



UNIVERSIDAD NACIONAL AUTÓNOMA DE MÉXICO

FACULTAD DE QUÍMICA

**DISEÑO DE UNA HERRAMIENTA DE EVALUACIÓN PARA LA
DETECCIÓN Y ANÁLISIS DE CONCEPCIONES ALTERNATIVAS SOBRE
ENTROPÍA.**

T E S I S

**QUE PARA OBTENER EL TÍTULO DE
QUÍMICA**

PRESENTA

ROCÍO KARINA VALERA FLORES



MÉXICO, D.F.

2014



Universidad Nacional
Autónoma de México

Dirección General de Bibliotecas de la UNAM

Biblioteca Central



UNAM – Dirección General de Bibliotecas
Tesis Digitales
Restricciones de uso

DERECHOS RESERVADOS ©
PROHIBIDA SU REPRODUCCIÓN TOTAL O PARCIAL

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

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

JURADO ASIGNADO:

PRESIDENTE: RAMIRO EUGENIO DOMÍNGUEZ DANACHE

VOCAL: CARLOS MAURICIO CASTRO ACUÑA

SECRETARIO: KIRA PADILLA MARTÍNEZ

1er. SUPLENTE: GERARDO OMAR HERNÁNDEZ SEGURA

2° SUPLENTE: JOSÉ ABRAHAM ORTÍNEZ ÁLVAREZ

SITIO DONDE SE DESARROLLÓ EL TEMA:

FACULTAD DE QUÍMICA UNAM

ASESOR:

DRA. KIRA PADILLA MARTÍNEZ

SUSTENTANTE:

ROCÍO KARINA VALERA FLORES

CONTENIDO

| | |
|--|---------------------------------------|
| RESUMEN..... | 1 |
| INTRODUCCIÓN | 3 |
| Importancia de la segunda ley de la termodinámica..... | 3 |
| Entropía en los planes de estudio de las licenciaturas de la Facultad de Química. | 4 |
| Dificultad para entender el concepto de entropía. | 7 |
| Concepciones alternativas relacionadas con la segunda ley..... | 7 |
| OBJETIVOS | 10 |
| Objetivos particulares | 10 |
| | |
| CAPÍTULO 1 | Marco teórico..... 11 |
| 1.1 Perspectiva histórica de la Segunda ley de la termodinámica | 11 |
| Postulados de la Segunda ley | 17 |
| 1.2 Perspectiva científica de la Segunda ley de la termodinámica..... | 19 |
| 1.3 Concepciones Alternativas | 36 |
| 1.4 Concepciones Alternativas sobre entropía..... | 39 |
| | |
| CAPÍTULO 2 | Metodología..... 45 |
| 2.1 PREGUNTAS DE DOBLE ESCALÓN | 45 |
| Importancia de la evaluación de las concepciones alternativas. | 45 |
| <u>Descripción de cuestionarios.</u> | 46 |
| Metodología para la elaboración del cuestionario de doble escalón..... | 47 |
| 2.2 DESCRIPCIÓN DEL CUESTIONARIO. | 48 |
| 2.3 DESCRIPCIÓN DE LA MUESTRA | 54 |
| | |
| CAPÍTULO 3 | Resultados y análisis 57 |
| 3.1 RESULTADOS, PREGUNTA 1..... | 57 |
| Análisis de resultados, pregunta 1..... | 58 |
| 3.2 RESULTADOS, PREGUNTA 2..... | 60 |
| Análisis de resultados, pregunta 2..... | 61 |
| 3.3 RESULTADOS, PREGUNTA 3..... | 63 |
| Análisis de resultados, pregunta 3..... | 64 |
| 3.4 RESULTADOS, PREGUNTA 4..... | 65 |
| Análisis de resultados, pregunta 4..... | 66 |
| 3.5 RESULTADOS, PREGUNTA 5 | 68 |
| Análisis de resultados, pregunta 5..... | 69 |
| 3.6 RESULTADOS, PREGUNTA 6..... | 71 |
| Análisis de resultados, pregunta 6..... | 72 |
| 3.7 RESULTADOS, PREGUNTA 7..... | 74 |
| Análisis de resultados, pregunta 7..... | 75 |
| 3.8 RESULTADOS, PREGUNTA 8..... | 77 |

| | |
|--|-----------------------------|
| Análisis de resultados, pregunta 8..... | 78 |
| 3.9 RESULTADOS, PREGUNTA 9..... | 80 |
| Análisis de resultados, pregunta 9..... | 81 |
| 3.10 RESULTADOS, PREGUNTA 10..... | 83 |
| Análisis de resultados, pregunta 10..... | 84 |
| <u>3.11 Herramienta de evaluación.....</u> | <u>86</u> |
| | |
| CAPÍTULO 4 | Conclusiones..... 91 |
| | |
| BIBLIOGRAFÍA | 93 |

RESUMEN

Antes de tener una instrucción formal los estudiantes de ciencias ya cuentan con explicaciones personales de los fenómenos naturales, dichas explicaciones pueden, o no, coincidir con las explicaciones científicas aceptadas y son conocidas como concepciones alternativas. Las concepciones alternativas pueden representar un obstáculo en la adquisición de nuevos conocimientos.

Las concepciones alternativas sobre conceptos científicos han sido estudiadas ampliamente en los niveles de educación básica; sin embargo, poco se ha investigado al respecto en el nivel superior. Entre las investigaciones de concepciones alternativas de educación superior se han estudiado principalmente temas relacionados al campo de la física y escasamente sobre temas de química.

En química es de gran interés conocer si una reacción sucederá, o no, de manera espontánea bajo cierto conjunto de condiciones y esto es posible con ayuda de la segunda ley de la termodinámica. Por ello es de gran importancia que las personas que estudian una licenciatura en el campo de la química comprendan de manera adecuada el concepto de entropía.

En este trabajo generamos una herramienta de evaluación basada en preguntas de opción múltiple de doble escalón, que permite de manera rápida conocer las concepciones alternativas que sobre entropía presentan alumnos de licenciatura, así como conocer y entender las razones que existen detrás de dichas concepciones y que les dan validez.

Para realizar dicha herramienta se realizó una revisión bibliográfica sobre los trabajos publicados, en el área educativa y científica, sobre entropía. Una vez que identificamos las concepciones alternativas, creamos un cuestionario basado en estas concepciones, utilizándolas como las respuestas a las preguntas de opción múltiple junto con la respuesta correcta y constituyendo así el primer escalón de la herramienta de evaluación. Este cuestionario fue aplicado a alumnos de segundo semestre de la Facultad de Química. Cual fuese la respuesta de los alumnos, se les pidió que explicaran el porqué de ésta ya que sus explicaciones, una vez clasificadas, formarían parte del segundo escalón.

La herramienta de evaluación sería probada en el proyecto "Diagnóstico y estudio comparativo de concepciones presentes en estudiantes de ciencias a nivel medio superior y superior, en Quebec y en México, con el fin de desarrollar material

didáctico adecuado” a través de la plataforma “ConSOL” (Conceptions in Science on Line); sin embargo debido a la falta de financiamiento para poner en funcionamiento esta plataforma únicamente se realizó el diseño de la herramienta de evaluación y no probamos su funcionamiento.

INTRODUCCIÓN

Importancia de la segunda ley de la termodinámica.

Algunas personas piensan que entender el segundo principio de la termodinámica no es del todo relevante. Entre ellas, podemos mencionar al célebre divulgador de las ciencias Issac Asimov (1986) que, al responder una de las preguntas de sus lectores en su columna "Please explain" de la revista Science Digest, menciona que si bien es fácil ver la mano del segundo principio por doquier, saber que la dirección natural de los procesos espontáneos se debe al resultado de una gran ley cósmica, a él esto de nada le sirve (Asimov, 1986).

Cuando lidié con este concepto en mi primer curso de fisicoquímica a mi paso por la Facultad de Química, éste me pareció de lo más abstracto. No logré entender cómo, midiendo la temperatura de cierta cantidad de gas contenida en un garrafón, podría obtener (después de realizar algunos cálculos) la medición del cambio de una propiedad que (según mis profesores y algunos libros de fisicoquímica que había leído) da indicios sobre el desorden del universo y además, dicho desorden siempre tiende a aumentar. Yo también llegué a pensar que esto no me serviría para nada, irónicamente ahora le debo mi título universitario y sin dudarle muchas cosas más.

Particularmente en química, donde se estudian las transformaciones de la materia, entender este principio es medular. Según Gillespie (1997) una de las ideas más esenciales y fundamentales de la química es precisamente la segunda ley, ya que es ésta la que nos permite saber porqué algunas reacciones ocurren y otras no, es decir, porqué algunas reacciones alcanzan el equilibrio cuando sólo se ha formado una pequeña cantidad de producto mientras que otras lo alcanzan cuando éste se ha formado casi en su totalidad. Seguramente algún químico que se dedique a la síntesis de nuevos productos, deseará saber si el producto de su interés se formará o no y por supuesto, de formarse, cuánto tiempo tardará en obtenerlo.

Atkins, en su libro "The creation revisited" (1992), sostiene que todas las formas de cambio, desde las más rudimentarias (como el enfriamiento de un cuerpo) a las extremadamente complejas (como la formación de opiniones), provienen de una fuente común. El autor nos dice que en la base de todo cambio se halla cierto colapso hacia el caos. Esto hace referencia a la degradación en la calidad de la energía (su dispersión) y que es precisamente lo que el segundo principio de la termodinámica establece.

El enunciado de Clausius sobre la segunda ley dice que todos los procesos reales corren en una única dirección, "el calor nunca se dirige de un cuerpo frío a uno caliente", dicha dirección es la de la dispersión de la energía.

De esta manera podemos ver que la importancia de la segunda ley radica en que ésta nos da indicios sobre las causas del cambio, lo cual para cualquier ciudadano y principalmente para quien se dedica a la química es de interés. Creo que el profesional de la química no sólo deberá limitarse a entender los mecanismos de las transformaciones de la materia, éste habrá de ir un poco más allá al elucidar cuáles son las causas de dicho cambio y es en este punto donde recae la importancia de la segunda ley.

Entropía en los planes de estudio de las licenciaturas de la Facultad de Química.

Siendo éste un concepto fundamental en química, es relevante que quienes pretenden dedicarse a esta rama de las ciencias entiendan al menos las ideas básicas de dicho concepto.

Específicamente en la Facultad de Química de la UNAM, donde se imparten cinco licenciaturas en la rama de las ciencias químicas (Química (Q), Ingeniería Química (IQ), Ingeniería Química Metalúrgica (IQM), Química de Alimentos (QA) y Química Farmacéutica Biológica (QFB)), el concepto de entropía es visto formalmente en segundo semestre en la asignatura de "Termodinámica" (1212, plan de estudios 2005). Dicha asignatura es de carácter teórico práctico y de tronco común para las cinco carreras. En este curso, según el programa de la asignatura, se deben emplear 14 hrs de teoría y 11 hrs de laboratorio. Según algunos profesores que imparten esta asignatura únicamente se emplean ocho de las catorce horas

sugeridas por el programa, la dos últimas semanas del curso, para la exposición del concepto (en la parte teórica) y, en la parte experimental no se realiza ninguna práctica de manera oficial. Según la página del departamento de Fisicoquímica de la Facultad de Química (<http://depa.fquim.unam.mx/fisiquim/termo.htm> consultada el 30 de octubre a las 18:30 hrs) hay una práctica adicional (que se realizaría según el criterio del profesor) muy pequeña sobre el tema y en dónde sólo se muestra un breve proceso experimental a seguir por los estudiantes. Es decir, no se invierte ni una hora al tema en el laboratorio, a pesar de que el programa de estudios sugiere 11 hrs.

En tercer semestre, los alumnos de las cinco licenciaturas cursan la asignatura de “Equilibrio y cinética” (1308, plan de estudios 2005) en la cual se parte de la energía libre de Gibbs como criterio de espontaneidad para analizar los equilibrios de fase.

Posteriormente, los alumnos de cada licenciatura cursan asignaturas de fisicoquímica afines a su quehacer profesional (Tabla 0.1), a excepción de los alumnos de la carrera de QFB, quienes únicamente cursan las materias de fisicoquímica de tronco común. En dichas asignaturas subsecuentes los alumnos solamente hacen uso de los valores del cambio de entropía (ΔS) para realizar cálculos que les darán indicios sobre la espontaneidad de ciertas reacciones, dejando de lado el concepto de la segunda ley. Sin embargo, los estudiantes de la carrera de Química pueden optar por cursar, dentro de las optativas obligatorias tipo B, la asignatura de “Introducción a la termodinámica estadística”. Según el programa de este curso la segunda unidad está enfocada a “Conjuntos estadísticos” y como tercer subtema (de siete) se encuentra “Estadísticas de Boltzman, Fermi-Dirac y Bose-Einstein”. Sin embargo, el tiempo para cubrir la unidad es de 20 hrs, lo que deja cerca de 3 hrs para cada subtema, y esto no asegura que se estudie de manera efectiva el tema de microestados.

Tabla 0.1. Asignaturas de fisicoquímica de las licenciaturas de la Facultad de Química. Plan de estudios 2005.

| Carrera | Semestre | Materia, ligada a fisicoquímica |
|---------|----------|--|
| IQ | 2 | Termodinámica |
| | 3 | Equilibrio y cinética |
| | 3 | Balances de materia |
| | 4 | Termodinámica química |
| | 5 | Cinética química y catálisis |
| | 6 | Ingeniería de calor |
| | 6 | Laboratorio unificado de fisicoquímica |
| IQM | 2 | Termodinámica |
| | 3 | Equilibrio y cinética |
| | 4 | Equilibrio de fases en metalurgia |
| | 5 | Transformaciones de fase |
| | 5 | Transformaciones de energía |
| Q | 2 | Termodinámica |
| | 3 | Equilibrio y cinética |
| | 5 | Fisicoquímica de interfases |
| | 6 | Cinética química |
| | 7 | Laboratorio unificado de fisicoquímica |
| | 8-9 | Introducción a la termodinámica estadística |
| QA | 2 | Termodinámica |
| | 3 | Equilibrio y cinética |
| | 5 | Fisicoquímica de alimentos |
| QFB | 2 | Termodinámica |
| | 3 | Equilibrio y cinética |

Es importante mencionar que, para segundo semestre, los alumnos de las cinco licenciaturas que cursen termodinámica deberán haber aprobado álgebra superior ya que esta asignatura tiene seriación obligatoria con termodinámica. En el caso de cálculo I que solo es una asignatura indicativa con termodinámica, de haber sido aprobada los alumnos podrían estar cursando cálculo II. Quedando por cursar en el área de las matemáticas: ecuaciones diferenciales y estadística, que son materias correspondientes al tercer y cuarto semestre.

Dificultad para entender el concepto de entropía.

El no contar con las herramientas matemáticas necesarias, para entender las ecuaciones expuestas en el primer curso de fisicoquímica, representa un obstáculo en el entendimiento de los conceptos presentados en dicho curso. Conceptos tan fundamentales como calor y trabajo son representados mediante ecuaciones diferenciales. En termodinámica se usan ecuaciones diferenciales exactas para representar funciones de estado (como energía interna U , entropía S y energía libre de Gibbs G , entre otras) y ecuaciones diferenciales inexactas para representar funciones de trayectoria (como calor dQ y trabajo dW).

Muchos son los autores (Atkins, 1992; Gillespie, 1997; Duit, 1988; Pintó, 1992; Sözbilir, 2007; entre otros) que han reconocido las exigencias matemáticas, para alumnos de cursos básicos, que la termodinámica requiere. Debido a ello recomiendan abordar cada tema desde un punto de vista conceptual más que matemático, sin dejar éste totalmente de lado.

Pudiera pensarse que al no dar un tratamiento matemático riguroso en la exposición de los temas afines a la segunda ley, los alumnos no deberían tener problema alguno con el entendimiento de esta importante ley y demás conceptos. Sin embargo, las investigaciones en el área educativa han encontrado que los alumnos presentan dificultades con el aprendizaje conceptual (Solbes J., 2009), dichas dificultades son estudiadas a través de una línea de investigación denominada como concepciones alternativas.

Concepciones alternativas relacionadas con la segunda ley

De manera breve designaremos a las concepciones alternativas como aquellas explicaciones que no están necesariamente en concordancia con las explicaciones científicas aceptadas (Wandersse, 1994). Una explicación más detallada respecto a este tema se encontrará en el marco teórico.

Respecto a las concepciones alternativas en entropía se han realizado diversas investigaciones, que se han encargado de dilucidar las concepciones que sobre este tema poseen alumnos de diferentes niveles educativos (bachillerato y licenciatura). Entre los artículos revisados para este trabajo (Ribeiro, 1992;

Thomas, 1997; Carson and Watson 2002; Sözbilir 2001; Sözbilir 2003; Sözbilir 2007; Johnstone and McDonald 1977; Kesidou and Duit 1988; Kesidou and Duit 1993; Tomanek, 1994), la concepción alternativa sobre entropía mencionada con mayor frecuencia, fue aquella que la define como desorden.

Si bien existen diversas investigaciones dedicadas a exponer las concepciones alternativas que sustentan quienes estudian el concepto de entropía en cursos introductorios, las razones que existen detrás de cada concepción pudieran no ser las mismas para todos los alumnos. Esto hace que su erradicación sea un objetivo difícil de alcanzar. Quien busca eliminar una concepción alternativa no sólo requiere ser consciente de ella, sino también conocer aquellas razones que le dan validez a ésta (Horton, 2007).

Debido a este problema, se busca generar una herramienta de evaluación que nos permita conocer las concepciones alternativas que sobre entropía presentan aquellos alumnos que atienden cursos introductorios de fisicoquímica, así como conocer y entender las razones que existen detrás de dichas concepciones y que les dan validez.

Para este propósito echamos mano de las concepciones alternativas ya reportadas en la literatura, empleándolas en cuestionarios (aplicados a los alumnos de segundo semestre que cursaban termodinámica en la Facultad de Química de la UNAM) con los que indagamos respecto a las ideas que generan cada concepción alternativa sobre entropía analizada.

Una vez que las respuestas fueron clasificadas, se construyó un cuestionario de doble escalón (herramienta propuesta por Treagust, 2006). A diferencia de los cuestionarios de opción múltiple tradicionales, en los que sólo se evalúa si se posee o no un conocimiento, en el cuestionario de doble escalón se busca evaluar si se posee el conocimiento científico aceptado o alguna concepción alternativa al respecto, así como la explicación o defensa a la respuesta dada.

Para ello en este cuestionario las preguntas propuestas están constituidas por respuestas con dos escalones: en el primer escalón se busca conocer si los alumnos poseen el conocimiento científico aceptado sobre algún concepto específico o si se posee alguna concepción alternativa del mismo, al elegir alguna de las opciones donde se presenta la opción correcta entre diversas concepciones alternativas reportadas para ese tema.

En el segundo escalón se presenta un conjunto de opciones con argumentos que sustentan a la respuesta elegida en el primer escalón. De esta manera el dar la respuesta acertada a una pregunta no es suficiente para ser considerada correcta, pues al dar la explicación de dicha respuesta se puede conocer si un alumno comprende un conocimiento o si sólo lo posee, así como conocer si tiene concepciones alternativas y las justificaciones que dan pie a ellas.

Nuestra investigación se limita únicamente a diseñar una herramienta de evaluación de concepciones alternativas sobre entropía que ayude a dilucidar rápidamente las ideas detrás de cada concepción. Dicha herramienta podría ser utilizada por los profesores de termodinámica de la Facultad de Química, lo que les permitiría crear una estrategia de enseñanza adecuada a las características de sus alumnos, para de esta manera erradicar las concepciones alternativas existentes sobre entropía.

OBJETIVOS

El objetivo de este trabajo es generar una herramienta de evaluación, basada en preguntas de opción múltiple de doble escalón, que permita de manera rápida conocer las concepciones alternativas que sobre la entropía presentan los alumnos de segundo semestre de la Facultad de Química, así como conocer y entender las razones que existen detrás de dichas concepciones y que les aparentan dar validez.

OBJETIVOS PARTICULARES

- Probar la herramienta de evaluación de concepciones alternativas con estudiantes de la Facultad de Química.
- Identificar las concepciones alternativas que sobre entropía tienen los estudiantes de las carreras de química que cursan la asignatura de Termodinámica.
- Colaboración en el proyecto, “Diagnóstico y estudio comparativo de concepciones presentes en estudiantes de ciencias a nivel medio superior y superior, en Quebec y en México, con el fin de desarrollar material didáctico adecuado”, a través de la plataforma “ConSOL” (Conceptions in Science on Line), la cual constituye la herramienta electrónica dispuesta para este proyecto basada en preguntas múltiples de doble escalón ^[1].

^[1] Poster presented on the Strand 12: on Educational Technology of the 86th International Conference of the National Association of Research in Science Teaching. (2013)

Authors

Jesús Vázquez Abad, Université de Montreal
Isabelle Harpin, Université de Montreal
Caroline Cormier, Université de Montreal
Alexandre Tremblay, Université de Montreal
Andoni Garritz, Facultad de Química, UNAM
David F. Treagust, Curtin University, Australia.

CAPÍTULO 1

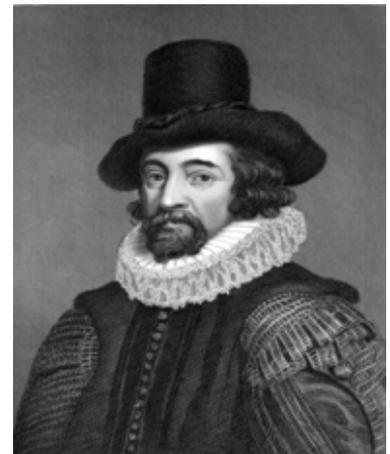
Marco teórico

1.1 PERSPECTIVA HISTÓRICA DE LA SEGUNDA LEY DE LA TERMODINÁMICA

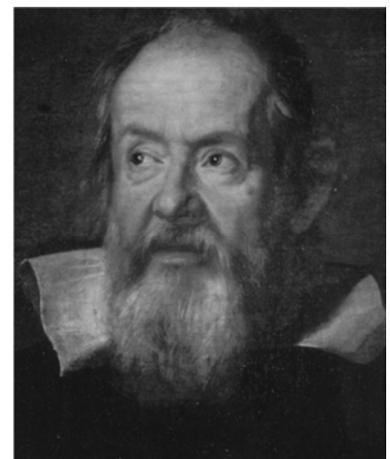
En mi opinión, lograr entender cómo es que operan los sistemas naturales es algo extraordinario, digno de asombro y admiración, ya que este entendimiento requiere, como bien dijo Jim Morrison: “ir mas allá de los límites de nuestra percepción”. Un ejemplo muy claro de esto y que nos ayudará a dilucidar el concepto de entropía es la evolución del concepto de calor en la ciencia.

El calor, al ser percibido a través del sentido del tacto, es algo de lo que se tiene conciencia, a un nivel sensorial, desde el inicio de la humanidad. A pesar de ello, no fue que hasta en 1620 Francis Bacon comenzó a describir, desde una perspectiva científica, las posibles formas de calor en su artículo *Novum Organum* (Padilla K., 2010).

Esta descripción cualitativa sobre las manifestaciones del calor representó el primer paso, pero la ciencia exige necesariamente un segundo paso, la cuantificación. Galileo Galilei fue quien, con la invención del primer termómetro, dejó de lado la relativa percepción de nuestros sentidos. Sin embargo, a pesar de haber encontrado una manera de medir los “cambios de calor” a través de los cambios de temperatura, aún no se entendía qué era aquello designado como calor y



Francis Bacon
(1561-1626)



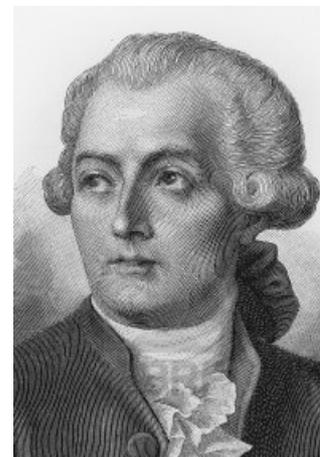
Galileo Galilei
(1564-1642)

Marco teórico

qué era la temperatura. No fue sino hasta cien años más tarde que el químico y físico británico Joseph Black hizo la distinción entre estos términos, aunque se refiere al calor como algo material.

Esta visión del calor como materia fue apoyada por científicos como Lavoisier, que junto con M. de Morveau, M. Berthollet y M. de Fourcroy, denominaron a la materia del calor como “calórico” el cual fue descrito como un fluido elástico, con moléculas tan pequeñas capaces de atravesar cualquier material y que producen un incremento en la fuerza repulsiva de las sustancias. Lavoisier menciona la existencia de dos tipos de calórico: el libre y el combinado; el combinado se encuentra “encadenado” a los cuerpos por la fuerza de atracción, llegando a formar parte de la misma sustancia; el libre no está dentro de ninguna combinación, sino que se encuentra en la misma atmósfera.

Mientras, científicos como Dalton apoyaron la teoría del calórico, el químico británico Humphry Davy consideraba que el calor no era un fluido material, realizó experimentos para demostrarlo, pero ninguno de ellos fue concluyente. Por lo que retomó la idea del movimiento de las partículas propuesta en 1780 por Lavoisier y Laplace, en la que se define al calor como la “fuerza viva” que surge de los movimientos de las partículas y se establece que la causa de las sensaciones de calor y frío podrían ser definidas como un movimiento, una probable vibración de las partículas



Antonie Lavoisier
(1743-1794)



Humphry Davy
(1778-1829)

de los cuerpos. Esto le sugiere que un movimiento no puede generar materia, pero si calor por lo que considera que el calor no es una sustancia (Padilla K., 2010).

Con la invención de la máquina de vapor en la revolución industrial, se hechó mano del calor para la producción de trabajo. Sadi Carnot (1796-1832), quien peleó a las afueras de Paris en 1814, pensaba que la derrota de Francia había sido debida a su inferioridad industrial. Se dio cuenta que al poseer el conocimiento sobre la eficiencia de las máquinas de vapor seria no sólo el maestro industrial y militar del mundo, sino también el líder de una revolución social mucho más universal que aquella que se había dado recientemente en Francia (Atkins P.W., 1984).



Sadi Carnot
(1769-1832)

Sin embargo, Carnot suscribió su trabajo en la errónea teoría del calórico. Él aún visualizaba al calor como un fluido material y postuló que las máquinas de vapor no consumían calórico, sino que sólo lo transportaban de un cuerpo caliente a otro frio hasta alcanzar el equilibrio térmico, usando el vapor como su medio de transporte, es decir, que el calor se conservaba y el trabajo era generado por la máquina debido a que el calórico fluía de un depósito de alta temperatura a uno de baja temperatura (Atkins P.W., 1984).



Émilie Clapeyron
(1799-1864)

Al darse cuenta que los cambios de presión y volumen (que a su vez se debían a los a cambios en la temperatura) influían en el aumento o disminución de la cantidad de calórico, Carnot hace la descripción de un

proceso realizando cambios en dichas magnitudes a temperatura constante y sin cambios de "calor". Observó que al restaurar las condiciones iniciales del proceso, el ciclo puede iniciar nuevamente lo que le sugiere la idea de un ciclo infinito y esto lo lleva a pensar en el movimiento perpetuo, además de una creación ilimitada del poder del movimiento, sin que se consuman ni el calórico ni otro agente cualquiera. Dichas ideas son rechazadas por el mismo Carnot y a raíz de ello plantea dos principios fundamentales en su teoría: el movimiento perpetuo es imposible y el calor se conserva. Otro principio implícito en su trabajo es que el calor es la causa del movimiento, esta idea le hace cuestionarse si un movimiento puede producir materia, con lo que comienza a dudar sobre la idea del calor como un fluido material (Atkins P.W., 1984).

Émile Clapeyron, ingeniero y físico francés, retomó las investigaciones de Carnot, pues consideraba que él no hizo un análisis matemático profundo y que con éste se podría llegar a la deducción de una ley más general, una de sus aportaciones fue realizar una sistematización gráfica (Figura 1) de la propuesta de Carnot (Padilla K., 2010).

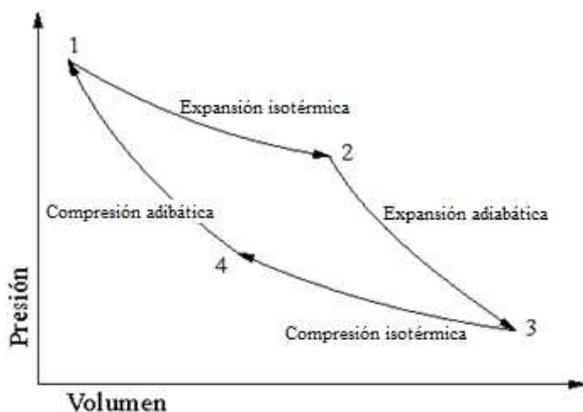
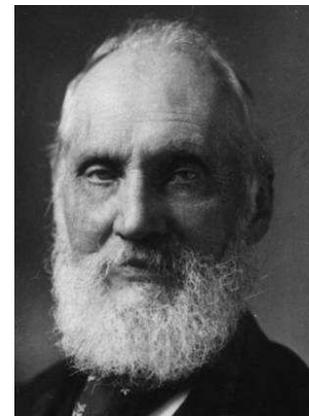


Figura 1.1: Representación gráfica del ciclo de Carnot propuesta por Emily Clapeyron.



James Joule
(1818-1889)



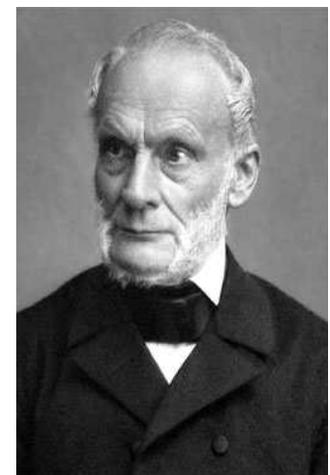
William Thomson
(1824-1907)

Los experimentos realizados por J. P. Joule en la década de 1840, demostraron que el calor no se conserva como pensaba Carnot. Joule encontró que el trabajo podía ser convertido cuantitativamente en calor, por lo que el calor y el trabajo son “interconvertibles”. Además notó que el pensar que el calor podía transferirse implicaba un límite para la cantidad de calor que era posible obtener de un cuerpo, pues al concebir al calor como materia no es posible extraer calor de un cuerpo indefinidamente, de esta manera la existencia del calor como un fluido material sería imposible (Atkins P.W., 1984). Posteriormente junto con Julios Lothar Mayer y Hermann Von Helmholtz desarrolló la primera ley de la termodinámica, sin embargo, quienes postularon los enunciados formales de dicha ley fueron Clausius y Kelvin en 1850.



**Herman Von Helmholtz
(1821-1894)**

William Thomson, mejor conocido como Lord Kelvin, pensaba que el trabajo de Carnot podía sobrevivir sin contradecir el trabajo de Joule, de la misma manera Rudolf Clausius (1822-1888) vio que esto podía ser resuelto si existieran dos principios subyacentes en la naturaleza, él considera que la naturaleza tiene dos pivotes de acción, el calor y el trabajo. [Atkins P.W., 1984]



**Rudolf Clausius
(1822-1888)**

Fue Clausius quien posteriormente enunció los dos principios fundamentales de la termodinámica, en el primero dice que el calor sólo puede ser transferido de un cuerpo caliente a uno frío y esto nunca sucede en el sentido contrario, a diferencia de la propuesta de

Carnot, Clausius se basa en la propuesta de Joule y considera que es posible obtener calor a partir del trabajo, además de que en sus conclusiones generales menciona cómo el calor puede ser explicado en términos del comportamiento de las partículas de las cuales se compone la materia; en el segundo representa el contenido de transformación de los cuerpos mediante una cantidad que denomina entropía (del griego $\eta\tau\rho\omicron\pi\eta$ que significa “transformación”, “evolución”) y cuya representación matemática es:

$$\int_0^1 \frac{dQ}{T} = S_1 - S_0 \quad (1)$$

Para Clausius las leyes fundamentales del universo corresponden a los dos principios esenciales de la teoría mecánica del calor: 1) La energía es constante en el universo; 2) La entropía del universo tiende hacia un máximo (Padilla, K., 2010).

Clausius concluye que la entropía depende del arreglo molecular de las sustancias y que está asociada con la disgregación de las mismas. Sin embargo, es Boltzman quien demuestra cómo la entropía se relaciona con la distribución estadística de las configuraciones moleculares y cómo el incremento de la entropía corresponde a la distribución aleatoria en el nivel molecular, forjando así el puente que une a las propiedades macroscópicas de la materia con el comportamiento de las partículas individuales (Padilla, K. 2010). Dicha relación es simbolizada mediante la expresión matemática:

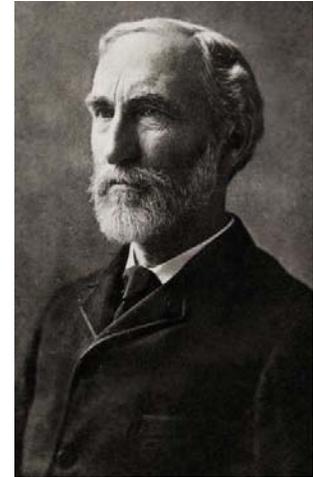


Ludwing Bolzman
(1844-1906)

$$S = k \log W \dots (2)$$

Donde W es el número de posibles configuraciones moleculares o microestados del sistema y k es la constante de Boltzmann ($k = 1.38 \times 10^{-23} \text{ J/K}$).

Esta nueva versión de la segunda ley no fue aceptada hasta que Gibbs comenzó a usar la entropía como una variable independiente, retomó las ideas de Boltzmann y desarrolló una propuesta matemática aun más general que las ya mencionadas, extrapolando éstas a todos los sistemas posibles y no sólo a aquellos sistemas simples, con lo que crea la mecánica estadística y se convierte en el padre de la termodinámica química.



Josiah Willard Gibbs
(1839-1903)

Postulados de la Segunda ley

Como observamos la evolución del concepto se hizo con la aportación de diversas generaciones de científicos, esto hace que dicho concepto sea tan amplio y pueda ser expresado con diversos postulados que no están en oposición consigo mismos, sino que muestran diferentes partes de esta ley.

Es por ello que a continuación se recopilan los postulados de la segunda ley, agrupándolos de acuerdo a las ideas fundamentales de la entropía reportadas por Duit y Kesodui (1988):

Tabla 1.1: Postulados de la segunda ley de la termodinámica

| Ideas cualitativas básicas de la Segunda Ley | Enunciados de la segunda Ley |
|--|--|
| <p>Irreversibilidad y asimetría en la naturaleza. Todos los procesos reales corren en una única dirección. El calor nunca se dirige de un cuerpo frío a uno caliente. No existe un motor cíclico de calor que realice trabajo sólo enfriando al reservorio caliente.</p> | <p>Es imposible que una máquina autoaccionada, sin ayuda de agente externo alguno, conduzca calor de un cuerpo a otro de mayor temperatura; o el calor no puede pasar por sí mismo de un cuerpo a otro de mayor temperatura; o el calor no puede pasar por sí mismo desde un cuerpo más frío a uno más caliente (Rudolf Julius Clausius, 1822-1888, físico alemán)</p> <p>El cambio de trabajo mecánico en calor puede ser completo, pero, al contrario, el calor en trabajo nunca puede ser completo, porque siempre que cierta cantidad de calor se transforma en trabajo, otra cantidad de calor debe sufrir un cambio correspondiente y compensatorio. (Max Karl Ernest Ludwig Planck, 1858-1947, físico alemán)</p> <p>La segunda Ley de la termodinámica tiene tanta verdad como cuando se dice que si usted vertiera un vaso de agua en el océano, no sería posible obtener otra vez el mismo vaso de agua. (James Clerk Maxwell, 1831-1879, físico escocés)</p> |
| <p>Degradación de la energía. En cualquier proceso que se lleve a cabo en el mundo real, la energía pierde su valor: se degrada.</p> | <p>En un proceso cíclico, no es posible convertir calor enteramente en trabajo, sin que exista algún otro cambio. Esto implica que ninguna máquina térmica puede llegar al 100% de eficiencia. (Enunciado Kelvin-Planck)</p> <p>La eficiencia de cualquier máquina térmica que opere entre dos temperaturas específicas nunca podrá superar la eficiencia de una máquina Carnot que opere entre las mismas dos temperaturas. (Teorema de Sadi Carnot, 1796-1832)</p> |
| <p>Tendencia hacia... ... distribución de materia y energía ... desorden ... pérdida de información</p> | <p>La entropía es la flecha del tiempo. (Sir Arthur Stanley Eddington, 1882-1944, matemático y astrofísico inglés)</p> <p>La energía del universo es constante, y la entropía aumenta hacia un máximo. (Clausius)</p> <p>El estado de entropía máxima es el estado más estable de un sistema aislado. (Enrico Fermi, 1901-1954, físico italiano)</p> <p>Todo sistema que se abandona a sí mismo, en promedio cambiará hacia una condición de probabilidad máxima. (Gilbert Newton Lewis 1875-1946, químico estadounidense)</p> <p>En todo proceso irreversible, aumenta la entropía total de todos los cuerpos que intervienen. (Newton Lewis)</p> |
| <p>Aspecto destructivo y constructivo de la segunda Ley. Principalmente el aspecto “destructivo” de la segunda ley es enfatizado. Pero también existe un aspecto constructivo. La creación de nuevas estructuras no ocurre en oposición a la segunda ley pero sí debido a ella. Atkins (1983). La naturaleza de la naturaleza es el decaimiento pero el decaimiento conduce a la creación.</p> | <p>Es imposible disminuir la entropía de un sistema de cuerpos sin con ello dejar atrás cambios en otros cuerpos. (Max Planck)</p> <p>Cuando un proceso real sucede, es imposible inventar un método para regresar a todo sistema implicado a su condición original. (Newton Lewis)</p> |

1.2 PERSPECTIVA CIENTÍFICA DE LA SEGUNDA LEY DE LA TERMODINÁMICA

Según Atkins (1992) en la ciencia existen muchos conceptos que, debido a su estatus de habituales, han sido tomados como “conceptos naturalmente simples”. Entre estos, encontramos conceptos físicos como: calor, temperatura, trabajo, fuerza, energía, entre otros. Sin embargo, la mayoría de estas palabras carecen de significado al nivel más profundo de comprensión y han adquirido un significado aparente para etiquetar fenómenos y facilitar la conversación (Atkins, 1992).

El calor es nuevamente un muy buen ejemplo de ello, normalmente nos referimos a él con expresiones como “hace calor”, cuando nuestra subjetiva noción de la temperatura nos indica un aumento en ella. Adicionalmente, el calor es descrito, erróneamente, como sinónimo de energía o como una forma o manifestación de la misma, también es pensado como una característica de estado de un sistema o una propiedad del mismo, sin embargo, en términos científicos calor es el nombre de un método de transferir energía (Atkins, 1984). Es decir, definimos calor como energía en tránsito:

“El calor (Q) es la energía que fluye entre un sistema y su entorno en virtud de una diferencia de temperatura entre ellos” (Resnik, Halliday and Krane, 2000).

De la misma manera, el uso que le damos a la palabra temperatura es muy superficial con relación a su significado en términos científicos. Comprender el significado de esta palabra fue uno de los últimos escalones en el entendimiento del refinado concepto de entropía, e implica a la llamada idea lógica tardía (Resnik, Halliday and Krane, 2000) de la segunda ley (la cual salió a la luz hasta la década de 1930), es decir la ley cero de la termodinámica:

“Si los sistemas A y B están cada uno en equilibrio térmico con un tercer sistema C, entonces A y B están en equilibrio entre sí”

Según Resnik et al. (2000), cuando dos sistemas están en equilibrio térmico se dice que tienen la misma temperatura. Se habla de equilibrio térmico cuando, con el transcurso del tiempo, las propiedades macroscópicas de dos sistemas se aproximan a valores constantes. De esta manera, la temperatura es aquella propiedad de un sistema que iguala a la de otro sistema cuando los dos están en equilibrio térmico. (Resnik, Halliday and Krane, 2000).

Continuando con el concepto de calor es posible analizarlo desde dos perspectivas: la macroscópica y la microscópica, las cuales necesariamente deben relacionarse, pues son dos modos diferentes de describir la misma situación.

Desde la perspectiva microscópica, el calor puede ser descrito a través del movimiento “térmico” de las partículas. Se sabe que una propiedad de los sistemas es que poseen cierta energía interna (U), que se constituye por las contribuciones de las energías cinética y potencial de las partículas que conforman dichos sistemas. Cuando ocurre una transferencia de energía en el sistema, de tal manera que la energía interna del sistema es mayor en el estado final que en el inicial ($U_2 > U_1$), la energía cinética, como los otros tipos de energía habrán sufrido un cambio debido a una nueva distribución de dicha energía en el sistema. De esta manera, a nivel macroscópico observamos un cambio en la temperatura del sistema (Pintó, 1991).

Si consideramos dos sistemas que poseen la misma energía interna, pero uno de ellos se encuentra en movimiento mientras que el otro permanece estático, estos diferirán en el tipo de movimiento que poseen las partículas individuales que conforman cada sistema. En el sistema que se encuentra en reposo, las partículas que le constituyen tendrán un movimiento caótico o incoherente, es decir, que el movimiento de cada partícula tendrá una rapidez y dirección diferente, un movimiento aleatorio, al azar, el cual es denominado como movimiento térmico. Por otra parte, en el caso en el que el movimiento de cada partícula tiene la misma rapidez y dirección, dicho movimiento será coherente, pues todo el sistema se mueve como un todo (Pintó, 1991).

Ahora bien, existen dos maneras de transferir la energía: mediante calor (Q), esto es de manera incoherente; o mediante trabajo (W), es decir, de manera coherente (Atkins, 1984).

En este punto, y antes de continuar, es conveniente ser conscientes de algunos aspectos que pueden llevar a confusiones. El calor es similar al trabajo en tanto que ambos representan un medio para la transferencia de energía, sin embargo, difieren en la manera en la que realizan dicha transferencia, pues el calor opera entre una diferencia de temperaturas, mientras que para el trabajo no es necesaria esta diferencia (Atkins, 1984). Ni el calor, ni el trabajo son una forma de energía, tampoco son una propiedad intrínseca de los sistemas, por lo que un sistema no posee ni calor ni trabajo (Resnik, Halliday and Krane, 2000).

Cuando se realiza trabajo en un sistema ideal, es decir de manera reversible, estimulamos un movimiento coherente en él, de manera que la energía proporcionada se transforma en la energía interna de todas las partículas del sistema que se mueven con la misma rapidez y dirección, como un todo. Sin embargo, en los sistemas reales, donde siempre hay fricción, parte del trabajo realizado sobre el sistema se transfiere, desorganizando el movimiento coherente de sus partículas. Esta energía transferida no es capaz de realizar trabajo de nuevo, pues se ha disipado aleatoriamente en los alrededores, con lo que la incoherencia se ha estimulado y la energía interna del sistema ha aumentado (Pintó, 1991).

Un ejemplo tangible de lo mencionado podría ser una pelota que se desplaza de manera horizontal. En el primer caso, en el que se realiza un trabajo reversible sobre la pelota, ésta tendría un movimiento perpetuo pues, al no haber pérdidas energéticas en los alrededores, su energía interna, que aumentó debido a la transferencia de energía, permanece constante. Para el caso real, en el que se considera la disipación de la energía debida a la fricción, observamos que la pelota se detiene en algún momento. El movimiento coherente de las partículas de

la pelota se ha convertido en un movimiento incoherente, sin embargo, también en este caso la energía interna de la pelota ha aumentado, sólo que lo ha hecho de manera coherente e incoherente a diferencia del primer caso en el que el aumento sólo se debe al movimiento coherente de las partículas.

Así llegamos al enunciado de la primera ley de la termodinámica:

“En cualquier proceso termodinámico, entre los estados de equilibrio inicial y final, la cantidad $Q+W$ tiene el mismo valor para cualquier trayectoria entre el estado inicial y final. Esta cantidad es igual al cambio en el valor de una función de estado llamada energía interna” (Resnik, Halliday and Krane, 2000).

$$\Delta U=Q+W \dots(3)$$

Y para el caso en el que el sistema experimenta un cambio infinitesimal:

$$dU=dQ+dW \dots(4)$$

De esta manera, la primera ley da información sobre el cambio en la energía interna de un sistema, cuando sobre éste se realiza una transferencia de energía mediante calor y/o trabajo, lo que la convierte en un postulado más general de la conservación de la energía. Sin embargo, con la primera ley no es posible hacer una descripción completa de los fenómenos naturales pues, si bien dice que la energía debe conservarse en cada proceso, no puede decir si dicho proceso puede ocurrir o no, a pesar de que su energía se conserve.

Pensemos en el ejemplo anterior: en el que pateamos una pelota y ésta se desplaza de manera horizontal sobre el suelo hasta detenerse. Nuestra experiencia nos dice que una vez que la pelota se detenga, no volverá a moverse por sí misma en dirección contraria hasta llegar nuevamente hasta nuestro pie. A pesar de que en ambas situaciones la energía del proceso se conserve, sólo una de ellas ocurre en la vida real. La segunda ley es aquella pieza que faltaba en la descripción de la naturaleza, pues explica porqué ésta elige sólo una dirección para ocurrir, a pesar de que las dos direcciones sean equivalentes en términos energéticos, con lo que ambas están en armonía con la primera ley.

Anteriormente mencionamos que al golpear la pelota le transferíamos energía mediante trabajo, es decir energía coherente y que, debido a la fricción, la energía se disipaba en los alrededores mediante calor, esto es, energía incoherente. Según Atkins (1984) la disipación de la energía es precisamente la clave para entender los diferentes enunciados de la segunda ley, pues en el ejemplo anterior sería difícil pensar en el caso en el que la energía que se ha distribuido en los alrededores, regresará de dondequiera que se hubiera distribuido (del suelo y el aire con el que la pelota ha tenido fricción o de los límites de lo que definimos como universo) a la pelota, para nuevamente restituir su energía interna en el momento en el que realizamos trabajo sobre ella, energía coherente que la pondría nuevamente en movimiento.

Este fenómeno nos muestra la asombrosa disimetría de la naturaleza (Atkins, 1984), la cual elige sólo una dirección para ocurrir de manera espontánea, es decir sin intervenciones externas, únicamente en la dirección de la degradación de la energía, en la que ésta pasa de una forma coherente a una incoherente. La energía se degrada al dispersarse pues ya no es posible realizar trabajo con ella. Dicha disimetría es descrita mediante los diversos postulados de la entropía, comencemos por analizar el postulado de Kelvin-Planck de la segunda ley:

“En un proceso cíclico, no es posible convertir calor totalmente en trabajo, sin que exista algún otro cambio” (Resnik, Halliday and Krane, 2000).

Matemáticamente:

$$e = \frac{|Q_1| - |Q_2|}{|Q_2|} = \frac{|Q_1|}{|Q_2|} - 1 \dots (5)$$

Este enunciado es semejante al teorema de Carnot:

“La eficiencia de cualquier máquina térmica que opere entre dos temperaturas específicas nunca superará la eficiencia de una máquina Carnot que opere entre las mismas dos temperaturas” (Resnik, Halliday and Krane, 2000).

La diferencia entre estos enunciados se encuentra en que mientras en el postulado Kelvin-Planck se establece que ninguna máquina térmica real puede llegar al 100% de eficiencia, una máquina de Carnot (máquina reversible) sí. Con lo cual se pone un límite superior al rendimiento de las máquinas reales, lo que supone un objetivo a lograr.

Es conveniente refrescar nuestro conocimiento sobre el ciclo de Carnot. Comenzaremos describiendo el funcionamiento de una máquina térmica mediante tres procesos (Tippens, 2001):

- 1) Suministro de calor (Q_1) a la máquina desde un recipiente a alta temperatura.
- 2) Realización de trabajo mecánico W mediante la utilización de una parte del calor de entrada (Q_1).
- 3) Liberación de calor (Q_2) al recipiente de baja temperatura.

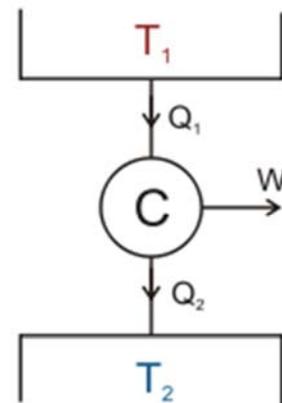


Figura 1.2: Funcionamiento de una máquina térmica

De acuerdo a la primera ley, esto es:

$$W = Q_1 - Q_2 \dots (6)$$

$$\text{eficiencia} = \frac{\text{trabajo realizado}}{\text{calor de entrada}} \dots (7)$$

En el caso de una máquina ideal, una máquina Carnot, no hay pérdidas energéticas por lo que no se libera calor al depósito de baja temperatura ($Q_2=0$) y así todo el calor es transformado por la máquina en trabajo.

Es importante notar que en la operación de las máquinas térmicas la energía es transferida de un reservorio de alta temperatura a uno de baja temperatura y no al revés, precisamente como lo establece el postulado de Clausius para la segunda ley:

“En un proceso cíclico, no es posible que fluya calor de un cuerpo a otro de mayor temperatura sin que exista algún otro cambio” (Resnik, Halliday and Krane, 2000).

$$\Delta S = \frac{q_{rev}}{T} \dots (8)$$

Si una máquina de Carnot, la cual violaría en principio el postulado Kelvin-Planck, existiera, podríamos pensar también en una máquina que violara el postulado de Clausius, es decir aquella que realizara trabajo al transferir energía mediante calor desde el reservorio de baja temperatura al de alta temperatura. Dichas máquinas no estarían en oposición con la primera ley e incluso ambas se satisfacen, pues dado que la primera máquina es 100% eficiente no tiene pérdidas disipativas de calor del reservorio de alta temperatura al de baja temperatura, lo que va de acuerdo al funcionamiento de la segunda máquina. Por otro lado, la segunda máquina, al no poder transferir la energía del reservorio de alta al de baja temperatura, utiliza únicamente la energía del reservorio de baja temperatura para realizar trabajo, lo que la hace 100% eficiente (Atkins, 1984)

De esta manera observamos que tanto el postulado de Kelvin-Planck como el de Clausius son equivalentes pues, al violar uno sucede automáticamente lo mismo con el segundo. Nuestra experiencia nos dice que al usar una bicicleta perderemos algo de energía que se disipa en los alrededores (con lo que disminuye nuestra eficiencia) y que nuestro sudor servirá para enfriarnos (el sudor no nos proporciona energía, en ese caso nuestra temperatura corporal aumentaría en lugar de disminuir), con lo que ambos postulados son verdaderos. Fueron precisamente Kelvin y Clausius, quienes demostraron que el teorema de Carnot era una consecuencia necesaria de la segunda Ley (Resnik, Holliday and Krane, 2000).

Hasta este punto, deberíamos de ser conscientes de que los procesos naturales ocurren únicamente en una de dos direcciones (ambas equivalentes en términos energéticos), dicha dirección es aquella que permite la disipación de la energía del sistema en los alrededores y que entre algunas de las consecuencias de dicha disipación está el enfriamiento de los cuerpos y la eficiencia menor al 100% de nuestras máquinas. Sin embargo, es medular entender qué tiene de particular la

disipación de la energía, para así tratar de entender por qué la naturaleza elige esta dirección. Para lograrlo daremos un salto hasta la definición más refinada de la segunda ley, aquella proporcionada por Boltzman:

“La cantidad microscópica relacionada con la entropía es la probabilidad relativa de diferentes maneras de distribuir las moléculas del sistema” (Resnik, Halliday and Krane, 2000).

Matemáticamente:

$$S = k \ln W \dots (9)$$

Un primer vistazo de esta ecuación nos dice que existe una proporcionalidad directa entre el número de microestados y la entropía, así con el aumento de estos la entropía crece. Esta proporcionalidad se relaciona con la constante de Boltzman ($k=1.38 \times 10^{-23} \text{ J/K}$).

Ahora, vayamos un poco más lento y usemos un ejemplo para entender esta expresión. Imaginemos que una persona va al cine y mientras la sala se va llenando, su atención se fija en los acomodos de las personas en las butacas. Como esta persona fue la primera en llegar, tiene la libertad de elegir donde sentarse, se sienta en la última fila y minutos después pasa a un lugar mas céntrico, decimos entonces que cada una de estas dos situaciones es un microestado (W) para una sola persona, si la sala tuviera cien butacas tendríamos cien posibles microestados y la suma de todos estos microestados es definida como el macroestado del sistema (Kelter, Mosher and Scott, 2009).

Cuando otras personas comienzan a ocupar las butacas, la primera persona que llegó se da cuenta que éstas se dispersan en la sala y se pregunta por qué no todas las personas se acomodan sin dejar espacios de arriba hacia abajo, o porque no todas las mujeres se sientan de un lado de la sala y los hombres del otro. Nuevamente cada una de estas situaciones representa un microestado, en este caso no sólo para una única persona, dado al mayor número de personas el número de posibles microestados aumenta; sin embargo, el número de

microestados en el que las personas se separen por géneros en la sala es menor que el número de microestados en el que las personas se sientan aleatoriamente, así en la naturaleza ocurre el evento que tiene un mayor número de microestados.

Si pensamos en el típico ejemplo de la distribución de un gas entre dos compartimientos de un tanque aislados por una llave, observamos que lo anterior se cumple. Supongamos que en el primer compartimiento hay cuatro moléculas de un gas mientras que el segundo se encuentra vacío, al abrir la llave encontramos cinco posibles macroestados: las cuatro moléculas permanecen en el compartimiento uno y el compartimiento dos queda vacío; tres moléculas permanecen en el compartimiento uno y una pasa al compartimiento dos; dos moléculas permanecen en el compartimiento uno y dos pasan al compartimiento dos; una molécula permanece en el compartimiento uno y tres pasan al compartimiento dos; el compartimiento uno queda vacío y el compartimiento dos tiene las cuatro moléculas.

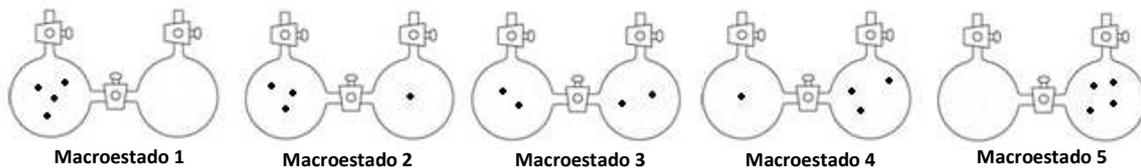


Figura 1. 3: Representación de macroestados

Ahora bien, sólo uno de estos cinco macroestados sucederá y será aquel que tenga un mayor número de microestados. Si analizamos con más cuidado cada macroestado y marcamos cada molécula, por ejemplo con letras, podremos darnos cuenta de sus acomodos en los compartimientos y con ello del número de microestados.

En el macroestado en el que un compartimiento está vacío sólo existe un microestado, aquel en el que todas las moléculas están en un compartimiento. Para el macroestado en el que una molécula pasa a un compartimiento mientras que las otras tres permanecen en el otro, existen cuatro microestados equivalentes, uno para cuando cada molécula se encuentra sola y las otras tres permanecen juntas. Finalmente, para el caso en el que tenemos dos moléculas en cada compartimiento encontramos seis microestados equivalentes, uno para cada combinación de moléculas.

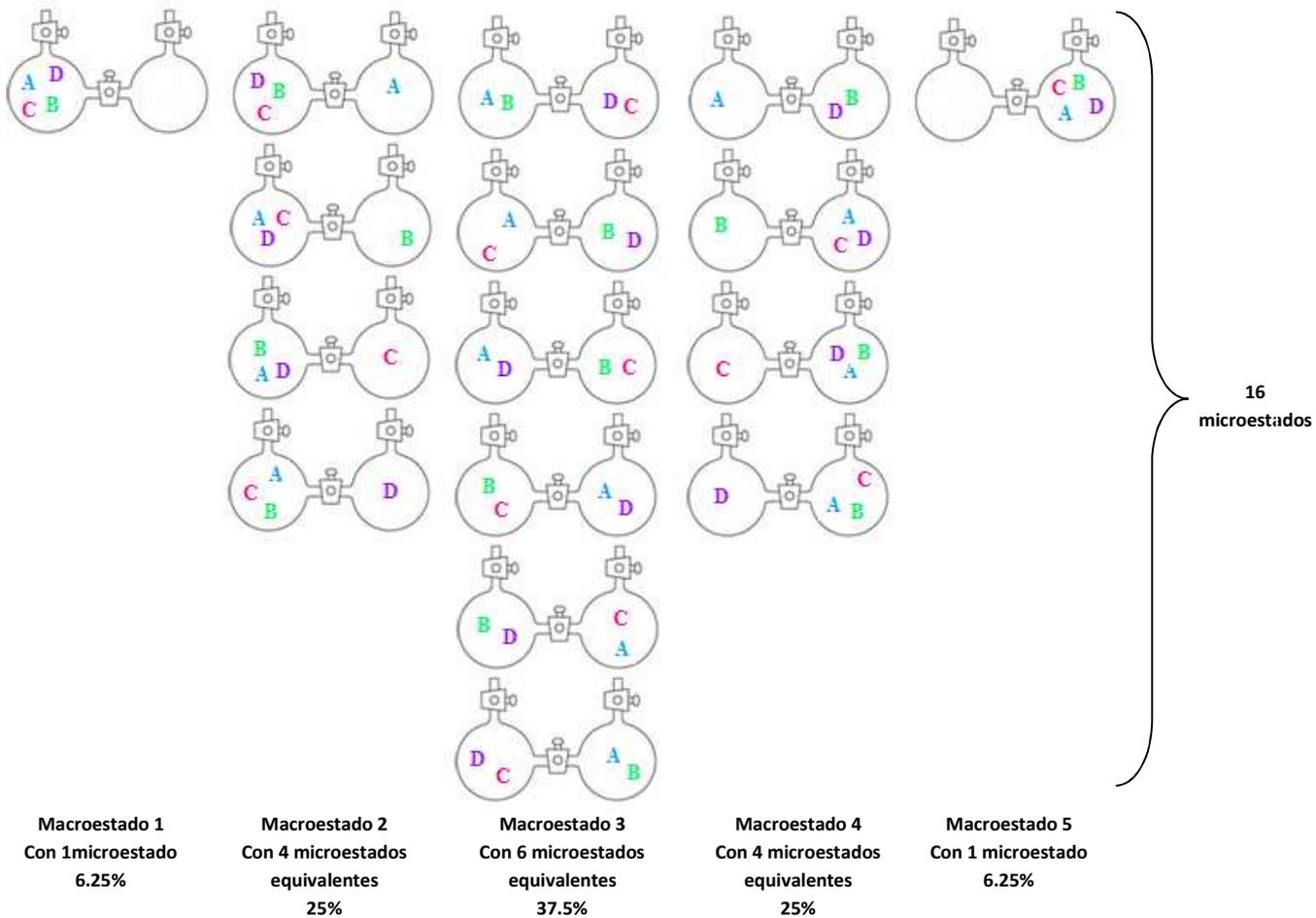


Figura 1.4: Representación de microestados

Podemos realizar una descripción numérica de lo anterior considerando el volumen (V), el número de arreglos de las moléculas en los compartimientos del tanque (W) y el número de moléculas (N):

Cuando comenzamos el experimento, el volumen inicial es igual a uno ($V_i=1$), al terminar el experimento, el volumen final es el doble del inicial ($V_f=2V_i$), así la razón de volúmenes es:

$$\frac{V_f}{V_i} = 2 \dots (10)$$

De manera semejante, obtenemos la razón entre el número de arreglos posibles, inicialmente sólo hay un arreglo ($W_i=1$) y al final tenemos dieciséis posibles arreglos ($W_f=16$):

$$\frac{W_f}{W_i} = 16 \dots (11)$$

El volumen se relaciona con el número de arreglos de la siguiente manera:

$$\frac{W_f}{W_i} = \left(\frac{V_f}{V_i}\right)^N \dots (12)$$

$$16 = (2)^4 \dots (13)$$

De esta manera, al abrir la llave que separa los compartimientos, el gas tiene una mayor probabilidad de distribuirse equitativa, o semi equitativamente, entre estos. Es fundamental reconocer que es la probabilidad, un constructo matemático, quien gobierna el comportamiento físico, y en este caso la probabilidad dice que las moléculas del gas se distribuirán del primer compartimiento al segundo de manera equitativa (Kelter, Mosher and Scott, 2009).

Al igual que las moléculas se pueden distribuir entre dos compartimientos, la energía tiene la capacidad de disiparse. Así como un gas tiene una mayor probabilidad de distribuirse en todo el volumen de un tanque, a quedarse confinado en una parte de este, la disipación de la energía en los alrededores de un sistema tiene un mayor número de microestados y por lo tanto una mayor entropía, como lo establece Boltzman en su ecuación. Esto nos sugiere que los procesos naturales que tienden al aumento en la disipación de la energía, tienden al aumento en la entropía (Atkins, 1984).

Es importante mencionar que una forma muy común de referirse a la entropía es como sinónimo de desorden, en diversos libros de texto esta es la manera en la que se define a esta propiedad termodinámica (Tippens, P., 2000; Chang, R., 2008; Brown et. Al., 2004), sin embargo, el término “desorden”, no tiene una definición matemática precisa, sino que se relaciona cualitativamente con la probabilidad (Resnik, Halliday and Krane, 2000). En el ejemplo anterior, aparentemente las moléculas se desordenan al distribuirse en el tanque e incluso parece haber un paralelismo entre el aumento de este desorden y el aumento en la entropía, pero la entropía no es una medida de qué tan desorganizado se vuelve un sistema. La palabra “desorden” se refiere a una descripción macroscópica del sistema, mientras que la entropía se relaciona con el número de microestados (Kelter, Mosher and Scott, 2009).

Retomando la idea del aumento en la entropía, hay que notar que en el ejemplo de los gases únicamente consideramos los arreglos de cuatro moléculas de gas dentro de un tanque, esto es el sistema. Una descripción más completa, requiere considerar, además del sistema, a los alrededores que en conjunto forman el universo termodinámico. Esto nos obliga a realizar una pequeña modificación en una de nuestras definiciones de la segunda ley: los procesos naturales que tienden al aumento en la disipación de la energía del sistema en los alrededores, tienden al aumento en el cambio de entropía del universo.

Matemáticamente:

$$\Delta S_{Univ} = \Delta S_{Sis} + \Delta S_{Atr} \dots (14)$$

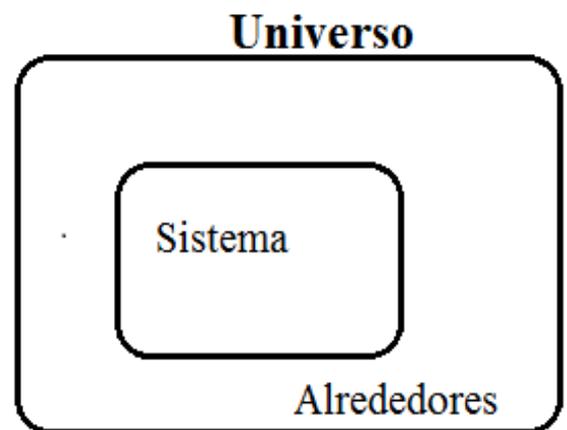


Figura 1.5: Representación de sistema termodinámico

De esta manera un proceso que sucede de manera espontánea, tiene un $\Delta S_{\text{Univ}} > 0$. Por otra parte aquellos procesos que van en contra del sentido natural de los procesos tienen un $\Delta S_{\text{Univ}} < 0$. Esto no implica que el cambio en la entropía del sistema o de los alrededores, o ambos, tengan que ser necesariamente positivos para que un proceso ocurra espontáneamente, incluso uno de estos dos términos puede ser negativo y el proceso sucederá sin intervenciones externas. Para que esto ocurra el otro término deberá ser positivo y mayor en magnitud para que la diferencia entre estos dos términos sea positiva (Kelter, Mosher and Scott, 2009).

Finalmente cuando $\Delta S_{\text{Univ}} = 0$ el proceso no es espontáneo ni tampoco es no-espontáneo, en este caso el proceso se encuentra en equilibrio, esto quiere decir que es reversible (Kelter, Mosher and Scott, 2009). Recordemos que no-espontáneo quiere decir que para que este proceso ocurra se requiere hacer trabajo, mientras que reversible se refiere a que el proceso sucede en un número infinitesimal de pasos.

Dada la importancia del concepto de equilibrio, nuevamente nos detendremos a analizar su significado y lo haremos con una perspectiva entrópica.

Comenzaremos por definir un sistema y sus alrededores a través de un sencillo diagrama de la misma manera en que lo hace Atkins (1984), donde el sistema es el rectángulo delimitado por la línea gruesa al centro (Figura 1.5) y los alrededores se encuentran entre ambos rectángulos de líneas gruesas. Adicionalmente los cuadrados que se encuentran en gris (Figura 1.6) representarán a la energía.

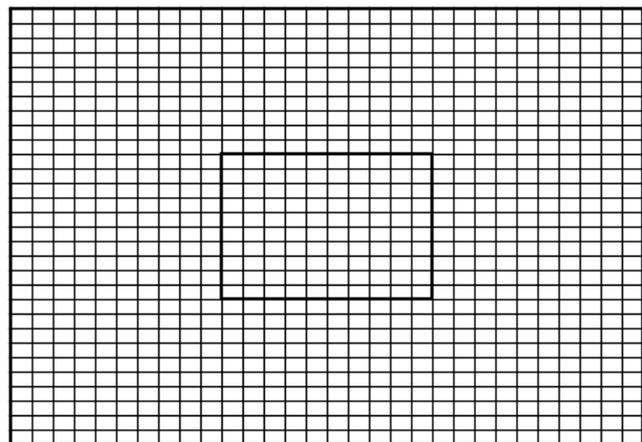


Figura 1.6: Diagrama 1 de sistema termodinámico

Cuando todos los cuadros del sistema se encuentran en gris $W=1$, existe una única manera para hacer que esto suceda. Si aplicamos la ecuación de Boltzman a este caso, la entropía será igual a cero. Esto implica que la energía está localizada en una zona específica, lo que significa energía de alta calidad, energía coherente.

Como la energía tiende a dispersarse, los cuadros inicialmente grises del sistema dejan de serlo para pasar a los alrededores (Figura 1.8). Dado que existe un mayor número de maneras equivalentes para distribuirse, la probabilidad de que la dispersión ocurra es mucho mayor a que los cuadros del sistema permanezcan todos grises. De esta manera el máximo de entropía del universo se obtiene cuando la proporción de cuadros grises en el sistema sea la misma que la proporción de cuadros grises en los alrededores.

Si asignáramos una propiedad macroscópica, como la temperatura, a esta dispersión energética observaríamos que el sistema y los alrededores llegarían al equilibrio térmico. Así, el máximo de entropía ocurre en el equilibrio térmico, donde las propiedades macroscópicas del sistema y los alrededores se igualan (lo que a nuestros ojos parece ilusoriamente estático) y donde la dispersión ocurre con el

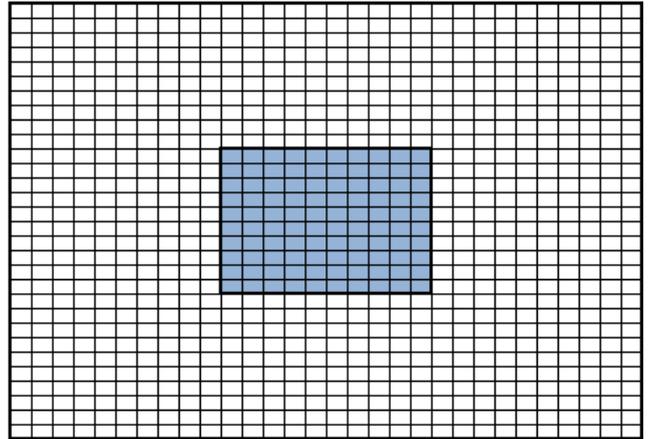


Figura 1.7: Diagrama 2 de sistema termodinámico

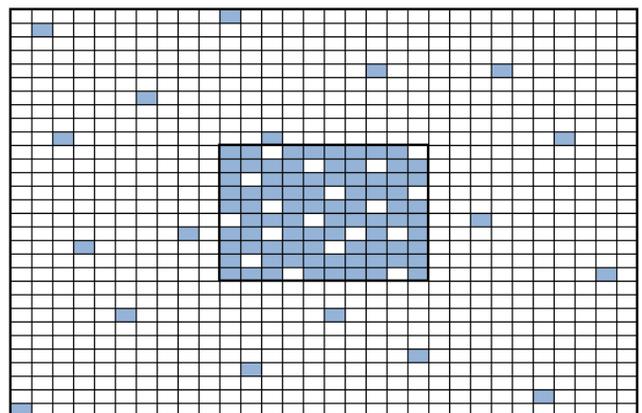


Figura 1.8: Diagrama 2 de sistema termodinámico

mayor número de formas posibles, lo que representa un equilibrio dinámico, a nivel microscópico (Atkins 1984).

Una vez que alcanzamos este equilibrio es prácticamente imposible (pero no totalmente) regresar de manera espontánea, a la condición inicial en la que toda la energía se encontraba localizada en el sistema. En el diagrama se representan tan solo 900 cuadros, sin embargo en sistemas reales con una infinidad de átomos capaces de dispersar la energía, existirá un número infinito de posibilidades para distribuir de manera uniforme la energía y sólo una manera de localizar la energía en un punto. En nuestro universo, únicamente existió, por un muy breve intervalo de tiempo, un macroestado con una alta localización de energía y luego ocurrió el Big Bang.

Si bien la estadística nos dice que existirán eventos que indudablemente sucederán debido a su alta probabilidad, ella no prohíbe que aquellos con una probabilidad marginal sucedan. La energía puede ser dispersada de tantas maneras que estructuras extraordinarias pueden emerger de ella, dando la impresión de ser tan estables como el universo que se hunde en la virtual irreversibilidad que tiende al equilibrio. (Atkins, 1984).

En química, el equilibrio de una reacción es visto como la formación de productos a la misma velocidad que estos se degradan para generar nuevamente los reactivos de partida, cuando dicho equilibrio se alcanza no existe un cambio neto en la composición, lo que implica que no existe ya una dirección favorecida, sea la formación de productos o de reactivos. Observamos que la característica común es la existencia de un equilibrio dinámico a nivel microscópico, donde la formación de productos y el decaimiento de estos en reactivos ocurren en un sinnúmero de maneras, esto es el máximo de entropía. En el equilibrio, la composición de productos y reactivos será constante, ni la formación de productos (proceso espontáneo $\Delta S_{\text{Univ}} > 0$), ni la formación de reactivos (proceso no espontáneo $\Delta S_{\text{Univ}} < 0$) es favorecida y por ello la entropía del universo permanece constante ($\Delta S_{\text{Univ}} = 0$) (Atkins, 1986).

Sin duda existen una infinidad de extraordinarios fenómenos gobernados por el aumento en el número de formas en las que la energía puede ser distribuida. Sería definitivamente imposible reconocerlas todas, sin embargo, no debemos dejarnos llevar por las apariencias del mundo macroscópico que conocemos, pues éste es sólo una consecuencia del mundo microscópico que lo constituye y gracias al cual estructuras tan complejas como lo somos los seres vivos, las ideas o sentimientos que tenemos, emergen (Atkins, 1992).

Entonces, en lugar de concluir este capítulo con la exposición de los diferentes y asombrosos mecanismos de acción de la naturaleza para ocurrir espontáneamente, revisaremos un último y muy útil refinamiento de la segunda ley, aquel propuesto por Josiah Williard Gibbs (1839-1903).

La contribución de Gibbs a la segunda ley fue simplificar el cálculo de la entropía del universo, al combinar en una sola ecuación de estado el cálculo de la entropía del sistema y de los alrededores. Dicha ecuación de estado es conocida como energía libre o energía libre de Gibbs (ΔG), ella no sólo nos permite saber si un cambio ocurrirá de manera espontánea o no, sino que también nos da información acerca de qué tanta energía puede ser transferida del sistema a los alrededores mediante trabajo, esto es: energía de alta calidad lo que significa energía coherente.

Consideremos un proceso o una reacción que sucede a presión y temperatura constante. Como el calor a presión constante está dado por la entalpía (ΔH), la entropía de los alrededores puede ser reescrita usando la entalpía del sistema, pero adicionando un signo negativo (Atkins, 1986):

$$\Delta S_{Atr} = \frac{q_{rev}}{T} = -\frac{\Delta H}{T} \quad (15)$$

Y entonces

$$\Delta S_{Univ} = \Delta S_{Sis} + \Delta S_{Atr} \dots (16)$$

$$\Delta S_{Univ} = \Delta S_{Sis} - \frac{\Delta H}{T} \dots (17)$$

Al multiplicar la expresión anterior por $-T$:

$$-T\Delta S_{Univ} = -T\Delta S_{Sis} + \Delta H \dots (18)$$

si se define:

$$\Delta G = -T\Delta S_{Univ} \dots (19)$$

y

$$\Delta S_{Sis} = \Delta S \dots (20)$$

Finalmente:

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S \dots (21)$$

La ecuación 19 (válida para procesos que ocurren a temperatura y presión constante), nos dice que existe una relación directamente proporcional y de signo contrario entre la energía libre y la entropía. Así, el máximo en la entropía del universo, implica un mínimo en la energía libre, aquí la proporcionalidad se relaciona con una constante que es la temperatura. Un mínimo en la energía libre implica que cada vez menos energía es disponible para ser transferida mediante trabajo, pues esta energía se dispersa en los alrededores mediante un proceso llamado calor, lo que la hace cada vez menos accesible.

De esta manera en una reacción que ocurra de manera espontánea la fuerza conductora es el aumento en la entropía del universo y la disminución en la energía libre es solo una consecuencia de ello.

Para concluir cito nuevamente a Atkins (1984):

“La entropía es una propiedad mucho más simple de lo que son la energía, la temperatura y el tiempo. Tanto la temperatura como el tiempo pueden parecer conceptos simples, sin embargo, su aparente simplicidad radica en que estamos familiarizados con ellos por el hecho de que tenemos instrumentos para medirlos. Por otra parte la entropía, al no poder ser medida directamente por un instrumento, parece tener una intrincada complejidad, pero la esencia del tiempo y la temperatura es mucho más profunda que la de la entropía. El temor hacia la entropía debe ser reservado para su poder no para su dificultad”.

1.3 CONCEPCIONES ALTERNATIVAS

Carrascosa Alís (2009) dice que, para el profesorado de ciencias, la resolución de problemas es más preocupante que las dificultades que existen en la comprensión de los mismos conceptos. Esto nos hace pensar que existe el prejuicio de que los conceptos son de fácil acceso debido a su naturaleza memorística de aprendizaje, mientras que la resolución de problemas resulta difícil pues requiere la aplicación de dichos conceptos además de la habilidad de razonamiento.

Sin embargo, Carrascosa (2009) señala que, hasta 1979, existía un grave problema con el aprendizaje conceptual, pues las investigaciones a esa fecha revelan que los alumnos terminan sus estudios sin saber resolver problemas y ni siquiera logran comprender el significado de los conceptos científicos más básicos. Por otro lado, Horton (2007) ha encontrado que los estudiantes frecuentemente adquieren la habilidad para resolver problemas sin entender los principios de los problemas que se les intentaron enseñar.

A principios de la década de los ochentas comienza una interesante línea de investigación dedicada a comprender las dificultades del aprendizaje conceptual, inicialmente conocida como estudio de los errores conceptuales, que a lo largo de ya más de treinta años ha evolucionado y ahora se le conoce como el estudio de las concepciones alternativas (Solbes, J. 2009).

Pero... ¿Qué es una concepción alternativa?

Carrascosa (2009) dice que cuando un alumno da explicaciones inadecuadas a preguntas de un tema en particular y dichas ideas tienen cierta coherencia interna, estas respuestas son producto de una concepción alternativa

Rodríguez (1999) explica la idea de concepción alternativa diciendo que entre los diversos términos usados para designar a estas explicaciones, uno de los más neutrales es el de concepción que indica cómo el sujeto construye una representación mental del mundo que le permite entender el entorno, y el adjetivo

alternativa establece una distinción con las concepciones científicas y, al mismo tiempo, concede a la concepción derecho propio.

De esta manera, podemos designar a las concepciones alternativas como aquellas explicaciones que no están necesariamente en concordancia con las explicaciones científicas aceptadas. Éstas están basadas en la experiencia para hacer una serie de fenómenos y objetos inteligibles (Wandersse, 1994) de esta manera quienes las ostentan creen que sus explicaciones son correctas debido a que tienen sentido en términos de su entendimiento o comportamiento ante el mundo que los rodea (Horton, 2007). Finalmente, a pesar de no ser del todo correctas pueden conducir a concepciones más fructíferas, es decir las concepciones científicas aceptadas (Treagust, 1986).

Para dejar más claro que es una concepción alternativa es conveniente saber qué NO es una concepción alternativa. No es un error producto de una distracción. No es una respuesta aleatoria que el alumno da sin interés o esperando acertar a la respuesta correcta. No son ideas dispersas, o aisladas, sino que existe un conjunto de razonamientos que les da coherencia y validez.

Ahora bien, para que esto quede aún más claro, mencionaremos las características de estos esquemas conceptuales conocidos como concepciones alternativas. Según Wandersee, Mintzes y Novak (1994), quienes hacen una recopilación de las investigaciones en este tema, las principales características son:

- Tienen su origen en experiencias personales, en la cultura y lenguaje, en explicaciones de profesores y materiales de enseñanza.
- Conocimiento no intencionado, proveniente de la interacción del conocimiento previo y el presentado en la enseñanza formal.
- Tienen cierto grado de universalidad, pues son similares para alumnos de diferentes lugares del mundo, sin importar factores como la edad, género, límites culturales o socioeconómicos.
- Isomorfas a explicaciones de generaciones previas de científicos y filósofos.

Marco teórico

- Presentan una notable resistencia a ser sustituidos por los conocimientos científicos en la enseñanza tradicional.
- El cambio conceptual es posible a través de estrategias de enseñanza que tomen en cuenta la existencia de estas concepciones.

Horton (2007) indica que la relevancia de estudiar y catalogar las concepciones alternativas como parte de un proyecto para diseñar un nuevo currículum son las siguientes:

- 1) Identificación de concepciones alternativas clave, dichas concepciones son aquellas que si dejamos sin resolver tienen el potencial de bloquear o impedir un progreso futuro en el aprendizaje. Identificarlos ayuda a diseñar el currículum.
- 2) Los profesores y diseñadores de currículum pueden estar fomentando conceptos erróneos que posteriormente se vuelven problemáticos y difíciles o imposibles de erradicar.
- 3) Entender las concepciones de los estudiantes es esencial para el diseño de cuestiones efectivas y distractores en los instrumentos de evaluación de conceptos.
- 4) Ser consciente de las concepciones alternativas provee a los profesores de una ventana hacia el pensamiento de los estudiantes, lo que les ayuda a escucharlos de una manera más poderosa y con ello ayudarlos a superarlas.

En este trabajo nos enfocaremos en el primer y tercer punto, pues una vez que tengamos ubicadas las concepciones alternativas clave respecto a la segunda ley y reportadas en la literatura, diseñaremos una herramienta de evaluación que nos permita entender las razones que dan sentido a dichas concepciones y que a su vez permita al profesorado acceder de manera rápida y precisa a esta información mediante el uso de la plataforma ConSOL, de la cual se darán más detalles adelante, por el momento continuaremos revisando las concepciones alternativas más frecuentemente reportadas sobre entropía.

1.4 CONCEPCIONES ALTERNATIVAS SOBRE ENTROPÍA

Diversas investigaciones han mostrado que los estudiantes presentan concepciones alternativas relacionadas a conceptos científicos (Wandersee, Mintzes y Novak, 1994). En este sentido, puedo decir que varias veces escuché a mis profesores, de diversas asignaturas, concluir la explicación de un nuevo concepto con la frase “no confundir con...”, “es clásico que siempre confundan esto con aquello” “¿Qué otra me ponen en los exámenes...?”, esto muestra que los profesores de ciencias poseen ideas intuitivas de las concepciones alternativas que, respecto a un tema específico, sustentan sus alumnos. Sin embargo, los profesores no necesariamente son conscientes de las concepciones alternativas que ellos mismos poseen. En mis cursos de fisicoquímica, ningún profesor me advirtió no confundir entropía con desorden, más bien recuerdo que de esta manera fue como algunos de ellos lo definieron, e incluso como lo estudié en libros de fisicoquímica y química general.

Según Pintó (1991) el concepto de entropía es, para los estudiantes de todos los niveles, un concepto abstracto que sólo tiene significado en el ámbito académico y que se utiliza en un contexto cotidiano cuando puede relacionarse con la idea de desorden.

Diversos estudios sobre concepciones alternativas en entropía se han encargado de dilucidar cuáles son dichas concepciones, así como tratar de dar una explicación sobre el origen de las mismas. En la tabla 1.2, se recopilan las concepciones alternativas sobre entropía reportadas en la literatura. En esta recopilación las concepciones se agruparon de acuerdo a las “ideas cualitativas básicas” sobre entropía reportadas por Duit y Kesidou (1988). Es importante mencionar que el diseño de nuestra herramienta de evaluación, indaga acerca de estas ideas, los detalles los revisaremos en el apartado de “metodología”.

Entre los artículos revisados para este trabajo (Ribeiro, 1992; Thomas, 1997; Carson and Watson 2002; Sözbilir 2001; Sözbilir 2003; Sözbilir 2007; Johnstone and McDonald 1977; Kesidou and Duit 1988; Kesidou and Duit 1993; Tomanek,

1994), la concepción alternativa sobre entropía mencionada con mayor frecuencia, fue aquella que la define como desorden.

Pintó (1991) en su tesis doctoral señala que la palabra desorden se asocia con el concepto de entropía a través de analogías presentadas en explicaciones y libros de texto desde el primer momento en que se enseña la segunda ley.

Si bien la introducción de un nuevo concepto a través del uso de analogías que hacen referencia a situaciones cotidianas puede ayudar a su fácil entendimiento, esto puede traer consigo dificultades como las reportadas por Sözbilir (2007) respecto al concepto de entropía. En dicha investigación estudiantes universitarios tuvieron grandes dificultades al expresar su interpretación de la palabra desorden, pues en muchos casos el significado convencional de las palabras predominó en la comprensión de los estudiantes, lo que según Sözbilir (2007) indica que es más probable que ellos utilicen una noción convencional sobre un concepto científico, antes que el concepto científico aceptado.

En este sentido, también Solbes (2009) dice que cuando la palabra desorden se usa para definir entropía, es muy probable que los estudiantes tengan en mente la imagen de una habitación desordenada o de una manifestación. Sin embargo, la intención del uso de esta palabra es para referirse a los diferentes movimientos aleatorios libres que pueden tener los componentes de un sistema mientras su energía se distribuye hasta que esta lo hace de manera uniforme, es decir, cuando alcanza el máximo valor de entropía (Atkins, P., Clusgton, M.J. 1986).

A raíz de esta interpretación acientífica de la palabra desorden surgen otras concepciones alternativas, como considerar a la entropía como una medida del desorden (Johnstone, McDonald 1977), esto es a mayor desorden mayor entropía; o pensar que un sistema en movimiento, al ser mas caótico (entendiendo caótico en términos cotidianos), tiene mayor entropía que uno estático; por lo que también se piensa que un cuerpo con mayor energía cinética (Ribeiro 1992) o con mayor temperatura tendrá mayor entropía.

Si bien es cierto que varias de estas ideas se asemejan a los conceptos científicos aceptados, el pensar que dichas ideas SIEMPRE se cumplen (sin importar las condiciones en las que se apliquen) es lo que las separa de dichos conceptos y las convierte en concepciones alternativas.

Pongamos como ejemplo la relación que existe entre temperatura y entropía. Se sabe que, en general, cuando un compuesto pasa del estado sólido al líquido y del líquido al gaseoso, la entropía del sistema incrementa (Kelter, Mosher and Scott, 2009). En este caso, las moléculas que se encuentran en posiciones definidas en la estructura del sólido se liberan de dichas posiciones al adquirir la energía suficiente. Consecuentemente el número de maneras en las que la energía puede distribuirse en el sistema, a través de las moléculas (número de microestados), aumenta y con esto la entropía.

Ahora bien, hay que recordar que en un cambio de fase la temperatura permanece constante y normalmente la medición de la energía que se requiere para que ocurra dicho cambio (calor de fusión o vaporización según sea el caso) se hace a presión constante; es decir, que en este caso nos encontramos con un proceso que sucede en condiciones reversibles, pues tanto la temperatura como la presión permanecen constantes y es en estas condiciones donde la ecuación de Clausius (ecuación 22) para la entropía tiene validez, lo que hace que su uso sea limitado a los procesos en los que las transferencias de energía en forma de calor sucedan a temperatura constante.

$$\Delta S_{sis} = \frac{Q_{rev}}{T} = \frac{\Delta H_{sis}}{T} \dots (22)$$

Como podemos ver esta, aparentemente simple, ecuación matemática tiene implícitos una serie de conceptos que se pueden prestar para mal entendidos si no se trata con el cuidado debido; y como remarca Pintó (1991), no podemos considerar que los estudiantes, por el sólo hecho de ser capaces de establecer matemáticamente una magnitud, estén formulando una definición de ella ni que conocen sus implicaciones. En este sentido dice:

“La precisión con que se usa el lenguaje matemático no siempre va acompañada de igual rigor en el lenguaje verbal con que nos referimos a unos mismos conceptos” (Pintó, 1991)

Adicionalmente, Sözbilir (2007) ha encontrado que la mala interpretación de las ecuaciones matemáticas en termodinámica y la inadecuada interacción entre el nuevo conocimiento y el conocimiento que ya existe en los estudiantes es otra de las principales dificultades en el entendimiento de la segunda ley; así como considerar explicaciones únicamente en el nivel macroscópico, lo que representa un obstáculo para las interpretaciones a nivel molecular.

Análogamente a esta última idea, Johnstone y McDonald (1977) encuentran como un gran problema para la enseñanza de la segunda ley el presentarla con una perspectiva física, pues el sentido común de la física entra en conflicto con la termodinámica química. Recordemos que cuando pasamos de considerar una sola partícula a considerar sistemas de muchas partículas, estamos pasando de la dinámica simple a un nuevo mundo de la física, el mundo de la termodinámica (Atkins, 1984).

Específicamente, en el caso de la entropía, las concepciones alternativas relacionadas a reacciones químicas son las que tienen que ver con la dirección natural de los procesos (Atkins, P., Clusgton, M.J. 1986).

Los estudiantes piensan que una reacción química sucede de manera espontánea únicamente cuando esta reacción es exotérmica, lo que también les lleva a pensar que una reacción endotérmica no sucede de manera espontánea. Además de que se cree que para que una reacción espontánea ocurra, la entropía del sistema deberá ser siempre positiva. (Johnstone et al., 1997)

Antes de continuar, es importante mencionar que también en este caso la palabra “espontánea” es entendida, en términos coloquiales, como la personalidad impredecible de alguien o la tendencia natural de crecer o comportarse de un animal (R.A.E., 2001. 22.a ed.).

Retomando la concepción alternativa en la que las reacciones espontáneas ocurren debido únicamente al cambio positivo en la entropía del sistema, podemos mencionar que Carson y Watson (2002) han encontrado que los estudiantes tienen dificultades para distinguir entre la entropía del sistema y la de los alrededores, además de que en ocasiones la entropía de los alrededores es ignorada.

Si recordamos la expresión de la entropía que relaciona al universo, al sistema y a los alrededores ($\Delta S_{\text{Univ}} = \Delta S_{\text{Sis}} + \Delta S_{\text{Alr}}$) podremos darnos cuenta que, si los estudiantes ignoran el término de los alrededores, el cambio en la entropía del universo será únicamente igual al cambio en la entropía del sistema, por lo que éste sería el único criterio de espontaneidad que se tendría que considerar y que concuerda con la concepción mencionada anteriormente.

Adicionalmente, podemos ver que en el caso en que la entropía de los alrededores es ignorada, un proceso espontáneo no podría tener un cambio negativo en la entropía del sistema, pues esto haría negativa la entropía del universo. Así, procesos como la condensación de un gas o la solidificación de un líquido en los que la entropía del sistema decrece y la entropía de los alrededores tiene un aumento mayor a este decaimiento, no podrían ser posibles; pues esta última no es considerada de acuerdo a dicha concepción.

De esta manera podemos decir que los principales factores que generan las concepciones alternativas sobre entropía son:

- El uso del lenguaje cotidiano para describir sistemas microscópicos a partir de sistemas macroscópicos.
- La mala o parcial interpretación de los conceptos implícitos en las ecuaciones matemáticas que describen a la segunda ley.

Marco teórico

Tabla 1.2: Listado de concepciones alternativas reportadas sobre entropía

| Dificultades con el entendimiento de la entropía | | Concepción alternativa reportada en la literatura | Referencia | |
|--|---|---|--|-------------------------|
| Universo, sistema y alrededores | Universo | La entropía del universo no cambia. | Ribeiro (1992) | |
| | | La entropía del universo no cambia o decrece | Ribeiro (1992) | |
| | Sistema | Un sistema siempre tiende al máximo de entropía | Ribeiro (1992) | |
| | | El cambio en la entropía de una reacción química es siempre positivo | Ribeiro (1992) | |
| | | De acuerdo a la segunda Ley de la termodinámica, la entropía del sistema debe aumentar en un cambio espontáneo. | Thomas (1997) | |
| | | En un sistema aislado el cambio en la entropía es mayor o igual a cero | Sözbilir (2001), Ribeiro (1992) | |
| | | En un sistema aislado, el cambio en la entropía decrece o no cambia para un proceso espontáneo. | Sözbilir (2003) | |
| Alrededores | Confusión entre sistema y alrededores, frecuentemente los alrededores son ignorados. | Carson and Watson (2002) | | |
| Desorden | Equivalencia entropía-desorden | La entropía es una medida del desorden | Johnstone , McDonald (1977) | |
| | | La entropía equivale al desorden en el sistema | Sözbilir (2001), Selepe and Bradley (1997) | |
| | | La entropía es la causa del desorden en el sistema | Selepe and Bradley (1997 , reportado en Sözbilir 2003) | |
| | Significado asignado a la palabra desorden | Entendimiento de desorden como caos, aleatoriedad o inestabilidad | Sözbilir (2003) | |
| | Relación energía - desorden | Dificultad para diferenciar entre el desorden visual (de la vida cotidiana) y la entropía. | Sözbilir (2003) | |
| Espontaneidad | Reacciones endotérmicas | Aumento de desorden con el aumento de la energía | Sözbilir (2001), Ribeiro (1992) | |
| | Reacciones exotérmicas | Una reacción endotérmica no puede ser espontánea | Johnstone et al (1997), Sözbilir (2001), Thomas (1997) | |
| Microestados | ... | Una reacción exotérmica siempre es espontánea | Sözbilir (2004) | |
| | | Un microestado es visto como un pequeño estado que no tiene relación con la entropía | Ribeiro (1992) | |
| | | Lugares o espacios que pueden ocupar las partículas | Ribeiro (1992) | |
| Temperatura | ... | Son partes del sistema | Ribeiro (1992) | |
| | | Cuando la entropía aumenta, la temperatura también | Johnstone et al (1997 , reportado en Sözbilir 2003) | |
| | Irreversibilidad | Después de que un sistema alcanza el equilibrio térmico, la temperatura del sistema aumenta | Kesidou and Duit (1993) | |
| | | El "calor" nunca viaja de un cuerpo frío a uno caliente, pues algunos cuerpos contienen frío y no calor. | Kesidou and Duit (1993) | |
| | | Propiedades animistas | Los cuerpos tienen la propiedad de ser calientes o ser fríos, o incluso de su habilidad para dar calor, se piensa que el frío tiene la capacidad de atraer al calor y al mezclarse se neutralizan. | Kesidou and Duit (1993) |
| | | | Los cuerpos tienen la habilidad de ceder calor | Kesidou and Duit (1993) |
| | | | El frío tiene la capacidad de atraer al calor y al mezclarse se neutralizan. | Kesidou and Duit (1993) |
| El aire tiene únicamente la cualidad de enfriar otros cuerpos pero no de calentarlos. | Kesidou and Duit (1993) | | | |
| El "calor" nunca viaja de un cuerpo frío a uno caliente, pues algunos cuerpos contienen frío y no calor. | Kesidou and Duit (1993) | | | |
| Energía | Relación entropía-movimiento | Confusión entre entropía y energía cinética | Johnstone , McDonald (1977) | |
| | | Conexión incorrecta entre la entropía y el número de colisiones e interacciones intra-moleculares | Sözbilir (2003) | |
| | | La entropía muestra que se ha realizado trabajo en el sistema | Selepe and Bradley (1997, reportado en Sözbilir 2003) | |
| | Degradación | El incremento en la entropía disminuye la cantidad de materia y energía útil | Tomanek (1994, reportado en Sözbilir 2003) | |
| | | Al reducir la materia y energía residual que entra en el ambiente se reduce la entropía | Tomanek (1994, reportado en Sözbilir 2003) | |
| La entropía gobierna a la materia y la energía de tal manera que ambas se vuelven menos ordenadas y menos accesibles para propósitos humanos | Tomanek (1994, reportado en Sözbilir 2003) | | | |
| Creación | Seres vivos | Mantener a sistemas vivos incrementa la entropía | Tomanek (1994, reportado en Sözbilir 2003) | |
| | | La entropía contribuye al proceso ecológico de sucesión | Tomanek (1994, reportado en Sözbilir 2003) | |

Nota: Las concepciones que aparecen en negritas, son aquellas que han sido reportadas con mayor frecuencia en las investigaciones sobre alumnos de nivel superior y medio superior, consultadas para este trabajo

CAPÍTULO 2

Metodología

2.1 PREGUNTAS DE DOBLE ESCALÓN

Importancia de la evaluación de las concepciones alternativas.

Cuando las concepciones alternativas no son superadas, estas son integradas en las estructuras cognitivas de los estudiantes e interfieren en su aprendizaje subsecuente. Como consecuencia, los estudiantes experimentan mayores dificultades en la integración de nueva información (Treagust, 2006).

Un primer paso en la erradicación de las concepciones alternativas es identificar dichas concepciones así como los argumentos o razones que hay detrás de ellas, pues como se ha mencionado, una concepción alternativa no es un simple error debido a alguna distracción, si no que proviene de un entendimiento superfluo de algún concepto. Existen diferentes herramientas para identificar y cuantificar la incidencia de las concepciones alternativas, como la entrevista clínica o el cuestionario (Carrascosa, 2006).

Entre estas la entrevista es la que permite explorar de manera más profunda las ideas de los estudiantes respecto a un tema en particular, e incluso le da al investigador la posibilidad de descubrir las razones que generan las concepciones alternativas de los alumnos que las poseen (Horton, 2007). Desafortunadamente este método resulta poco práctico debido al tiempo que representa entrevistar y transcribir la entrevista, incluso de un solo alumno. Debido a esto buscamos elaborar una herramienta que nos permita de manera práctica, conocer las concepciones alternativas de los alumnos de segundo semestre que cursan la materia de termodinámica en la Facultad de Química de la UNAM sobre entropía,

así como las ideas que las sustentan. En este sentido encontramos la propuesta de Treagust sobre las preguntas de doble escalón.

Descripción de cuestionarios.

Con el fin de conocer las concepciones alternativas de los estudiantes así como los argumentos que las sustentan Treagust (2006) propone como herramienta de evaluación el cuestionario de doble escalón. A diferencia de los cuestionarios de opción múltiple tradicionales, en los que sólo se evalúa si se posee o no un conocimiento (al elegir la opción correcta entre una serie de opciones incorrectas y/o incongruentes), en el cuestionario de doble escalón se busca evaluar si se posee el conocimiento científicamente aceptado o alguna concepción alternativa al respecto, así como la explicación o defensa a la respuesta dada.

Para ello, en este cuestionario las preguntas propuestas están constituidas por respuestas con dos escalones: en el primer escalón se busca conocer si los alumnos poseen el conocimiento científico aceptado sobre algún concepto específico o si se posee alguna concepción alternativa del mismo, al elegir alguna de las opciones donde se presenta la opción correcta entre diversas concepciones alternativas reportadas para ese tema.

En el segundo escalón se presenta un conjunto de opciones con argumentos que sustentan a la respuesta elegida en el primer escalón. De esta manera el dar la respuesta acertada a una pregunta no es suficiente para ser considerada correcta, pues al dar la explicación de dicha respuesta se puede conocer si un alumno comprende un conocimiento o si sólo lo posee, así como conocer si tiene concepciones alternativas y las justificaciones que dan pie a ellas.

Entre los problemas que se podrían tener con esta prueba están:

- A) el que los alumnos no interpreten los enunciados de la pregunta como el investigado espera. Por ello es necesaria la aplicación de pruebas piloto del cuestionario con el fin de evitar ambigüedades en el diseño final de la prueba;
- B) Respuestas aleatorias o al azar. Para disminuir la incidencia de estas respuestas es conveniente incluir en el primer escalón la opción “no lo sé”, así como pedir a los alumnos que contesten de manera honesta al cuestionario;
- C) Que los alumnos tengan acceso al segundo escalón antes de contestar el primero. Esto puede arrojar respuestas sesgadas, pues si el alumno no tiene el conocimiento que requiere el primer escalón, el segundo puede ser utilizado para contestar el primero sin poseer siquiera el conocimiento requerido. Debido a ello este tipo de cuestionario no puede ser aplicado de manera tradicional, a papel y lápiz, sino que debe ser aplicado de manera electrónica.

Vázquez y otros investigadores (2013) han propuesto una plataforma electrónica (ConSOL. Conceptions in Science on Line) para aplicar los cuestionarios de doble escalón, en la cual se cargará el cuestionario generado en este trabajo. Dicha plataforma permitirá aplicar la prueba de manera rápida y de la misma manera realizar el procesamiento de datos. Además de que así los alumnos solo tendrán acceso al segundo escalón una vez que hayan contestado el primero.

Metodología para la elaboración del cuestionario de doble escalón.

Una vez que se ha planteado la pregunta con el conocimiento científico que se busca evaluar, es posible construir el primer y posteriormente el segundo escalón. En la construcción del primer escalón es necesario conocer las concepciones alternativas que los alumnos presentan sobre el conocimiento que se evalúa, para ello se puede echar mano de las concepciones anteriormente reportadas sobre ese tema. En caso de no tener precedentes al respecto se puede utilizar un cuestionario abierto con el fin de conocer dichas concepciones.

La construcción del segundo escalón se consigue al aplicar una pregunta de opción múltiple, en la que las opciones están constituidas por las concepciones

alternativas encontradas previamente y la respuesta correcta. Independientemente de la opción que se elija, esta deberá ser justificada, pues las justificaciones una vez clasificadas constituirán las opciones del segundo escalón.

2.2 DESCRIPCIÓN DEL CUESTIONARIO.

El cuestionario está conformado por diez preguntas. Las cuales se describen a continuación:

Las preguntas 1, 4 y 9 fueron propuestas para conocer las razones que hay detrás de la concepción alternativa que tiene que ver con el uso de la entropía del sistema como criterio de espontaneidad en un proceso o reacción química.

Sözbilir M (2007), ha reportado que los alumnos creen que un proceso espontáneo ocurre debido al cambio (positivo o negativo) en la entropía del sistema, en el caso de una reacción química se piensa que su entropía (entropía del sistema) siempre es positiva. Reporta también que en otros casos los alumnos asocian un aumento en la entropía como criterio de espontaneidad sin embargo no especifican si lo que aumenta es la entropía del sistema, de los alrededores o del universo.

Pregunta 1: El óxido que comúnmente vemos en objetos metálicos, se forma cuando el oxígeno se combina con hierro ($4\text{Fe} + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{Fe}_2\text{O}_3$). ¿Por qué esta reacción ocurre de manera espontánea, si el sistema se vuelve físicamente más ordenado? Es decir, pasa de 4 moles de Fe y 3 moles de O_2 a 2 moles de Fe_2O_3 . JUSTIFICA TU RESPUESTA

- a) La entropía del sistema aumenta**
- b) La entropía del sistema disminuye**
- c) La entropía de universo aumenta**
- d) La entropía del universo disminuye**
- e) La entropía del universo no cambia**

En la pregunta 1 se propone un sistema en el que en la evolución de una reacción química la cantidad de sustancia decrece, y de la misma manera la entropía del sistema. En este ejemplo se contradice a la concepción alternativa de que en una reacción química espontánea la entropía del sistema siempre aumenta, buscamos

conocer porque los alumnos utilizan la entropía del sistema como criterio de espontaneidad.

Pregunta 4: Al colocar juntas dos botellas abiertas, una con HCl y la otra con NH₃, los vapores de dichas sustancias reaccionan para formar NH₄Cl(s) ¿Cómo será la entropía del sistema, alrededores y del universo para esta reacción? JUSTIFICA TU RESPUESTA

En la pregunta 4 se plantea un sistema en el que ocurre una reacción química cuyos reactivos son dos gases y el producto es un sólido, es decir que el sistema pasa de un estado de mayor entropía a otro con menor entropía, nuevamente la entropía del sistema disminuye. Se busca saber si los alumnos pueden discernir entre los cambios en la entropía del sistema, alrededores y universo, así como los argumentos que dan a favor de cada una de ellas.

Pregunta 9: Al igual que el enfriamiento de un cuerpo caliente, una reacción química, como la oxidación, sucede de manera espontánea en una sola dirección. ¿Qué cambio tendría que ocurrir en la entropía para que un cuerpo frío se calentara o un metal oxidado volviera a transformarse en los reactivos de partida de manera espontánea? JUSTIFICA TU RESPUESTA

En la pregunta 9 se indaga sobre el cambio en la entropía en procesos no espontáneos. Se busca evaluar si independientemente del proceso que ocurra, espontaneo o no espontaneo, para los alumnos la entropía del universo siempre aumenta, así como las razones detrás de esta concepción.

Varios investigadores (Duit R. and Kesidou S., 1988; Sözbilir M., 2007; Lambert, F. L., 2002; Kozliak E., 2004; entre otros), han reportado la concepción alternativa sobre la visión de entropía como sinónimo de desorden. El objetivo de la pregunta 2 fue corroborar dicha concepción aplicada en un sistema químico.

Pregunta 2: Si se coloca aceite en agua, éste queda en la superficie, al agitar esta mezcla heterogénea es posible crear una dispersión del aceite en el

agua, ¿Cuál de estas dos situaciones (agitando y sin agitar) tiene una mayor entropía?

Los alumnos tienen una visión común del desorden, como el desorden que pudiera haber en una manifestación o el desorden de las letras en un plato de sopa, lo cual, corresponde a una visión acientífica de la entropía, pues ese "desorden" se refiere más bien al número de microestados pertenecientes al sistema. Es decir, un microestado de la sopa de letras podría ser, encontrar escrito nuestro nombre completo en ella, lo cual es un evento poco probable, o encontrar las letras dispuestas al azar, lo cual es un evento muy probable debido al gran número de microestados que existen para esta situación. Es por esto que se plantea un problema en el que al haber un "desorden" aparentemente físico en el sistema (en este caso, al agitar una mezcla heterogénea de agua y aceite), los alumnos tienen que elegir qué situación corresponde a la de mayor entropía, es decir al agitar el sistema o al no hacerlo.

Pregunta 3: Si la primera ley de la termodinámica nos dice que la energía no puede destruirse, ¿Por qué preocuparnos por su desmedida utilización si a final de cuentas la energía se está conservando? JUSTIFICA TU RESPUESTA

Esta pregunta abierta fue tomada de un libro de física universitaria (Resnick and Holliday. Física. Vol. 1), y se aplicó para conocer las acepciones que tienen los alumnos sobre la segunda ley. En ella se confrontan el primer y segundo enunciado de las leyes de la termodinámica, al respecto Atkins [1986] dice: "La primera ley nos dice que la energía no puede destruirse, esto puede hacernos pensar que no hay entonces por qué preocuparnos por su desmedida utilización, sin embargo el verdadero motivo de preocupación es la calidad de la energía (en el sentido de su dispersión). La humanidad esta conservado la energía pero está produciendo demasiada entropía y destruyendo la disponibilidad de energía. Lo que tenemos es una crisis de entropía no de energía". En un proceso natural, es posible transformar íntegramente cualquier forma de energía en una forma de energía degradada, cualitativamente inferior, es decir energía que se dispersa mediante calor. El proceso inverso es posible a través de una máquina térmica, es

posible transformar energía de "baja calidad" en energía de "alta calidad", es decir transformar energía térmica en trabajo, pero con un rendimiento inferior a la unidad, dicha transformación no es íntegra. Es así como Sadi Carnot hace una primera definición de la entropía, a partir de la eficiencia de las máquinas térmicas

Pregunta 5: Si la solvatación de un ion genera una disminución en la entropía ¿Por qué la disolución de NaCl en H₂O sucede de manera espontánea?

La interpretación microscópica de la segunda ley es probablemente una de las más abstractas y difíciles de entender, y lo es aún más debido a la premura y superficialidad con la que se trata en los primeros cursos de termodinámica a nivel licenciatura. Para evaluar el conocimiento de los alumnos referente a la visión microscópica de la entropía, planteamos dos preguntas basadas en sistemas químicos, en los cuales el aumento de entropía es conducido por el aumento en el número de microestados

Específicamente en el caso de esta pregunta para que la disolución de cloruro de sodio en agua suceda de manera espontánea, el aumento en el número de microestados debido a que los iones de la sal salen de la red cristalina, debe de ser mayor que la disminución del número de microestados debida la solvatación de los iones (en este caso las moléculas de agua disminuyen su cantidad de arreglos espaciales).

Pregunta 6: La solubilidad del etano en agua es de 4.7mL/100mL, por otro lado se sabe que el etanol es miscible en agua. ¿Cuál de estas dos sustancias tendrá un mayor número de microestados al ser solubilizada en agua?

En la pregunta 6 se inquiriere sobre que sustancia tendrá un mayor número de microestados al ser solubilizadas en agua, cuando una de ellas tiene mayor solubilidad que la otra. En esta pregunta se cuestiona directamente sobre el

número de microestados por lo que los alumnos tendrán que discernir porque un sistema tiene un mayor o menor número de microestados que el otro.

Pregunta 10: El dióxido de carbono y el propano tienen la misma masa molar. Si dos matraces de vidrio (idénticos) se llenan con un mol de CO₂ y el otro con un mol de propano, ambos a la misma temperatura. ¿Qué gas tiene la mayor entropía?

La segunda pregunta (pregunta 10) fue tomada de un artículo sobre concepciones alternativas en entropía (Sölbilir M., 2007), en el se reportan algunas concepciones, como la asociación entre entropía y energía cinética, el movimiento de las partículas y la creación de orden o desorden entre otras. Aplicamos esta misma pregunta para conocer los argumentos que sustentan estas ideas y con ellas construir el segundo escalón de nuestro cuestionario.

En esta pregunta se indaga sobre el valor de la entropía para dos gases diferentes que se encuentran aislados y bajo las mismas condiciones, donde solo difieren en su estructura molecular. Al preguntar por la entropía, y no como en el caso anterior por el número de microestados, buscamos saber si los alumnos hacen la asociación entre estas propiedades además de las razones que dan pie a sus respuestas.

Pregunta 7: Dos recipientes de gases a diferentes temperaturas están aislados del entorno y separados entre sí por una división que permite un intercambio de calor. ¿Qué tendría que pasar si la entropía fuese a disminuir? ¿A aumentar? ¿Qué es más probable que pase? JUSTIFICA TU RESPUESTA

Esta pregunta, tomada de un libro de física universitaria [Resnick] fue aplicada con el fin de evaluar el aspecto cualitativo de la segunda ley que versa sobre la irreversibilidad y la asimetría en la naturaleza. Es sabido que todos los procesos reales corren en una única dirección, Clausius dice al respecto: "Es imposible que una máquina autoaccionada, sin ayuda de agente externo alguno, conduzca calor

de un cuerpo a otro de mayor temperatura; o el calor no puede pasar por sí mismo de un cuerpo a otro de mayor temperatura".

En la literatura Duit (1988) reporta que los alumnos están de acuerdo con que el "calor" nunca viaja de un cuerpo frío a uno caliente, lo que concuerda con lo establecido por Clausius, sin embargo, los alumnos asignan propiedades animistas a la materia, pues piensan que los cuerpos tienen la propiedad de ser calientes o ser fríos, o incluso de su habilidad para ceder calor, se piensa que el frío tiene la capacidad de atraer al calor y al mezclarse se neutralizan. Otra idea es que los cuerpos contienen frío o calor como si se tratara de un fluido material. Existe también la creencia de que el aire tiene únicamente la cualidad de enfriar otros cuerpos pero no de calentarlos. Adicionalmente se piensa que el proceso de intercambio de calor es causado por factores externos al sistema, tales como "algo en los alrededores" o "la energía que entra".

El que la energía se transmita de un cuerpo de menor temperatura a otro de mayor temperatura es un proceso no espontáneo que tiene asociado una disminución de la entropía, el proceso contrario que es con el que estamos familiarizados, es un proceso espontáneo que tiene un aumento en la entropía. A pesar de que en la pregunta se inquiriere sobre el cambio de entropía para ambos procesos (espontáneo y no espontáneo), los alumnos únicamente contestaron la última parte de la pregunta "¿Qué es más probable que pase?".

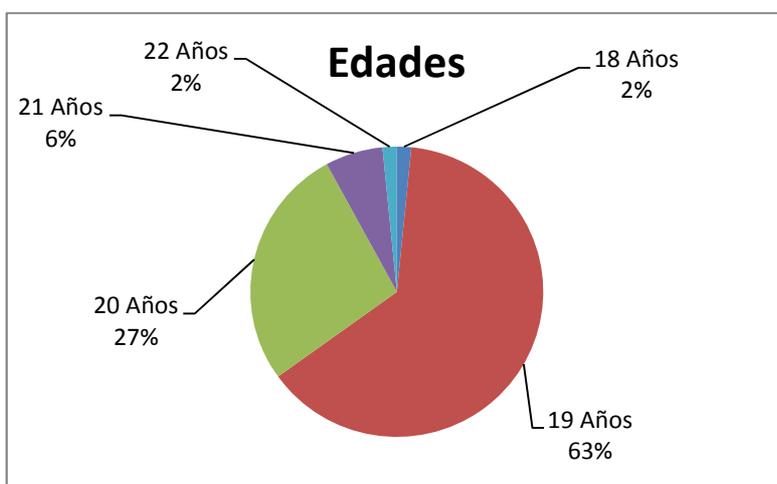
Pregunta 8: ¿Violan los seres vivos la segunda ley de la termodinámica? Por ejemplo, cuando un pollito sale de un huevo se vuelve cada vez más ordenado y organizado. Sin embargo, el aumento de entropía requiere desorden y decadencia. ¿Está realmente disminuyendo la entropía del pollito mientras crece? JUSTIFICA TU RESPUESTA

En la literatura no hay concepciones alternativas reportadas acerca del aspecto destructivo y constructivo de la segunda Ley, del cual el aspecto destructivo es principalmente enfatizado (Duit R. and Kesidou S. 1988), pero también existe un aspecto constructivo. Sobre esto Atkins (1983) dice que: "La creación de nuevas estructuras no ocurre en oposición a la segunda ley pero sí debido a ella. La

naturaleza de la naturaleza es el decaimiento pero el decaimiento conduce a la creación". Para conocer las ideas de los alumnos concernientes a este aspecto de la segunda ley aplicamos una pregunta de un libro de física universitaria (Resnick and Holliday. Física. Vol. 1) en la cual, un sistema vivo que con el tiempo se vuelve estructuralmente mas complejo debido a la formación de sistemas bioquímicos, conlleva una disminución en la entropía del sistema, sin embargo esto ocurre espontáneamente debido al aumento en la entropía del universo

2.3 DESCRIPCIÓN DE LA MUESTRA

El cuestionario utilizado para crear la herramienta de doble escalón, fue aplicado a 63 alumnos de segundo semestre de la Facultad de Química de la UNAM, que cursaban la materia de termodinámica durante el semestre 2014-1 y cuyas edades oscilan entre los diecinueve y veintiún años.

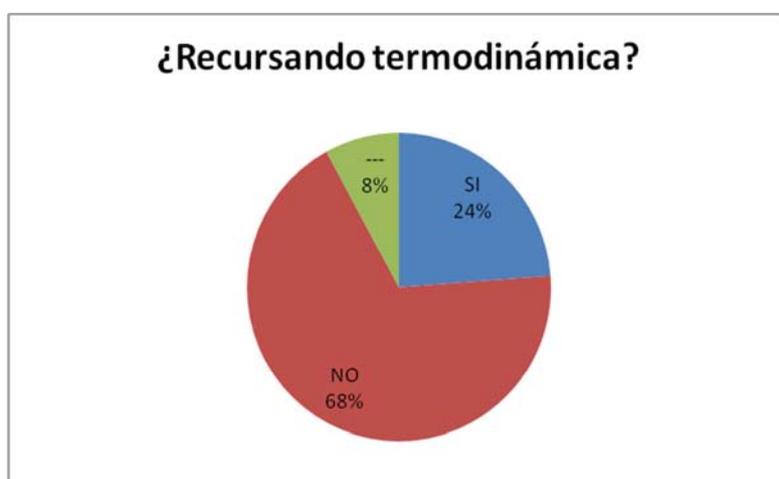


Dichos alumnos pertenecían a dos grupos con profesores diferentes de termodinámica y cursan diferentes carreras en química: 14%IQM (Ingeniería química metalúrgica); 27%QFB (Químico fármaco biólogo); 24%QA (Químico en alimentos); 24%IQ (Ingeniería química); 11%Q (Química).

El cuestionario fue aplicado al final del curso, una vez que los alumnos habían visto en clase el concepto de entropía. El tiempo que dedicaron estos profesores a estudiar la segunda ley fue de dos semanas, es decir cuatro sesiones de dos horas.



En la Facultad de Química el concepto de entropía es visto formalmente en la materia de termodinámica, que es una materia de tronco común para las cinco carreras al igual que la materia de equilibrio y cinética, donde se parte de dicho concepto para continuar con los equilibrios de fase.



Si bien algunas carreras aun estudian materias ligadas a la fisicoquímica (excepto QFB que sólo estudia las materias de fisicoquímica del tronco común), en las materias subsecuentes se deja de lado el concepto de entropía y únicamente se utiliza como criterio de espontaneidad la energía libre de Gibbs.

De esta manera el tiempo que se dedica a estudiar un concepto tan complejo y abstracto como lo es la segunda ley, es únicamente de ocho horas y en las materias subsecuentes de fisicoquímica no se profundiza sobre el tema.

Metodología

CAPÍTULO 3

Resultados y análisis

A continuación se presentan las respuestas dadas por los estudiantes a las preguntas del cuestionario. No se indica aquí cuál es la opción correcta, ésta se marca en la descripción de la herramienta de evaluación (pag.88).

3.1 RESULTADOS, PREGUNTA 1

Pregunta 1: El óxido que comúnmente vemos en objetos metálicos, se forma cuando el oxígeno se combina con hierro ($4\text{Fe} + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{Fe}_2\text{O}_3$). ¿Por qué esta reacción ocurre de manera espontánea, si el sistema se vuelve físicamente más ordenado? Es decir, pasa de 4 moles de Fe y 3 moles de O_2 a 2 moles de Fe_2O_3 . JUSTIFICA TU RESPUESTA

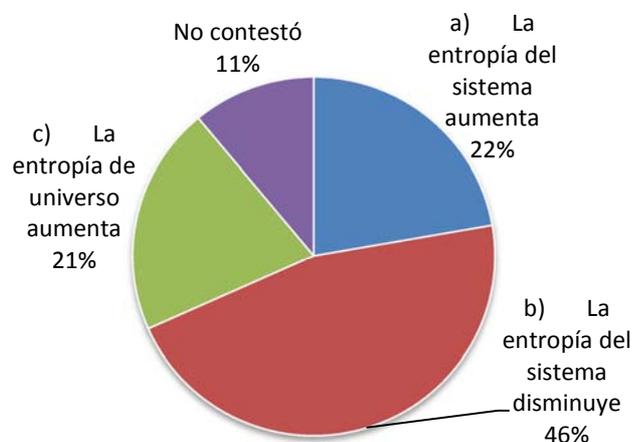


Tabla 3.1: Resultados, pregunta 1

| Respuestas | Frecuencia | N° Alumnos | Justificación | Frecuencia | N° Alumnos |
|--------------------------------------|------------|------------|---|------------|------------|
| a) La entropía del sistema aumenta | 22% | 14 | Porque el sistema se vuelve más ordenado | 21% | 3 |
| | | | Porque se requiere energía para llevar acabo la reacción | 21% | 3 |
| | | | Debido a la formación de nuevos enlaces. | 21% | 3 |
| | | | --- | 36% | 5 |
| b) La entropía del sistema disminuye | 46% | 29 | Porque el sistema se vuelve más ordenado | 59% | 17 |
| | | | Porque el sistema cede entropía al universo, con lo que esta aumenta. | 10% | 3 |
| | | | --- | 31% | 9 |
| c) La entropía del universo aumenta | 21% | 13 | Porque el sistema se vuelve más ordenado | 15% | 2 |
| | | | En un proceso espontaneo la entropía del universo debe ser mayor a cero | 15% | 2 |
| | | | Porque la segunda ley dice que la entropía del universo siempre aumenta | 54% | 7 |
| | | | --- | 15% | 2 |
| --- | 11% | 7 | --- | 100% | 7 |

Análisis de resultados, pregunta 1.

En la literatura se encuentra reportada la concepción de que "la entropía de una reacción química siempre es positiva" (Sözbilir M., 2007) sin especificar si lo que aumenta es la entropía del sistema, de los alrededores o del universo, entre las justificaciones dadas por los alumnos a otras preguntas reportadas, encontramos que se cree que una reacción espontánea se debe a un cambio en la entropía del sistema, además de que se piensa que los cambios de entropía están asociados al "orden o desorden" creados. Por ello, en esta pregunta se propusieron las siguientes opciones: a) La entropía del sistema aumenta; b) La entropía del sistema disminuye; c) La entropía del universo aumenta. De esta manera buscamos construir un segundo escalón con las justificaciones dadas a cada inciso.

Encontramos que un 22% piensa que la entropía del sistema aumenta, el 46% cree que una reacción es espontánea debido a una disminución en la entropía del sistema y el 21% acierta al contestar que la reacción procede debido a que la entropía del universo aumenta. 6% de los alumnos no contestó la pregunta, mientras que un 5% sostuvo ideas diferentes incluso entre ellas mismas por lo que no se toman en cuenta y se clasifican como "otro" dando por resultado un 11% de alumnos.

Entre las justificaciones dadas para el primer inciso, un 21.4% considera que la entropía del sistema aumenta debido a que "el sistema se vuelve más ordenado" lo cual parece contradecir la idea de que "a mayor desorden, mayor entropía". El 21.4% piensa que el aumento en la entropía del sistema es "porque se requiere energía para llevar a cabo la reacción", esto sugiere que la energía que se requiere para superar la barrera energética e iniciar la reacción es la responsable del aumento en la entropía del sistema, o que en una reacción endotérmica la energía que es transmitida de los alrededores al sistema en forma de calor provoca este aumento, sin embargo esta reacción es exotérmica. Otro 21.4% argumenta que esto se debe a la formación de nuevos enlaces, lo que hace pensar que la energía liberada en la formación de los enlaces es responsable del aumento en la entropía, además de que esta energía liberada es considerada como parte del sistema y no de los alrededores. El 31.5% restante no justificó su respuesta.

Entre los alumnos que consideran que la reacción sucede debido a un decremento en la entropía del sistema el 58.6% de ellos cree que la disminución se debe a que "el sistema se vuelve más ordenado, pues se pasa del estado gaseoso al sólido",

si bien el estado de agregación de la materia permite la existencia de un mayor o menor número de microestados, parece que la interpretación de desorden tiene una connotación animista más que científica. Un 10.3% cree que el decremento se debe a que " el sistema cede entropía al universo, con lo que la entropía del sistema decrece mientras que la del universo aumenta", a pesar de que efectivamente la entropía del sistema disminuye y la entropía del universo aumenta, esto muestra que no queda claro que es la entropía, pues en lugar de concebirla como una medición termodinámica de las propiedades de un sistema se concibe como algo que se puede transferir, un tanto como la energía, en esta categoría otro alumno contesta que esto sucede "porque se echa entropía al universo". El 31% restante para esta categoría no contesta o tiene alguna otra idea.

Finalmente, entre el 21% de los alumnos que contestan acertadamente la pregunta, el 53.8% de los alumnos elige esta opción porque "así lo dice la segunda ley de la termodinámica" lo que refleja la creencia de que al ser una ley esta es incuestionable, y no hace falta entender el porqué de los fenómenos, pues dicha ley siempre se cumplirá.

3.2 RESULTADOS, PREGUNTA 2

Pregunta 2: Si se coloca aceite en agua, éste queda en la superficie, al agitar esta mezcla heterogénea es posible crear una dispersión del aceite en el agua, ¿Cuál de estas dos situaciones (agitando y sin agitar) tiene una mayor entropía?

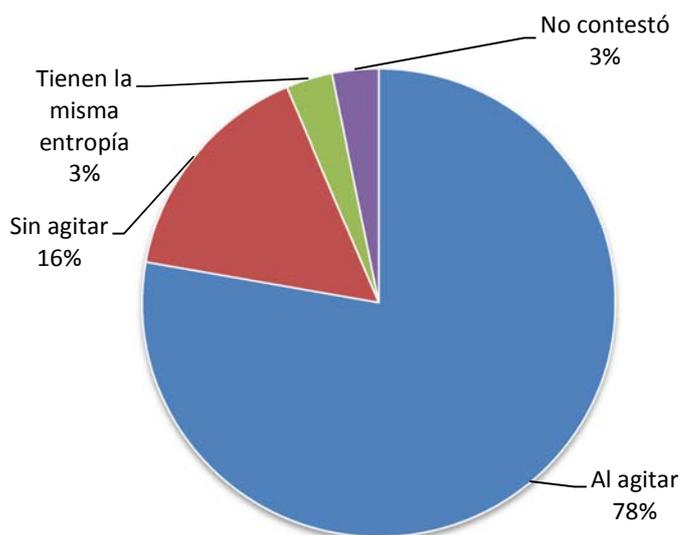


Tabla 3.2: Resultados, pregunta 2

| Respuestas | Frecuencia | N° Alumnos | Justificación | Frecuencia | N° Alumnos |
|--------------------------|------------|------------|--|------------|------------|
| Al agitar | 78% | 49 | Porque el sistema se vuelve más desordenado | 47% | 23 |
| | | | Porque al agitar se suministra energía al sistema | 20% | 10 |
| | | | Porque así el número de microestados es mayor y hay un mayor desorden | 4% | 2 |
| | | | Porque existe mayor interacción entre las moléculas | 6% | 3 |
| | | | Porque las partículas tienen mayor movimiento | 8% | 4 |
| | | | No contestó | 14% | 7 |
| Sin agitar | 16% | 10 | Porque el sistema está más ordenado | 30% | 3 |
| | | | Porque así su energía aumenta | 10% | 1 |
| | | | Porque no hay movimiento de las partículas | 20% | 2 |
| | | | No contestó | 40% | 4 |
| Tienen la misma entropía | 3% | 2 | Tiene la misma entropía, la entropía no tiene que ver con el desorden. | 50% | 1 |
| | | | Creo que es igual porque en algún momento vuelve a su estado original | 50% | 1 |
| No contestó | 3% | 2 | No contestó | 100% | 2 |

Análisis de resultados, pregunta 2.

El objetivo de esta pregunta fue corroborar la concepción alternativa de entropía referente al desorden, en un sistema químico.

Los alumnos tienen una visión común del desorden, como el desorden que pudiera haber en una manifestación o el desorden de las letras en un plato de sopa, lo cual corresponde a una visión acientífica de la entropía. Ese "desorden" se refiere más bien al número de microestados pertenecientes al sistema. Es decir, un microestado de la sopa de letras podría ser, encontrar escrito nuestro nombre completo en ella, lo cual es un evento poco probable, o encontrar las letras dispuestas al azar, lo cual es un evento muy probable debido al gran número de microestados que existen para esta situación.

Es por esto que se plantea un problema en el que al haber un "desorden" físico en el sistema (en este caso, al agitar una mezcla heterogénea de agua y aceite), los alumnos tienen que elegir qué situación corresponde a la de mayor entropía, es decir al agitar el sistema o al no hacerlo.

Encontramos que efectivamente el 78% de la muestra piensa que al agitar la mezcla habrá una mayor entropía, entre las justificaciones que dan observamos que un 47% de estos alumnos argumentan que el sistema se vuelve más desordenado, esto hace pensar que efectivamente se trata de una visión ordinaria de desorden, pues las gotas de aceite estarían dispersas en el agua. El 20% cree que al agitar la mezcla hay mayor entropía porque se suministra energía al sistema, es decir que para ellos un proceso endotérmico tendrá mayor entropía, aunque esto no es necesariamente cierto ya que existen procesos exotérmicos que ocurren espontáneamente. El 8% asocia el aumento en la entropía al movimiento de las partículas, lo cual nuevamente nos remite a una visión acientífica de la entropía pero esta con la particularidad de llevar un movimiento implícito en ese desorden. Dos alumnos que corresponden a un 4% de quienes creen que al agitar la mezcla aumenta la entropía, justifican su respuesta hablando de microestados: "Porque así el número de microestados es mayor y hay un mayor desorden", si bien en este caso ya hay una concepción del concepto de microestado, esta aun está asociada a la visión física de desorden. Finalmente el 14% de quienes eligieron esta opción, no justifico su respuesta.

El 16% de la muestra contestó que hay mayor entropía al no agitar la mezcla, la cual corresponde a la opción correcta, pues como el aceite no es miscible en agua, esta rodea a las moléculas de aceite formando micelas para disminuir la repulsión entre grupos de diferentes polaridades, con lo que el agua pierde grados

Resultados y análisis.

de libertad en su disposición espacial y por ello disminuye su número de microestados, al no agitar la mezcla el número de microestados que puede adoptar el agua es mayor porque hay menor número de moléculas formando micelas y con esto habrá una mayor entropía. De ellos el 30% piensa que es así porque de esta manera el sistema está más ordenado, en este caso un "ordenamiento del sistema" provoca un aumento en la entropía y no un decremento como en el caso anterior. Otro 20% de estos alumnos dice que es así debido a que al no haber movimiento de las partículas la entropía del sistema aumenta, para ellos un sistema estático tiene mayor entropía que uno en movimiento. Finalmente el 50% de estos alumnos no justifica su elección.

El 3% de la muestra que corresponde a dos alumnos no eligió ninguna de estas opciones pero piensan que ambas situaciones tienen la misma entropía, porque: "la entropía no tiene que ver con el desorden" según uno de ellos. El otro alumno piensa que "en algún momento se vuelve al estado original", el primero de estos alumnos nos dice correctamente que no existe una relación entre el desorden y la entropía, sin embargo no da más argumentos.

Solo dos alumnos que corresponden al 3% de la muestra no contestan la pregunta.

3.3 RESULTADOS, PREGUNTA 3

Pregunta 3: Si la primera ley de la termodinámica nos dice que la energía no puede destruirse, ¿Por qué preocuparnos por su desmedida utilización si a final de cuentas la energía se está conservando? JUSTIFICA TU RESPUESTA

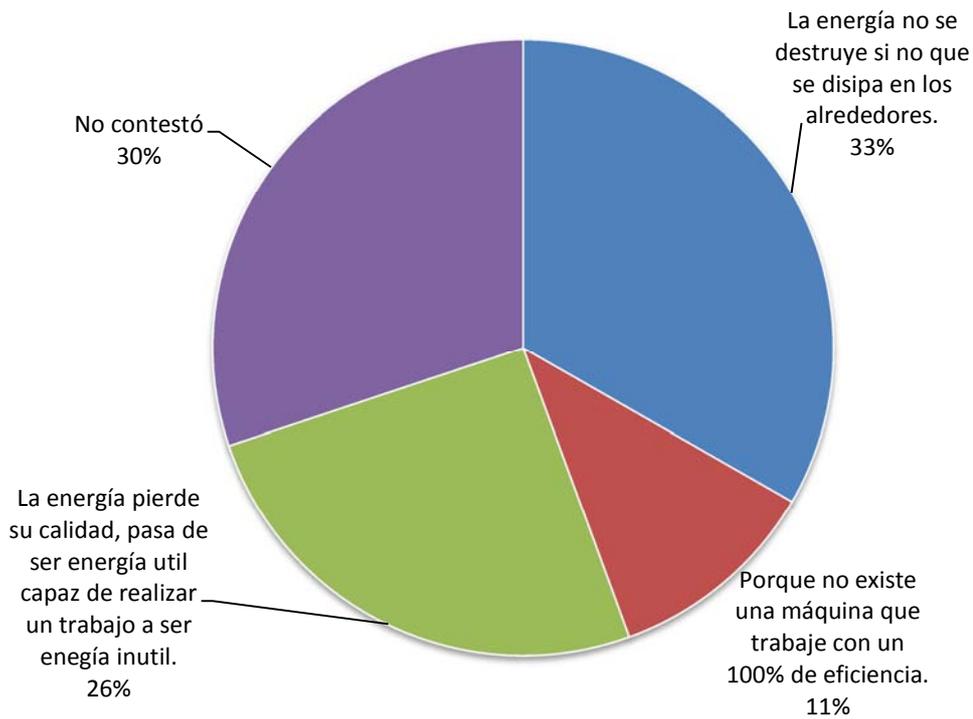


Tabla 3.3: Resultados, pregunta 3

| Respuestas | Frecuencia | N° Alumnos |
|---|------------|------------|
| La energía no se destruye si no que se disipa en los alrededores. | 33% | 21 |
| Porque no existe una máquina que trabaje con un 100% de eficiencia. | 11% | 7 |
| La energía pierde su calidad, pasa de ser energía útil capaz de realizar un trabajo a ser energía inútil. | 25% | 16 |
| No contestó | 30% | 19 |

Análisis de resultados, pregunta 3.

Esta pregunta abierta fue tomada de un libro de física universitaria (Resnick and Halliday. Física. Vol. 1), y se aplicó para construir un primer escalón respecto a las acepciones que tienen los alumnos sobre la segunda ley.

En ella se confrontan el primer y segundo enunciado de las leyes de la termodinámica, al respecto Atkins (1986) dice: "La primera ley nos dice que la energía no puede destruirse, esto puede hacernos pensar que no hay entonces por qué preocuparnos por su desmedida utilización, sin embargo el verdadero motivo de preocupación es la calidad de la energía (en el sentido de su dispersión). La humanidad esta conservado la energía pero está produciendo demasiada entropía y destruyendo la disponibilidad de energía. Lo que tenemos es una crisis de entropía no de energía".

El postulado de Clausius dice que en un proceso natural, es posible transformar íntegramente cualquier forma de energía en una forma de energía degradada, cualitativamente inferior, es decir energía en forma de calor. El proceso inverso es posible mediante una máquina térmica, es posible transformar energía de "baja calidad" en energía de "alta calidad", es decir transformar energía térmica en trabajo, pero con un rendimiento inferior a la unidad, dicha transformación no es íntegra. Es así como Sadi Carnot hace una primera definición de la entropía, a partir de la eficiencia de las máquinas térmicas.

El 70% de la muestra piensa que no hay oposición entre los postulados de la primera y segunda ley de la termodinámica, de ellos el 33% argumenta que esto se debe a "que la energía no se destruye, si no que se disipa en los alrededores", otro 11% de estos alumnos justifica su respuesta con el postulado de Carnot, diciendo que "no existe una máquina térmica que trabaje con un 100% " de eficiencia". El 25% piensa que se debe a que "la energía pierde su calidad, pasa de ser energía útil capaz de realizar un trabajo, a ser energía inútil". Todas estas razones son válidas y ninguna de ellas ostenta (aparentemente) concepciones alternativas, sin embargo no sabemos si los alumnos conciben como equivalentes (que lo son) estas tres razones. El otro 30% de la muestra no contestó la pregunta, lo cual representa un alto porcentaje de alumnos que no son capaces de entender porque no existe contradicción entre el primer y segundo postulado de la termodinámica.

3.4 RESULTADOS, PREGUNTA 4

Pregunta 4: Al colocar juntas dos botellas abiertas, una con HCl y la otra con NH₃, los vapores de dichas sustancias reaccionan para formar NH₄Cl(s) ¿Cómo será la entropía del sistema, alrededores y del universo para esta reacción? JUSTIFICA TU RESPUESTA

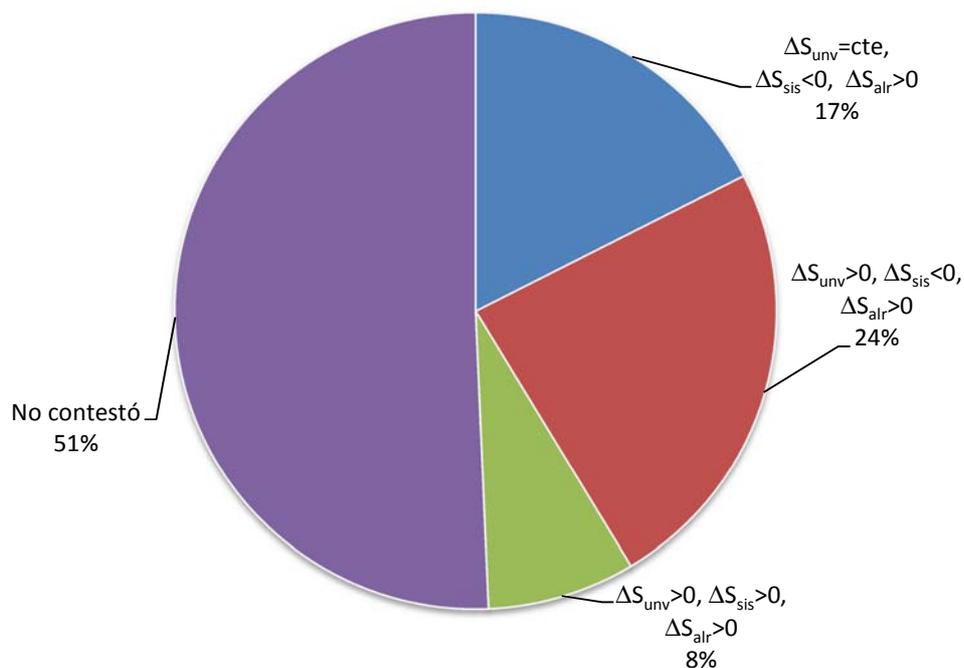


Tabla 3.4: Resultados, pregunta 4

| Clasificación | Frecuencia | N° Alumnos | Clasificación | Frecuencia | N° Alumnos |
|---|------------|------------|---------------|------------|------------|
| $\Delta S_{unv}=cte., \Delta S_{sis}<0, \Delta S_{alr}>0$ | 17% | 11 | | | |
| $\Delta S_{unv}>0, \Delta S_{sis}<0, \Delta S_{alr}>0$ | 24% | 15 | | | |
| $\Delta S_{unv}>0, \Delta S_{sis}>0, \Delta S_{alr}>0$ | 8% | 5 | | | |
| No especifica el cambio de entropía | 13% | 8 | No contestó | 51% | 37 |
| Otro | 22% | 19 | | | |
| No contestó | 16% | 10 | | | |

Análisis de resultados, pregunta 4.

El objeto de esta pregunta es evaluar si los alumnos son capaces de discernir entre el cambio de entropía en el sistema, alrededores y universo, cuando ocurre una reacción química cuyos reactivos son dos gases y el producto es un sólido, es decir al partir de un estado de mayor entropía y llegar a uno con menor entropía.

El tipo de respuestas que se encontraron con esta pregunta son:

a) Un 17% de los estudiantes piensan que la entropía del universo es constante, la entropía del sistema disminuye y que la de los alrededores aumenta. El tipo de argumentos que dan para justificar esta respuesta es que "para el compuesto disminuye y hacia el sistema aumenta debido al desorden creado", en este caso el alumno separa el compuesto formado del sistema que comprende reactivos y productos ya que habla del compuesto y el sistema por lo que damos por hecho que el alumno hace una diferenciación entre el compuesto y los reactivos (sistema gaseoso), por ello indica que hay un aumento en el sistema. Otro de los argumentos que encontramos fue: "en el sistema disminuye porque libera calor, en los alrededores aumenta porque absorbe calor", esto hace pensar que el alumno considera que el proceso es exotérmico y por consiguiente hay una disipación de energía en forma de calor por lo que puede tener en mente la ecuación de la entropía ($\Delta S = Q_{rev}/T$) en donde al haber un aumento en Q hay un aumento T, sin embargo parecen no considerar el aumento en la T y tampoco que exista un cambio en la entropía del universo.

b) El 24% de los estudiantes contestaron lo que consideramos la respuesta correcta, sin embargo sus argumentos no lo son, entre ellos destacan los siguientes: "Sistema: será menor que la de los alrededores pues está en estado sólido Alrededores: es mayor que la del sistema porque hay reactivos líquidos Universo: será mayor que la de los alrededores pues también hay gases", en esta justificación el alumno contempla al sistema únicamente como el compuesto formado, para él los reactivos no forman parte del sistema sino más bien de los alrededores al igual que los líquidos contenidos en las botellas, lo que confiere una interpretación de la entropía con base en el estado de agregación de la materia además de que no tienen claro que conforma a los alrededores y al sistema. En otro de los argumentos la interpretación de la entropía se basa en la disipación de la energía en forma de calor: "Sistema disminuye, libera calor. Alrededores aumenta, absorbe la energía liberada. Universo siempre aumenta", al igual que la segunda justificación dada al inciso a), se sugiere que la reacción es exotérmica, lo que hace que disminuya su entropía y que la energía liberada en la reacción sea liberada en los alrededores aumentando su entropía, sin embargo a diferencia

de la primera en la que no se especifica que sucede con la entropía del universo, aquí se menciona que está siempre aumenta, sin explicar el porqué.

c) El 8% de los alumnos piensa que tanto la entropía del universo, sistema y alrededores aumenta debido a la presencia de gases: "La entropía del sistema aumenta con la reacción que hay de ambos vapores, la de los alrededores aumenta ya que encontraría un equilibrio ante dicha reacción y la del universo aumenta por las mismas circunstancias" en este caso no se toma en cuenta al sólido formado en la entropía del sistema, sino únicamente a los reactivos, además de que en este caso el equilibrio químico provoca un aumento en la entropía del sistema y del universo. El 13% de los estudiantes no especificó en su respuesta si el cambio de entropía era en el sistema, los alrededores o el universo. El 22% de los alumnos tenían respuestas diferentes a las mencionadas anteriormente y entre ellas mismas, por lo que no se tomaron en cuenta, además de que ninguna era correcta.

Finalmente el 16% no contestó esta pregunta. Esto nos deja con un 51% de alumnos que no contestan adecuadamente.

3.5 RESULTADOS, PREGUNTA 5

Pregunta 5: Si la solvatación de un ion genera una disminución en la entropía ¿Por qué la disolución de NaCl en H₂O sucede de manera espontánea?

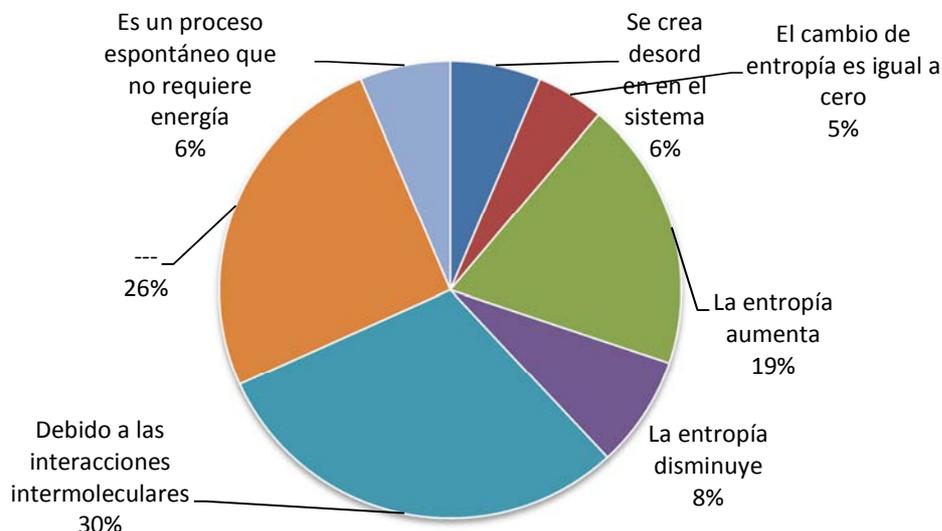


Tabla 3.5: Resultados, pregunta 6

| Respuestas | Frecuencia | N° Alumnos | Justificación | Frecuencia | N° Alumnos |
|---|------------|------------|---|------------|------------|
| Se crea desorden en el sistema | 6% | 4 | Para que la reacción suceda, la entropía de los alrededores aumenta y con ello su desorden. | 25% | 1 |
| | | | Porque aumenta el desorden en el sistema | 25% | 1 |
| | | | Un aumento en el desorden genera un proceso espontaneo | 25% | 1 |
| | | | --- | 25% | 1 |
| El cambio de entropía es igual a cero | 5% | 3 | Es irreversible y el proceso tiene mayor estabilidad. | 66% | 2 |
| | | | --- | 33% | 1 |
| La entropía aumenta | 19% | 12 | La entropía de la reacción es mayor a cero | 33% | 4 |
| | | | Porque la entropía del universo aumenta al ser una reacción exotérmica | 33% | 4 |
| | | | Porque la ΔG NaCl en H ₂ O es menor a cero | 17% | 2 |
| | | | Porque el sistema genera energía y no la necesita para el proceso ($DS >$) | 17% | 2 |
| La entropía disminuye | 8% | 5 | Si disminuye la entropía por definición el proceso se lleva a cabo de manera espontanea | 60% | 3 |
| | | | Porque existe mucha cantidad de disolvente, si existiese mas soluto sería al revés | 20% | 1 |
| | | | Porque la entropía primeramente no es un parámetro para determinar la espontaneidad de una reacción | 20% | 1 |
| Debido a las interacciones intermoleculares | 30% | 19 | El NaCl es muy soluble en H ₂ O | 79% | 15 |
| | | | La solvatación de los iones crea desorden en el sistema | 11% | 2 |
| | | | --- | 11% | 2 |
| Es un proceso espontáneo que requiere energía | 6% | 4 | Porque necesita energía del agua para disolverse. | 25% | 1 |
| | | | Porque esa disminución de la entropía se compensa con la energía liberada por la reacción | 25% | 1 |
| | | | Porque es un proceso natural (se encuentra en el medio ambiente) no reversible | 25% | 1 |
| | | | Porque no se necesita tanta energía para que se realice la reacción | 25% | 1 |
| --- | 25% | 16 | --- | 100% | 16 |

ANÁLISIS DE RESULTADOS, PREGUNTA 5

Con esta pregunta se pretende evaluar qué tan familiarizados están los alumnos con la interpretación microscópica de la segunda ley. Para ello tendrán que ser capaces de poder visualizar el cambio en el número de microestados en un sistema químico, en este caso la solvatación de una sal.

Para que la disolución de cloruro de sodio en agua suceda de manera espontánea, el aumento en el número de microestados debido a que los iones de la sal salen de la red cristalina, debe de ser mayor que la disminución del número de microestados debida la solvatación de los iones (en este caso las moléculas de agua disminuyen su cantidad de arreglos espaciales).

A pesar de que esta pregunta fue abierta, las respuestas de los alumnos proporcionaron información suficiente para crear el segundo escalón de esta pregunta.

Entre las respuestas dadas por los alumnos el 6% de ellos atribuye este fenómeno a “la creación de desorden”, las justificaciones para esta idea son consistentes a aquellas que ya se habían observado: relación directa entre desorden y aumento de entropía; aumento en el desorden del sistema; aumento en el desorden de los alrededores.

Un total de 21% de los alumnos piensa que la solvatación ocurre de manera espontánea debido a un cambio en la entropía, de éstos el 70% (que representa el 19% de la muestra) está a favor del aumento en la entropía y el 30% restante (que equivale al 8% de la muestra) opta por la disminución en la entropía, lo cual representa una contradicción a la concepción alternativa que establece una relación directamente proporcional entre aumento de entropía y la espontaneidad.

Respecto a los alumnos que están de acuerdo con el aumento en la entropía, justifican su respuesta diciendo que; es la entropía del sistema la que aumenta; en el sistema se genera energía, que al no ser requerida para solvatar la sal es ésta la que genera el aumento en la entropía (que seguramente se refiere al sistema); al tratarse de una reacción exotérmica aumenta la entropía del universo, esta respuesta se acerca mucho a lo que pudiera ser una respuesta correcta, sin embargo, el condicionar que para que la entropía del universo aumente deba ocurrir una reacción exotérmica es lo que la convierte en errónea además del hecho de que en esta pregunta no ocurre ninguna reacción química; el valor de ΔG para NaCl en H_2O es menor a cero, en este caso las dos personas que justificaron utilizando la energía libre de Gibbs parecen no ostentar concepción alternativa alguna pues es correcto que un aumento en la entropía genera un decremento en la energía libre de Gibbs, su respuesta es correcta.

Resultados y análisis.

El 30% de los alumnos cree que la solvatación ocurre debido a interacciones moleculares, esta respuesta parece indicar que los alumnos piensan en microestados; sin embargo, el 79% de estos alumnos sólo parafrasea la pregunta diciendo que las interacciones moleculares ocurren debido a la gran solubilidad de NaCl en H₂O. Otro 11% de estos alumnos cree que “la solvatación de los iones crea desorden en el sistema”, esto nos remite nuevamente a la visión de entropía como desorden y al aumento en la entropía del sistema como criterio de espontaneidad. El 10% de estos alumnos no justificó su respuesta.

Un total de 11% de los alumnos tiene ideas diferentes, 43% de ellos (5% de la muestra) piensa que un proceso espontáneo se relaciona con un $\Delta S=0$, estos alumnos creen que es así porque “el proceso es irreversible y tiene mayor estabilidad”, esto hace pensar que los alumnos están considerando una reacción química irreversible en la cual se llega al equilibrio químico en lugar de una solvatación. El otro 57% de estos alumnos con “ideas diferentes” a las otras respuestas (6% de la muestra), piensan que un proceso espontáneo requiere energía para suceder. Las justificaciones para esta idea son: “se necesita energía del agua para disolver la sal”, el que la solvatación requiera energía para ocurrir es cierto y se obtendrá de los alrededores, sin embargo, esta justificación hace pensar que sólo las reacciones endotérmicas son espontáneas; “la disminución en la entropía se compensa con la energía liberada en la reacción”, a pesar de que no se trate de una reacción esta respuesta es congruente al conocimiento en el que el aumento en la entropía del universo es lo que genera la espontaneidad de un proceso, su respuesta podría considerarse correcta en este sentido, pero parece que este alumno entiende entropía como energía y no como la dispersión de la energía.

Finalmente el 25% de la muestra no contestó a la pregunta.

3.6 RESULTADOS, PREGUNTA 6

Pregunta 6: La solubilidad del etano en agua es de 4.7mL/100mL, por otro lado se sabe que el etanol es miscible en agua. ¿Cuál de estas dos sustancias tendrá un mayor número de microestados al ser solubilizada en agua?

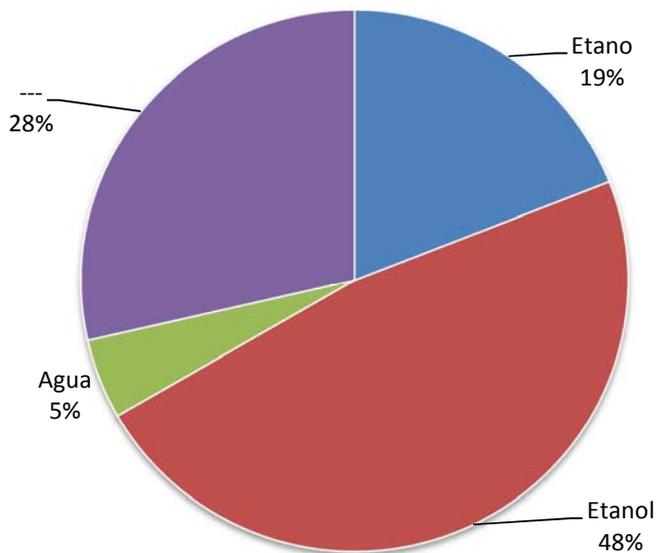


Tabla 3.6: Resultados, pregunta 7

| Respuestas | Frecuencia | N° Alumnos | Justificación | Frecuencia | N° Alumnos |
|-------------|------------|------------|--|------------|------------|
| Etano | 19% | 12 | Pues es menos soluble que el etanol | 42% | 5 |
| | | | Ya que es más soluble que el etanol | 42% | 5 |
| | | | El etano sus moléculas están más organizadas | 8% | 1 |
| | | | No contestó | 8% | 1 |
| Etanol | 48% | 30 | Por ser más soluble | 50% | 15 |
| | | | Debido a su estructura, el etanol puede formar puentes de hidrógeno con el agua, con lo que tendrá mayor entropía. | 23% | 7 |
| | | | No contestó | 27% | 8 |
| No contestó | 33% | 21 | No contestó | 100% | 21 |

ANÁLISIS DE RESULTADOS, PREGUNTA 6.

El conocimiento que se evalúa con esta pregunta es el referente a la visión microscópica de la entropía, en la cual esta se define como la medida del número de microestados.

Un microestado es un posible arreglo de cada componente del sistema, donde el conjunto de microestados define el macroestado del sistema. De esta manera el macroestado que tenga mayor número de microestados será aquel que tenga mayor probabilidad de suceder. En este caso se busca que los alumnos apliquen este conocimiento a un sistema químico.

El etano al ser una molécula no polar y encontrarse en un disolvente como el agua, será rodeado por la parte apolar de este disolvente formando estructuras micelares, con lo cual las moléculas de agua estarán comprometidas a ciertos arreglos moleculares, disminuyendo su número de microestados. Por otro lado al solubilizar etanol en agua, este formará enlaces de tipo puente de hidrógeno con el disolvente, con lo que también se comprometen las disposiciones espaciales de las moléculas de agua, sin embargo el número de moléculas comprometidas en este caso es menor que al formar un arreglo micelar por lo que a pesar de que también ocurra una disminución en el número de microestados, esta disminución será menor para el etanol que para el etano. Así el etanol tendrá un mayor número de microestados al ser solubilizado en agua.

El 19% de los alumnos piensa que el etano tiene un mayor número de microestados, de ellos el 42% piensa que es así porque es menos soluble que el etanol, otro 42% de estos alumnos cree que esto se debe a que el etano es más soluble en agua que el etanol, lo cual es incorrecto y revela que estos alumnos no tienen claro el concepto de solubilidad. Un alumno que representa el 8% argumenta que el etano tiene mayor número de microestados porque sus moléculas están más organizadas, por lo que para él un sistema ordenado o lo que sería equivalente a un sistema con menor número de microestados resulta ser lo contrario. Uno de estos alumnos no justifica su elección.

El 48% de la muestra piensa que el etanol es quien posee mayor número de microestados al solubilizarse en agua, un 50% de ellos argumenta que esto se debe a que el etanol es más soluble que el etano, el 23% de quienes eligieron el etanol argumenta que tiene mayor número de microestados debido a que este compuesto puede formar puentes de hidrógeno, pero no explican porque la formación de los puentes de hidrógeno le confiere al etanol un mayor número de microestados con relación al etano, es como si el número de microestados fuese inherente a la formación de este tipo de enlaces, en este caso todas las sustancias

capaces de formarlos tendrían la misma entropía al ser solubilizados en agua. El 27% de estos alumnos no justifica su respuesta. El 33% de los alumnos de la muestra no contesta la pregunta.

3.7 RESULTADOS, PREGUNTA 7

Pregunta 7: Dos recipientes de gases a diferentes temperaturas están aislados del entorno y separados entre sí por una división que permite un intercambio de calor. ¿Qué tendría que pasar si la entropía fuese a disminuir? ¿A aumentar? ¿Qué es más probable que pase? JUSTIFICA TU RESPUESTA

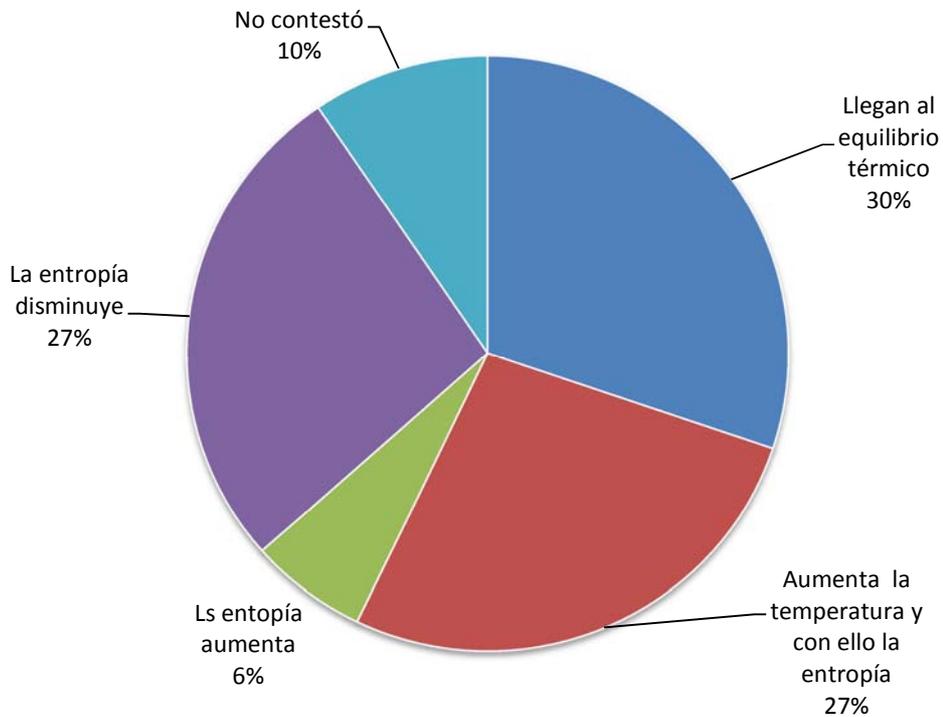


Tabla 3.8: Resultados, pregunta 8

| Respuestas | Frecuencia | N° Alumnos |
|---|------------|------------|
| Llegan al equilibrio térmico | 30% | 19 |
| Aumenta la temperatura y con ello la entropía | 27% | 17 |
| La entropía aumenta | 6% | 4 |
| La entropía disminuye | 27% | 17 |
| No contestó | 10% | 6 |

ANÁLISIS DE RESULTADOS, PREGUNTA 7.

Esta pregunta, tomada de un libro de física universitaria [Resnick] fue aplicada con el fin de evaluar el aspecto cualitativo de la segunda ley que versa sobre la irreversibilidad y la asimetría en la naturaleza. Es sabido que todos los procesos reales corren en una única dirección, Clausius dice al respecto: "Es imposible que una máquina autoaccionada, sin ayuda de agente externo alguno, conduzca calor de un cuerpo a otro de mayor temperatura; o el calor no puede pasar por sí mismo de un cuerpo a otro de mayor temperatura".

En la literatura Duit (1988) reporta que los alumnos están de acuerdo con que el "calor" nunca viaja de un cuerpo frío a uno caliente, lo que concuerda con lo establecido por Clausius, sin embargo los alumnos asignan propiedades animistas a la materia, pues piensan que los cuerpos tienen la propiedad de ser calientes o ser fríos, o incluso de su habilidad para ceder calor, se piensa que el frío tiene la capacidad de atraer al calor y al mezclarse se neutralizan. Otra idea es que los cuerpos contienen frío o calor como si se tratara de un fluido material. Existe también la creencia de que el aire tiene únicamente la cualidad de enfriar otros cuerpos pero no de calentarlos. Adicionalmente se piensa que el proceso de intercambio de calor es causado por factores externos al sistema, tales como "algo en los alrededores" o "la energía que entra".

El que la energía se transmita de un cuerpo de menor temperatura a otro de mayor temperatura es un proceso no espontáneo que tiene asociado una disminución de la entropía, el proceso contrario que es con el que estamos familiarizados, es un proceso espontáneo que tiene un aumento en la entropía. A pesar de que en la pregunta se inquiriere sobre el cambio de entropía para ambos procesos (espontáneo y no espontáneo), los alumnos únicamente contestaron la última parte de la pregunta "¿Qué es más probable que pase?".

De esta manera el 30% de los alumnos piensan que cuando dos cuerpos con diferente temperatura están en contacto "es más probable que lleguen al equilibrio térmico", lo cual es correcto, sin embargo estos alumnos no relacionan el cambio de entropía con dicho equilibrio y no dan alguna otra justificación.

Un 27% dice que "la entropía aumentará debido al aumento de la temperatura", en este caso los alumnos solo toman en cuenta al gas de menor temperatura que en contacto con el gas de mayor temperatura tiene un aumento en esta propiedad, sin embargo parece que no toman en cuenta que el otro gas tiene una disminución de temperatura lo cual haría que su entropía disminuyera. Estos alumnos toman como criterio la ecuación sobre la entropía que involucra a la temperatura ($\Delta S = Q_{rev}/\Delta T$) y solo toman en cuenta una parte del sistema. Contrariamente otro

Resultados y análisis.

27% dice que la entropía disminuye, esto debido tal vez a que estos alumnos toman en cuenta la otra parte del sistema, es decir, el gas que tiene un decremento en la temperatura, o se puede deber a un concepto erróneo, en el que asocian una disminución de entropía a un proceso espontáneo.

El 6% de la muestra piensa que es más probable que la entropía aumente sin hacer ninguna asociación con la temperatura del sistema, esto parece indicar que estos alumnos tienen la idea de que incuestionablemente la entropía siempre aumenta, si bien es cierto que la entropía del universo en un proceso espontáneo aumenta, al no argumentar porque sucede dicho aumento (es decir que pasa con la entropía del sistema, la de los alrededores y por consecuencia la del universo), los alumnos evidencian que para ellos las leyes simplemente se cumplen, sin reparar en el porqué. Finalmente el 10% de los alumnos no contestó a la pregunta.

Estas respuestas nos sirvieron para crear el primer escalón de la pregunta.

3.8 RESULTADOS, PREGUNTA 8

Pregunta 8: ¿Violan los seres vivos la segunda ley de la termodinámica? Por ejemplo, cuando un pollito sale de un huevo se vuelve cada vez más ordenado y organizado. Sin embargo, el aumento de entropía requiere desorden y decadencia. ¿Está realmente disminuyendo la entropía del pollito mientras crece? JUSTIFICA TU RESPUESTA

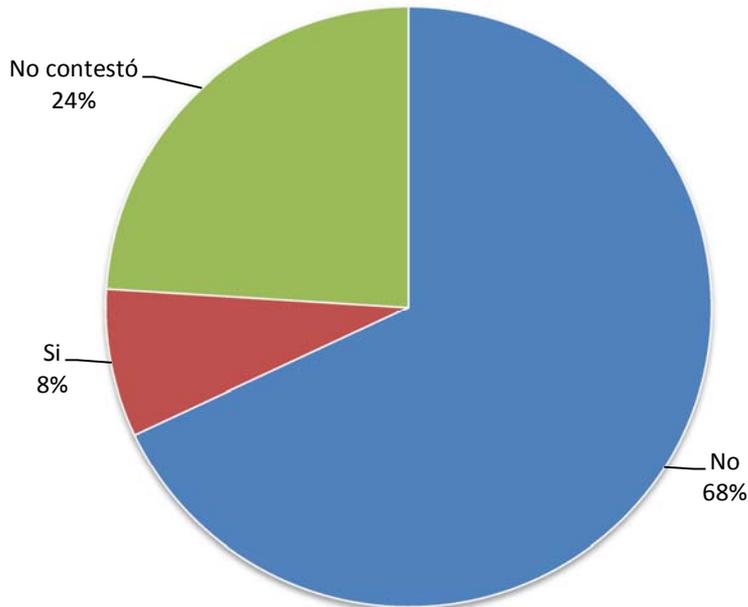


Tabla 3.8: Resultados, pregunta 9

| Respuestas | Frecuencia | N° Alumnos | Justificación | Frecuencia | N° Alumnos |
|-------------|------------|------------|--|------------|------------|
| no | 68% | 43 | A medida que crece crea desorden en los alrededores y el mismo. | 28% | 12 |
| | | | Al crecer disipamos energía en los alrededores por lo que aumenta la entropía. | 19% | 8 |
| | | | Aumenta la entropía del universo. | 26% | 11 |
| | | | No contestó | 28% | 12 |
| si | 8% | 5 | Si porque llega un momento en que ya no hay cambios. | 20% | 1 |
| | | | Si, disminuye la entropía al ser el sistema más organizado | 20% | 1 |
| | | | Porque hay un desorden al crecer para desarrollarse | 20% | 1 |
| | | | No contestó | 40% | 2 |
| No contestó | 24% | 15 | No contestó | 100% | 15 |

ANÁLISIS DE RESULTADOS, PREGUNTA 8.

En la literatura no hay concepciones alternativas reportadas acerca del aspecto destructivo y constructivo de la segunda Ley, del cual el aspecto destructivo es principalmente enfatizado (Duit R. and Kesidou S. 1988), pero también existe un aspecto constructivo.

Sobre esto Atkins (1983) dice que: "La creación de nuevas estructuras no ocurre en oposición a la segunda ley pero sí debido a ella. La naturaleza de la naturaleza es el decaimiento pero el decaimiento conduce a la creación".

Para conocer las ideas de los alumnos concernientes a este aspecto de la segunda ley aplicamos una pregunta de un libro de física universitaria (Resnick and Holliday. Física. Vol. 1) en la cual, un sistema vivo que con el tiempo se vuelve estructuralmente más complejo debido a la formación de sistemas bioquímicos, conlleva una disminución en la entropía del sistema, sin embargo esto ocurre espontáneamente debido al aumento en la entropía del universo.

El 68% de los alumnos piensa que los seres vivos no violan la segunda ley de la termodinámica, lo cual es correcto. De ellos el 27.9% cree que esto es así debido a que a medida que un ser vivo crece, crea desorden en los alrededores y en él mismo, nuevamente encontramos la idea de desorden como fuerza motora en la direccionalidad de un proceso, sin embargo estos alumnos no se percatan de que en el sistema, es decir en el ser vivo, hay un decremento en la entropía, para ellos tanto en el sistema como en los alrededores el aumento en el desorden es la causa de que el ser vivo crezca y exista, sin tomar en cuenta la entropía del universo que en este caso aumentaría. 18.6% de estos alumnos dice que esto sucede debido a que mientras un ser vivo crece, este disipa energía en los alrededores lo que genera un aumento en la entropía, otro 25% de ellos piensa que esto sucede debido a un aumento en la entropía del universo, lo cual es correcto en ambos casos.

Estas dos ideas parecen ser complementarias pues la disipación de energía en los alrededores (que hace que su entropía aumente), provoca que la entropía del universo también aumente, sin embargo en ambos argumentos hay una pieza que hace falta y es el decremento en la entropía del sistema, hace falta también, notar que a pesar de este decremento, el aumento en la entropía de los alrededores será mayor en magnitud a este decremento, haciendo que el balance este a favor del aumento en la entropía del universo, permitiendo así la existencia de este complejo y no entrópico ser vivo. El 27.9% de aquellos que piensan que los seres vivos no violan la segunda ley no justifican su respuesta.

El 8% de la muestra que corresponde a 5 alumnos, piensa que los seres vivos si violan la segunda ley, de ellos dos no justifican su respuesta, mientras que los otros tres tienen ideas diferentes, uno de ellos piensa que esto se debe a que "al crecer crea desorden", lo cual es contrario a la errónea idea de que a mayor desorden mayor entropía. Otro de ellos piensa que la segunda ley se viola porque "al crecer el sistema se vuelve más organizado", lo cual es acorde a la idea anteriormente mencionada, además de que únicamente toma en cuenta la entropía del sistema. El último de estos alumnos piensa que esto se debe a que "llegará el momento en el que no habrá más cambios", es decir que la entropía permanecería constante y al no aumentar la entropía del universo se violaría la segunda ley, para este alumno el decremento en la entropía del sistema será igual al aumento en la entropía de los alrededores, lo cual es muy razonable debido a lo complejo que es evaluar la magnitud en los cambios de entropía para un sistema en particular. De los 63 alumnos que contestaron este cuestionario, el 24% no respondió a la pregunta

3.9 RESULTADOS, PREGUNTA 9

Pregunta 9: Al igual que el enfriamiento de un cuerpo caliente, una reacción química, como la oxidación, sucede de manera espontánea en una sola dirección. ¿Qué cambio tendría que ocurrir en la entropía para que un cuerpo frío se calentara o un metal oxidado volviera a transformarse en los reactivos de partida de manera espontánea? JUSTIFICA TU RESPUESTA

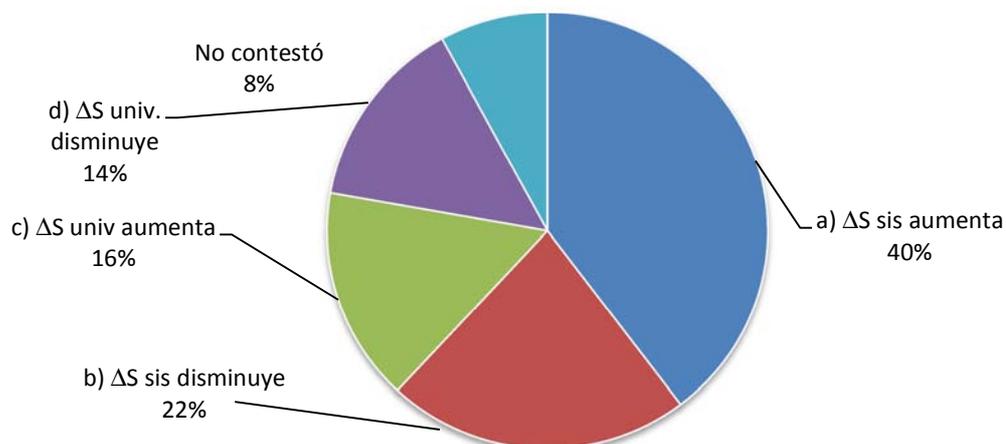


Tabla 3.9: Resultados, pregunta 10

| Respuestas | Frecuencia | N° Alumnos | Justificación | Frecuencia | N° Alumnos |
|-------------------------------|------------|------------|--|------------|------------|
| a) ΔS sis aumenta | 40% | 25 | La temperatura del cuerpo aumentara y también lo hará su entropía. | 8% | 2 |
| | | | Tendría que haber un mayor desorden en el sistema. | 28% | 7 |
| | | | En el proceso espontáneo la entropía del sistema disminuye, para que suceda el proceso reversible la entropía del sistema debe aumentar. | 20% | 5 |
| | | | Para que este proceso suceda la entropía del universo debe ser mayor a 0 y para ello la entropía del sistema debe aumentar | 8% | 2 |
| | | | No contestó | 36% | 9 |
| b) ΔS sis disminuye | 22% | 14 | Que la entropía disminuyera en el sistema pero eso no ocurre por ello tenemos que ocupar energía y trabajo de los alrededores para llevar a cabo la reacción contraria | 14% | 2 |
| | | | Para que este proceso suceda, el sistema tendrá que ser más ordenado. | 36% | 5 |
| | | | Porque en un proceso no espontaneo la entropía del sistema disminuye | 21% | 3 |
| | | | No contestó | 29% | 4 |
| c) ΔS univ aumenta | 16% | 10 | Habrá que aumentar la temperatura del cuerpo y para ello se requiere energía | 30% | 3 |
| | | | Al aumentar la entropía del universo hay un mayor desorden del sistema | 10% | 1 |
| | | | La entropía del sistema aumenta ya que al aumentar puede aumentar la entropía del sistema o de los alrededores | 10% | 1 |
| | | | Cambiando las propiedades se puede dar que en sentido contrario fuese de manera espontánea | 10% | 1 |
| | | | No contestó | 30% | 3 |
| d) ΔS univ. disminuye | 14% | 9 | Para que un proceso sea reversible la entropía del universo debe disminuir | 56% | 5 |
| | | | Habrá menor disipación de energía, la cual se enfocará en calentar el cuerpo frío | 11% | 1 |
| | | | En el equilibrio, cuando $DS=0$, los procesos suceden en ambos sentidos. | 22% | 2 |
| | | | No contestó | 11% | 1 |
| No contestó | 8% | 5 | No contestó | 100% | 5 |

ANÁLISIS DE RESULTADOS, PREGUNTA 9.

En la literatura se ha reportado que los alumnos tienen la concepción alternativa de que un proceso espontáneo ocurre debido al cambio en la entropía del sistema (Sölzbir, 2007), sin embargo el concepto científicamente aceptado es que en un proceso espontáneo la entropía del universo aumenta. Para conocer los argumentos que hay detrás de esta idea, se planteó una pregunta de opción múltiple en la que se indaga acerca del cambio que tendría que ocurrir en la entropía (sin especificar cuál), para que un proceso irreversible sucediera de manera espontánea.

Encontramos que efectivamente el 62% de los alumnos piensa que un proceso irreversible y espontáneo se debe al cambio en la entropía del sistema, 40% piensa que esta aumentará mientras que el otro 22% cree que disminuye. El 30% de la muestra opina que habrá un cambio en la entropía del universo, el 16% dice que aumenta y el otro 14% que disminuye. El 8% restante de la muestra no contestó la pregunta.

Los argumentos detrás del aumento en la entropía del sistema son: "habrá un mayor desorden del sistema" 28%; "en el proceso espontáneo la entropía del sistema disminuye, para que suceda el proceso reversible la entropía del sistema debe aumentar" 20%; "La temperatura del cuerpo aumentará y también lo hará su entropía" 8%; "para que este proceso suceda la entropía del universo debe ser mayor a 0 y para ello la entropía del sistema debe aumentar" 8%; el 36% restante no justifica su respuesta.

Las justificaciones para el decremento en la entropía del sistema son: "Para que este proceso suceda el sistema tiene que ser más ordenado" 36%; "es necesario invertir energía y trabajo para que la entropía del sistema disminuya" 14%; "Porque en un proceso no espontáneo la entropía del sistema disminuye" 21%; el 29% no justifica su respuesta.

En los argumentos que se dan tanto para el aumento como para el decremento en la entropía del sistema hay una idea en común y es la que tiene que ver con el desorden. Para quienes creen que aumenta esto sucede porque habrá mayor desorden en el sistema, mientras que para quienes dicen que hay un decremento esto se debe a que el sistema se vuelve más ordenado. En ambos casos el "desorden creado" es proporcional a la entropía del sistema, y para ellos es esta la que determina la espontaneidad de un proceso.

Las justificaciones que dan quienes opinan que hay un aumento en la entropía del universo son: "habrá que aumentar la temperatura del cuerpo y para ello se requiere energía" 30%; al aumentar la entropía del universo hay un mayor

Resultados y análisis.

desorden del sistema" 10%; "al aumentar puede aumentar la entropía del sistema o de los alrededores" 10%; 30% de estos alumnos no justifica su respuesta.

Los argumentos de quienes eligen la respuesta correcta, en la que hay una disminución en la entropía del universo, son: "para que un proceso sea reversible la entropía del universo debe disminuir" 56%, este argumento es correcto, sin embargo esta respuesta no explica el porqué de la disminución en la entropía del universo, lo que refleja que para estos alumnos la segunda ley se cumple incuestionablemente sin reparar en porque se cumple; "en el equilibrio, cuando $\Delta S=0$, los procesos suceden en ambos sentidos" 22%, en este caso los alumnos piensan que el equilibrio termodinámico es análogo al equilibrio químico en el que la velocidad de transformación de productos a reactivos y viceversa es la misma, sin embargo en el equilibrio termodinámico cuando la entropía permanece constante se cumple un ciclo de transformaciones reversibles como las que ocurren en un ciclo de Carnot; una persona que corresponde al 11% de estos alumnos piensa que "habrá menor disipación de energía, la cual se enfocará en calentar el cuerpo frío" lo que corresponde a la respuesta y la razón correcta de la disminución en la entropía del universo, , es decir que únicamente un alumno de toda la muestra puede explicar que la dispersión energética es lo que conduce la direccionalidad de un proceso.

3.10 RESULTADOS, PREGUNTA 10

Pregunta 10: El dióxido de carbono y el propano tienen la misma masa molar. Si dos matraces de vidrio (idénticos) se llenan con un mol de CO₂ y el otro con un mol de propano, ambos a la misma temperatura. ¿Qué gas tiene la mayor entropía?

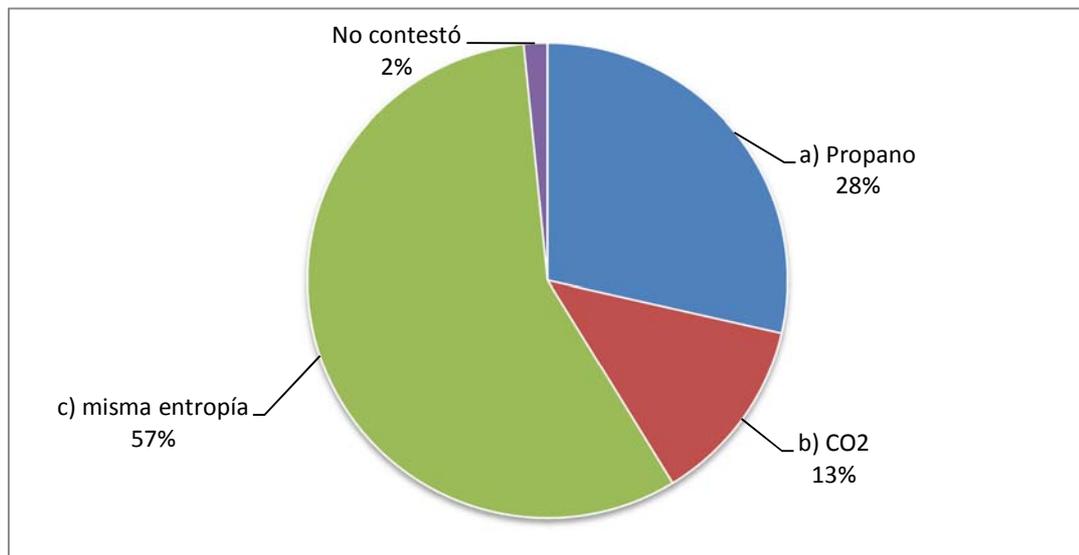


Tabla 3.11: Resultados, pregunta 11

| Respuestas | Frecuencia | N° Alumnos | Justificación | Frecuencia | N° Alumnos |
|--------------------|------------|------------|--|------------|------------|
| a) Propano | 29% | 18 | Ya que al ser una molécula más voluminosa, ocupa mayor espacio | 11% | 2 |
| | | | Debido a que en su estructura molecular hay un mayor número de átomos | 44% | 8 |
| | | | No contestó | 44% | 8 |
| b) CO ₂ | 13% | 8 | Al ser una molécula más pequeña (menor número de átomos), tiene mayor tendencia al desorden. | 25% | 2 |
| | | | Porque el CO ₂ tiene mayor electronegatividad | 25% | 2 |
| | | | No contestó | 50% | 4 |
| c) misma entropía | 57% | 36 | Porque tienen la misma masa molar | 19% | 7 |
| | | | Porque hay la misma cantidad de sustancia y la entropía es directamente proporcional a esta. | 14% | 5 |
| | | | No hay diferencia entre ellos, ya que se encuentran en las mismas condiciones de T y V, además de que tienen la misma masa molar | 50% | 18 |
| | | | Otro | 6% | 2 |
| | | | No contestó | 11% | 4 |
| --- | 2% | 1 | No contestó | 100% | 1 |

ANÁLISIS DE RESULTADOS, PREGUNTA 10.

La interpretación microscópica de la segunda ley es probablemente una de las más abstractas y difíciles de entender, y lo es aún más debido a la premura y superficialidad con la que se trata en los primeros cursos de termodinámica a nivel licenciatura.

Debido a ello quisimos saber con esta pregunta si los alumnos entienden la relación que existe entre el número de microestados y el cambio en la entropía cuando dos gases se encuentran a la misma temperatura, contenidos de manera individual en volúmenes idénticos, con la misma cantidad de materia y además con la misma masa molar. Donde la única diferencia está en la estructura de las moléculas de los gases, en este caso el propano es quien tiene una mayor entropía pues posee un mayor número de átomos en su estructura, los cuales le confieren un mayor número de microestados al poder adoptar estos diferentes configuraciones espaciales.

Esta pregunta fue tomada de la literatura (Sölbilir M., 2007) con el fin de construir para ella un segundo escalón, en esta se reportan algunas concepciones alternativas como la asociación entre la entropía y la energía cinética, el movimiento de las partículas y la creación de orden o desorden entre otras.

El 29% de los alumnos acierta al contestar que el propano posee la mayor entropía, de ellos el 11% es decir dos alumnos, consideran que esto es debido a que "al ser una molécula más voluminosa, ocupa mayor espacio" mientras que el 44% piensa que es debido a que "en su estructura molecular hay un mayor número de átomos", a diferencia de la primera justificación en la que se enfatiza el tamaño de la molécula, en la segunda se hace hincapié en el número de átomos presentes, lo cual se acerca mucho a la respuesta y la razón correcta, sin embargo, ninguno de ellos hace referencia al número de microestados, uno de estos alumnos menciona que al haber mayor número de enlaces, sus interacciones con los átomos de carbono crean un mayor desorden. El 44% de quienes eligieron al propano no dio justificación.

Un 13% de los alumnos piensa que el CO_2 tiene mayor entropía, de ellos el 25% argumenta que: "al ser una molécula más pequeña (por tener un menor número de átomos) tiende más al desorden". Otro 25% cree que se debe a la electronegatividad del CO_2 , pues al tener cada oxígeno dos pares electrónicos libres, habrá repulsión entre las moléculas lo que crearía un sistema desordenado. El 50% de los alumnos no justifica su elección.

Finalmente, el 57% de la muestra piensa que ambos gases poseen la misma entropía. 19% de estos alumnos cree que esto se debe únicamente a que poseen

la misma masa molar, para estos alumnos parece no tener tanta importancia la temperatura a pesar de ser uno de los parámetros que definen la entropía. Otro 14% de ellos piensa que esto se debe a que "encontramos la misma cantidad de sustancia de cada gas, y la entropía es directamente proporcional a esta". El 50% de quienes creen que ambos gases tienen la misma entropía, dicen que es así ya que "no hay diferencia entre ellos, pues se encuentran en las mismas condiciones, tienen la misma temperatura y volumen, además de tener la misma masa molar", a diferencia de los primeros alumnos, estos si toman en cuenta el volumen y la temperatura, por lo que posiblemente tengan en mente la ecuación de la entropía en la que esta aparece ($\Delta S = q_{rev}/T$).

Dos alumnos que corresponden al 6% de la muestra tuvieron ideas diferentes a las mencionadas y entre ellas mismas, sin embargo uno de ellos dice que "el número de partículas será el mismo y entonces cuando se ponen a la misma temperatura, la misma cantidad de partículas se moverán o disiparán", lo cual hace referencia a la errónea asociación del movimiento con la entropía, mientras que el otro alumno dice que "la entropía no tiene que ver con el orden de las moléculas", lo cual hace pensar que este alumno sabe que la entropía no es una medida de orden o desorden, pero de manera muy superficial. 11% de estos alumnos no justifica porque elige esta opción y el 2% de la muestra no responde a la pregunta.

Con estos resultados corroboramos que las concepciones alternativas reportadas en la literatura que presentan alumnos de licenciatura en Turquía son semejantes a las sustentadas por alumnos mexicanos del mismo nivel.

3.11 Herramienta de evaluación

A continuación presentamos la herramienta de evaluación propuesta para la detección de concepciones alternativas. Se eliminaron 3 de las preguntas analizadas anteriormente. Las respuestas correctas al primer y segundo escalón están marcadas en verde. Sólo aquellas respuestas que acierten ambos escalones son consideradas como correctas.

Pregunta 1: El óxido que comúnmente vemos en objetos metálicos, se forma cuando el oxígeno se combina con hierro ($4\text{Fe} + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{Fe}_2\text{O}_3$). ¿Por qué esta reacción ocurre de manera espontánea, si el sistema se vuelve físicamente más ordenado? Es decir, pasa de 4 moles de Fe y 3 moles de O_2 a dos moles de Fe_2O_3 . JUSTIFICA TU RESPUESTA

| Primer escalón | Segundo escalón |
|--------------------------------------|---|
| A) La entropía del sistema aumenta | A1) Porque el sistema se vuelve más ordenado |
| | A2) Porque se requiere energía para llevar a cabo la reacción |
| | A3) Debido a la formación de nuevos enlaces. |
| | A4) Otro (escribe tu respuesta) |
| B) La entropía del sistema disminuye | B1) Porque el sistema se vuelve más ordenado |
| | B2) Porque el sistema cede entropía al universo, con lo que esta aumenta. |
| | B3) Otro (escribe tu respuesta) |
| C) La entropía de universo aumenta | C1) Porque el sistema se vuelve más ordenado |
| | C2) En un proceso espontaneo la entropía del universo debe ser mayor a cero |
| | C3) Porque la segunda ley dice que la entropía del universo siempre aumenta |
| | C4) Otro (escribe tu respuesta) |
| D) Otro | D1) Escribe tu respuesta |
| | D2) No lo se |

Pregunta 2: Si se coloca aceite en agua, éste queda en la superficie, al agitar esta mezcla heterogénea es posible crear una dispersión del aceite en el agua, ¿Cuál de estas dos situaciones (agitando y sin agitar) el sistema tiene una mayor entropía? JUSTIFICA TU RESPUESTA

| Primer escalón | Segundo escalón |
|-----------------------------|---|
| A) Al agitar | A1) Porque el sistema se vuelve más desordenado |
| | A2) Porque al agitar se suministra energía al sistema |
| | A3) Porque existe mayor interacción entre las moléculas |
| | A4) Porque las partículas tienen mayor movimiento |
| | A5) Otro (escribe tu respuesta) |
| B) Sin agitar | B1) Porque el sistema está más ordenado |
| | B2) Porque así su energía aumenta |
| | B3) Porque no hay movimiento de las partículas |
| | B4) Las moléculas de agua pueden ocupar mas disposiciones espaciales, hay mas microestados. |
| | B5) Otro (escribe tu respuesta) |
| C) Tienen la misma entropía | C1) Tiene la misma entropía, la entropía no tiene que ver con el desorden. |
| | C2) Creo que es igual porque en algún momento vuelve a su estado original |
| | C3) Otro (escribe tu respuesta) |
| D) Otro | D1) Escribe tu respuesta |
| | D2) No lo se |

Pregunta 5: Si la solvatación de un ion genera una disminución en la entropía ¿Por qué la disolución de NaCl en H₂O sucede de manera espontánea? JUSTIFICA TU RESPUESTA

| Primer escalón | Segundo escalón |
|---|--|
| A) La entropía aumenta | A1) Porque la entropía del universo aumenta al ser una reacción exotérmica |
| | A2) Un aumento en el desorden genera un proceso espontaneo |
| | A3) Porque la ΔG NaCl en H ₂ O es menor a cero |
| B) La entropía disminuye | B1) Por definición, si la entropía disminuye el proceso se lleva a cabo de manera espontanea |
| | B2) Porque existe mucha cantidad de soluto, si existiese más soluto sería al revés |
| | B3) Porque la entropía primeramente no es un índice para determinar la espontaneidad de una reacción |
| C) Debido a las interacciones intermoleculares | C1) El NaCl es muy soluble en H ₂ O |
| | C2) La solvatación de los iones crea desorden en el sistema |
| | C3) El número de microestados aumenta |
| D) Es un proceso espontáneo que no requiere energía | D1) Porque necesita energía del agua para disolverse. |
| | D2) Porque esa disminución de la entropía se compensa con la energía liberada por la reacción |
| | D3) Porque de un proceso natural (se encuentra en el medio ambiente) no reversible |
| | D4) Porque no se necesita tanta energía para que se realice la reacción |
| E) Otro | D1) Escribe tu respuesta |

Resultados y análisis.

| | |
|--|--------------|
| | D2) No lo sé |
|--|--------------|

Pregunta 6: La solubilidad del etano en agua es de 4.7mL/100mL, por otro lado se sabe que el etanol es miscible en agua. ¿Cuál de estas dos sustancias tendrá un mayor número de microestados al ser solubilizada en agua? JUSTIFICA TU RESPUESTA

| Primer escalón | Segundo escalón |
|----------------|--|
| A) Etano | A1) Pues es menos soluble que el etanol |
| | A2) Ya que es más soluble que el etanol |
| | A3) El etano sus moléculas están más organizadas |
| | A4) Otro (escribe tu respuesta) |
| B) Etanol | B1) Por ser más soluble |
| | B2) Debido a su estructura, el etanol puede formar puentes de hidrógeno con el agua, con lo que tendrá mayor entropía. |
| | B3) Hay un mayor número de microestados |
| | B3) Otro (escribe tu respuesta) |
| C) Otro | C1) Escribe tu respuesta |
| | C2) No lo se |

Pregunta 8: ¿Violan los seres vivos la segunda ley de la termodinámica? Por ejemplo, cuando un pollito sale de un huevo se vuelve cada vez más ordenado y organizado. Sin embargo, el aumento de entropía requiere desorden y decadencia. ¿Está realmente disminuyendo la entropía del pollito mientras crece? JUSTIFICA TU RESPUESTA

| Primer escalón | Segundo escalón |
|----------------|---|
| A) No | A1) A medida que crece crea desorden en los alrededores y el mismo. |
| | A2) Aumenta la entropía del universo. |
| | A3) Aumenta la entropía del sistema. |
| | A4) Otro (escribe tu respuesta) |
| B) Si | B1) Si porque llega un momento en que ya no hay cambios. |
| | B2) Si, disminuye la entropía del sistema pollito |
| | B3) Porque hay un desorden al crecer para desarrollarse |
| | B4) Otro (escribe tu respuesta) |
| C) Otro | C1) Escribe tu respuesta |
| | C2) No lo se |

Pregunta 9: Al igual que el enfriamiento de un cuerpo caliente, una reacción química, como la oxidación, sucede de manera espontánea en una sola dirección. ¿Qué cambio tendría que ocurrir en la entropía para que un cuerpo frío se calentara o un metal oxidado volviera a transformarse en los reactivos de partida de manera espontánea? JUSTIFICA TU RESPUESTA

| Primer escalón | Segundo escalón |
|-------------------------------|---|
| A) ΔS sis aumenta | A1) La temperatura del cuerpo aumentara y también lo hará su entropía. |
| | A2) Tendría que haber un mayor desorden en el sistema. |
| | A3) En el proceso espontáneo la entropía del sistema disminuye, para que suceda el proceso reversible la entropía del sistema debe aumentar. |
| | A4) Para que este proceso suceda la entropía del universo debe ser mayor a 0 y para ello la entropía del sistema debe aumentar |
| | A5) Otro (escribe tu respuesta) |
| B) ΔS sis disminuye | B1) Que la entropía disminuyera en el sistema pero eso no ocurre por ello tenemos que ocupara energía y trabajo de los alrededores para llevar a cabo la reacción contraria |
| | B2) Para que este proceso suceda, el sistema tendrá que ser mas ordenado. |
| | B3) Porque en un proceso no espontaneo la entropía del sistema disminuye |
| | B4) Otro (escribe tu respuesta) |
| C) ΔS univ aumenta | C1) Habrá que aumentar la temperatura del cuerpo y para ello se requiere energía |
| | C2) Al aumentar la entropía del universo hay un mayor desorden del sistema |
| | C3) La entropía del sistema aumenta ya que al aumentar puede aumentar la entropía del sistema o de los alrededores |
| | C4) Cambiando las propiedades se puede dar que en sentido contrario fuese de manera espontánea |
| | C5) Otro (escribe tu respuesta) |
| D) ΔS univ. disminuye | D1) Para que un proceso sea reversible la entropía del sistema debe disminuir |
| | D2) Habrá menor disipación de energía, la cual se enfocará en calentar el cuerpo frío |
| | D3) En el equilibrio, cuando $\Delta S=0$, los procesos suceden en ambos sentidos. |
| | D4) Otro (escribe tu respuesta) |
| E) Otro | E1) Escribe tu respuesta |
| | E2) No lo se |

Resultados y análisis.

Pregunta 10: El dióxido de carbono y el propano tienen la misma masa molar. Si dos matraces de vidrio (idénticos) se llenan con un mol de CO_2 y el otro con un mol de propano, ambos a la misma temperatura. ¿Qué gas tiene la mayor entropía? JUSTIFICA TU RESPUESTA

| Primer escalón | Segundo escalón |
|-----------------------------|--|
| A) Propano | A1) Ya que al ser una molécula más voluminosa, ocupa mayor espacio |
| | A2) Debido a que en su estructura molecular hay un mayor número de átomos |
| | A3) Su mayor número de átomos le confiere un mayor número de microestados |
| | A4) Otro (escribe tu respuesta) |
| B) CO_2 | B1) Al ser una molécula más pequeña (menor número de átomos), tiene mayor tendencia al desorden. |
| | B2) Porque el CO_2 tiene mayor electronegatividad |
| | B3) Otro (escribe tu respuesta) |
| C) Tienen la misma entropía | C1) Porque tienen la misma masa molar |
| | C2) Porque hay la misma cantidad de sustancia y la entropía es directamente proporcional a esta. |
| | C3) No hay diferencia entre ellos, ya que se encuentran en las mismas condiciones de T y V, además de que tienen la misma masa molar |
| | C4) Otro (escribe tu respuesta) |
| D) Otro | D1) Escribe tu respuesta |
| | D2) No lo se |

CAPÍTULO 4

Conclusiones

Se diseñó una herramienta de evaluación para detectar, de manera rápida, concepciones alternativas sobre entropía en alumnos de licenciatura que toman cursos introductorios en termodinámica.

Se evaluaron las concepciones alternativas sobre entropía reportadas con mayor frecuencia en la literatura. Entre éstas están aquellas que define a la entropía como desorden y la que sostiene que la entropía del sistema es un criterio de espontaneidad en lugar de la entropía del universo.

También se indagó acerca de otros aspectos conceptuales de la segunda ley como la reversibilidad de un proceso, la relación entre el número de microestados y la entropía y finalmente, la creación de estructuras complejas, como los seres vivos, debido a la entropía como fuerza motora.

De los 63 alumnos a los que se les aplicó el cuestionario, preliminar al desarrollo de la herramienta de evaluación, el 24% de ellos recursaba esta asignatura. El que estos alumnos estudiaran el curso por segunda ocasión no implica que hayan estudiado previamente la segunda ley, esto no lo sabemos.

Encontramos que los alumnos de la facultad de química de segundo semestre que cursaban termodinámica en el semestre 2014-1 presentan las concepciones alternativas ya reportadas sobre entropía:

Los alumnos de la muestra conciben a la entropía como resultado del orden o desorden de un sistema, entendiendo desorden en términos comunes y no científicos. Escasamente asocian este desorden con el número de microestados.

Los argumentos dados respecto a la asociación entre entropía y desorden revelan que a los alumnos no les queda claro si el aumento en el desorden es directa o inversamente proporcional al aumento en la entropía. La inconsistencia en sus respuestas deja pensar que los alumnos pudieron no comprender las preguntas o que su entendimiento sobre la segunda ley, y algunos otros conceptos de química como la solubilidad, es superficial. Ya que realizamos pruebas piloto del cuestionario antes de su aplicación a la muestra,

Conclusiones

pensamos que el conocimiento de los alumnos no es lo suficientemente sólido, pues sus respuestas a diferentes preguntas que evalúan la misma concepción alternativa son contradictorias.

Los alumnos hacen también asociaciones entre: temperatura y entropía; calor y entropía; energía y entropía; energía cinética y entropía, sin embargo estas asociaciones convergen en un aumento o decremento del desorden. Una asociación que los alumnos hacen también es la que relaciona a la entropía con el número de microestados, pero esta asociación es escasamente mencionada, para los alumnos es muy difícil notar cuando el aumento en la entropía es debido a un aumento en el número de microestados.

Los alumnos tienen dificultades para relacionar los diferentes postulados de la segunda ley, los toman como independientes en lugar de equivalentes.

A pesar de que la herramienta de evaluación no pudo ser probada en la plataforma prevista, ésta representa el primer paso en la eliminación de concepciones alternativas sobre entropía, pues permite conocer cuáles son las concepciones presentes y el porqué de éstas. Una vez que se entiende porqué un alumno posee una u otra idea es posible generar una estrategia de enseñanza para eliminar aquellas ideas que pudieran interferir con la posterior adquisición de conocimiento.

Resulta de interés hacer llegar los resultados de esta investigación a los profesores de termodinámica de la Facultad de Química, primeramente, para que consideren esta información (además de la ya generada en sus años de experiencia como profesores) en el diseño de sus clases, para que de esta manera sus alumnos tengan una formación más sólida sobre esta importante ley y menos concepciones alternativas al respecto.

BIBLIOGRAFÍA

1. Asimov, I. (1986). Cien preguntas básicas sobre la ciencia. México. Alianza Editorial Mexicana.
2. Atkins, P.W. (1984). The second law. New York. Scientific American books.
3. Atkins, P.W. (1992). Creation revisited. New York. W. H. Freeman & company.
4. Atkins, P.W. (1998). Physical Chemistry. New York. W. H. Freeman & company.
5. Atkins, P.W., Clugston. (1986). Principios de fisicoquímica. México. Adison-Wesley Iberoamericana.
6. Brown, LeMay, & Bursten. (2004). Química: La ciencia central. México. Pearson Prentice Hall.
7. Callen, H.B. (1976). Thermodynamics and an introduction to thermostatistics. USA. Wiley.
8. Carrascosa, J. (2005). El problema de las concepciones alternativas en la actualidad (Parte I). Análisis sobre las causas que la originan y/o mantienen. *Revista Eureka sobre Enseñanza y Divulgación de las Ciencias*, 2(2), 183-208.
9. Carrascosa, J. (2005). El problema de las concepciones alternativas en la actualidad (Parte II). El cambio de las concepciones alternativas. *Revista Eureka sobre Enseñanza y Divulgación de las Ciencias*, 2(3), 388-402.
10. Carrascosa, J. (2006). El problema de las concepciones alternativas en la actualidad (Parte III). utilización didáctica de los errores conceptuales que aparecen en cómics, prensa, novelas y libros de texto. *Revista Eureka sobre Enseñanza y Divulgación de las Ciencias ¿?*
11. Carson, E.M., Watson, J.R. (2002). Undergraduate student's understandings of entropy and Gibbs free energy. *The Royal Society of Chemistry*. 6, 4-12.
12. Chandrasegaran A.L., Treagust D.F., Mocerino M. 2007 (2007). Two tier multiple choice secondary school students. *Chemistry Education Research and Practice*, 8(3), 293-307.
13. Chandrasegaran A.L., Treagust D.F. (2011). Facilitating high school student's use of multiple representations to describe chemical reactions. *Teaching science*, 57(4), 13-19.
14. Chang, R. (2007). Principios esenciales de química general. México. Mc Graw Hill.
15. Chang, R. (2008). Fisicoquímica para las ciencias químicas y biológicas. México. Mc Graw Hill.
16. Chou C.C. and Chiu M.H., (2004). A two-tier diagnostic instrument on the molecular representations of chemistry: comparison of performance between junior high school and senior high school students in Taiwan. *Paper presented at the 18th International Conference on Chemical Education Istanbul, Turkey*.
17. Christensen, W. M., Meltzer, D.E., Ogilvie, C. A. (2009). Student ideas regarding entropy and the second law of thermodynamics in an introductory physics course. *American Journal of Physics* 77(10), 907-917.
18. Eli Lévy (2004). Diccionario Akal de Física. México. Ediciones Acal.
19. Furió, M.C. (1985). Metodología utilizada en la detección de dificultades y esquemas conceptuales en la enseñanza de la Química [sic]. *Enseñanza de las Ciencias*, 4(1), pp. 73-77.
20. Gillespie, R. J. (1997). The great ideas of chemistry, *Journal of Chemical Education*, 74(7), 862-864.
21. Granville, Mark F. (1985). Student Misconceptions in Thermodynamics, *Journal of Chemical Education*, 62(10), 847-848
22. Horton C. (2007). Student alternative conceptions in chemistry. *California Journal of science education*, 7(2), 1-78.
23. Johnstone, A.H., MacDonald, J.J., and Webb, G. (1977). Misconceptions in school thermodynamics, *Physics Education*, 248-251
24. Kelter, P., Mosher, M., Scott, A., (2009). Chemistry the practical science. USA. Houghton Mifflin.
25. Kesidou, S., Duit, R. (1993). Students' conceptions of the second law of thermodynamics. An interpretive study. *Journal of Research in Science Teaching*. 30(1), 85-106.
26. Lambert, F.L. (2002). Entropy is simple, qualitatively, *Journal of Chemical Education*, 79(10), 1241-1246.

27. Padilla, K. (2010). Evolución histórica del concepto de entropía, en "Historia y Filosofía de la Química". México. Universidad Nacional Autónoma de México y Siglo XXI editores.
28. Peterson R.F., Treagust D.F. and Garnett P.J., (1989). Development and application of a diagnostic instrument to evaluate grade 11 & 12 students' concepts of covalent bonding and structure after a course of instruction, *Journal of Research in Science Teaching*, 26, 301-314.
29. Pinto, R. (1991). Algunos conceptos implícitos en la primera y segunda leyes de la termodinámica Tesis doctoral. Universidad Autónoma de Barcelona Capítulo 7.
30. Resnick R., Halliday D. & Krane K. (2000). Física Vol 1. México. Compañía Editorial Continental.
31. Ribeiro E. M., Fleury, E. (2004). Un perfil conceptual para entropía y espontaneidad. Una caracterización de las formas de pensar y hablar en el aula de química. *Educación Química*. 15(3), 218-233.
32. Ribeiro, M.G.T.C., Periera, D.J.V.C. and Maskill, R. (1990). Reaction and spontaneity: the influence of meaning from everyday language on fourth year undergraduates' interpretations of some simple chemical phenomena. *International Journal of Science Education*, 12(4), 391- 401
33. Rodríguez, M. (1999). Conocimiento previo y cambio conceptual. Buenos Aires. Aique.
34. Rozier, S., Viennot, L. (1991). Students' reasoning in thermodynamics. *International Journal of Science Education*, 13 (2), 159-197
35. Shift, I. (2000). La ciencia del caos. México. Fondo de Cultura Económica. Colección la ciencia para todos.
36. Solbes, J. (2009). Dificultades de aprendizaje y cambio conceptual, procedimental y axiológico (I): Resumen del camino avanzado. *Revista Eureka sobre Enseñanza y Divulgación de las Ciencias*, 6(1), pp. 2-20
37. Solbes, J. (2009). Dificultades de aprendizaje y cambio conceptual, procedimental y axiológico (II): Nuevas perspectivas. *Revista Eureka sobre Enseñanza y Divulgación de las Ciencias*, 6 (2), pp. 190-212
38. Sözbilir M. (2004). Student's ideas and misunderstandings of enthalpy and spontaneity. *Journal of Chemical Education*, 26, 155-159
39. Sözbilir M. (2007). A study of Turkish chemistry undergraduates' understandings of entropy. *Journal of Chemical Education*, 84(7), 1204-1208
40. Sözbilir, M. (2001). A study of undergraduates' understandings of key chemical ideas in thermodynamics. (D. Phil. thesis), Department of Educational Studies, University of York
41. Tan, K. C.D., Goh, N.K., Chia, L.S., & Treagust, D.F. (2002). Development and application of a two-tier multiple-choice diagnostic instrument to assess high school students' understanding of inorganic chemistry qualitative analysis. *Journal of Research in Science Teaching*, 39(4), 283-301.
42. Tippens, P. E. (2001). Física: Conceptos y aplicaciones. México. Mc Graw Hill.
43. Treagust, D. F. (1986). Evaluating students' alternative conceptions by means of diagnostic multiple choice items, *Research in Science Education*, 16, 199-207
44. Treagust, D.F. (1988). Development and use of diagnostic tests to evaluate students' misconceptions in science. *International Journal of Science Education*, 10(2), 159-169.
45. Viennot, L. (1997). Experimental facts and ways of reasoning in thermodynamics: learners' common approach, *Connecting Research in Physics Education with Teacher Education*, Tiberghian, Andree, Jossem, E. Leonard, Barojas, Jorge, eds., <http://www.physics.ohio-state.edu/~jossem/ICPE/C3.html>, (The International Commission on Physics Education, 1997-98.)
46. Wandersee, J. H., Mintzes, J. J. & Novak, J. D. (1994). Research on alternative conceptions in Science. In D. L. Gabel (Ed.), *Handbook of Research on Science Teaching and Learning* (p. 177 210). New York: Macmillan.