

Laboratorio de Termodinámica I

Plan de Actividades

semana	actividad
1	Presentación del curso
2	Ecuaciones de estado I
3	Ecuaciones de estado II
4	Discusión
5	Fronteras adiabáticas y diatérmicas
6	Calorimetría
7	2a. Ley
8	Discusión
9	Preparación de soluciones
10	Ley de Hess
11	Discusión

En todas las sesiones se usará bata blanca dealgodón y con manga larga.

Se debe asistir al menos al 80% de las sesiones.

Bitácora de Laboratorio

La bitácora del laboratorio deberá ser un cuaderno cosido, de pasta dura. Se escribirá solamente con tinta y se revisará al inicio de cada sesión.

Para cada práctica se deberán incluir los puntos siguientes:

- 1) Introducción
- 2) Objetivos
- 3) Protocolo
- 4) Material y reactivos
- 5) Propiedades físicas y toxicidad de los reactivos
- 6) Modificaciones realizadas
- 7) Preparación de reactivos y montaje de aparatos
- 8) Resultados (tablas, cálculos, gráficas, etc.)
- 9) Discusión

Las cinco primeras partes deben estar completas al inicio de la sesión.

Ecuaciones de Estado I

Comparación y cálculo de compresibilidades

Objetivo

Adquirir experiencia para manejar diferentes funciones de estado.

Introducción

- Preparar un resumen de las secciones:
 - 3.1 Comportamiento *PVT* de sustancias puras
 - 3.2 Ecuación virial.
 - 3.4 Aplicación de la ecuación virial
 - 3.5 Ecuaciones de estados cúbicas
- del libro
J.M. Smith y H.C. Van Ness
Introduction to Chemical Engineering Thermodynamics
Mc Graw-Hill, 3rd Ed.

Protocolo

- Presentación de algunas ecuaciones de estado
- Cálculo de coeficientes de dilatación y compresibilidades para las ecuaciones de estado del gas ideal y de Van der Waals
- Comparación entre las ecuación de estado y los resultados experimentales

Ecuaciones de Estado II

Ecuaciones de estado cúbicas y la ley de estados correspondientes

Objetivos

- Relacionar parámetros de las ecuaciones de estado con las condiciones del punto crítico.
- Analizar la ley de estados correspondientes.
- Aprender a resolver ecuaciones cúbicas.

Introducción

- Preparar un resumen de la sección:
 - 1.4. Gases imperfectos: una ecuación de estado.
del libro
P.W. Atkins
Fisicoquímica
Addison, 3a. Ed.
- Buscar la solución de polinomios cúbicos por el método de Cardano.

Protocolo

- Obtener parámetros de las ecuaciones de estado a partir de las condiciones del punto crítico.
- Expresar las ecuaciones de estado en términos de sus variables reducidas.
- Utilizar las fórmulas de Cardano para resolver problemas con ecuaciones de estado cúbicas.

Fronteras adiabáticas y diatérmicas

Determinación del tipo de fronteras

Objetivos

Caracterizar el tipo de paredes que se usarán en otras sesiones de laboratorio.
Determinar que diseño experimental es más cercano a un sistema aislado.

Introducción

- Preparar un resumen de las secciones:
 - 1-5. Equilibrio térmico.
 - 4-11. Conducción de calor
 - 4-12. Conductividad térmica
- del libro
MW Zemansky and RH Dettman
Heat and Thermodynamics
McGraw-Hill, 6th ed.

Protocolo

- Preparar tres recipientes: (a) un vaso de unicel, (b) un vaso de unicel dentro de otro que está vacío, y (c) un vaso de unicel dentro de otro que tiene agua.
- Registre la temperatura ambiental y la temperatura del agua. Tomar el recipiente (a) y añadirle 50mL de agua hirviendo. Tapar el recipiente e introducir un termómetro. Registre la temperatura cada minuto, durante 10 minutos, y cada dos minutos durante otros 10 minutos.
- Repetir el mismo procedimiento con los recipientes (b) y (c).
- Cambiar el agua del recipiente (c) y secar todos los recipientes por dentro y por fuera.
- Repetir los experimentos con agua a 0°C.
- Graficar T vs t .

Calorimetría

Determinación de las capacidades caloríficas

Objetivos

- Comprender las bases de la calorimetría
- Aprender a determinar capacidades caloríficas de los sólidos

Introducción

- Preparar un resumen acerca de los tipos de calorímetros más comunes (a P y V constante), describiendo para que fin es más adecuado cada uno de ellos.
- Recopilar una tabla de la densidad del agua y su capacidad calorífica en el intervalo de temperaturas de 0°C a 100°C .

Protocolo

Calibración de los termómetros

- Tome dos termómetros de de -1 a 50°C y numere los. El termómetro #1 se usará sólo para el calorímetro. Con el termómetro #2 se determina la temperatura ambiente y otras mediciones.
- Introduzca los termómetros en agua con hielo y registre ambas temperaturas. Utilice estos datos para corregir las lecturas del termómetro #2.
- En cada experimento registre la temperatura ambiente al inicio y al final.

Calibración del calorímetro

- Coloque 50.0 mL de agua en un vaso y determine la masa del agua. Coloque el vaso en un baño de agua con hielo para que alcance la temperatura de 0°C .
- Prepare un calorímetro de doble vaso. (Siempre enjuague y seque bien los vasos antes de cada experimento). Coloque el termómetro de tal forma que quede a menos de 2 cm del fondo.
- Añada 50.0 mL de agua y deje que se alcance el equilibrio térmico. Registre la temperatura cada 30 segundos.
- Tome 50.0 mL de agua a 0°C y agreguelos cuidadosamente al calorímetro. Agite con cuidado y registre la temperatura cada 10 s hasta que la temperatura alcance su valor mínimo. Continúe midiendo la temperatura cada 30 s durante 10 minutos.
- Repita el experimento dos veces más
- Determine la temperatura de equilibrio y calcule la capacidad calorífica del calorímetro.

Determinación del calor específico de un sólido

- Tome la cantidad de monedas de la misma denominación necesaria para acumular alrededor de 20 g y registre su masa. Introduzcalas en un vaso con 20 mL de agua y ponga el vaso dentro de un recipiente de agua con hielo para que alcancen el equilibrio térmico.
- Prepare nuevamente el calorímetro con 40.0 mL de agua y deje que se alcance el equilibrio. Registre la temperatura cada 30 s durante 10 minutos.
- Introduzca las monedas en el calorímetro. Registre la temperatura de la misma forma que en el experimento de calibración.
- Repita el experimento dos veces más.
- Determine la capacidad calorífica de las monedas y su calor específico.

Segunda Ley de la Termodinámica

Equilibrio Térmico

Objetivos

- Aplicar la Segunda Ley al problema del equilibrio térmico
- Determinar las condiciones de equilibrio a partir de la Segunda Ley

Introducción

- Investigar acerca de las maximización de la entropía. (ver por ejemplo la sección 8-8 del libro: MW Zemansky and RH Detteman *Heat and Thermodynamics* McGraw-Hill, 6th ed.)
- Establezcer el tipo de cálculos que se llevarán a cabo durante la práctica.

Protocolo

Condiciones iniciales

- Se tienen dos cuerpos, cada uno aislado térmicamente y con temperatura diferente
- Considere que el experimento ocurre a presión constante y que todo el sistema está aislado térmicamente del medio ambiente.

Desarrollo de la práctica

- Al poner ambos cuerpos en contacto térmico, un cuerpo le entregará energía en forma de calor al otro.
 - La cantidad de energía intercambiada dependerá del tiempo que los cuerpos permanezcan en contacto.
 - Una vez que se conozca el calor entregado o recibido por uno de los cuerpos, se podrá calcular:
 - la temperatura final de este cuerpo,
 - el calor entregado o recibido por el otro cuerpo y su temperatura final
 - el cambio en la entropía de cada uno, y
 - el cambio total en la entropía
- Por simplicidad, asuma que las capacidades caloríficas no cambian con la temperatura.
- Prepare una tabla con los valores siguientes: ΔH_1 , T_1 , T_2 , ΔS_1 , ΔS_2 y ΔS_T , para cada caso considerado.
 - Haga las siguientes gráficas: T_1 y T_2 vs ΔH_1 , ΔS_1 y ΔS_2 vs ΔH_1 y ΔS_T vs ΔH_1 .
 - Si se dejan los dos cuerpos un contacto el tiempo necesario, éstos alcanzarán el equilibrio térmico. Haga los cálculos necesarios para determinar el estado de equilibrio, así como de ΔH_1 , ΔS_1 , ΔS_2 y ΔS_T . Trate de localizar este estado en sus gráficas.

Preparación de soluciones

Neutralización

Objetivo

Preparar y valorar las soluciones que se utilizarán en la práctica de la Ley de Hess

Introducción

- Investigar sobre los siguientes temas:
 - Preparación de soluciones
 - Titulación ácido-base
 - Punto de equivalencia
- Realizar los cálculos necesarios para preparar 1L de cada una de las soluciones que se utilizarán en la práctica de la Ley de Hess.
- Suponga que se tienen soluciones estandarizadas, 0.1M de un ácido y 0.3M una base. Si se toman alícuotas de 5mL de las soluciones estandarizadas, calcule el volumen necesario de cada una de las soluciones de la práctica que neutralizarán las muestras de las soluciones estandarizadas.

Protocolo

Preparación de las soluciones

- Prepare 1L de cada solución.

Valoración de las soluciones preparadas con un estándar

- Las valoraciones se harán por triplicado
- Se usará fenofaleína para determinar el punto de equivalencia

Ley de Hess

Determinación del calor de reacción

Objetivo

- Determinar el calor de algunas reacciones de neutralización
- Verificar experimentalmente la Ley de Hess

Introducción

- Escriba las reacciones que ocurrirán en el experimento. Especifique el estado inicial y final de cada una.
- Plantee un ciclo que involucre a las cuatro reacciones de la práctica para verificar la Ley de Hess.
- Resuelva el problema siguiente. Suponga que 50.0mL de solución de un ácido HA se mezclan con 50.0mL de la base B, en un calorímetro. Ambas soluciones se encontraban inicialmente a 21.7°C y la temperatura de equilibrio es igual a 27.8°C. Obtenga el calor molar de la reacción considerando los siguientes datos hipotéticos: $C_p(\text{calorímetro}) = 27.0 \text{ JK}^{-1}$, $C_p(\text{solución final}) = 418.0 \text{ JK}^{-1}$.

Protocolo

Calibración de los termómetros y del calorímetros

- Calibre dos termómetros de acuerdo con el protocolo de la práctica de calorimetría. Recuerde que el termómetro # 1 debe permanecer siempre en el calorímetro.
- Determine la capacidad calorífica de su calorímetro. Haga dos repeticiones

Determinación de los calores de reacción

- Prepare un calorímetro de doble vaso. (Siempre enjuague y seque bien los vasos y los termómetros antes de cada experimento.)
- Tenga siempre a la mano un recipiente con agua fría y otro con agua caliente.
- Añada 50.0mL de solución 3.00M de HCl al calorímetro y deje que se alcance el equilibrio térmico. Revise la temperatura cada 60 segundos.
- Ponga 50.0mL de solución 3.00M de NaOH en un vaso. Trate que la solución alcance la misma temperatura que tiene la solución dentro del calorímetro, utilizando los recipientes de agua fría o caliente, según sea necesario.
- Agregue cuidadosamente la solución del vaso al calorímetro. Agite con cuidado y registre la temperatura cada 10s hasta que la temperatura alcance su valor máximo. Continúe midiendo la temperatura cada 30 s durante 10 minutos.
- Antes de deshacerse de la solución determine su masa.
- Calcule el calor de la reacción y el calor de neutralización molar. Considere que la capacidad calorífica de la solución es $4.18 \text{ J K}^{-1} \text{ g}^{-1}$.
- Repita el mismo procedimiento para las reacciones siguientes:
 $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{NaOH}$
 $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{NH}_3$
 $\text{HCl} + \text{NH}_3$

Utilice el ΔH de las cuatro reacciones para verificar la validez de la Ley de Hess.