más bien conocidos son:

- Energía interna
- Energía de Helmholtz
- Entalpía
- Energía de Gibbs
- Potencial química

Otros potenciales termodinámicos se pueden obtener a través de transformaciones de Legendre. Se utilizan los potenciales de medir cambios de la energía en sistemas mientras que se desarrollan de un estado inicial a un estado final. El potencial usado depende de los apremios del sistema, tales como temperatura o presión constante. La energía interna es la energía interna del sistema, la entalpía es la energía interna del sistema más el trabajo presión-volumen, y la energía de Helmholtz y de Gibbs son las energías disponibles en un sistema para hacer el trabajo útil cuando la temperatura y el volumen o la presión y la temperatura son fijos, respectivamente.

Cuestionario previo

1. ¿Qué es una reacción de óxido-reducción?

Son aquellas reacciones en las cuales los átomos experimentan cambios del número de oxidación. En ellas hay transferencia de electrones y el proceso de oxidación y reducción se presentan simultáneamente, un átomo se oxida y otro se reduce. En estas reacciones la cantidad de electrones perdidos es igual a la cantidad de electrones ganados.

2. ¿Qué es una pila y cuál es el principio de su funcionamiento?

Una **pila eléctrica** es un dispositivo que convierte energía química en energía eléctrica por un proceso químico transitorio

Las pilas básicamente consisten en dos electrodos metálicos sumergidos en un líquido, sólido o pasta que se llama electrolito. El electrolito es un conductor de iones.

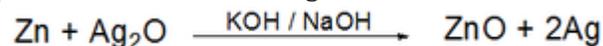
Cuando los electrodos reaccionan con el electrolito, en uno de los electrodos (el ánodo) se producen electrones (oxidación), y en el otro (cátodo) se produce un defecto de electrones (reducción). Cuando los electrones sobrantes del ánodo pasan al cátodo a través de un conductor externo a la pila se produce una corriente eléctrica.

Como puede verse, en el fondo, se trata de una reacción de oxidación y otra de reducción que se producen simultáneamente.

3. Investigar qué es una pila de óxido de plata-zinc, cuál es la reacción de óxido-reducción que se lleva a cabo en ella y las aplicaciones de este tipo de pilas.

Una batería de óxido de plata utiliza óxido de plata como el cátodo y zinc como el ánodo, contiene además una solución electrolítica usualmente hidróxido de sodio o hidróxido de potasio. En este tipo de pilas el óxido de plata es reducido en el cátodo a plata metálica y el zinc se oxida a Zn^{2+} .

La reacción química que se lleva a cabo es la siguiente:



Si la batería no es usada durante mucho tiempo el Zn se corroe en la solución alcalina, cuando esto pasa es difícil mantener la capacidad de la batería. La corrosión del Zn causa la electrolisis de la solución electrolítica resultando en la producción de hidrógeno lo cual incrementa la presión en el interior de la pila y esta puede explotar, se ha utilizado mercurio para suprimir la corrosión.

Se han utilizado como baterías de Laptops, y en misiones militares, son las pilas comúnmente usadas en los relojes, cámaras fotográficas y de video.

4. ¿Qué es el potencial eléctrico?

Es el trabajo que debe realizar una fuerza externa para traer una carga unitaria q desde la referencia hasta el punto considerado en contra de la fuerza eléctrica.

5. ¿Qué es el trabajo eléctrico?

Si sometemos una carga puntual ante la presencia de un campo eléctrico, la carga experimentara una fuerza eléctrica:

$$F = -q\vec{E}$$

Sin embargo, si requerimos de establecer un equilibrio para la partícula o desplazar las partículas con velocidad constante se requiere de otra fuerza que contrarreste el efecto la fuerza generada por el campo eléctrico, esta fuerza deberá tener la misma magnitud que la primera, pero dirección contraria, es decir:

$$F_a = q\vec{E}$$

Partiendo de la definición clásica de trabajo, sabemos que el trabajo se define como el producto de una fuerza que actúa a distancia. Así, en este caso, se realizará un trabajo para trasladar una fuerza de un punto a otro. De tal forma que al aplicar un pequeño desplazamiento dl se generara un diferencial de trabajo dW . Es importante resaltar que el trabajo realizado por la partícula realizara un trabajo positivo o negativo dependiendo de cómo sea el desplazamiento en relación con la fuerza F_a .

6. Escribir la ecuación que relaciona al trabajo eléctrico con el potencial eléctrico para una reacción de óxido-reducción.

$$W = -nFE_{celda}$$

Donde:

n=número de electrones intercambiados

F=constante de Faraday

E=Potencial en la celda

7. Explicar la interpretación física de ΔG° cuando un proceso se lleva a cabo a presión y temperatura constantes.

La energía libre de Gibbs indica la cantidad máxima de trabajo de no expansión que puede realizar por un sistema cerrado cuando se encuentra a presión y temperatura constantes

8. Investigar la interpretación física de ΔH° y ΔS° cuando un proceso se lleva a cabo a presión constante.

En un proceso a presión constante el cambio de entropía nos indica la dirección de calor, si la entropía es negativa el calor sale del sistema y viceversa.

La entropía en un sistema a presión constante nos indica el estado de equilibrio de este, cuando el sistema alcance el equilibrio, la entropía será máxima.

9. ¿Cuál es la ecuación que relaciona a ΔG° con ΔH° y ΔS° a temperatura constante?

La variación de energía libre de Gibbs para un proceso a temperatura constante esta dado por:

$$\Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T\Delta S^\circ$$

10. Explicar el criterio de espontaneidad y equilibrio asociado con ΔG° a temperatura y presión constantes.

Si $\Delta G^\circ=0$ el sistema está en equilibrio

Si $\Delta G^\circ<0$ el proceso es espontáneo

Si $\Delta G^\circ>0$ el proceso no es espontáneo

11. Mencionar cuáles son los factores que afectan el signo de ΔG° en la ecuación que relaciona a ΔG° con ΔH° y ΔS° a temperatura y presión constantes.

La temperatura puede hacer que un proceso sea espontáneo o no, si el producto $T\Delta S^\circ$ es mayor que el cambio de entalpía el proceso puede dejar de ser espontáneo.

Problema propuesto:

Determinar experimentalmente los potenciales termodinámicos (ΔH°_r , ΔG°_r y ΔS°_r) a 298.15 K de una reacción de óxido-reducción que se efectúa en una pila comercial de óxido de plata-zinc (Ag_2O -Zn) y explicar su interpretación física.

Tablas de datos experimentales y calculados

t/(°C)	T/(K)	E°/(V)	W _{elec} /J	ΔG°_r /(J)
10.1	283.25	1.5971	-308192.387	-3.08E+05
15	288.15	1.5964	-308057.308	-3.08E+05
20	293.15	1.5956	-307902.932	-3.08E+05
25	298.15	1.5948	-307748.556	-3.08E+05
30	303.15	1.5940	-307594.18	-3.08E+05
35	308.15	1.5931	-307420.507	-3.07E+05

Análisis y discusión de resultados

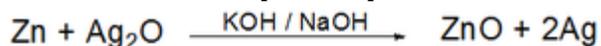
1. ¿Cuáles son las propiedades que cambian durante el experimento?

La temperatura y el potencial de celda.

2. ¿Cuáles son las propiedades que no cambian durante el experimento?

La presión.

3. Escribir la ecuación química que se lleva a cabo en la pila.



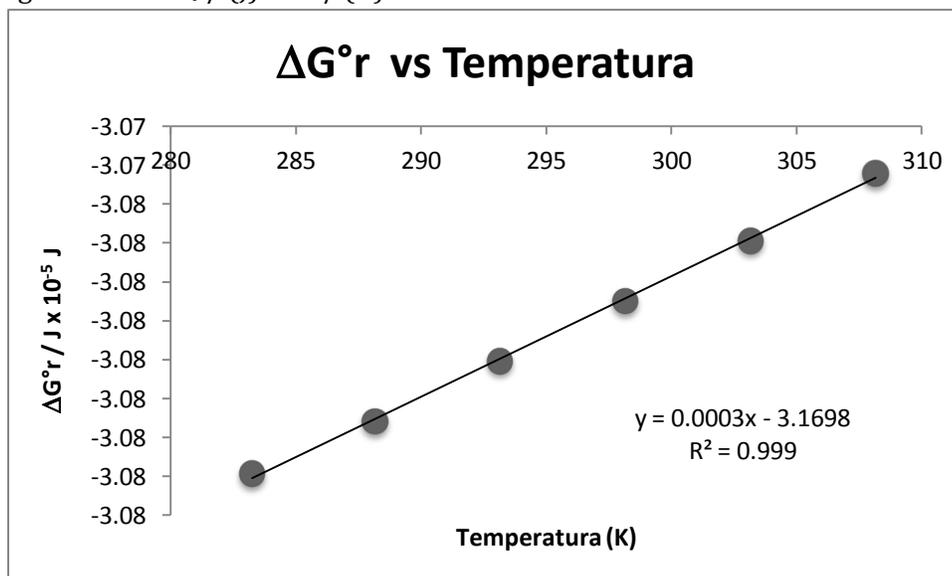
4. ¿Cómo se calcula el trabajo eléctrico de la reacción?

$$W = -nFE_{\text{celda}}$$

5. ¿Cómo se calcula el ΔG°_r de la reacción?

$$\Delta G^\circ = -nFE_{\text{celda}}$$

6. Hacer una gráfica de $\Delta G^\circ_r / (J)$ vs $T / (K)$.



7. Con base en los resultados experimentales, ¿cómo es la relación entre el ΔG°_r y T ?
Inversamente proporcional
8. Determinar la pendiente y la ordenada al origen de la línea recta obtenida.
Pendiente=30.966, ordenada al origen=316975
9. ¿Cuál es la interpretación física de la pendiente y de la ordenada al origen obtenidas y qué unidades tienen respectivamente?
La pendiente nos indica el $-\Delta S^\circ_r$ que tiene unidades de J/K
La ordenada al origen nos indica el valor de la entalpía en Joules.
10. Calcular el valor de ΔG°_r a 298.15 K a partir de los datos de la pendiente y ordenada al origen.
$$\Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T\Delta S^\circ$$
$$\Delta G^\circ = 316975 J - 298.15 K \left(30.966 \frac{J}{K} \right) = 3.0704 J$$
11. Empleando la tabla 2 y considerando los datos reportados en la literatura de $\Delta H^\circ_{m,f}$, $\Delta G^\circ_{m,f}$, y S°_m , calcular ΔH°_r , ΔG°_r y ΔS°_r para esta reacción y compararlos con los datos obtenidos experimentalmente. Determinar el % error en cada caso.

Propiedades	Datos Experimentales	Datos teóricos	% Error
$\Delta H^\circ_r / (J)$	-316,975.0	-219,000.00	44.7374429
$\Delta G^\circ_r / (J)$	-326,207.5	-213,000.00	53.1490671
$T\Delta S^\circ_r / (J)$	-9,232.5	-21,100.00	56.2440147

Conclusiones

Aunque son muchos conceptos los que se abordan en esta práctica los cálculos son simples y eso provoca que el análisis de los resultados sea la parte importante. Sin embargo en termodinámica (1212) el equilibrio químico sólo es visto de manera superficial debido a que el curso no dura lo suficiente para algunos casos o bien es el último tema que se ve y los estudiantes no tienen la teoría necesaria para afrontar esta práctica.

Por otro lado, ya que el cambio de potencial en la pila es pequeño y aunque el multímetro para ser suficientemente preciso el error obtenido fue muy grande podríamos cambiar el sistema a uno cuyo cambio sea más dependiente con la temperatura.

Asimismo los problemas que se incluyen al final de la práctica me parecen más apegados a la teoría y me parece que no están en el mejor lugar, aunque es innegable que se necesita que los alumnos resuelvan problemas la enseñanza en el laboratorio debe de enfocarse a otras cosas.

Bibliografía

R. Chang, Química, McGraw Hill, 9^o ed., México, 2007, p. 131-140, 796-800, 823-832.

P. Atkins and L. Jones, Chemical Principles, Freeman, 3rd ed., New York, 2005, p. 472-473, A11-A16.

G. Rayner-Canham, Química Inorgánica Descriptiva, 2^o ed., Prentice Hall, México, 2000, p. 541-544.

A. E. Saieed and K. M. Davies, J. Chem. Educ. 73, 10, (1996) 959-962.

UNAM-Facultad de Química

Laboratorio de Termodinámica (1212)

Semestre 1212-1

I.Q. Aline Villarreal Medina

26/Agosto/2011

Práctica #2 Presión

Objetivo:

- Que el alumno conozca y aplique el concepto científico de presión, conozca sus unidades e instrumentos de medición y aplique este conocimiento en sus actividades académicas.
- Que el alumno realice la medición de la presión de diversos eventos termodinámicos con un manómetro de rama abierta.

Introducción:

Pocas veces un concepto es tan importante y tan diversamente utilizado, en la vida cotidiana e intuitivamente tenemos un concepto de presión. Científicamente la presión es una magnitud escalar que mide la fuerza en dirección perpendicular por unidad de superficie, y sirve para caracterizar como se aplica una determinada fuerza resultante sobre una superficie.

La presión es una de las variables más importantes y fácilmente medibles de un sistema, por eso es escogida muchas veces para la formulación de ecuaciones de estado junto con el volumen y la temperatura.

Cuestionario Previo

1. Definir presión.

La presión es el cociente entre la fuerza normal que incide sobre una superficie o cuerpo y el valor del cuerpo o la superficie. De esta forma obtenemos esta fórmula:

$$P = \frac{F}{A}$$

También se puede definir como la fuerza normal a una superficie real o ficticia, ejercida por unidad de área en el sistema, en un sistema esta fuerza actúa sobre las paredes.

2. Indicar las unidades de presión.

En el Sistema Internacional la unidad de fuerza es el newton (N) y la de superficie es el metro cuadrado (m²), la unidad resultante para la presión es el newton por metro cuadrado (N/m²) que recibe el nombre de pascal (Pa).

Otras unidades son:

Kilogramo-fuerza por centímetro cuadrado (kgf/cm^2)

Gramo-fuerza por centímetro cuadrado (gf/cm^2)

Metro de columna de agua (m.c.a.), unidad de presión básica de este sistema

PSI, Libra fuerza por pulgada cuadrada (lb_f/in^2)

Atmósfera (atm) = 101325 Pa = 1013,25 mbar = 760 mmHg

Milímetro de mercurio (mmHg) = Torricelli (Torr)

Pulgadas de mercurio (pulgadas Hg)

3. Definir:

- a) Presión fluidoestática: Es la presión que ejerce una columna de un fluido en el fondo del recipiente que lo contiene. Cuando se trata de agua se le llama presión hidrostática.
- b) Presión atmosférica: Es el peso del aire sobre la superficie terrestre. Varía con la altitud y la temperatura.
- c) Presión manométrica: Es la producida por un medio diferente al de la atmósfera. Puede ser positiva o negativa (de vacío).
- d) Presión absoluta: Es la presión real en un punto determinado del sistema. Se obtiene a partir de la suma algebraica de la presión atmosférica y la manométrica (positiva o negativa).
- e) Presión de vacío: Es la presión producida artificialmente eliminando los gases dentro del sistema y que es menor que la presión atmosférica.

4. ¿La presión absoluta puede tener valores negativos?

No, la presión absoluta es una idealización en la cual no se tiene ninguna presión por lo cual nunca puede ser negativa. Su valor mínimo es cero.

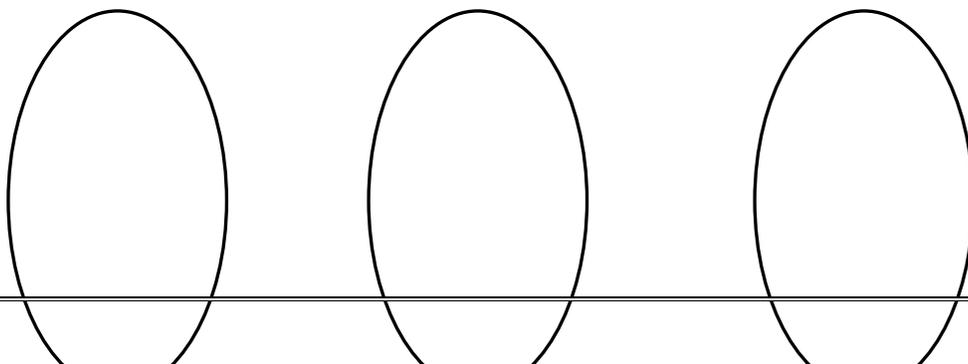
5. Indicar termodinámicamente que tipo de propiedad es la presión

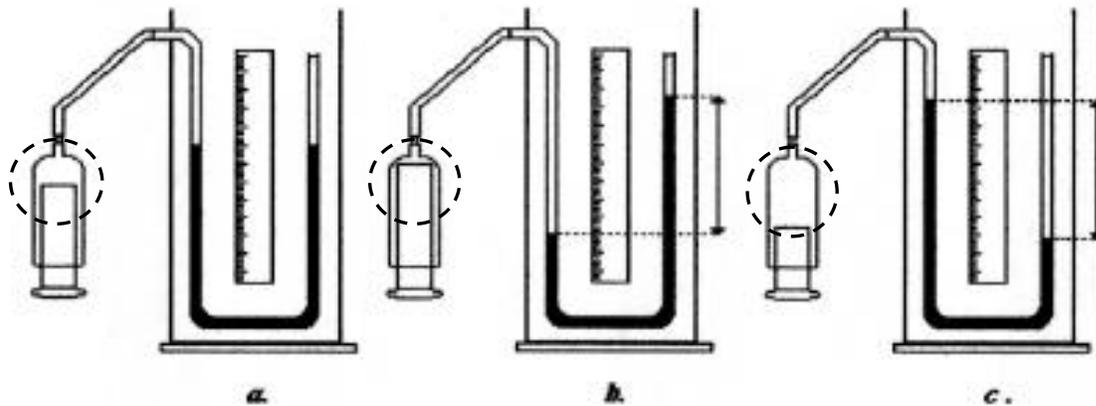
Es una propiedad intensiva y no depende del lugar del sistema donde se mida. Es además una propiedad de estado, como la temperatura. Estas dos junto con la composición son las variables de proceso más importantes ya que se pueden medir con relativa facilidad.

Problema

Enmarcar en un círculo el sistema ---

Enmarcar en un círculo el instrumento de medición —





Tablas de datos experimentales

Lectura	H_a (cm)	H_c (cm)	$\Delta M_{\text{anométrica}}$ (cm H ₂ O)	$\Delta P_{\text{manométrica}}$ (cm Hg)	$M_{\text{anométrica}}$ (Pa)	P_{absoluta} (Pa)
1	30	3.8	26.2	1.93	0.03	1.01E+05
2	27	7	20	1.47	0.02	1.01E+05
3	24	9.5	14.5	1.07	0.01	1.01E+05
4	21	13	8	0.59	0.01	1.01E+05
5	19	15	4	0.29	0.00	1.01E+05
	0	0			0.00	1.01E+05
6	15	19	-4	-0.29	0.00	1.01E+05
7	13	21	-8	-0.59	-0.01	1.01E+05
8	10	24	-14	-1.03	-0.01	1.01E+05
9	7	22	-15	-1.1	-0.01	1.01E+05
10	3	31	-28	-2.06	-0.03	1.01E+05

Algoritmo de cálculo

Obtener los valores de $\Delta P_{\text{manométrica}}$
(cm H₂O)

$$\Delta P_{\text{manométrica}} = H_a - H_c$$

Calcular $\Delta P_{\text{manométrica}}$ (cm Hg)

$$\Delta P_{\text{manométrica}} \text{ (cm Hg)} = (\rho_{\text{H}_2\text{O}} h_{\text{H}_2\text{O}}) / \rho_{\text{Hg}}$$

Calcular $P_{\text{manométrica}}$ (Pa)

$$P_{\text{manométrica}} \text{ (Pa)} = 0.0133 \text{ Pa/cm Hg}$$

Calcular P absoluta (Pa)

$$P \text{ absoluta} = P_{\text{manométrica}} \text{ (Pa)} + 101,325 \text{ Pa}$$

Conclusiones

Aún cuando la presión es una unidad de fuerza entre área, se puede expresar como una longitud (altura), esta equivalencia se debe a que es posible calcular la presión ejercida por una columna de líquido.

Es importante recalcar que un experimento tan sencillo nos puede dar información no sólo acerca del sistema pero además del instrumento de medición.

Debido a que el sistema con el que se trabajo tiene una presión muy pequeña el cambio de esta comparada con la presión atmosférica es muy pequeño, y no se refleja en el valor de la presión absoluta.

Bibliografía

Halliday, D., Resnick, R. (1986) Fundamentos de física. México: CECSA.

Castellán G.W. (1998), Físicoquímica, México: Addison Wesley Longman.

UNAM-Facultad de Química

Laboratorio de Termodinámica (1212)

Semestre 1212-1

I.Q. Aline Villarreal Medina

02/Septiembre/2011

Práctica #3 Temperatura

Objetivo:

- Comprender el concepto de temperatura estableciendo el equilibrio térmico entre dos o más sistemas.
- Proponer una nueva escala empírica de temperatura y relacionarla con otras escalas conocidas, como la escala Celsius o la escala Fahrenheit.
- Entender el concepto de equilibrio, especialmente de equilibrio térmico. Reflexionar sobre el concepto de escala absoluta y escala arbitraria de temperatura. Ejercitar la conversión de unidades.

Introducción

Los átomos y moléculas en una sustancia no siempre se mueven a la misma velocidad. Esto significa que hay un rango de energía (energía de movimiento) en las moléculas. En un gas, por ejemplo, las moléculas se mueven en direcciones aleatorias y a diferentes velocidades - algunas se mueven rápido y otras más lentamente.

La temperatura es una medida del calor o energía térmica de las partículas en una sustancia. Como lo que medimos en su movimiento medio, la temperatura no depende del número de partículas en un objeto y por lo tanto no depende de su tamaño. Por ejemplo, la temperatura de un cazo de agua hirviendo es la misma que la temperatura de una olla de agua hirviendo, a pesar de que la olla sea mucho más grande y tenga millones y millones de moléculas de agua más que el cazo.

Cuestionario Previo

1. ¿Qué establece la ley cero de la termodinámica?

La ley cero de la termodinámica nos dice que si tenemos dos cuerpos llamados A y B, con diferente temperatura uno de otro, y los ponemos en contacto, en un tiempo determinado t , estos alcanzarán la misma temperatura, es decir, tendrán ambos la misma temperatura. Si luego un tercer cuerpo, que llamaremos C se pone en contacto con A y B, también alcanzará la misma temperatura y, por lo tanto, A, B y C tendrán la misma temperatura mientras estén en contacto.

Es decir postula la condición para definir el equilibrio térmico: Si un cuerpo A está en equilibrio térmico con un cuerpo C y un cuerpo B también está en equilibrio térmico con el cuerpo C, entonces los cuerpos A y B están en equilibrio térmico.

2. Definir temperatura

La temperatura es una medida del calor o energía térmica de las partículas en una sustancia. Como lo que medimos en su movimiento medio, la temperatura no depende del número de partículas en un objeto y por lo tanto no depende de su tamaño.

3. ¿Qué es un termómetro? Investigar diferentes tipos de termómetro indicando: tipo de termómetro, propiedad termométrica e intervalo de medición.

Es un instrumento de medición de temperatura, basado en el principio de equilibrio térmico. Consiste en un material que se pone en contacto con el sistema alcanzando el equilibrio térmico y ofreciendo una medida de la temperatura de éste.

Tipos de termómetro:

- Termómetro de mercurio: Consiste en un tubo de vidrio sellado que contiene mercurio, ya que el mercurio aumenta su volumen con la temperatura de manera uniforme, estos termómetros tienen una escala graduada. Miden hasta 200 °C.
- Pirómetro: Se utilizan cuando se requieren medir altas temperaturas. Existen varios tipos fundamentados en la radiación y emisión de fotones. Estas propiedades cambian con la temperatura.
- Termómetro de lámina bimetálica: Formado por dos láminas de metales de coeficientes de dilatación muy distintos y arrollados dejando el coeficiente más alto en el interior.
- Termómetro de resistencia: consiste en un alambre de algún metal (como el platino) cuya resistencia eléctrica cambia cuando varía la temperatura.
- Termopar: un termopar es un dispositivo utilizado para medir temperaturas, basado en la fuerza electromotriz que se genera al calentar la soldadura de dos metales distintos.

4. Definir escala de temperatura. Investigar sobre escalas relativas y escalas absolutas.

Partiendo de la diferencia de nivel que el mercurio toma, cuando se toma el termómetro en el hielo fundente y cuando lo está entre agua en ebullición en condiciones normales de presión, por convención, esta longitud por así decirlo se expresa con distintas divisiones que dan origen a las diferentes escalas termométricas.

En la actualidad se emplean diferentes escalas de temperatura; entre ellas está la escala Celsius también conocida como escala centígrada, la escala Fahrenheit, la escala Kelvin, la escala Ranking o la escala termodinámica internacional.

En la escala Celsius, el punto de congelación del agua equivale a 0°C, y su punto de ebullición a 100 °C. Esta escala se utiliza en todo el mundo, en particular en el trabajo científico. La escala Fahrenheit se emplea en los países anglosajones para medidas no científicas y en ella el punto de

congelación del agua se define como 32 °F y su punto de ebullición como 212 °F. En la escala Kelvin, la escala termodinámica de temperaturas más empleada, el cero se define como el cero absoluto de temperatura, es decir, -273,15 °C. La magnitud de su unidad, llamada kelvin y simbolizada por K, se define como igual a un grado Celsius.

Otra escala que emplea el cero absoluto como punto más bajo es la escala Ranking, en la que cada grado de temperatura equivale a un grado en la escala Fahrenheit. En la escala Ranking, el punto de congelación del agua equivale a 492 °R, y su punto de ebullición a 672 °R.

5. De las escalas de temperatura conocidas, ¿cuáles son empíricas y cuáles absolutas?

Escala Celsius (centígrada) y Fahrenheit son escalas empíricas, por otro lado las escalas Kelvin y Rankin son absolutas ya que toman algunas de las propiedades microscópicas de la materia para definirse.

Problema

Proponer una escala nueva empírica (°E) y relacionarla con la escala Celsius (°C)

Algoritmo de cálculo

1. Obtener la T en °E a partir de los resultados experimentales de la T en °C.

$$T(^{\circ}\text{E}) = \frac{70 - 10}{92 - 1} T(^{\circ}\text{C}) + 10$$

2. Obtener T en °C a partir de datos experimentales de T en °E.

$$T(^{\circ}\text{C}) = \frac{92 - 1}{70 - 10} (T(^{\circ}\text{E}) - 10)$$

3. Con los valores experimentales hacer una gráfica °E vs °C y obtener regresión lineal.
4. Con la ecuación obtenida a partir de la regresión lineal calcular nuevamente los valores de °E.
5. Obtener el error entre el error medido y el teórico para °E y °C.

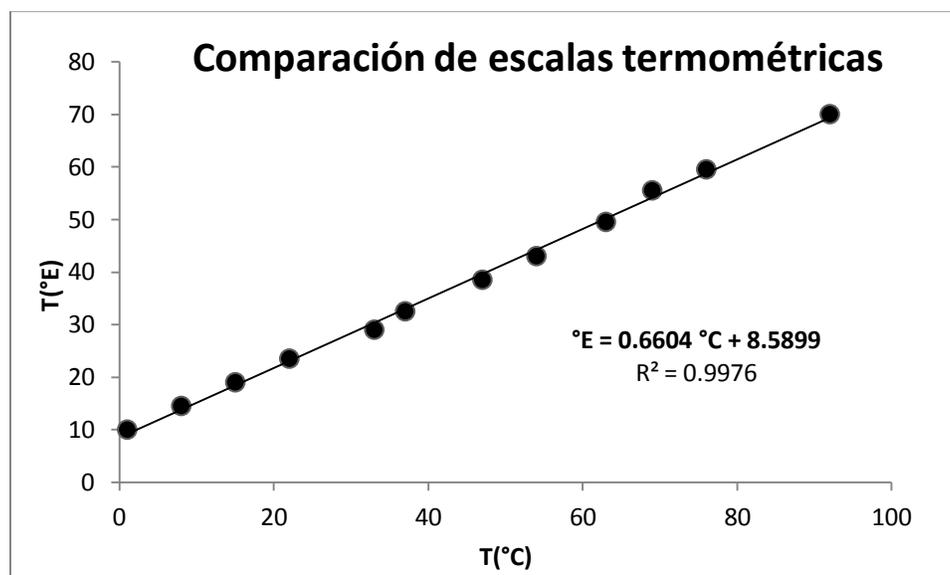
$$\text{Error} = \frac{\text{Valor teórico} - \text{Valor medido}}{\text{Valor teórico}} \times 100$$

Tablas de datos experimentales y calculados

Evento	Experimentales		Calculados			Error	
	T°C	T°E	T°E (fórmula)	T°E (regresión lineal)	T°C	T°C	T°E
1	92	70	70.7	69.3	91.0	1.1	0.9
2	76	59.5	60.1	58.8	75.1	1.2	1.2
3	69	55.5	55.5	54.2	69.0	0.0	2.4
4	63	49.5	51.5	50.2	59.9	4.9	-1.4
5	54	43	45.6	44.3	50.1	7.3	-2.9
6	47	38.5	41.0	39.6	43.2	8.0	-2.9
7	37	32.5	34.4	33.0	34.1	7.8	-1.6
8	33	29	31.8	30.4	28.8	12.7	-4.8
9	22	23.5	24.5	23.1	20.5	6.9	1.6
10	15	19	19.9	18.5	13.7	9.0	2.7
11	8	14.5	15.3	13.9	6.8	14.7	4.3
12	1	10	10.7	9.3	0.0	6.7	7.5

Gráfica

En la gráfica se muestran los eventos experimentales con puntos el ajuste lineal como una línea continúa.



Conclusiones

En esta práctica se muestran dos conceptos, el primero y muy importante es el de la arbitrariedad de la escala Celsius y otras escalas empíricas comúnmente utilizadas. El segundo corresponde propiamente al uso del termómetro y de otras propiedades dependientes de la temperatura a fin que el alumno observe que existen distintas formas de medirla haciendo uso de estas propiedades termométricas.

Desde el punto de vista de procesamiento de los resultados se trabaja con el concepto de regresión lineal el cual nos permite ajustar nuestros datos experimentales a un modelo lineal. Otro concepto que se introdujo en esta práctica fue el error, expresado como % de error, el cual nos da una idea de la calidad de la experimentación realizada.

Además ya que la escala es introducida por lo alumnos es importantes reafirmar los conceptos de precisión, exactitud y resolución, en especial este último concepto es indispensable para validar el uso de extrapolaciones en la toma de medidas y el número de cifras significativas que debe ser reportado.

Bibliografía

Levine, I. N. (1996). Physical Chemistry. México: Mc Graw Hill-Interamericana.

Castellan, G. W. (1978). Físicoquímica. México: Addison-Wesley Iberoamericana.

Engel, T. y Reid, P. (2006) Physycal Chemistry. USA: Pearson -Benjamin Cummings

Instrumentos, mediciones e incertidumbres. Dra. María de los Dolores Ayala Velázquez. Departamento de Física, División de CBI. UAM-Iztapalapa. *Documento en línea accesado el 5/10/2011.* <http://docencia.izt.uam.mx/dav/MetodoExperII/contenido/instruy mediciones.pdf>

UNAM-Facultad de Química

Laboratorio de Termodinámica (1212)

Semestre 1212-1

I.Q. Aline Villarreal Medina

09/Septiembre/2011

Práctica #4 Determinación de la Constante Universal de los gases R

Objetivo:

- Determinar experimentalmente la constante universal de los gases R .
- Ejercitar el uso de la ley del gas ideal.
- Ejercitar el empleo de conversiones de unidades.

Introducción

En 1834 el ingeniero francés Benoit-Paul Emile Clapeyron (1799-1864) combinó en una sola ecuación la ley de Boyle, que relaciona el volumen con la presión, con la ley de Gay-Lussac, que relaciona volumen y temperatura.

La ecuación combinada tenía la siguiente forma:

$$pv = R(267 + t)$$

Donde t es la temperatura en grados Celsius.

Tiempo después en 1850 el físico alemán Rudolf Clausius, utilizando los datos experimentales de Regnault, reevaluó la constante entre paréntesis y reescribió la ecuación como:

$$pv = R(273 + t)$$

Poco tiempo después simplificó la ecuación simplemente escribiendo la temperatura absoluta T . En las ecuaciones descritas por Gay-Lussac y Clausius se había tomado v el volumen del gas por unidad de masa del gas, un alumno de Clausius posteriormente convirtió a la constante R en una constante específica utilizando u el volumen del gas por mol de gas, quedando la ecuación como la conocemos hoy.

$$pu = RT$$

Cuestionario Previo

1. ¿Por qué la constante universal de los gases es representada por la letra **R**?

No se sabe a ciencia cierta porque Clapeyron escogió la letra R para la constante en su ley del gas. Existen algunas respuestas especulativas como:

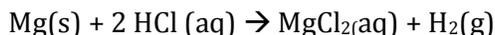
- Fue arbitrario
- Proviene del inglés *ratio* o bien de sus equivalentes en francés *raison* o *rapport*, ya que la determinación del valor de la constante fue obtenida evaluando $\frac{pV}{(267+t)}$ para varias presiones y temperaturas.
- Finalmente se dice que la IUPAC considero adecuado nombrar a la constante de los gases en honor de Regnault, cuyos experimentos ayudaron a determinar un valor más preciso de la constante.

2. ¿Por qué **R** es llamada la constante universal de los gases?

Por qué al evaluar experimentalmente la relación $\frac{pV}{nT}$ para todos los gases el valor obtenido es el mismo, la R también tiene relación con la constante de Boltzmann que relaciona la energía de cada partícula de gas con la temperatura observada en el sistema macroscópico.

$$k = \frac{R}{N_A}$$

3. Escribe la reacción balanceada entre el Mg y HCl. (productos)



4. Investiga los diferentes valores de la constante R en diferentes unidades.

Valores de R	Unidades
8.3144621	J K ⁻¹ mol ⁻¹
5.189×10 ¹⁹	eV K ⁻¹ mol ⁻¹
0.08205746	L atm K ⁻¹ mol ⁻¹
1.9858775(34)	cal K ⁻¹ mol ⁻¹
8.314472(15)×10 ⁷	erg K ⁻¹ mol ⁻¹
8.314472(15)	L kPa K ⁻¹ mol ⁻¹

8.314472(15)	m ³ Pa K ⁻¹ mol ⁻¹
8.314472(15)	cm ³ MPa K ⁻¹ mol ⁻¹
8.314472×10 ⁻⁵	m ³ bar K ⁻¹ mol ⁻¹
8.205746×10 ⁻⁵	m ³ atm K ⁻¹ mol ⁻¹
82.05746	cm ³ atm K ⁻¹ mol ⁻¹
84.78402×10 ⁻⁶	m ³ kgf/cm ² K ⁻¹ mol ⁻¹
8.314472×10 ⁻²	L bar K ⁻¹ mol ⁻¹

62.36367(11)	L mmHg K ⁻¹ mol ⁻¹
62.36367(11)	L Torr K ⁻¹ mol ⁻¹
6.132440(10)	ft lbf K ⁻¹ g-mol ⁻¹
1,545.34896(3)	ft lbf °R ⁻¹ lb-mol ⁻¹
10.73159(2)	ft ³ psi °R ⁻¹ lb-mol ⁻¹

0.7302413(12)	ft ³ atm °R ⁻¹ lb-mol ⁻¹
1.31443	ft ³ atm K ⁻¹ lb-mol ⁻¹
998.9701(17)	ft ³ mmHg K ⁻¹ lb-mol ⁻¹
1.986	Btu /lb-mol ⁻¹ °R ⁻¹

5. Investiga la reactividad y toxicidad de los reactivos a utilizar.

ÁCIDO CLORHÍDRICO

Fórmula: HCl

Peso molecular: 36.46 g/mol

Composición: Cl: 97.23 % y H: 2.76 %.

Propiedades químicas:

Productos de descomposición de este compuesto: cloruro de hidrógeno.

Reacciona con la mayoría de metales desprendiendo hidrógeno.

Con agentes oxidantes como peróxido de hidrógeno, ácido selénico y pentóxido de vanadio, genera cloro, el cual es muy peligroso. Se ha informado de reacciones violentas entre este ácido y los siguientes compuestos:

-permanganato de potasio o sodio y en contacto con tetranitruro de tetraselenio.

-1,1-difluoroetileno.

-Aleaciones de aluminio-titanio.

-ácido sulfúrico

Riesgos:

Riesgos de fuego y explosión:

No es inflamable. Se produce gas inflamable cuando se encuentra en contacto con metales. Se generan vapores tóxicos e irritantes de cloruro de hidrógeno cuando se calienta.

Riesgos a la salud:

El ácido clorhídrico y concentraciones altas de gas, son altamente corrosivos a la piel y membranas mucosas

Inhalación: En el caso de exposiciones agudas, los mayores efectos se limitan al tracto respiratorio superior. El gas causa dificultad para respirar, tos e inflamación y ulceración de nariz, tráquea y laringe. Exposiciones severas causan espasmo de la laringe y edema en los pulmones y cuerdas vocales. Una exposición prolongada y repetida puede causar decoloración y corrosión dental. En algunos casos, se han presentado problemas de gastritis y bronquitis crónica.

En humanos, la exposición a una concentración de 50 a 100 ppm por una hora fue muy poco tolerada; de 35 ppm por un momento, causó irritación de la tráquea y de 10 ppm fue tolerada. Por otra parte, estudios con animales han demostrado que una exposición a concentraciones altas del gas provoca daños en los vasos sanguíneos, colapso de los pulmones y lesiones en hígado y otros órganos. Las exposiciones constantes a bajas concentraciones del gas no tienen efectos inmediatos y no producen cambios morfológicos.

Contacto con ojos: Este ácido es un irritante severo de los ojos y su contacto con ellos puede causar quemaduras, reducir la visión o, incluso, la pérdida total de ésta.

Contacto con la piel: En forma de vapor o disoluciones concentradas causa quemaduras serias, dermatitis y fotosensibilización. Las quemaduras pueden dejar cicatrices, que incluso pueden desfigurar las regiones que han sido dañadas.

Ingestión: Produce corrosión de las membranas mucosas de la boca, esófago y estómago. Los síntomas que se presentan son: disfagia, náuseas, vómito, sed intensa y diarrea. Puede presentarse, incluso, colapso respiratorio y muerte por necrosis del esófago y estómago.

Carcinogenicidad: No se han observado estos efectos en estudios con ratas, sin embargo se ha observado una alta mortalidad por cáncer de pulmón en trabajadores expuestos a neblinas de ácido clorhídrico y sulfúrico.

Mutagenicidad: No existe información a este respecto.

Peligros reproductivos: No existe información al respecto.

ACCIONES DE EMERGENCIA:

Primeros auxilios: Inhalación: Mover al afectado al aire fresco. Si no respira, dar respiración artificial y mantenerlo caliente y en reposo, no dar a ingerir nada. Si está consciente, suministrar oxígeno, si es posible, y mantenerlo sentado, pues puede presentarse dificultad para respirar.

Ojos: Lavar inmediatamente con agua corriente, asegurándose de abrir bien los párpados.

Piel: Lavar inmediatamente la zona dañada con agua en abundancia. Si ha penetrado en la ropa, quitarla inmediatamente y lavar la piel con agua abundante.

Ingestión: No provocar vómito. En caso de que la víctima esté inconciente, dar respiración artificial y mantenerla en reposo y caliente. Si está consciente dar a beber un poco de agua continuamente, por ejemplo una cucharada cada 10 minutos.

EN TODOS LOS CASOS DE EXPOSICION, EL PACIENTE DEBE SER TRANSPORTADO AL HOSPITAL TAN PRONTO COMO SEA POSIBLE.

Control de fuego:

Los extinguidores de fuego se eligen dependiendo de los alrededores, ya que este compuesto no arde. Usar agua como neblina para enfriar todos los contenedores afectados. Aplicarla tan lejos como sea posible.

Fugas y derrames:

En el laboratorio: ventilar el área y protegerse con el equipo de seguridad necesario. Cubrir el derrame con bicarbonato de sodio o una mezcla 50:50 de hidróxido de calcio y cal sodada y mezclar cuidadosamente. Se genera calor por la neutralización, por lo que si el ácido derramado es concentrado, primero debe construirse un dique que lo contenga y diluir con agua en forma de spray para disminuir los vapores generados durante la neutralización. Barrer y asegurarse que los residuos se han neutralizado antes de desechar al drenaje. Esto último se hace con ayuda de agua en abundancia.

Si el derrame es mayor, mantenga el material alejado de fuentes de agua y drenajes.

Construir diques para contenerlo. Use neblina de agua para bajar los vapores, esta disolución es corrosiva, por lo que debe almacenarse para ser neutralizada antes de verterse al drenaje. Para neutralizar el material derramado, se utiliza cal, carbonato de calcio o cal sodada. El derrame puede contenerse cavando un foso o haciendo un dique con tierra, sacos de arena o espuma de poliuretano.

El líquido puede absorberse con cemento en polvo y neutralizarse posteriormente como en el caso ya mencionado.

Desechos:

Diluir con agua cuidadosamente, neutralizar con carbonato de calcio o cal. La disolución resultante puede verterse al drenaje, con abundante agua.

MAGNESIO

Peso Molecular: 24.30 g/mol

Fórmula Química: Mg

Riesgos:

¡ADVERTENCIA! SÓLIDO INFLAMABLE. PUEDE CAUSAR IRRITACIÓN A LA PIEL, OJOS, Y TRACTO RESPIRATORIO.

Salud: 1 - Ligero

Inflamabilidad: 3 - Severo (Inflamable)

Reactividad: 3 - Severo (Reacciona con Agua)

Contacto: 1 - Ligero

Equipo de Laboratorio: GOGGLES; BATA DE LABORATORIO; EXTINGUIDOR CLASE D

Efectos Potenciales a la Salud

Inhalación de polvos o humos puede irritar el tracto respiratorio y puede causar fiebre de humo de metal. Los síntomas pueden incluir tos, dolor de pecho, fiebre, y leucocitosis.

Partículas depositadas en la piel pueden causar erupciones. Magnesio fundido puede causar serias quemaduras en la piel.

Altas concentraciones de polvo pueden causar irritación mecánica. Observar un incendio de magnesio puede causar daño en los ojos.

Primeros Auxilios

Inhalación:

Remueva al aire fresco. De atención médica para cualquier dificultad en la respiración.

Ingestión:

Si es tragado, NO INDUZCA EL VÓMITO. De grandes cantidades de agua. Nunca de nada por la boca a una persona inconsciente. De atención médica inmediatamente.

Contacto con la Piel:

Remueva cualquier ropa contaminada. Lave la piel con jabón o detergente suave y agua por al menos 15 minutos. De atención médica si irritación se desarrolla o persiste.

Contacto con los Ojos:

Inmediatamente lave los ojos con abundante agua por al menos 15 minutos, levantando los párpados superiores e inferiores ocasionalmente. De atención médica si persiste la irritación.

Problema

Manteniendo constantes, Cantidad de materia (n), Presión (P) y Temperatura (T), obtener experimentalmente la constante universal de los gases R y el volumen molar a condiciones ambientales, a partir de la reacción de Mg y HCl para producir hidrógeno.

Tablas de datos experimentales (celdas en gris) y calculados

Evento	1	2
Volumen de gas producido (mL)	26	17
Masa inicial de magnesio (g)	0.04	0.02
Masa final de magnesio (g)	0.014	0.007
Masa de reacción (g)	0.026	0.015
Moles de reacción (mol)	0.0011	0.0006
T ambiente (K)	289.15	289.15
Presión atmosférica (atm)	0.77	0.77
Presión parcial de agua (atm)	0.02	0.02
R (L atm/mol K)	0.061	0.073
Volumen molar (mL/mol)	16.27	15.89
% Error	25.23	10.38

Algoritmo de cálculo

1. Obtener la masa de magnesio que reaccionó.

$$\text{masa reaccionante} = \text{masa inicial} - \text{masa final}$$

2. Obtener el número de moles que reaccionaron a partir de la masa reaccionante y el peso molecular del magnesio.

$$\text{moles reaccionantes} = \frac{\text{masa reaccionante}}{\text{peso molecular}}$$

3. Obtener la presión manométrica del sistema:

$$P = P_{\text{atmósferica}} - P_{\text{vapor del H}_2\text{O}}$$

4. Revisar que todo este en las mismas unidades

5. Calcular la R.

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

6. Obtener el error entre el valor reportado y el teórico para R.

$$\% \text{ error} = \frac{R_{\text{reportada}} - R_{\text{experimental}}}{R_{\text{reportada}}} \times 100$$

Conclusiones

Esta práctica tiene un contenido teórico importante ya que muestra que la teoría que describe el comportamiento de gases trata de hacer generalizaciones y a olvidar la naturaleza del gas.

Por otro lado, la obtención de la constante universal de los gases depende de la calidad de los resultados experimentales que se obtienen, hay que hacer más énfasis al respecto.

Aún así, los objetivos de la práctica se cumplieron pues usando el modelo del gas ideal fue posible determinar el valor experimental de R con dos series de datos la primera vez el error experimental fue mayor, mientras que la segunda vez se logró disminuir a menos de la mitad.

Bibliografía

Castellán G.W. (1998), Físicoquímica, México: Addison Wesley Longman.

Levine, I. N. (1990). Físicoquímica. 3ª. Ed. McGraw Hill.

Sears, F. W., Zemansky, M. W. y Young, H. D. (1982). Física Universitaria. 6ª. Ed. México: Addison-Wesley Iberoamericana.

UNAM-Facultad de Química

Laboratorio de Termodinámica (1212)

Semestre 1212-1

I.Q. Aline Villarreal Medina

23/Septiembre/2011

Práctica #5 Determinación de la masa molar de un líquido volátil**Objetivo:**

- Determinar la masa molar de una sustancia volátil empleando el método de las presiones parciales.
- Encontrar las condiciones en las que es posible utilizar la ley del gas ideal.

Introducción:

La **masa molar** (símbolo **M**) de un átomo o una molécula es la masa de un mol de dicha partícula expresada en gramos. Es una propiedad física característica de cada sustancia pura.

Otros pesos atómicos están enumerados en la tabla periódica. Para cada elemento enumerado, que mide una cantidad del elemento igual a su peso atómico en gramos, se producirá 6.023×10^{23} átomos de ese elemento.

El peso atómico de un elemento identifica la masa de un mol de ese elemento Y el número total de protones y de neutrones en un átomo de ese elemento. ¿Cómo puede ser? Examinemos el hidrógeno. Un mol de hidrógeno pesará 1.01 gramos.

Cada átomo de hidrógeno consiste de un protón rodeado de un electrón. Pero recuerde, el electrón pesa tan poco que no contribuye mucho al peso de un átomo. Ignorando el peso de los electrones de hidrógeno, podemos decir que un mol de protones (H núcleo) pesa aproximadamente un gramo. Ya que los protones y los neutrones tienen aproximadamente la misma masa, un mol de cualquiera de estas partículas pesará alrededor de un gramo. Por ejemplo, en un mol de helio, hay dos moles de protones y dos moles de neutrones - cuatro gramos de partículas.

Si nos encontramos a la presión atmosférica y temperaturas alejadas del punto de ebullición de una sustancia podemos decir que esta se comporta en forma similar a un gas ideal, por lo que podemos estudiarla utilizando la ecuación de estado de los gases ideales:

$$PV = nRT$$

Donde P es la presión absoluta del gas, V el volumen, n el número de moles, R la constante universal de los gases, T la temperatura absoluta, m la masa del gas y M la masa molecular del gas.

Para determinar la densidad y masa molecular, se pueden medir distintos volúmenes de gas de masa conocida a presión y temperaturas constantes.

Cuestionario previo

1. ¿Qué es la masa molar y cuáles son sus unidades más usadas?

La masa molar es la cantidad de materia contenida en 1 mol de cualquier sustancia, sus unidades más utilizadas son: g/mol y lb/lbmol. Para cantidades más grandes se puede usar kg/kgmol.

2. ¿Para determinar la masa molar de la sustancia problema se debe suponer que en estado gaseoso se comporta como gas ideal? Justificar la respuesta.

No necesariamente. Pero para facilitar el cálculo de las masas molares se recomienda usar esta suposición.

3. Investigar las técnicas de Meyer y Regnault, y mencionar en qué consiste el método de densidades límites para determinar masas molares.

Técnicas de Meyer y Regnault: Este método se realiza así: En un matraz de vidrio de unos 300 a 500 cm³ de capacidad, provisto de llave, se evacúa y pesa, llenándolo a continuación con el gas cuyo peso molecular se busca a una temperatura y presión, procediendo a pesarlo de nuevo. La diferencia de pesos representa el del gas en el matraz cuyo volumen se determina llenándolo y pesándolo con agua o mercurio, cuyas densidades se conocen. Con los datos así obtenidos, se deduce el peso molecular buscado mediante la ecuación:

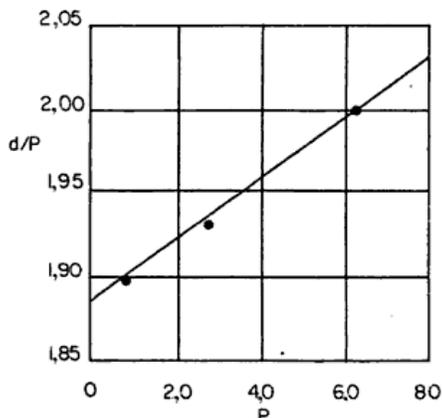
$$n = PV/RT$$

En un trabajo preciso se usa un bulbo más grande para llenarlo y otro de contrapeso, y se corrigen las mediciones reduciéndolas al vacío.

Método de las densidades límite: Sabemos a partir de la ecuación del gas ideal que esta puede ser escrita como:

$$M = RT \frac{\rho}{P}$$

Se puede observar que el valor de M será más preciso a medida que la presión disminuye de valor. Se representan los valores de ρ/P en función de P y el valor de ρ/P a P=0 se obtiene por extrapolación, cómo se muestra en la siguiente gráfica:



4. ¿Qué es presión parcial y en que sistemas lo encuentro?

La presión parcial de un gas, en atmósferas, en una mezcla o solución sería aproximadamente la presión de dicho gas si se eliminaran repentinamente todos los demás componentes de la mezcla o solución y sin que hubiese variación de temperatura. La presión parcial de un gas en una mezcla es la medida de la actividad termodinámica de las moléculas de dicho gas y, por lo tanto, es proporcional a la temperatura y concentración del mismo.

5. ¿Qué relación existe entre la masa molar y la presión parcial?

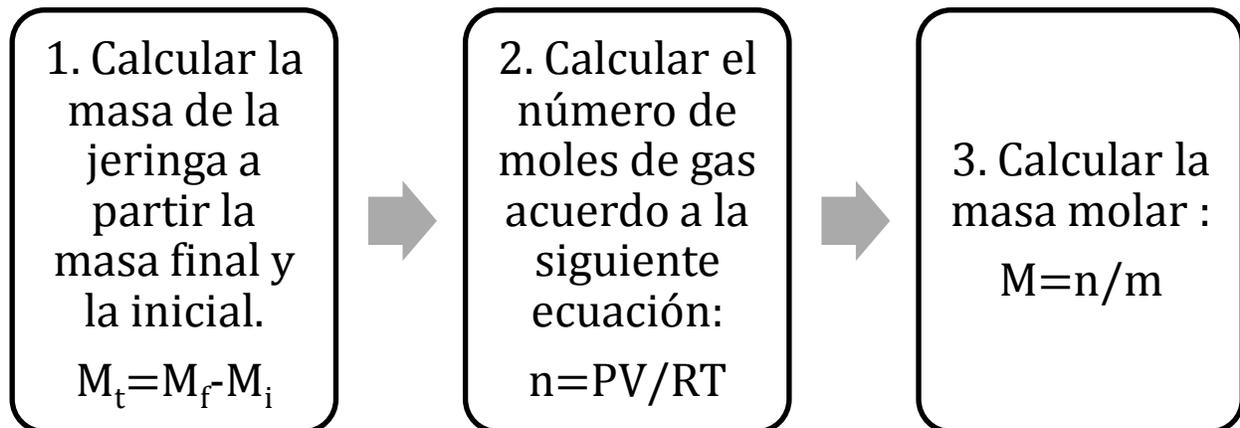
Se puede relacionar la presión parcial de cada componente con el número de moles de este componente en la mezcla utilizando nuevamente la ley del gas ideal, se encuentra la masa molecular de cada compuesto.

Problema propuesto:

De acuerdo con el valor de masa molar obtenido y averiguando en la ficha técnica las propiedades, proponer cuál de los líquidos propuestos por el profesor es la sustancia problema.

Tablas de datos experimentales y calculados

Evento	T [K]	M _{inicial} [g]	M _{final} [g]	M _{total} [g]	Δh [cm Hg]	P _{manométrica} [atm]	M _{agua} [g]	Volumen [l]	Número de moles	Masa molar [g/mol]
1	339.65	4.5935	4.3256	0.2679	4.4	0.0579	1.0907	1.0907	2.27E-03	118.16
2	343.55	4.6006	4.3291	0.2715	2	0.0263	1.0907	1.0907	1.02E-03	266.47

Algoritmo de cálculo**Conclusiones**

Mediante esta práctica se revisó una de las técnicas para determinar la masa molar, una de las propiedades más características de las sustancias de forma cercana a la realidad usando la aproximación de gas ideal.

En mi opinión la parte más relevante de la práctica es que el alumno aprende cuando es adecuado aproximar el comportamiento del gas mediante la ley del gas ideal.

Bibliografía

Castellan, G. W. (1978). Físicoquímica. México: Addison-Wesley Iberoamericana.

Engel, T. y Reid, P. (2006) Physical Chemistry. USA: Pearson -Benjamin Cummings.

Daley, H. (Problems in Chemistry. Ed. Reverté. España.

UNAM-Facultad de Química

Laboratorio de Termodinámica (1212)

Semestre 1212-1

I.Q. Aline Villarreal Medina

07/Octubre/2011

Práctica #6 Capacidad térmica

Objetivo:

Que el alumno comprenda los conceptos de capacidad térmica y capacidad térmica específica y las unidades en las cuales pueden ser expresados. Que identifique la influencia de estas propiedades en diferentes fenómenos cotidianos.

Que relaciones las funciones termodinámicas con los fenómenos físicos observados en esta práctica.

Introducción:

Entre las propiedades más útiles de las sustancias se encuentra la capacidad térmica. Históricamente el concepto de capacidad calorífica es físicamente visible al tomar en cuenta que al calentar un objeto su temperatura aumenta, la capacidad térmica determina que tan rápido aumenta la temperatura, esta rapidez depende del material y de la cantidad de sustancia, por lo tanto la definición histórica se puede expresar mediante la ecuación:

$$C = \frac{q}{\Delta T}$$

La capacidad térmica expresada por gramo de sustancia también se llama "calor específico".

Sin embargo, la rapidez a la que se eleva la temperatura es diferente dependiendo si el proceso se lleva a cabo a volumen o temperatura constante, esto da lugar a dos "capacidades térmicas" expresadas en función de funciones termodinámicas de la siguiente manera:

$$C_v \equiv \left(\frac{\partial U}{\partial T}\right)_V \quad y \quad C_p \equiv \left(\frac{\partial H}{\partial T}\right)_P$$

La primera llamada capacidad térmica a volumen constante y la segunda capacidad térmica a presión constante.

Cuestionario previo

1. Si en una misma fuente de energía se colocan un gramo de agua y un gramo de metal y reciben la misma energía térmica, ¿cuál de las siguientes aseveraciones es correcta?

a) el cambio de temperatura de ambas sustancias es el mismo

FALSO, cómo se menciono anteriormente la capacidad de una sustancia de cambiar su temperatura al recibir calor depende del tipo de sustancia.

b) el gramo de agua eleva más su temperatura

FALSO, los metales tienen por lo general una capacidad térmica específica menor que el agua por lo que si se recibe la misma cantidad de energía el metal tendrá un mayor aumento de temperatura.

c) el gramo de metal eleva más su temperatura
VERDADERO

2. ¿Qué propiedad de los materiales permite responder la pregunta anterior?

La capacidad térmica.

3. ¿Por qué el agua es un excelente refrigerante?

Porque su capacidad térmica es elevada y requiere una alta cantidad de energía para aumentar su temperatura.

4. ¿Por qué los mares y los lagos permanecen a temperaturas relativamente constantes?

Por dos motivos, el primero es la elevada capacidad térmica específica del agua, por lo tanto esta requiere de una gran cantidad de energía para cambiar su temperatura, por otro lado la cantidad de agua contenida en los océanos es grande lo que provoca que los cambios de temperatura sean pequeños.

5. ¿Por qué durante el día la arena de una playa quema los pies y el agua de mar no?

Porque la arena, compuesta principalmente de óxido de silicio, tiene una capacidad térmica pequeña y se calienta fácilmente. El agua por el contrario mantiene una temperatura menor gracias a su mayor capacidad térmica.

6. ¿Por las noches, cómo es la temperatura del agua con respecto a la de la arena? ¿Por qué?

Es mayor. La arena pierde, y gana, calor más fácilmente que el agua esto indica que los cambios de temperatura serán mayores.

Problema propuesto:

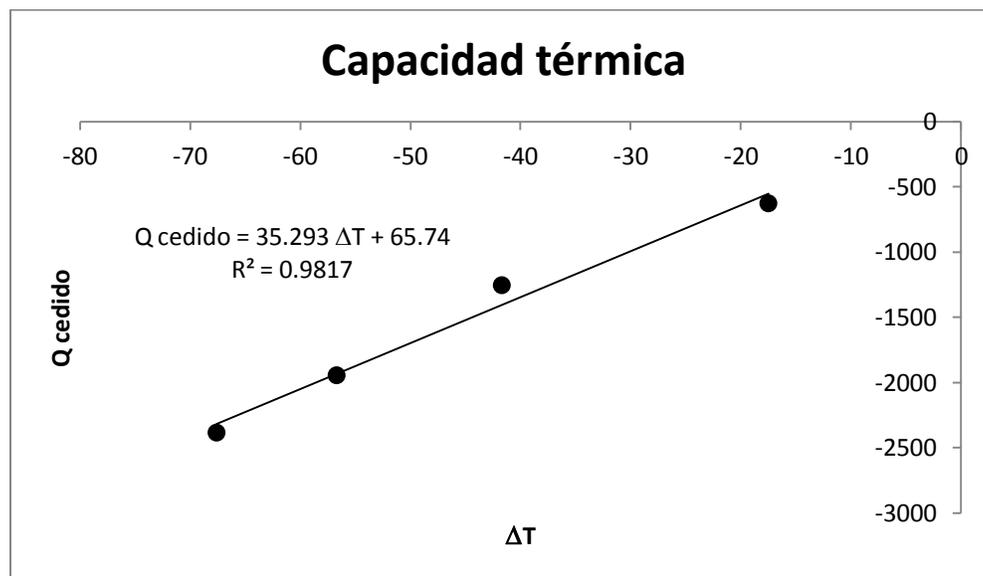
A través de una interacción energética entre dos sistemas obtener la capacidad térmica y la capacidad térmica específica de un metal.

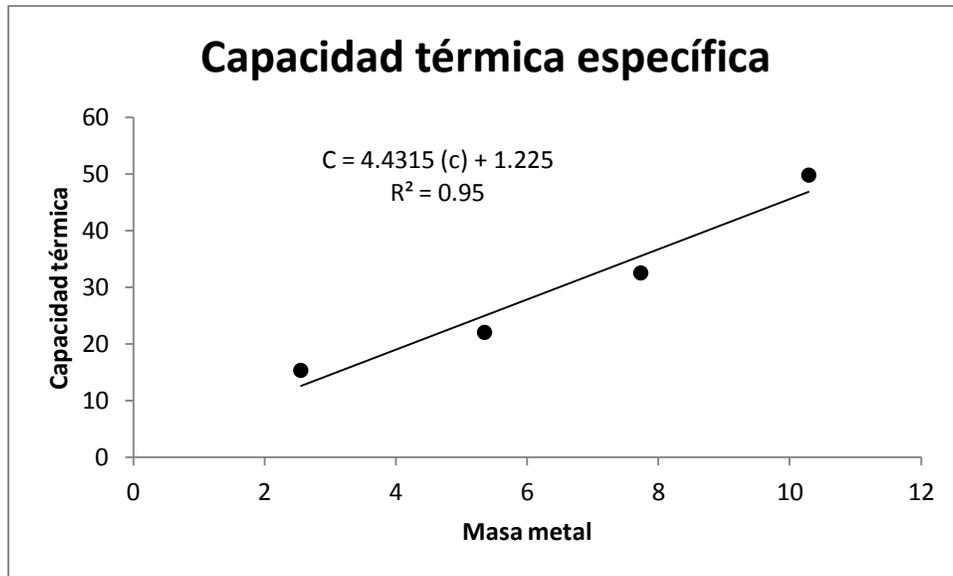
Tablas de datos experimentales y calculados**Parte 1**

Evento	Agua				Metal				
	T inicial (°C)	T final (°C)	ΔT H ₂ O (°C)	Q_{ganado} (J)	T inicial (°C)	T final (°C)	ΔT H ₂ O (°C)	Q_{cedido} (J)	k (J/°C)
1	19	20	1	627.6	37.5	20	-17.5	-627.6	35.8
2	18.7	20.7	2	1255.2	62.4	20.7	-41.7	-1255.2	30.1
3	19	22.1	3.1	1945.6	78.8	22.1	-56.7	-1945.6	34.3
4	19	22.8	3.8	2384.9	90.4	22.8	-67.6	-2384.9	35.3

Parte 2

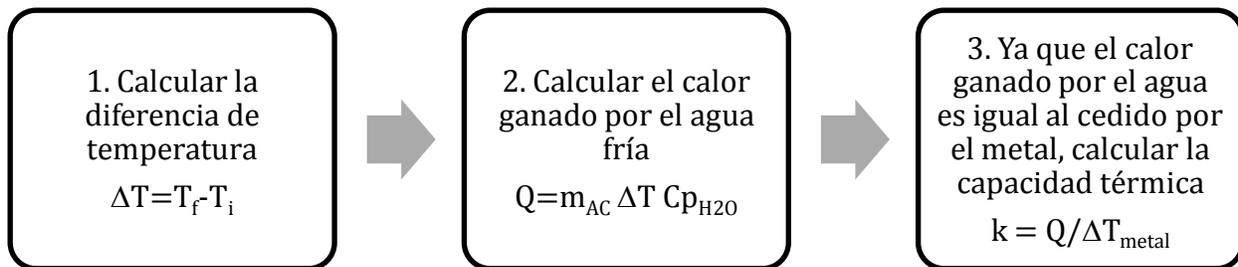
# cilindros	Metal						Agua		
	Masa inicial (g)	T inicial (°C)	T final (°C)	ΔT (°C)	K (J/°C)	k (J/g °C)	T inicial (°C)	T final (°C)	ΔT H ₂ O (°C)
1	2.55	68.3	19	-49.3	12.7	4.9	18	19	1
2	5.35	68.2	19.8	-48.4	22.0	4.1	18.1	19.8	1.7
3	7.73	69	20.8	-48.2	32.6	4.2	18.3	20.8	2.5
4	10.29	68.5	21.5	-47	44.1	4.3	18.2	21.5	3.3

Gráficas

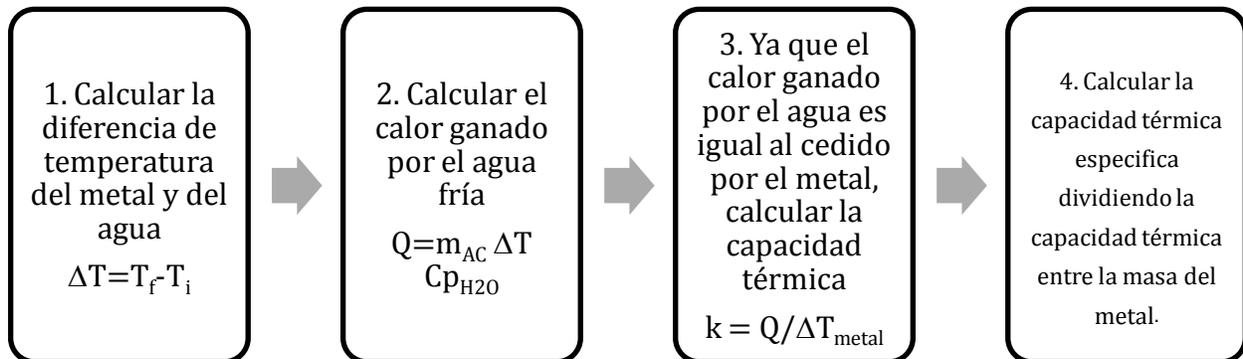


Algoritmo de cálculo

Parte 1



Parte 2



Conclusiones

Esta práctica presenta algunas dificultades experimentales. Ya que el calorímetro es un vaso de unicel este es perforado cada vez que se toma la temperatura por lo que pueden existir fugas de agua, además la cuerda de nylon que se proporciona para amarrar los cilindros de metal no es flexible y dificulta que estos se acomoden bien.

Además es necesario hacer hincapié en la rapidez de transferencia de los cilindros del agua caliente al agua fría. Por otro lado esta práctica da resultados precisos a pesar de los errores experimentales se podría intentar medir la capacidad calorífica de algunos líquidos cosa que sería más fácil.

Bibliografía

Castellan, G. W. (1978). Fisicoquímica. México: Addison-Wesley Iberoamericana.

Engel, T. y Reid, P. (2006) Physical Chemistry. USA: Pearson -Benjamin Cummings.

Daley, H. (Problems in Chemistry. Ed. Reverté. España.

UNAM-Facultad de Química

Laboratorio de Termodinámica (1212)

Semestre 1212-1

I.Q. Aline Villarreal Medina

14/Octubre/2011

Práctica #7 Equivalencia Calor-Trabajo

Objetivo:

- Introducir el tema de energía y ver las interacciones de sus diversas formas de manifestación.
- Obtener experimentalmente el valor de la equivalencia calor-trabajo.

Introducción:

Para elevar la temperatura de un cuerpo o sistema es necesario ponerlo en contacto con otro cuerpo de temperatura mayor o bien realizando trabajo mecánico sobre este, esta energía mecánica si se transforma en energía térmica se mide en calorías. Se encontró la relación entre las calorías y las unidades de Joule mediante una serie de experimentos en los cuales la energía mecánica es transformada íntegramente en energía térmica.

Podemos mencionar que la energía térmica es la forma de energía que interviene en los fenómenos caloríficos. Sus unidades son la caloría (cal). Así mismo la energía mecánica es la energía que se debe a la posición y al movimiento de un cuerpo.

Por otra parte, para medir las cantidades de calor suministrados o recibidos por los cuerpos se usa un calorímetro, que es un dispositivo experimental que consta de un termómetro y un recipiente de paredes adiabáticas que permite medir la cantidad de calor intercambiado entre sistemas

Cuestionario previo

1. Dentro de las formas de manifestación de la energía se encuentran la energía térmica y la energía mecánica, defínelas y da sus unidades.

La energía térmica, es la forma de energía que interviene en los fenómenos caloríficos. Cuando dos cuerpos a diferente temperatura se ponen en contacto, el cuerpo caliente comunica energía al cuerpo frío, la diferencia entre ambas temperaturas es lo que se denomina energía térmica. De acuerdo a la teoría cinético-molecular, la energía térmica de un cuerpo es la energía resultante de sumar todas las energías mecánicas asociadas a los movimientos de las diferentes partículas que lo componen. Su unidad es la caloría (cal).

La energía mecánica, es la energía que se debe a la posición y al movimiento de un cuerpo, por lo tanto, es la suma de las energías potenciales, cinéticas y elásticas de un cuerpo en movimiento.

Las unidades para todas las energías se pueden expresar en Joule.

$$4,184 J = 1 cal$$

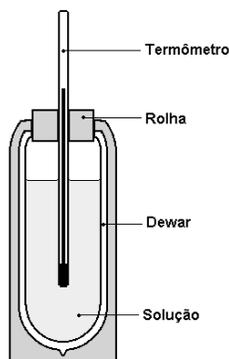
2. ¿Existe alguna relación entre la conservación de la energía y el equivalente mecánico del calor?

Sí, Ley de conservación de la energía, enuncia que la energía no se crea ni se destruye, solo puede ser transformada; es decir, que cuando se aplica algún tipo de energía dicha energía no se “gasta” sino que se convierte en otro “tipo” de energía.

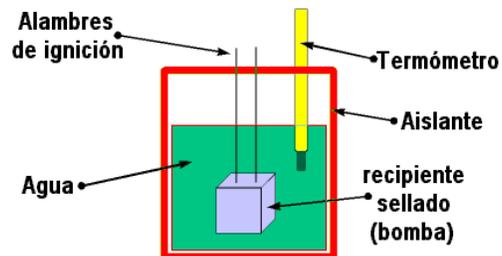
3. ¿Qué es un calorímetro a presión constante, volumen constante y temperatura constante?
¿Para qué se usan?

Un calorímetro, es un instrumento que sirve para medir las cantidades de calor suministrados o recibidos por los cuerpos. Consta de un termómetro y un recipiente de paredes adiabáticas que permite medir la cantidad de calor intercambiado entre sistemas. Sirve para determinar el calor específico de un cuerpo, así como para medir las cantidades de calor que liberan o absorben los cuerpos.

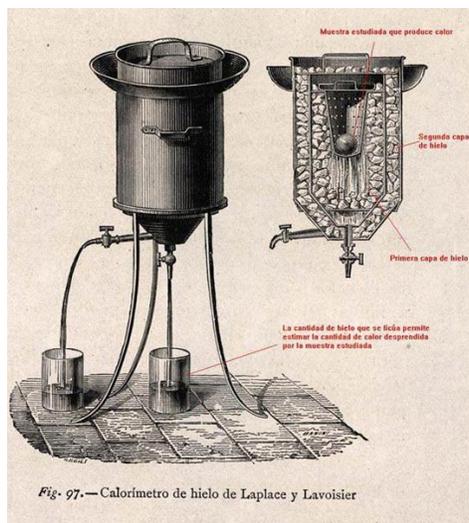
Un calorímetro a presión constante, es aquel que tiene presión constante como el vaso Dewar, el cual es recipiente que contiene el líquido en el que se va a estudiar, y cuyas paredes y tapa deben aislarlo al máximo del exterior.



Un calorímetro a volumen constante, como la bomba calorimétrica. En la cual, con oxígeno, a más o menos 30 atm de presión se realiza la combustión de diversas sustancias. La bomba cerrada se sumerge en una cantidad conocida de agua. La muestra se enciende eléctricamente y el calor producido por la reacción de combustión se puede calcular con exactitud al registrar el aumento en la temperatura del agua. El calor liberado por la muestra es absorbido por el agua y por el calorímetro



El calorímetro a temperatura constante está basado en la ley cero de la termodinámica que establece el equilibrio térmico entre dos cuerpos. Estos calorímetros tienen doble pared en la cual se coloca hielo con el propósito de evitar cualquier gradiente de temperatura.



4. ¿Qué es la constante de un calorímetro? ¿Para qué se usa? ¿Cómo se determina?

Es la capacidad térmica del calorímetro y permite cuantificar la cantidad de calor que absorbe o cede el calorímetro. Es una propiedad extensiva.

$$Q_k = Q_{\text{vidrio}} + Q_{\text{tapón}} + Q_{\text{termometro}} + Q_{\text{plastico}}$$

5. ¿Qué es el equivalente mecánico de calor?

Es la cantidad de calor correspondiente a una cantidad dada de energía cinética o potencial.

Respuesta al problema propuesto:

Al introducir una resistencia eléctrica a un recipiente con agua por un determinado tiempo, la temperatura del agua aumenta. Por cada caloría que absorbe el agua ¿cuántos joules cede el dispositivo eléctrico?

Tablas de datos experimentales y calculados

Manejo de datos:

- Masa del agua fría (m_f)=100mL
- Masa del agua caliente (m_c)=100 mL
- Capacidad térmica específica o calor específico del agua (C_{agua})=1 cal/g °C
- Temperatura del agua fría (θ_f)=21.3 °C
- Temperatura de agua caliente (θ_c)= 77.3°C

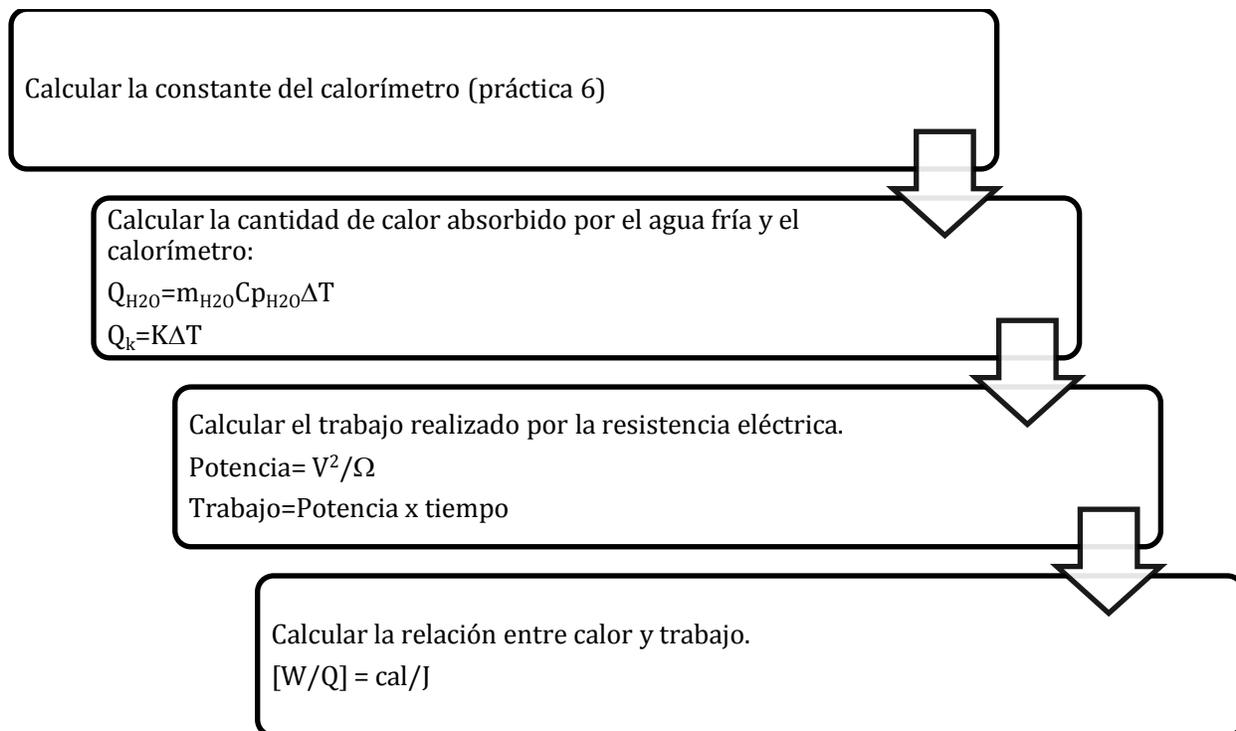
Datos Experimentales			
Tiempo (min)	θ_{Inicial} (°C)	Tiempo (min)	θ_{Inicial} (°C)
0.5	21.3	5.5	43.9
1	21.5	6	43.7
1.5	21.7	6.5	43.6
2	21.8	7	41.7
2.5	21.8	7.5	44.3
3	21.8	8	44.2
3.5	21.9	8.5	43.9
4	21.9	9	43.8
4.5	21.9	9.5	43.7
5	21.9	10	43.5

SEGUNDA PARTE

Manejo de datos:

Voltaje= 127 volts.Resistencia= 27.4 ohmsMasa de agua=300 mLK del calorímetro: 52.25 cal/°C

t (s)	T_i (°C)	T_f (°C)	Q_{H_2O} (cal)	Q_k (cal)	Potencia (W)	W_e (J)	Q_{ab} (cal)	W/Q_{abs}
10	20.7	20.8	30	5.2	588	5880	35.2	166.9
20	20.7	20.8	30	5.2	588	11760	35.2	333.9
30	20.7	21.1	120	20.9	588	17640	140.9	125.2
40	20.7	32.4	3510	611.4	588	23520	4121.4	5.7
50	20.7	33.8	3930	684.5	588	29401	4614.5	6.4
60	20.7	38.7	5400	940.5	588	35281	6340.5	5.6
70	20.7	51.5	9240	1609.4	588	41161	10849.4	3.8
80	20.7	55.0	10290	1792.3	588	47041	12082.3	3.9
90	20.7	57.5	11040	1922.9	588	52921	12962.9	4.1
100	20.7	63.4	12810	2231.2	588	58801	15041.2	3.9

Algoritmo de cálculo**Conclusiones**

Este experimento permite determinar la equivalencia del trabajo con el calor, aunque debido a que en las primeras mediciones debido a la convección la temperatura registrada es mucho menor a la que se tiene alrededor de la resistencia existe un gran porcentaje de error.

Ese porcentaje de error crea confusión ya que no se sabe si la determinación fue realizada adecuadamente, sugiero eliminar de los cálculos la primera y acaso la segunda determinación.

Bibliografía

Levine, I. N. (1996). Physical Chemistry. México: Mc Graw Hill-Interamericana.

Castellan, G. W. (1978). Fisicoquímica. México: Addison-Wesley Iberoamericana.

Engel, T. y Reid, P. (2006) Physical Chemistry. USA: Pearson -Benjamin Cummings

UNAM - Facultad de Química

Laboratorio de Termodinámica (1212)

Semestre 1212-1

I.Q. Aline Villarreal Medina

14/Octubre/2011

Práctica #8 Cambio de entalpía de fusión del hielo**Objetivo:**

- Determinar el calor latente de fusión del hielo.
- Establecer un balance de energía que toma en cuenta calor sensible y calor latente.

Introducción:

Latente en latín quiere decir escondido, y se llamaba así porque, al no notarse un cambio de temperatura mientras se produce el cambio de fase (a pesar de añadir calor), éste se quedaba escondido. La idea proviene de la época en la que se creía que el calor era una sustancia fluida denominada *calórico*. Por el contrario, el calor que se aplica cuando la sustancia no cambia de fase, aumenta la temperatura y se llama calor sensible.

El agua tiene un **punto de ebullición muy elevado** (100°C, a 1 atmósfera de presión), teniendo en cuenta su tamaño. El comportamiento del H₂O se aleja del de los demás hidruros formados con los elementos del grupo VI de la Tabla extrapolando los ¡el agua herviría a -80°C! Este comportamiento se debe al **gran número de puentes de hidrógeno que forman sus moléculas**.

Por el mismo motivo, su punto de congelación (0°C) es mayor de lo esperado. El **amplio margen de temperaturas en que permanece en fase líquida** (entre 0°C y 100°C) proporciona variadas posibilidades de vida, desde los organismos **psicrófilos**, que pueden vivir a temperaturas próximas a 0°C hasta los **termófilos**, que viven a 70-80°C.

Cuestionario previo

1. ¿Por qué la energía térmica en un cambio de fase se expresa mediante ΔH ?

H es la Entalpía cuya propiedad fundamental consiste en que su variación en procesos a presión constante es igual al calor intercambiado por el sistema.

Puesto que las variables que intervienen en la definición de H son funciones de estado, H también lo es, y tiene en este sentido las mismas propiedades de U.

$$\Delta U = Q_p - P\Delta V$$

$$U_f - U_i = Q_p - P(V_f - V_i) \text{ a } P=\text{cte}$$

$$(U_f + PV_f) - (U_i + PV_i) = Q_P$$

$$H = U + PV$$

$$H_f - H_i = \Delta H = Q_P$$

2. Recuerda cómo se identifican los cambios de fase y colócalos sobre la flecha correspondiente visualizar, indicando si en la transición se cede o absorbe energía.

Gas → Líquido: Licuefacción

Líquido → Sólido: Condensación

Sólido → Gas: Sublimación

Gas → Sólido: Deposición

Sólido → Líquido: Fusión

Líquido → Gas: Evaporación

3. En qué condiciones de presión y temperatura ocurre la transición de fase.

A presión y temperatura constantes, ya que para que ocurra un cambio en el estado de agregación se debe aportar energía para vencer las fuerzas de atracción entre las partículas. Cuando hay cambios de agregación la temperatura se permanece constante ya que la energía suministrada es empleada para "romper" las fuerzas de atracción que mantienen unidas a las moléculas entre sí.

4. Escribe la ecuación que representa la relación entre entalpia y calor y como se llega a esta.

$$\Delta U = Q_P - P\Delta V$$

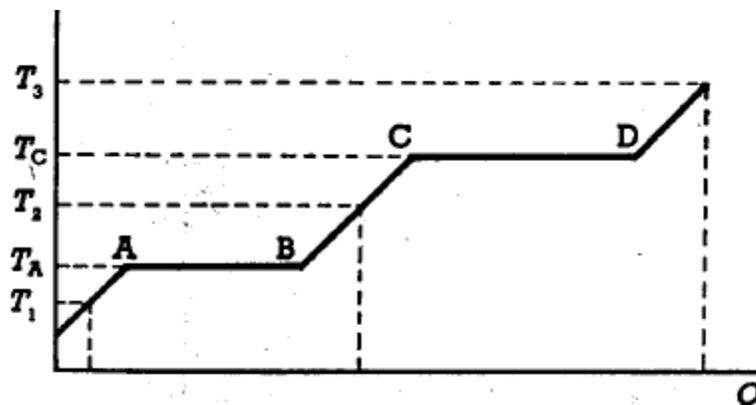
$$U_f - U_i = Q_P - P(V_f - V_i) \text{ a } P=\text{cte}$$

$$(U_f + PV_f) - (U_i + PV_i) = Q_P$$

$$H = U + PV$$

$$H_f - H_i = \Delta H = Q_P$$

5. La gráfica representa el calor suministrado a un mol de una sustancia pura en función de la temperatura. A la temperatura T_1 , la sustancia está en estado sólido; a T_2 , en estado líquido, y a T_3 , en estado vapor:



¿Cuáles de las siguientes afirmaciones son ciertas?

- a) AB es el calor latente de fusión. **CIERTA**
 b) T_c es el punto de ebullición. **CIERTA**
 c) De la pendiente de la recta BC se determina la capacidad calorífica del líquido. **CIERTA**

Tablas de datos experimentales y calculados

Muestra	$T_{i\text{ agua}}$ (°C)	$M_{\text{ agua}}$ (g)	$M_{\text{ hielo}}$ (g)	$T_{\text{ equilibrio}}$ (°C)	$Q_{\text{ agua tibia}}$ (cal)	Q_k (cal)	$Q_{\text{ agua fría}}$ (cal)	λ (cal/g)	%error
1	31.1	175	26.07	17.5	-2380	-511.2	2891.16	93.4	16.75
2	32.7	175	21.13	19.2	-2362	-507.5	2869.5	116.6	45.75

Algoritmo de cálculo

Realizar el balance de energía en el sistema

Calcular la cantidad de calor absorbido por el agua fría y el calorímetro:

$$Q_{H_2O} = m_{H_2O} C_{p_{H_2O}} \Delta T$$

$$Q_k = K \Delta T$$

Calcular la cantidad de calor absorbido por el agua fría y el calorímetro:

$$Q_{hielo} = m_{hielo} C_{p_{hielo}} \Delta T + m_{hielo} \lambda$$

Problemario

1. Se coloca la misma cantidad de agua a 60 °C en dos recipientes adiabáticos. Se añade un poco de hielo a uno de ellos e igual masa de agua a 0 °C al otro. ¿Cuál de las dos mezclas alcanzará menor temperatura? ¿Por qué?

La mezcla que contiene hielo, debido a que el calor latente de fusión del hielo se mantiene constante más tiempo que el agua líquida a 0° C

2. Se suministran 2880 Btu a 30 lb de hielo a 32 °F. ¿Cuánto hielo queda sin fundir?

32° F = 0° C ; Calor de fusión del hielo = 144 BTU/lb

se fundirán 2880 BTU / 144 BTU lb-1 = 20 lb

y quedaran 30 lb - 20 lb = 10 lb sin fundir.

3. Se coloca un cubo de hielo a 0 °C en 500 g de agua a 60 °C. La temperatura final es de 18°C. ¿Cuál era la masa del cubo de hielo?

$$Q_{hielo} = - Q_{agua}$$

$$m (\lambda_{hielo}) + m(C_{p_{agua}}) \Delta T = m(C_{p_{agua}}) \Delta T$$

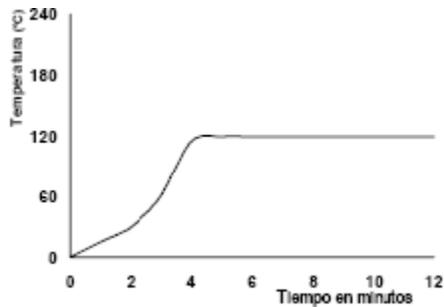
$$m (333,9 \text{ J/g} + 4.18 \text{ J/g}^\circ\text{C} (18^\circ \text{C} - 0^\circ \text{C})) = 500\text{g} (4.18 \text{ J/g}^\circ\text{C}) (60^\circ \text{C} - 18^\circ \text{C})$$

$$m(409.14 \text{ J/g}) = 87\,780 \text{ J}$$

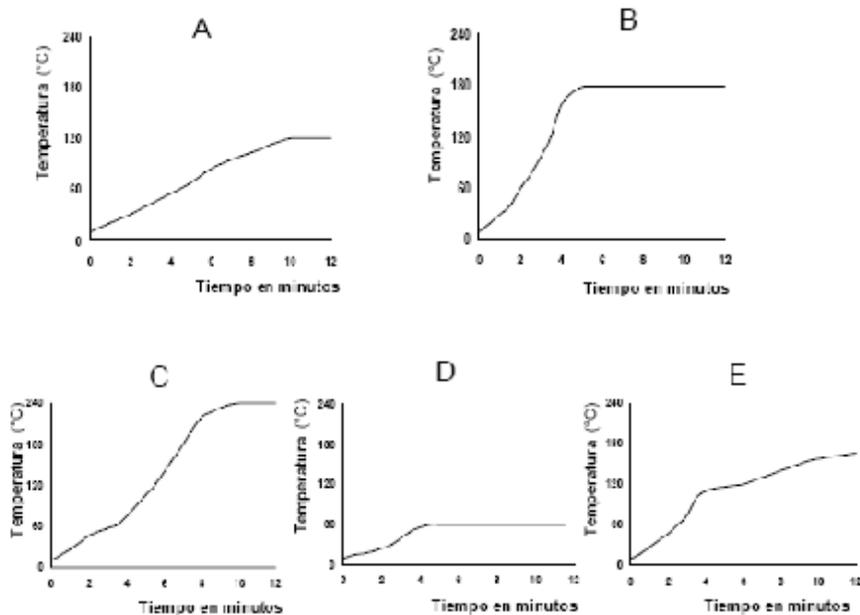
$$\underline{m = 214.54 \text{ g}}$$

4. Una muestra de 15 cm³ de cierto líquido se calienta y la variación de la temperatura en función del tiempo se representa en la figura 1.

Si se calienta el doble de volumen (30 cm³) del mismo líquido, ¿cuál de los siguientes gráficos de calentamiento se obtendrá?



Si se calienta el doble de volumen, del mismo líquido, ¿cuál de las siguientes gráficas se obtendría?



La gráfica A porque aunque lleve más tiempo calentar el líquido debido a que es mayor su volumen, va a llegar al mismo equilibrio, en este caso 120° C

Conclusiones

La principal fuente de error que existe en este experimento es que el hielo se derrite antes de ponerlo en el vaso Dewar, aún cuando se seca con la toalla existe la posibilidad que el hielo tenga un poco de agua fría alrededor.

Es importante establecer claramente quien cede calor y quien absorbe ya que en esta práctica se intercambian los papeles de acuerdo con la práctica anterior, también es necesario establecer que el agua del hielo derretido se calienta un poco después del cambio de estado y esta transferencia de energía es necesario incorporarla al balance.

Bibliografía

Levine, I. N. (1996). Physical Chemistry. México: Mc Graw Hill-Interamericana.

Castellan, G. W. (1978). Fisicoquímica. México: Addison-Wesley Iberoamericana.

Engel, T. y Reid, P. (2006) Physycal Chemistry. USA: Pearson -Benjamin Cummings