

# **TRABAJO FIN DE MÁSTER**

Máster Universitario de Profesorado de Educación  
Secundaria Obligatoria, Bachillerato, Formación  
Profesional y Enseñanza de Idiomas (MUPES)



---

**Universidad de Valladolid**  
**Facultad de Ciencias**

## **“DESARROLLO DOCENTE DEL CONCEPTO DE PRESIÓN DE VAPOR EN LA EDUCACIÓN SECUNDARIA MEDIANTE UNA PRÁCTICA DE LABORATORIO”**

Autora: Dña. Beatriz Fernández-Samos Puente

Especialidad: Física y Química

Tutor: Dr. Alberto E. Lesarri Gómez

Cotutora: Dr. Pilar Redondo Cristóbal

Curso 2018-2019

# ÍNDICE

<b>1. Resumen/Abstract</b>	<b>4</b>
<b>2. Introducción</b>	<b>5</b>
<b>3. Justificación</b>	<b>7</b>
<b>4. Objetivos</b>	<b>11</b>
<b>5. El experimento: “Demostración de la dependencia de la presión de vapor con la temperatura”</b>	<b>12</b>
<b>5.1. Fundamento teórico</b>	<b>12</b>
<b>5.2. Procedimiento experimental</b>	<b>13</b>
<b>5.3. Material y reactivos necesarios</b>	<b>15</b>
<b>5.4. Factores de peligrosidad y medidas de seguridad</b>	<b>18</b>
<b>5.5. Dificultades experimentales (para garantizar la reproducibilidad)</b>	<b>18</b>
<b>5.6. Cálculos. Dificultades asociadas</b>	<b>19</b>
<b>5.7. El cuaderno de laboratorio del alumno y su evaluación</b>	<b>21</b>
<b>6. Resultados</b>	<b>23</b>
<b>7. Discusión crítica y razonada de los resultados</b>	<b>28</b>
<b>8. Unidad didáctica asociada: “Disoluciones. Propiedades coligativas”</b>	<b>30</b>
<b>8.1. Introducción</b>	<b>30</b>
<b>8.1.1. Origen y destinatarios</b>	<b>30</b>
<b>8.1.2. Conexión con conocimientos anteriores y posteriores</b>	<b>31</b>
<b>8.2. Competencias básicas</b>	<b>33</b>
<b>8.3. Objetivos</b>	<b>35</b>
<b>8.4. Contenidos</b>	<b>36</b>
<b>8.5. Actividades de Enseñanza-Aprendizaje. Temporalización</b>	<b>55</b>
<b>8.6. Recursos didácticos</b>	<b>57</b>

<b>8.7. Evaluación: criterios e instrumentos de evaluación</b>	<b>58</b>
<b>8.8. Medidas de Atención a la Diversidad</b>	<b>59</b>
<b>8.9. Elementos Transversales</b>	<b>60</b>
<b>9. Conclusiones</b>	<b>62</b>
<b>10. Referencias bibliográficas</b>	<b>63</b>
<b>11. Anexos</b>	<b>65</b>
<b>Anexo I: Datos experimentales</b>	<b>65</b>
<b>Anexo II: Ejercicios numéricos propuestos</b>	<b>75</b>

## 1. RESUMEN

La principal misión de un docente de una asignatura de ciencias es adaptar los contenidos y el lenguaje propios de la ciencia a los de la ciencia escolar (Trasposición Didáctica), teniendo en cuenta el nivel cognitivo de los alumnos, para lograr un aprendizaje significativo (que permita la meta-cognición), no meramente memorístico.

Siguiendo esta filosofía, el presente trabajo gira en torno a ilustrar cómo se puede adaptar una práctica de laboratorio a un curso concreto de las enseñanzas medias. En nuestro caso, dicha práctica versa sobre cómo demostrar la dependencia matemática entre la presión de vapor y la temperatura.

El trabajo se divide en dos partes bien diferenciadas: la primera consiste en describir el experimento (material, procedimiento, medidas de seguridad...), y, la segunda, en ubicarlo, de forma justificada, en una unidad didáctica dentro del correspondiente curso académico.

## ABSTRACT

The main work of a science teacher is to adapt the concepts and language of science to those corresponding to school science, taking into account the mind development of the students to get a significant learning (that allows metacognition), not a merely memory-based one.

According to these ideas, the present project deals with the issue to adapt a laboratory experiment to a specific high-school level. In this case, the experiment aims to demonstrate the mathematical relation between vapor pressure and temperature.

The project is divided into two parts: the first consists on describing the experiment (materials, procedure, security measures...), and, in the second, we include it, justifying the choice, into a lesson of the corresponding school level.

**Palabras clave:** Trasposición didáctica, unidad didáctica, experimentación científica, proceso de enseñanza-aprendizaje

## 2. INTRODUCCIÓN (12,13)

La disminución del interés de los alumnos de ESO y Bachillerato en el estudio de las asignaturas de carácter científico, entre las que se incluye la Química, es un hecho preocupante, ya que redundará en un menor desarrollo científico del país. (9)

Como futuros docentes, entre otras labores, tenemos la de contribuir a la alfabetización científica de nuestros estudiantes, vayan o no a cursar estudios superiores de ciencias (esto es, debemos asegurar que todos adquieren unos conocimientos y competencias básicos de ciencia, que les permitan desenvolverse, de forma adecuada, en la sociedad actual). De hecho, según la LOMCE (Ley Orgánica para la Mejora de la Calidad Educativa), “la alfabetización científica es un aspecto de la formación integral de la persona que se debe iniciar en la escuela y continuar a lo largo de la vida” (6). Para aquellos que no vayan a cursar grados universitarios de ciencias, las asignaturas del ámbito científico-técnico incluidas en la ESO y Bachillerato tienen un carácter terminal y suponen la última oportunidad de asegurar dicha alfabetización científica. Esta alfabetización científica es el principal objetivo de la asignatura optativa de 4º de ESO “Cultura Científica” (LOMCE), (6), que reemplaza a “Conocimiento para el Mundo Contemporáneo” (LOE) (5), que se impartía, de forma obligatoria, en 1º de Bachillerato. El problema reside en el carácter optativo de la nueva asignatura, ya que no está garantizado que la cursen todos los alumnos (de hecho, la mayoría de los alumnos matriculados ya cursan otras asignaturas de ciencias, mientras que los estudiantes de “letras” prefieren matricularse en otras materias, como “Cultura Clásica”).

Sin embargo, en la actualidad, los informes PISA advierten de que un elevado porcentaje de los alumnos carecen de las competencias necesarias para desenvolverse como ciudadanos responsables y preparados para el mundo (entre ellas, la de interpretar, de forma correcta, tablas y gráficos).

Precisamente, resulta incongruente que el papel que juegan la ciencia y la tecnología en nuestra sociedad sea cada vez mayor y el número de estudiantes que eligen estudiar ciencias no aumente e incluso tienda a disminuir.

De hecho, las estadísticas arrojan la conclusión de que, en 2º de Bachillerato, dentro de la modalidad de ciencias, Física es la 5º asignatura elegida, y, Química, la 4º, por detrás de otras no tan vinculadas al ámbito científico, como es el caso del Francés.

Tras analizar las causas de este fenómeno, cabe destacar que los estudiantes, en general, tienen una imagen negativa de la ciencia, ya que la consideran difícil, aburrida y poco interesante.

De hecho, entre los retos a los que se enfrenta la enseñanza eficaz de las ciencias, y, en particular, la de la Química, son:

1. Las dificultades asociadas a los contenidos conceptuales (estructura demasiado lógica, elevado nivel de exigencia formal)
2. La falta de madurez intelectual de los alumnos
3. La actitud negativa y la falta de motivación hacia las ciencias (14)
4. Las pre-concepciones y conocimientos previos (muchas veces, erróneos y/o incompletos) de los estudiantes
5. La falta de coherencia entre la metodología empleada, las actividades realizadas en el aula y las preguntas que se piden responder en los exámenes.

Las estrategias de enseñanza se deben concretar en actividades bien seleccionadas y secuenciadas que permitan lograr las destrezas y conocimientos marcados en los objetivos de aprendizaje. Además, dichos objetivos han de orientar la evaluación.

6. La enseñanza tradicional, basada en una única metodología (la clase magistral), es muy repetitiva, memorística y centrada, exclusivamente, en la transmisión de los contenidos conceptuales de la materia (olvidando los procedimentales y actitudinales). Además, tampoco es capaz de motivar a los alumnos, lo que, a su vez, conlleva que se mantenga la actitud de rechazo hacia los estudios de ciencias (14). En la actualidad, está unánimemente combatida.

Frente a esto, los nuevos enfoques abogan por lograr que los alumnos descubran la aplicación práctica, de lo que estudian, en la vida cotidiana. Se ha detectado que, hasta ahora, los conocimientos de ciencia impartidos en el aula eran percibidos por los alumnos como unos saberes teóricos, alejados de la vida real, a pesar de que las aplicaciones de la ciencia en la vida cotidiana (nuevas energías, medicamentos, nuevos materiales...) son la base del desarrollo y el avance de la sociedad.

Para que los alumnos entiendan la repercusión social de la ciencia, en general, y de la Química, en particular, es importante que, en las sesiones de aula, el profesor fomente la realización de debates en los que abordar y discutir las ventajas e inconvenientes (agotamiento de los recursos, contaminación...) de dichos avances científicos.

De hecho, el movimiento educativo CTS (Ciencia-Tecnología-Sociedad) ha surgido con el objetivo de dar respuesta a la necesidad de establecer cauces de comunicación, entre la ciencia y la tecnología, y la sociedad y la ciudadanía. Pretende conseguir la antes mencionada alfabetización científica de todas las personas, a fin de que puedan ejercer mejor la ciudadanía en un mundo cada vez más impregnado de la ciencia y la tecnología.

En este trabajo, con el objetivo de adaptar el concepto de presión de vapor al ámbito de las enseñanzas no universitarias (lograr su Trasposición Didáctica), planteo una práctica de laboratorio en que se demuestra la dependencia de dicha magnitud con la temperatura. Para ello, en primer lugar, realizaré una breve descripción del experimento (material, procedimiento, medidas de seguridad...), y, en una segunda parte, desarrollaré la unidad didáctica del curso de 1º de Bachillerato en que se abordaría dicho concepto.

### 3. JUSTIFICACIÓN (12,13)

Del análisis anterior se deduce que es necesario modificar las estrategias de enseñanza-aprendizaje de la Química, a fin de mejorar su percepción por parte de los alumnos y los resultados académicos obtenidos.

Hemos de abogar por dinámicas encuadradas en un modelo docente constructivista, que reemplace al tradicional o transmisivo, esto es, debemos instar al alumno a construir su propio conocimiento. Frente a la metodología tradicional, en el constructivismo, el profesor pasa a un segundo plano y el alumno juega un papel activo: organiza sus tareas y toma sus propias decisiones. Por otro lado, no hemos de olvidar que la Química es una ciencia experimental, por lo que carece de sentido que se estudie desde un punto de vista exclusivamente teórico.

De hecho, actualmente, se considera que existen tres formas de enseñar ciencia:

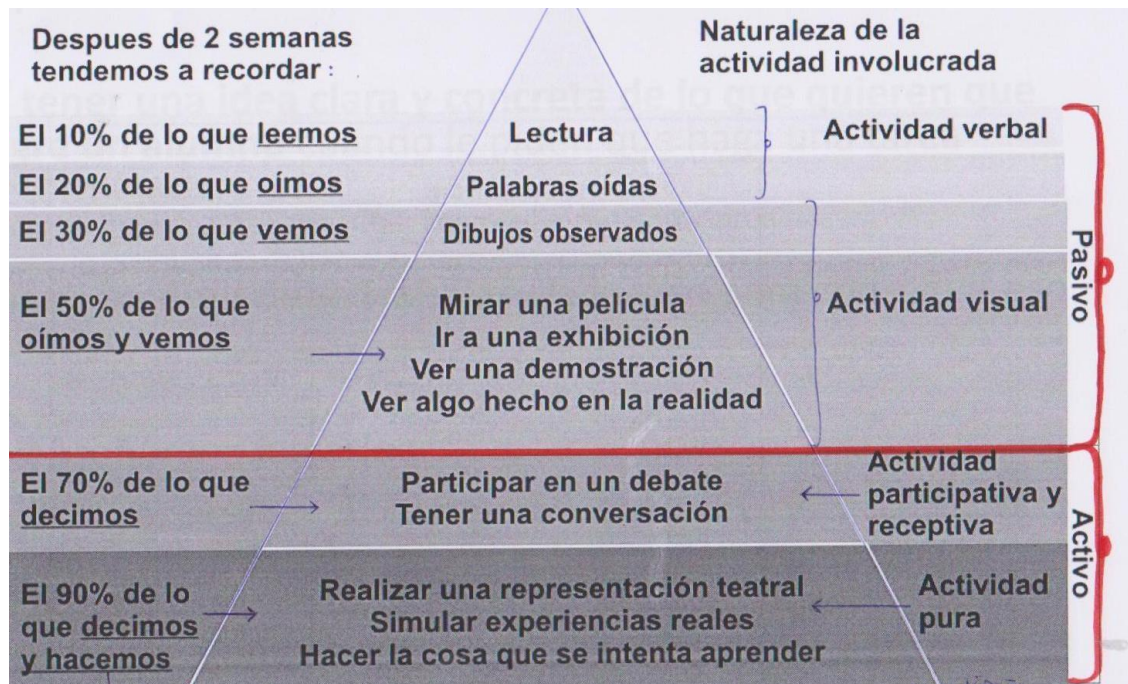
- Dimensión teórica (la más tradicional, y, hasta ahora, la predominante en España): resolución de problemas numéricos y de cuestiones teóricas (que requieren una explicación basada en modelos)
- Dimensión procedimental: se trabaja a través de los informes de las prácticas de laboratorio, que sirven para testear la capacidad del alumnado para “hacer ciencia”: tomar datos, establecer variables e hipótesis, elaborar/interpretar tablas y gráficos, realizar cálculos, establecer conclusiones...
- Dimensión epistemológica (conocer la interacción de la ciencia con la sociedad): se trata de abordar temas, como la contaminación o el desarrollo sostenible, mediante la realización de proyectos de investigación (de carácter individual o grupal) que incluyan una exposición oral utilizando TICs. También se pueden abrir debates para tratar cuestiones polémicas de la actualidad, relacionadas, directa o indirectamente, con la ciencia (se pueden trabajar aquí los elementos transversales).

Así, los nuevos enfoques de enseñanza defienden que deben intercalarse las sesiones teóricas con sesiones de laboratorio, a fin de que los alumnos entiendan las repercusiones prácticas de los conceptos que estudian. Esto está en consonancia con el constructivismo, en el que se alcanza un verdadero equilibrio entre los contenidos conceptuales, procedimentales y actitudinales.

La introducción de sesiones de experimentación científica que involucren el empleo de materiales cotidianos tiene las siguientes ventajas:

- generan motivación e interés (por el mero hecho de salir del aula para acudir al laboratorio)
- mejorar la actitud hacia la ciencia
- permiten “aprender haciendo”, por lo que, de acuerdo con el Cono del Aprendizaje de Edgar Dale (ver Figura 2.1), los conceptos trabajados mediante una sesión de laboratorio se recordarán mejor que si sólo se leen en el libro o se escuchan decir al profesor:





**Figura 2.1:** Cono del Aprendizaje de Edgar Dale

- ayudan a la organización mental
- fomentan el trabajo en equipo
- facilitan la comprensión de la base teórica (leyes y conceptos) subyacente al fenómeno
- fomentan el desarrollo de habilidades manipulativas e intelectuales, al familiarizar al alumno con el método científico (este aprende a ser ordenado y cuidadoso en el manejo del instrumental, así como a tener en cuenta la caducidad de los productos y la información contenida en el etiquetado para evitar errores experimentales).

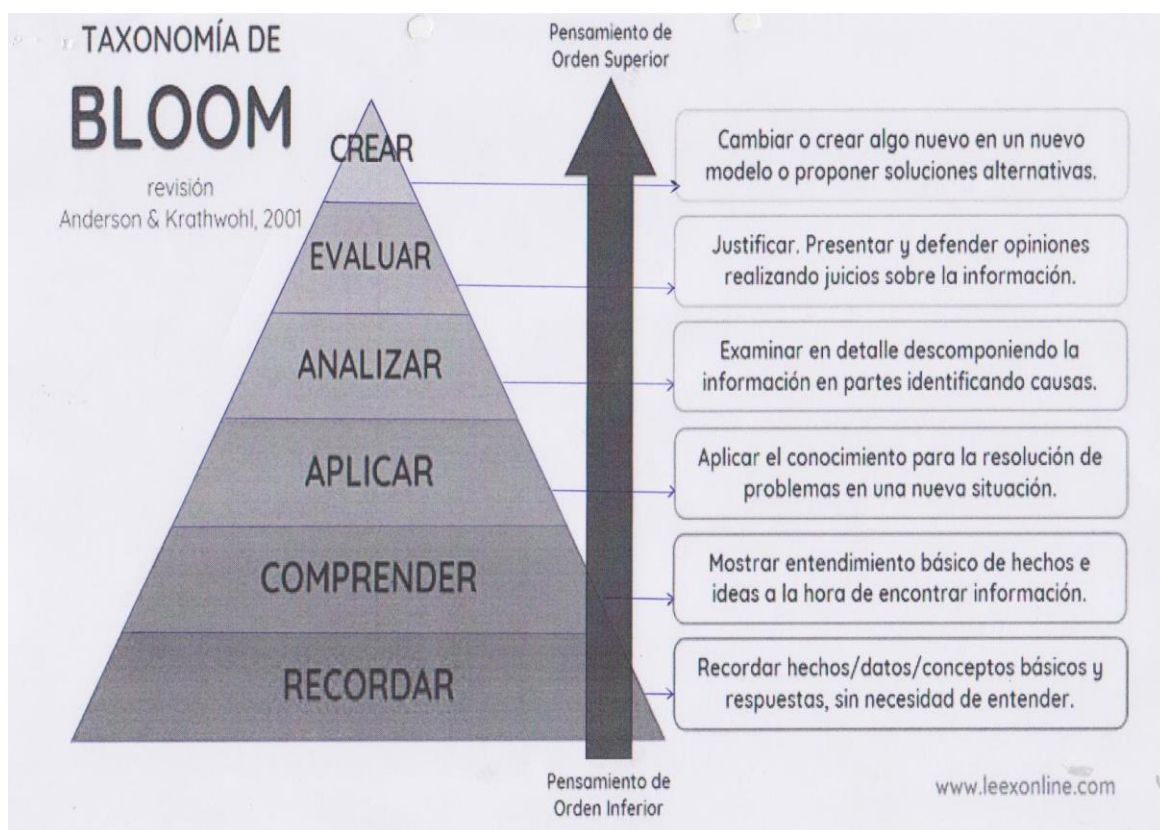
Los laboratorios virtuales, cada vez más accesibles gracias al auge de las TICs, permiten hacer simulaciones de fenómenos físico-químicos. Resultan de utilidad cuando el laboratorio está poco acondicionado o no dispone del material o los reactivos necesarios, o cuando una reacción es demasiado peligrosa, o requiere unas condiciones especiales que imposibilitan el llevarla a cabo en un laboratorio real. Sin embargo, hay situaciones particulares que las simulaciones no pueden imitar y para las que es necesaria la experimentación.

Por otra parte, como profesores de ciencias no hemos de olvidar que el conocimiento ha de ser transversal e interdisciplinar (las ciencias no deben ser consideradas áreas de conocimiento aisladas, sino estudiarse de forma integrada e interrelacionada). Sólo así se

podrá garantizar un aprendizaje contextualizado (relacionado con la vida cotidiana) y significativo.

El aprendizaje significativo (descrito, por primera vez, en la “Teoría del Aprendizaje Significativo”, de Ausubel, en 1963) (16) se define como aquél en el que se establecen conexiones entre las experiencias y los conocimientos previos (estructura cognitiva preexistente en el individuo) y los nuevos conceptos (nueva información), formando jerarquías conceptuales. Sólo si el alumno experimenta un aprendizaje significativo le es posible la metacognición y la autorregulación del aprendizaje, que, recordemos, son los objetivos del modelo constructivista.

De acuerdo con la Taxonomía de Bloom (ver Figura 2.2), el aprendizaje significativo se alcanza cuando el alumno es capaz de ejercer las habilidades de orden superior (HOTS), esto es, analizar, evaluar y crear. Pero, para ello, deben estar consolidadas las habilidades de orden inferior (LOTS), esto es, recordar, comprender y aplicar.



**Figura 2.2:** Taxonomía revisada de Bloom

Por último, se busca que parte de las actividades se hagan de manera grupal, para trabajar las habilidades sociales y aumentar la motivación. (14)

## 4. OBJETIVOS (10,11)

1. Proporcionar a los alumnos un entendimiento amplio y equilibrado de los conceptos químicos fundamentales. De esta forma, se pueden sentar unas bases sólidas que facilitan los estudios posteriores y evitan desigualdades de nivel (se pretende lograr una mayor equidad).
2. Aprender a utilizar el lenguaje científico.
3. Reconocer aquellos aspectos, dentro de la química, que son interdisciplinarios o que suponen una frontera en el conocimiento.
4. Ser capaz de demostrar el conocimiento y comprensión de conceptos, principios y teorías esenciales en relación con la química.
5. Ser capaz de aplicar la metodología y los conocimientos adquiridos a la resolución de problemas químicos de naturaleza cualitativa y cuantitativa.
6. Ser capaz de reconocer y analizar un problema, y de plantear estrategias de resolución.
7. Ser capaz de analizar, interpretar y evaluar información química y datos químicos.
8. Ser capaz de comunicar información química y argumentar sobre ella.
9. Introducirse al lenguaje científico en inglés. Alcanzar un manejo del idioma inglés suficiente como para leer y comunicarse en aspectos generales y, también, específicos del ámbito científico. Para ello, se fomentarán lecturas complementarias en inglés.
10. Saber adquirir y utilizar información bibliográfica y técnica referida a compuestos químicos.
11. Reconocer la importancia de la Química dentro de la ciencia, así como su impacto y sus aplicaciones en la sociedad actual (industria, medio ambiente, medicina...)
12. Manipular con seguridad materiales químicos, atendiendo a sus propiedades físicas y químicas y evaluar los riesgos que conlleva su manejo.
13. Ser capaz de llevar a cabo en el laboratorio un procedimiento previamente descrito, siguiendo las instrucciones del guión de prácticas.
14. Manejar la instrumentación básica de laboratorio.

## **5. EL EXPERIMENTO:**

### **“Demostración de la dependencia de la presión de vapor con la temperatura”**

Tras llevar a cabo una búsqueda bibliográfica, he encontrado el procedimiento publicado en la revista Journal of Chemical Education (7,8), en el que me inspirado para redactar los apartados siguientes:

#### **5.1. FUNDAMENTO TEÓRICO**

La presión de vapor es la presión del vapor de un líquido en contacto con la fase líquida que lo ha generado, para una temperatura determinada, en la que la fase líquida y el vapor se encuentran en equilibrio termodinámico. Su valor es independiente de las cantidades de líquido y vapor presentes, mientras existan ambas. En dicha situación de equilibrio, las fases reciben la denominación de líquido saturado y vapor saturado. Esta propiedad es inversamente proporcional a las fuerzas intermoleculares, debido a que, cuanto mayor sea el módulo de las mismas, mayor deberá ser la cantidad de energía entregada (ya sea en forma de calor u otra manifestación) para vencerlas y producir el cambio de estado.

Inicialmente, sólo se produce evaporación, ya que no existe vapor; sin embargo, a medida que la cantidad de vapor aumenta, y, por tanto, lo hace la presión en el interior del recipiente cerrado, se va incrementando, también, la velocidad de condensación, hasta que, transcurrido un cierto tiempo, ambas velocidades se igualan. Llegado este punto, se habrá alcanzado la presión máxima posible en el recipiente cerrado (presión de vapor o de saturación), que no podrá superarse salvo que se incremente la temperatura.

El equilibrio termodinámico se alcanza más rápidamente a mayor superficie de contacto entre el líquido y el vapor, pues, así, se favorece la evaporación del líquido. Sin embargo, el equilibrio se alcanza, en ambos casos, para igual presión.

El factor más importante que determina el valor de la presión de saturación es la propia naturaleza del líquido. Entre líquidos de naturaleza similar, la presión de vapor, a una temperatura dada, es tanto menor cuanto mayor sea el peso molecular.

Un líquido está, a cualquier temperatura, en equilibrio con su propio vapor, cuando las moléculas de éste están presentes en una cierta concentración. La presión que corresponde a

esta concentración de moléculas gaseosas se llama presión de vapor del líquido a la temperatura dada. La presión de vapor de cada líquido aumenta con la temperatura. La temperatura para la cual la presión de vapor de un líquido iguala a la presión externa se denomina punto de ebullición del líquido. A esta temperatura, aparecen, en el líquido, burbujas de vapor que escapan de la superficie.

En general, la presión de vapor de los líquidos, a presión externa igual a la atmosférica, aumenta con la temperatura. La relación entre la presión de vapor de un líquido en equilibrio con su vapor y la temperatura es de tipo exponencial:

$$P_v(T) = P_0 + e^{-\frac{\Delta H_{vap}}{RT}}$$

donde todas las magnitudes han de estar expresadas en unidades del SI:

$P_0$ : presión de vapor de la disolución a 0 K (expresada en Pa)

$P_v$ : presión de vapor de la disolución a una temperatura dada (expresada en Pa)

$\Delta H_{vap}$ : entalpía molar de vaporización de la disolución ( $\text{J mol}^{-1}$ )

$R$ : constante universal de los gases ideales, expresada en unidades del SI ( $8,314 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$ )

$T$ : temperatura absoluta de la disolución (K)

Esta expresión se puede linealizar tomando logaritmos neperianos. Así se obtiene:

$$\ln P_v = -\frac{\Delta H_{vap}}{R} \frac{1}{T} + C$$

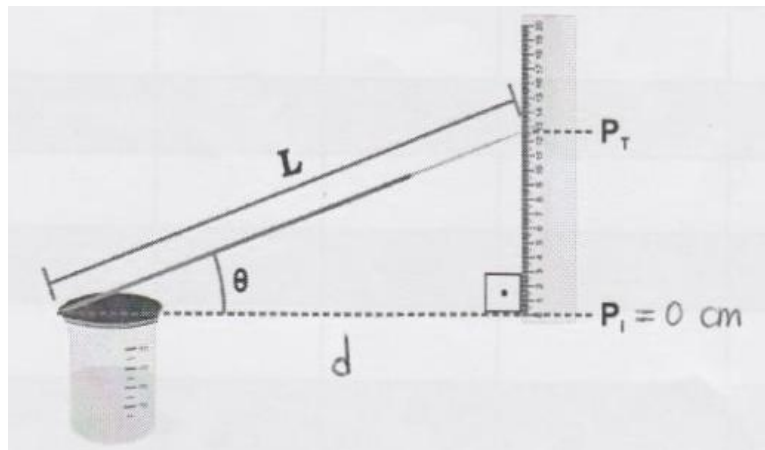
Esta expresión recibe el nombre de ecuación de Clausius-Clapeyron

## **5.2. PROCEDIMIENTO EXPERIMENTAL**

Se trata de un experimento económico, reproducible, versátil y robusto para determinar la presión de vapor en función de la temperatura. Frente a los procedimientos estándar para la medida precisa de la presión de vapor, que suponen un elevado coste económico, conllevan una gran dificultad de montaje y son poco didácticos, este método es sencillo e interactivo.

Una de las principales ventajas que ofrece es que permite variar, fácilmente, el volumen de la disolución, para desterrar la idea errónea de que la presión de vapor depende del volumen.

Este procedimiento se basa en la realización de medidas indirectas de la presión de vapor, a partir del desplazamiento del ángulo de elevación de una superficie plástica que encierra una disolución en equilibrio con su vapor, tal y como se muestra en la Figura 5.1.



**Figura 5.1:** Medición del ángulo de elevación de una superficie plástica que encierra una disolución y su vapor

Se va a utilizar, como reactivo principal, un anticongelante de coche comercial a base de etilenglicol (1,2-etanodiol) y ácido 2-etilhexanoico. Este reactivo resulta mucho más económico y accesible que el etilenglicol puro.

El procedimiento se va a repetir para cinco disoluciones diferentes (por duplicado, para asegurar datos precisos):

- 100 ml de anticongelante puro
- 100 ml de anticongelante al 75% en volumen (75 ml de anticongelante y 25 ml de agua)
- 100 ml de anticongelante al 50% en volumen (50 ml de anticongelante y 50 ml de agua)
- 100 ml de anticongelante al 25% en volumen (25 ml de anticongelante y 75 ml de agua)
- 100 ml de agua desionizada

Los volúmenes se medirán con probeta. Para asegurar la correcta homogeneización de la disolución se debe agitar con varilla de vidrio.

El procedimiento experimental consiste en introducir la disolución para la que se quiere determinar la presión de vapor en un vaso de precipitados de 250 ml. El vaso de precipitados se cierra herméticamente con una superficie plástica, como puede ser un globo cortado a la mitad. Para asegurar el cierre, se rodea el vaso con cinta adhesiva.

A continuación, el vaso de precipitados se introduce en un cristizador que contiene 250 ml de agua (preferentemente, destilada) y que está apoyado sobre un motor calentador-agitador.

Se sujeta dicho vaso a un soporte vertical mediante una pinza de palas.

A continuación, se introduce en el baño una sonda de temperatura, que nos va a permitir contar con un control del baño termostatado.

A un segundo soporte vertical, se le une, con cinta adhesiva, una regla milimetrada, y se mide la distancia, entre el extremo más alejado del vaso de precipitados, y el soporte vertical. A esta magnitud la denominamos “ $d$ ” (en nuestro caso, adquirió un valor de 23 cm), y ha de mantenerse constante.

El cero de la regla debe quedar al nivel de la boca del vaso de precipitados.

Se introduce, en el agua del baño, un agitador magnético, para, así, asegurar que la temperatura del baño sea homogénea.

A continuación, se enciende el motor calentador-agitador, y calentamos la muestra contenida en el baño.

A medida que calentamos, la muestra líquida se evapora, y el vapor hace que se hinche el globo, lo que le confiere una apariencia muy atractiva y vistosa.

Medimos la temperatura registrada en la sonda en el rango de temperaturas 35-75 °C, a intervalos de 1-2°C. Para cada valor de temperatura, tabulamos la posición que adquiere, sobre la regla milimetrada, una varilla rígida (preferiblemente, metálica) apoyada, por el otro extremo, en el vaso de precipitados, tal y como se indicaba en la Figura 5.1.

Con este dato, se calcula el ángulo de elevación de la superficie en su extremo lateral, dado por:

$$\theta = \arctg\left(\frac{P_T - P_0}{d}\right)$$

Como  $P_0=0$  cm, porque hemos hecho coincidir, el cero de la regla, con el extremo superior del vaso de precipitados:

$$\theta = \arctg\left(\frac{P_T}{d}\right) = \arctg\left(\frac{H}{d}\right)$$

Tras la medición de cada disolución, hay que esperar a que baje la temperatura de la sonda, y recambiar el baño de agua.

Debemos tabular y representar gráficamente, para cada una de las concentraciones:

- el ángulo, expresado en grados, en el eje de ordenadas, frente a la temperatura, expresada en °C (tal y como lo registró la sonda), en el eje de abscisas

- el logaritmo neperiano del ángulo, en el eje de ordenadas, frente al valor recíproco de la temperatura, expresada en kelvin, en el eje de abscisas. La temperatura ha de pasarse a kelvin para poder introducirla en la ecuación de Clausius-Clapeyron.

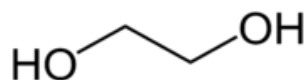
### 5.3. MATERIAL Y REACTIVOS NECESARIOS

#### Reactivos:

- agua destilada

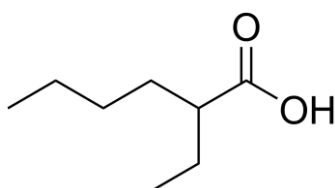
- anticongelante de coche comercial a base de etilenglicol y ácido 2-etilhexanoico

El etilenglicol (o 1,2-etanodiol) es un líquido incoloro e inodoro, poco volátil (su punto de ebullición es de 197,3°C), miscible con agua en cualquier proporción, ligeramente viscoso y muy tóxico por ingestión (60 ml pueden causar la muerte a un adulto). Se absorbe, principalmente, por ingestión; por eso, se suelen utilizar distintos colorantes para reconocerlo y, así, disminuir las intoxicaciones accidentales.



Se utiliza, principalmente, como anticongelante en los circuitos de refrigeración de motores de combustión interna (ya que la mezcla agua-etilenglicol 50:50 congela a -35°C) y como fluido para frenos hidráulicos. En la industria química, al ser un diol, se emplea en la fabricación de poliésteres (fibras) y poliuretanos (espumas), y de disolventes eficaces, tales como el dioxano o el dioxolano.

Por su parte, el ácido 2-etilhexanoico es un líquido incoloro de olor suave, combustible, prácticamente insoluble en agua y muy poco volátil (su punto de ebullición es de 227 °C).



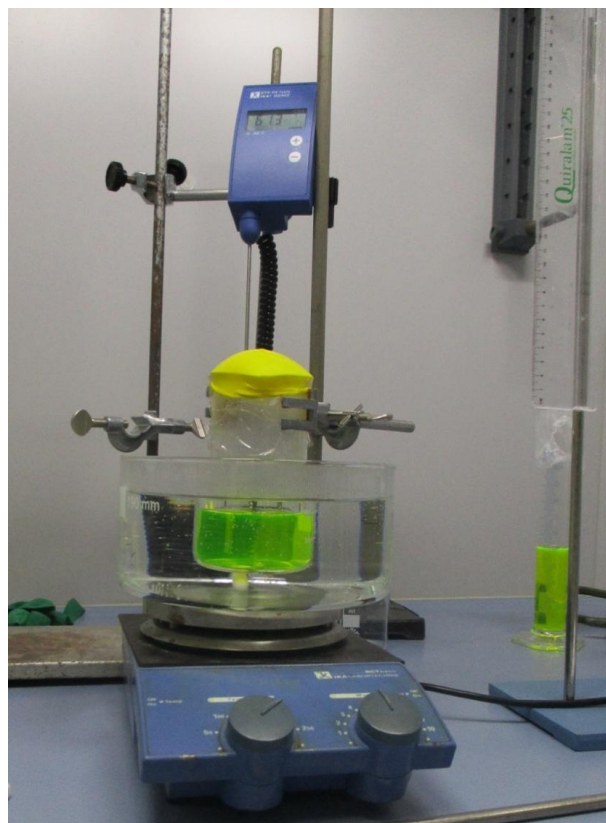
Resulta tóxico para la reproducción y teratogénico (produce malformaciones en el feto).



En la industria química, se emplea como producto intermedio de síntesis en la fabricación de pinturas, barnices, medicamentos y plastificantes. Entre sus usos directos se incluyen: agente refrigerante de motores, emulsionante en cosméticos y conservante de la madera.

**Instrumental:** (ver Figura 5.2)

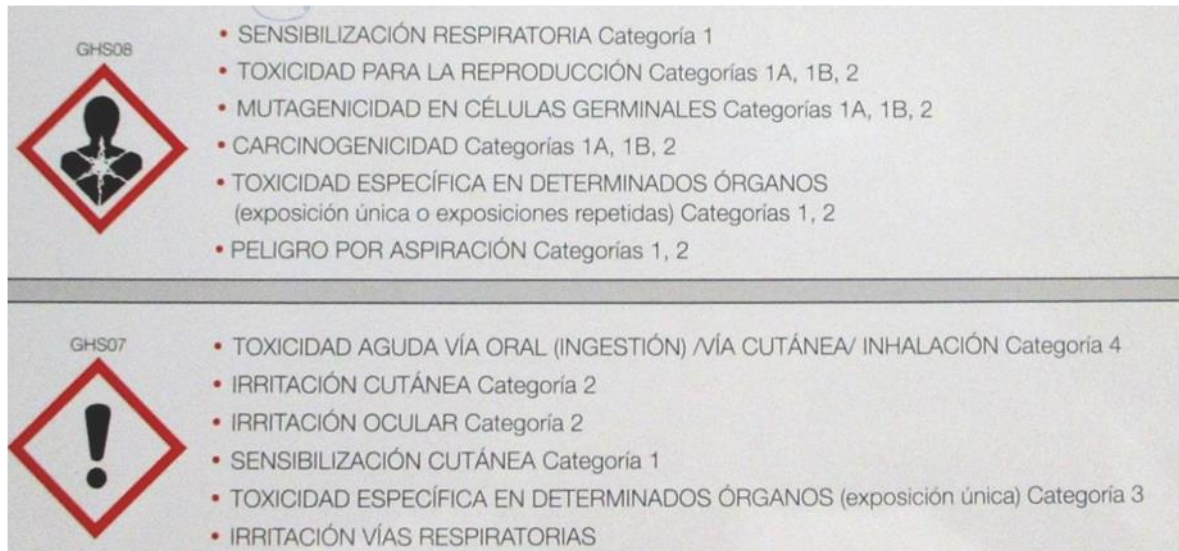
- Motor agitador-calentador, agitador magnético y sonda de temperatura
- 2 probetas de 100 ml y una probeta de 250 ml (medición de los volúmenes necesarios de agua destilada y anticongelante)
- Vaso de precipitados de 250 ml y 7 cm de diámetro, y cinta adhesiva para sellarlos
- 5 globos (uno para cada disolución) de 30 cm de diámetro
- Varilla de metal (para medir su posición sobre la regla al hincharse el globo)
- Varilla de vidrio (para agitar la disolución contenida en el vaso de precipitados)
- Regla milimetrada y dos soportes verticales
- Pinza de palas (para sujetar el vaso de precipitados a dicho soporte vertical)
- Cristalizador de 190 mm de diámetro



**Figura 5.2:** Montaje experimental

## **5.4. FACTORES DE PELIGROSIDAD Y MEDIDAS DE SEGURIDAD**

El anticongelante comercial es tóxico por ingestión e inhalación. En el etiquetado de dicho producto se especifica lo siguiente:



Para evitar la inhalación, es imprescindible trabajar en vitrina. Se debe operar con bata, guantes (para protegerse de los cortes y quemaduras) y gafas de seguridad. Además, no se debe superar la temperatura de 75°C, sobre todo, al calentar las disoluciones más diluidas: si se hincha mucho, el globo puede llegar a romperse, y los vapores tóxicos, salirse.

Si bien, por su peligrosidad, convendría llevarla a cabo como experiencia de cátedra (que la hiciese el profesor), es una práctica apta para Secundaria una vez tomadas las medidas de seguridad antes mencionadas: los alumnos la realizarían siguiendo las instrucciones recogidas en el guion y, así, desarrollarían habilidades manipulativas e intelectuales (análisis de datos). Trabajarían en grupos de dos o tres alumnos, y cada puesto de trabajo contaría, previamente, con el material necesario, preparado por el profesor.

## **5.5. DIFICULTADES EXPERIMENTALES**

Para garantizar la reproducibilidad:

- Hay que medir con precisión los volúmenes de cada componente de la disolución.

- Debemos asegurarnos de que la distancia, “d”, entre la regla y el extremo más alejado, de ella, del vaso de precipitados, se mantenga constante.
- Para cada disolución, hay que repetir el procedimiento, al menos, dos veces (por duplicado).
- Hay que afinar al establecer la posición de la varilla sobre la regla.
- Por último, es recomendable que todos los globos sean de la misma marca y tamaño.

## 5.6. CÁLCULOS. DIFICULTADES ASOCIADAS

Se representan, gráficamente, para cada concentración:

- (1)- el ángulo, expresado en grados, en el eje de ordenadas, frente a la temperatura, expresada en °C (tal y como la registró la sonda), en el eje de abscisas
- (2)- el logaritmo neperiano del ángulo, en el eje de ordenadas, frente al valor recíproco de la temperatura, expresada en kelvin, en el eje de abscisas

Para ello, debe determinarse el ángulo a partir de la posición en la regla, aplicando la expresión:

$$\theta = \operatorname{arctg}\left(\frac{P_T - P_0}{d}\right) = \operatorname{arctg}\left(\frac{H}{d}\right)$$

El ángulo debe expresarse en grados, no en radianes, por lo que:

$$\theta (^{\circ}) = \frac{\theta (\operatorname{rad}) * 180}{\pi}$$

Temperatura / °C	H / cm	tg ϑ	ϑ / rad	ϑ / °



## 5.7. EL CUADERNO DE LABORATORIO DEL ALUMNO Y SU EVALUACIÓN

→ En el cuaderno de laboratorio debería figurar:

- fecha de realización del experimento
- título de la práctica
- objetivo o motivación para llevarla a cabo
- reactivos e instrumental empleado
- dificultades experimentales
- datos tabulados y organizados en dos tablas bien diferenciadas (para cada disolución), como las que se muestran a continuación:

Tabla 1

Temperatura / °C	H / cm	tg $\theta$	$\theta$ / rad	$\theta$ / °

Tabla 2

Temperatura / °C	Temperatura / K	Temperatura <sup>-1</sup> / K <sup>-1</sup>	$\theta$ / °	ln $\theta$

- representaciones gráficas para cada concentración:

- (1)- el ángulo, expresado en grados, en el eje de ordenadas, frente a la temperatura, expresada en °C (tal y como la registró la sonda), en el eje de abscisas
- (2)- el logaritmo neperiano del ángulo, en el eje de ordenadas, frente al valor recíproco de la temperatura, expresada en kelvin, en el eje de abscisas

- cálculo de la entalpía molar de vaporización experimental del etilenglicol y comparación con el valor teórico de acuerdo con la expresión:

$$\% \text{ error} = \frac{\Delta H_{vap}^{exp} - \Delta H_{vap}^{teórico}}{\Delta H_{vap}^{teórico}} * 100$$

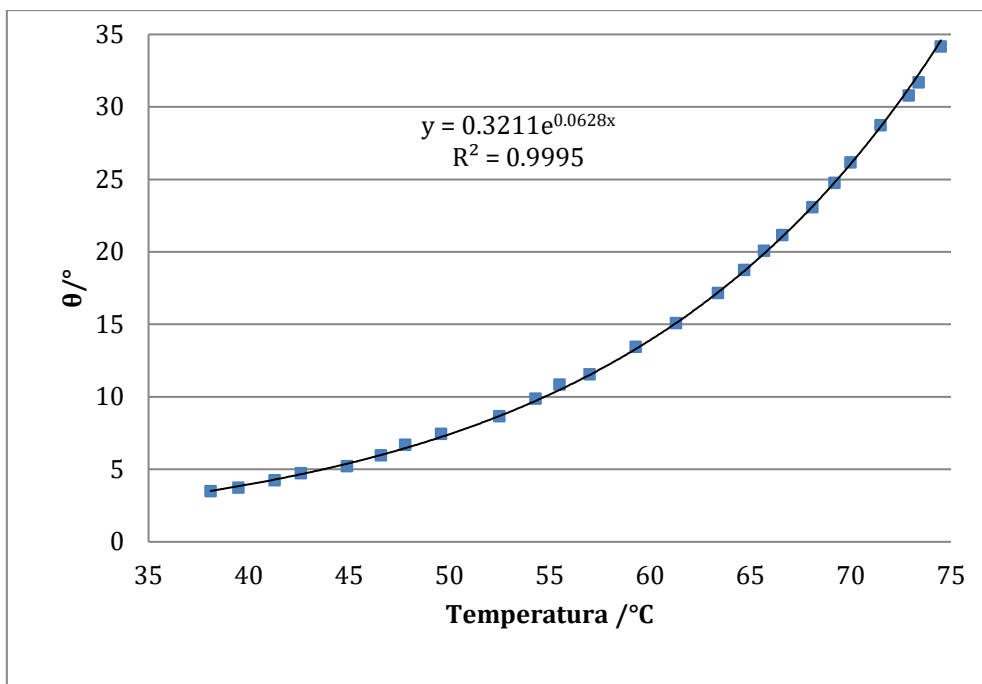
→ **Para calificar la práctica** emplearía los siguientes porcentajes:

- 20%: asistencia y participación activa
- 40%: cuaderno de laboratorio: contenido y presentación
- 40%: manejo del instrumental, orden y limpieza al trabajar en el laboratorio

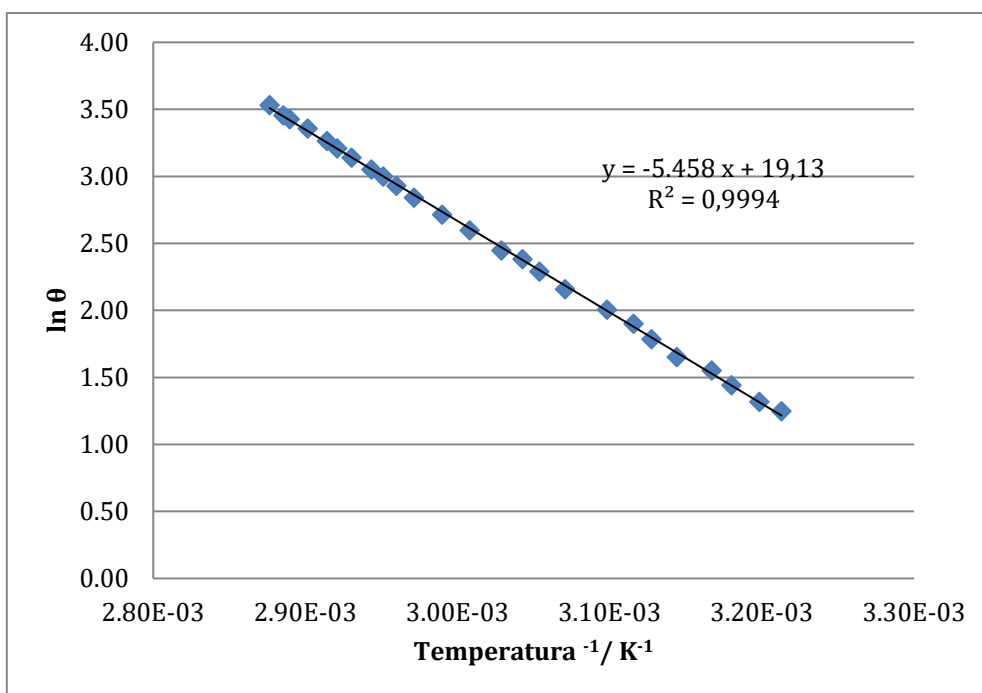
## 6. RESULTADOS

Para cada una de las disoluciones (agua desionizada, anticongelante al 25% en volumen, anticongelante al 50% en volumen, anticongelante al 75% en volumen y anticongelante puro), se tabuló y representó gráficamente, el ángulo, en grados, en el eje de ordenadas, frente a la temperatura, en °C, en el eje de abscisas.

Seguidamente, para obtener una recta que respondiera a la ecuación de Clausius-Clapeyron, se tabuló y representó gráficamente, el logaritmo neperiano del ángulo, frente al valor recíproco de la temperatura, expresada en K (ver datos en el Anexo I y representaciones gráficas en las Figuras 6.1-6.10).



**Figura 6.1.:** Representación gráfica, del ángulo, expresado en grados, en el eje de ordenadas, frente a la temperatura, expresada en  $^{\circ}\text{C}$ , en el eje de abscisas, para el caso del anticongelante puro



**Figura 6.2.:** Representación gráfica, del logaritmo neperiano del ángulo, en el eje de ordenadas, frente al valor recíproco de la temperatura, expresada en  $\text{K}$ , en el eje de abscisas, para el caso del anticongelante puro

De acuerdo con la ecuación de Clausius-Clapeyron:

$$\ln P_v = -\frac{\Delta H_{vap}}{R} \frac{1}{T} + C$$

Como anteriormente hemos mencionado, hemos empleado, como magnitud de respuesta proporcional a la presión de vapor, el ángulo de elevación de una superficie plástica que encierra la disolución en equilibrio con su vapor.

Como, en este caso, estamos trabajando con el anticongelante puro, se puede obtener una buena aproximación de la entalpía molar de vaporización del etilenglicol puro (considerando, despreciable, el efecto del ácido 2-etilhexanoico).

Así, del ajuste por mínimos cuadrados, deducimos que la pendiente tiene un valor de:

$$pte = -\frac{\Delta H_{vap}}{R} = -5458 K$$

De donde:

$$\Delta H_{vap}^{exp} = -pte R = -5458 K * 8,314 \frac{J}{K mol} * \frac{1 kJ}{10^3 J} = 45,38 \frac{kJ}{mol}$$

Este valor experimental se aproxima, mucho al valor teórico, que es:

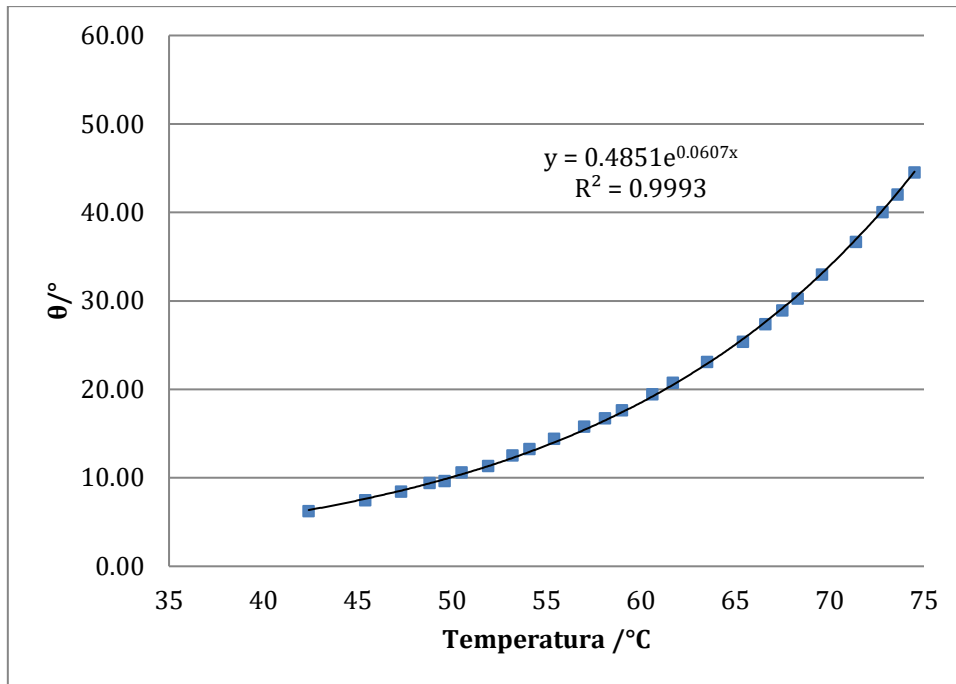
$$\Delta H_{vap}^{teórico} = 43,9 \frac{kJ}{mol}$$

El error de que viene afectado el error experimental es de:

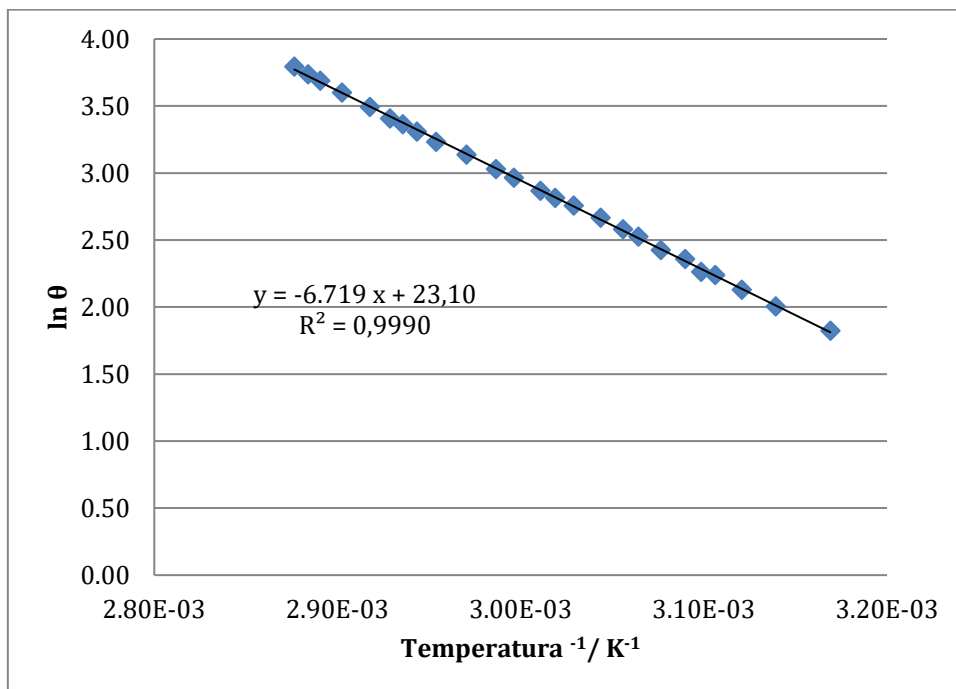
$$\% error = \frac{\Delta H_{vap}^{exp} - \Delta H_{vap}^{teórico}}{\Delta H_{vap}^{teórico}} * 100 = 3,37\%$$

Por tanto, a partir de la regresión lineal de los datos de la primera gráfica, podemos ver que el valor de entalpía de vaporización experimental del etilenglicol guarda un elevado grado de acuerdo con el valor teórico, sobre todo, teniendo en cuenta que no hemos empleado etilenglicol puro, sino un anticongelante comercial (a base de etilenglicol y ácido 2-etilhexanoico).

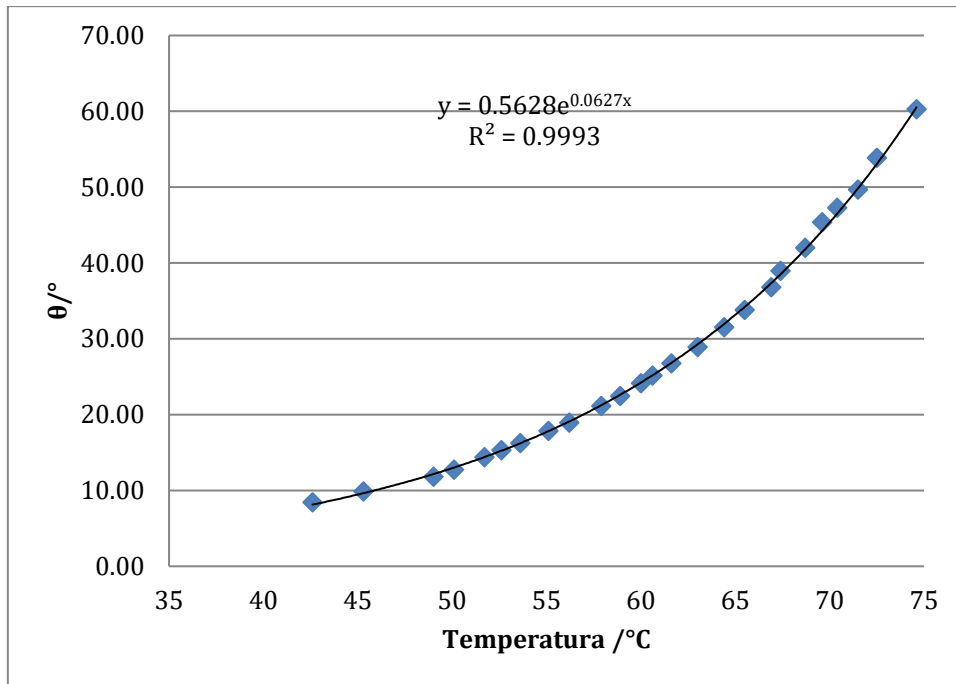




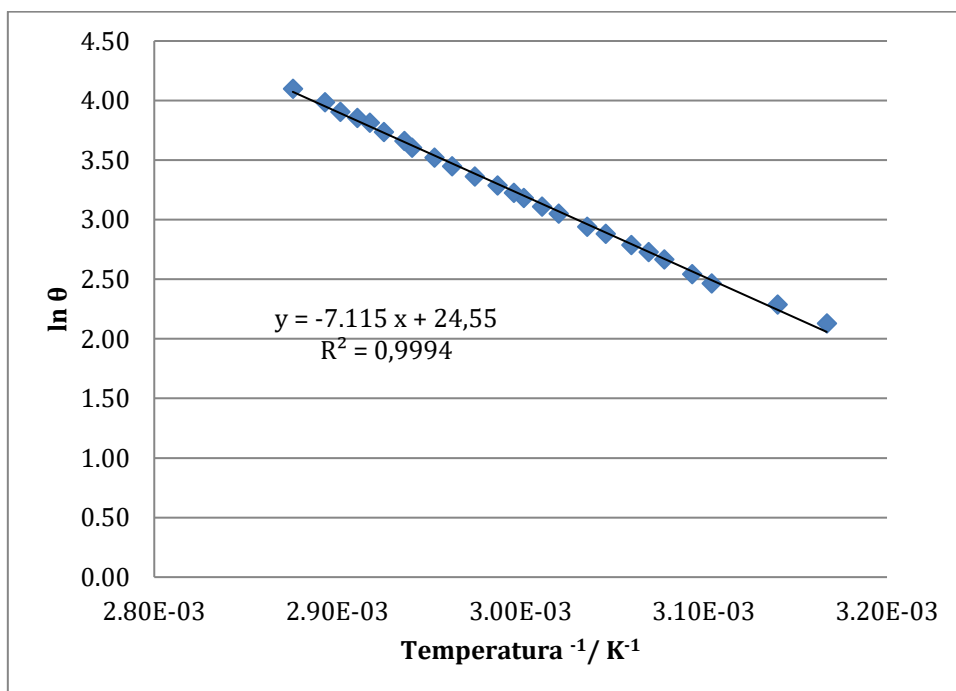
**Figura 6.3.:** Representación gráfica, del ángulo, expresado en grados, en el eje de ordenadas, frente a la temperatura, expresada en  $^{\circ}\text{C}$ , en el eje de abscisas, para el caso del anticongelante al 75 % en volumen



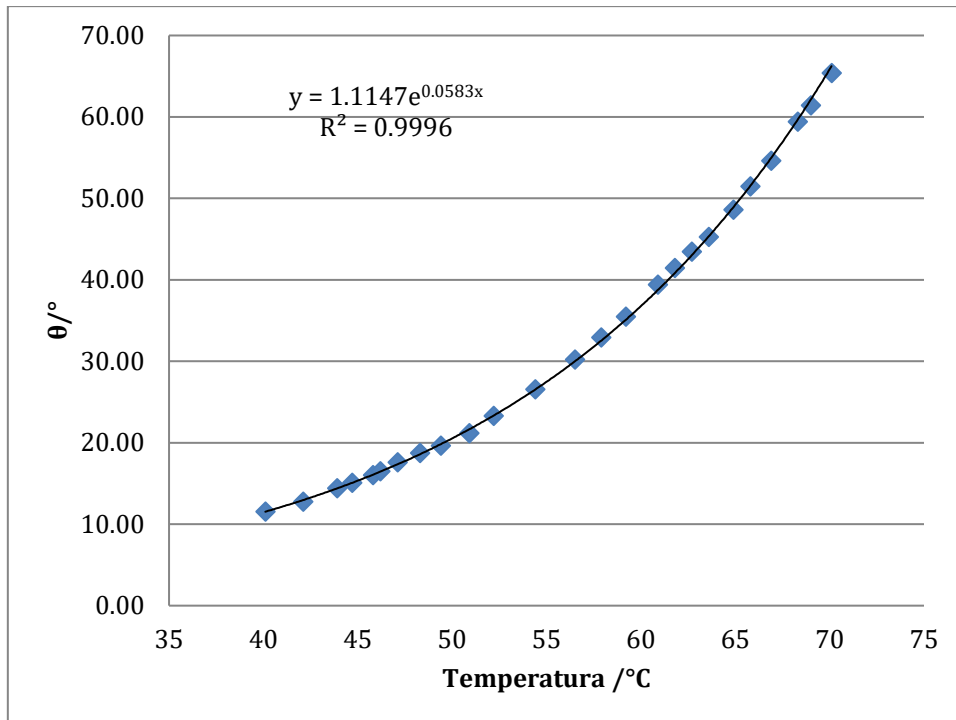
**Figura 6.4.:** Representación gráfica, del logaritmo neperiano del ángulo, en el eje de ordenadas, frente al valor recíproco de la temperatura, expresada en K, en el eje de abscisas, para el caso del anticongelante al 75 % en volumen



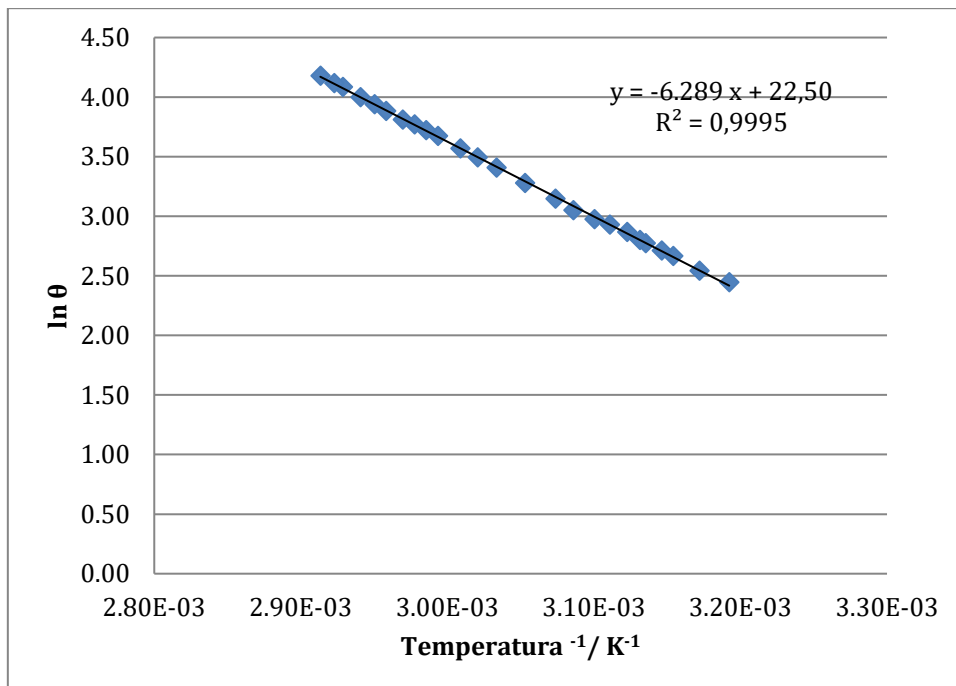
**Figura 6.5.:** Representación gráfica, del ángulo, expresado en grados, en el eje de ordenadas, frente a la temperatura, expresada en  $^{\circ}\text{C}$ , en el eje de abscisas, para el caso del anticongelante al 50% en volumen



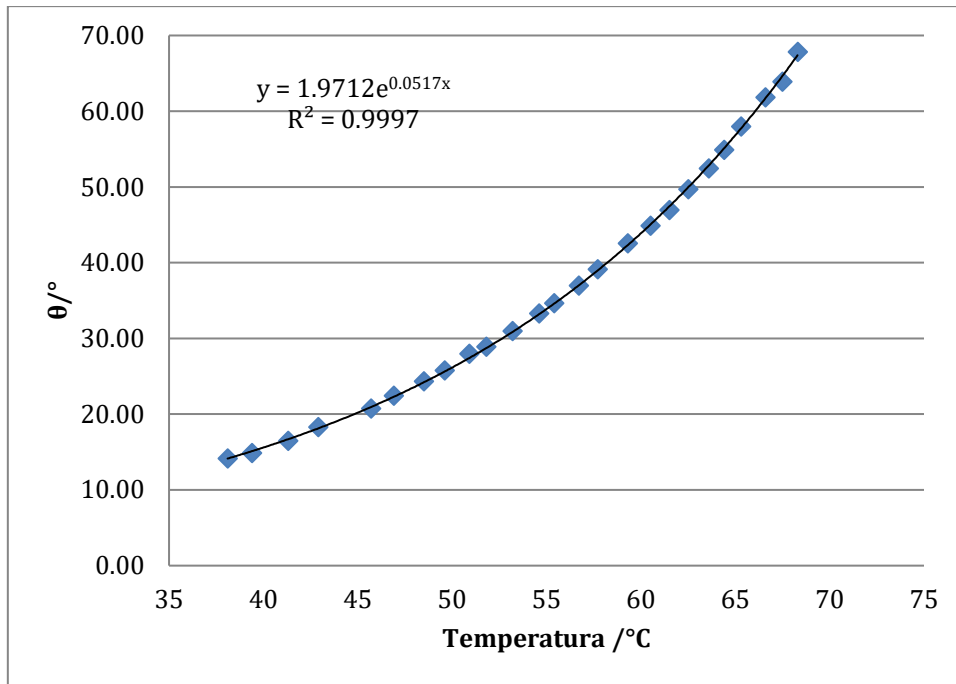
**Figura 6.6.:** Representación gráfica, del logaritmo neperiano del ángulo, en el eje de ordenadas, frente al valor recíproco de la temperatura, expresada en K, en el eje de abscisas, para el caso del anticongelante al 50 % en volumen



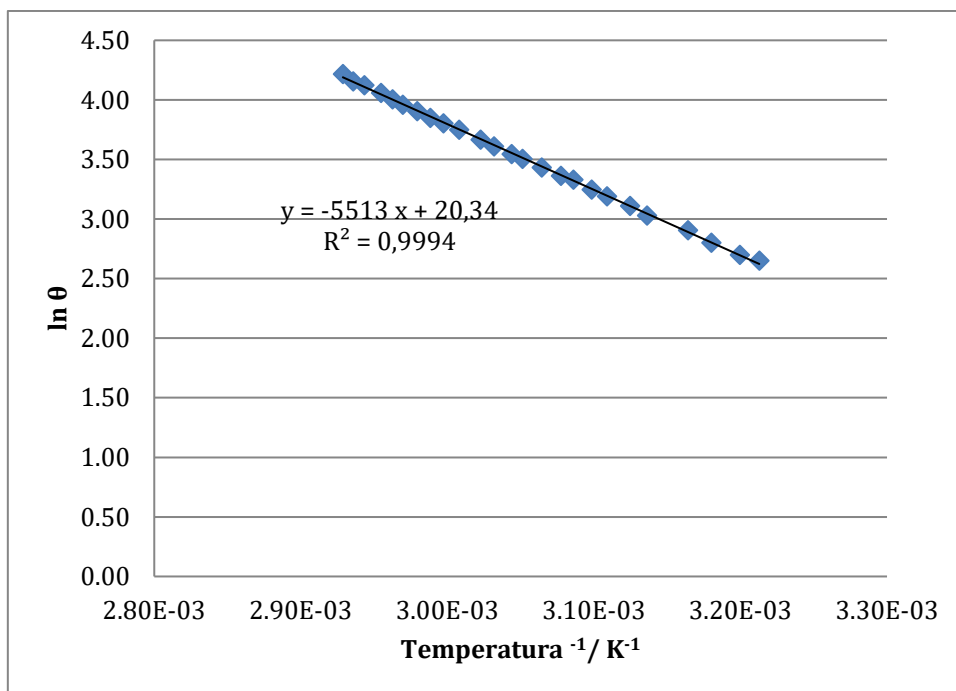
**Figura 6.7.:** Representación gráfica, del ángulo, expresado en grados, en el eje de ordenadas, frente a la temperatura, expresada en  $^{\circ}\text{C}$ , en el eje de abscisas, para el caso del anticongelante al 25% en volumen



**Figura 6.8.:** Representación gráfica, del logaritmo neperiano del ángulo, en el eje de ordenadas, frente al valor recíproco de la temperatura, expresada en K, en el eje de abscisas, para el caso del anticongelante al 25 % en volumen



**Figura 6.9.:** Representación gráfica, del ángulo, expresado en grados, en el eje de ordenadas, frente a la temperatura, expresada en  $^{\circ}\text{C}$ , en el eje de abscisas, para el caso del agua desionizada



**Figura 6.10.:** Representación gráfica, del logaritmo neperiano del ángulo, en el eje de ordenadas, frente al valor recíproco de la temperatura, expresada en K, en el eje de abscisas, para el caso del agua desionizada

## 7. DISCUSIÓN CRÍTICA Y RAZONADA

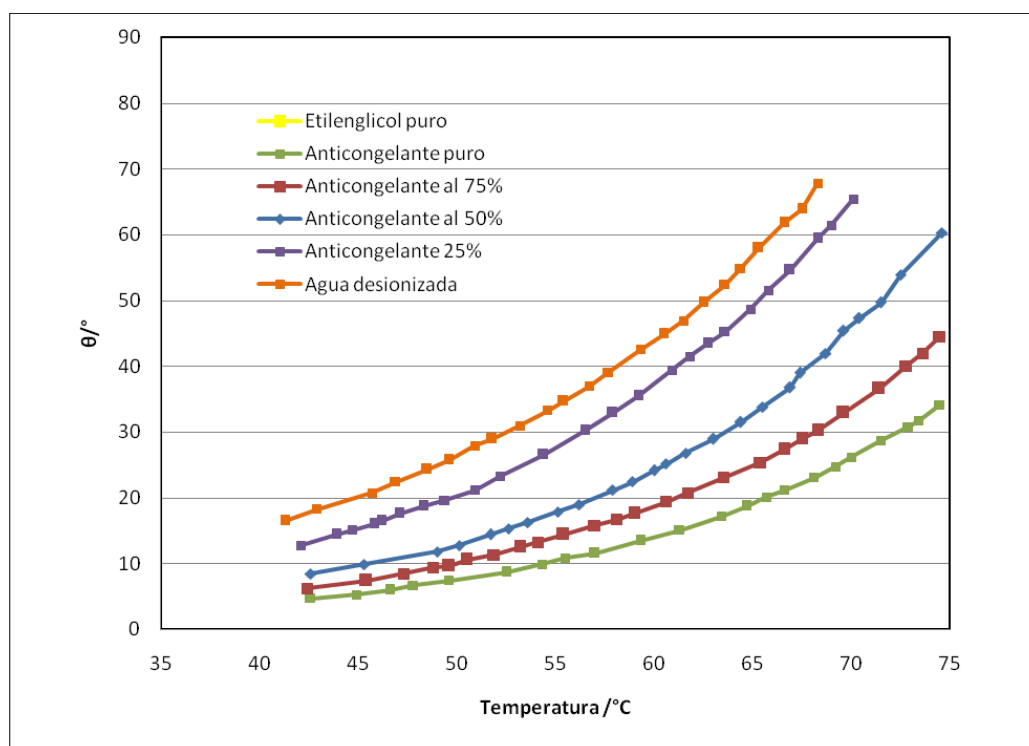
### DE LOS RESULTADOS

Creo que la carga de conceptos nuevos es excesiva para este curso, teniendo en cuenta, además, el carácter optativo de la asignatura de 4º de ESO. El profesor se va a tener que enfrentar al reto de enseñar a grupos muy heterogéneos, con grandes diferencias de nivel, y, a la vez, conseguir motivar a todos los alumnos, evitando que abandonen el interés por la asignatura.

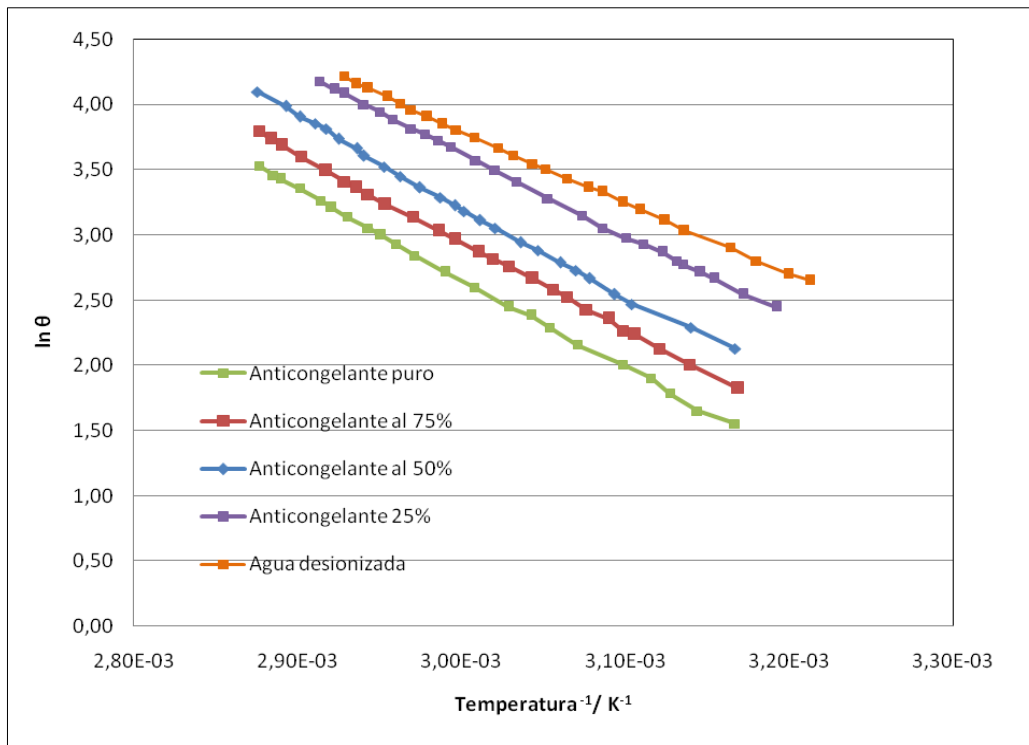
Si bien se promueve la realización de muchos ejercicios numéricos sobre cálculo de concentraciones, dada su utilidad en cursos posteriores, en lo que respecta a las propiedades coligativas, la mayor parte de las veces sólo se mencionan brevemente, no se hace suficiente hincapié en su estudio y los alumnos no llegan a asimilar estos conceptos.

Es por ello que, en nuestra propuesta, hemos tratado de darles un enfoque muy práctico, interactivo y visual, apoyando su adquisición en una práctica de laboratorio.

Siguiendo las medidas de seguridad anteriormente mencionadas, y siendo preciso en las mediciones, el experimento arroja resultados reproducibles.



**Figura 7.1.:** Representación gráfica del ángulo, expresado en grados, en el eje de ordenadas, frente a la temperatura, expresada en  $^{\circ}\text{C}$ , en el eje de abscisas, para cada una de las concentraciones (comparativa)



**Figura 7.2.:** Representación gráfica, del logaritmo neperiano del ángulo, en el eje de ordenadas, frente al valor recíproco de la temperatura, expresada en K, en el eje de abscisas, para cada una de las concentraciones (comparativa)

Del análisis de las Figuras 7.1 y 7.2, en las que se refleja, simultáneamente, la situación para todas las disoluciones, deducimos que:

- en todos los casos, la presión de vapor aumenta con la temperatura
- los valores mayores de presión de vapor corresponden al agua desionizada y, los menores, al anticongelante puro. Se comprueba que la presión de vapor es una propiedad coligativa: a una temperatura constante, el descenso ( $\Delta P$ ) de la presión de vapor de la disolución ( $P$ ), respecto a la del disolvente ( $P^0$ ), al añadir un soluto, es directamente proporcional a la concentración (expresada como fracción molar) de soluto,  $\chi_S$ .

Por tanto, con este mismo dispositivo, hemos confirmado (al menos, cualitativamente) el cumplimiento de la ley de Raoult:  $\Delta P = P^0 - P = P^0 \chi_S$

Así mismo, este mismo montaje experimental se podría emplear para medir el descenso de la presión de vapor de diferentes sustancias y comprobar que dicha disminución sólo depende del número de partículas disueltas, no de su naturaleza.

- el volumen de la disolución no afecta al valor de la presión de vapor: si añadimos diferentes volúmenes de una misma disolución, obtenemos, para todos los casos, los mismos valores de presión de vapor. Por ello, para minimizar el consumo de reactivos (sobre todo, considerando su carácter tóxico), hemos empleado sólo 100 ml.

## 8. UNIDAD DIDÁCTICA ASOCIADA: “DISOLUCIONES. PROPIEDADES COLIGATIVAS”

### 8.1. INTRODUCCIÓN

#### 8.1.1. Descripción

Esta unidad didáctica ha sido desarrollada por el Departamento de Física y Química y está pensada para impartirse en la asignatura de “Física y Química” de 1º de Bachillerato.

Se adecúa a la normativa legal vigente, ya que, en el BOCYL “ORDEN EDU/363/2015, de 4 de mayo, por el que se establece el currículo de Bachillerato” (1) (3), se especifica que, dentro del primer curso de esta etapa, el bloque 2 está dedicado a los “Aspectos cuantitativos de la Química”.

En dicho bloque, se estudian:

- 1) Concepto de reacción química; leyes clásicas o ponderales de las reacciones químicas (Ley de Lavoisier o de conservación de la masa; Ley de Proust o de las proporciones definidas; y Ley de Dalton o de las proporciones múltiples)
- 2) Conceptos de mol, masa atómica, masa molecular y masa molar
- 3) Principales modelos atómicos (Thompson, Rutherford, Dalton y Bohr)
- 4) Las leyes de los gases (Principio de Avogadro, Ley de Boyle- Mariotte, Ley de Charles-Gay-Lussac); presión parcial: definición y cálculo; teoría cinético-molecular de los gases; gases ideales y ecuación de estado de los gases ideales
- 5) Composición centesimal y fórmula de un compuesto; determinación de fórmulas empíricas y moleculares

#### **6) Disoluciones:**

- formas de expresión y cálculo de la concentración: porcentaje en masa, porcentaje en volumen, molaridad o concentración molar ( $M$ ), molalidad o concentración molal ( $m$ ), fracción molar, gramos por litro (g/l) y ppm
- concepto de solubilidad y factores que influyen en ella
- preparación de disoluciones en el laboratorio
- propiedades coligativas de las disoluciones: concepto y tipos: descenso de la presión de vapor: Ley de Raoult, descenso crioscópico, aumento ebulloscópico y presión osmótica

Como justificaremos a continuación, la unidad didáctica que nos ocupa sería la tercera de dicho bloque, y la cuarta de toda la programación anual de aula.

Está ideada para llevarse a cabo en 10 sesiones de 50 min, es decir, ocuparía dos semanas y media del calendario lectivo (teniendo presente que están programadas 4 horas semanales para la asignatura de Física y Química, y que el curso completo tiene una duración de 34 semanas: 17 para Física y, 17 para Química).

Dada su ubicación en el conjunto del curso, se impartiría en el primer trimestre, concretamente, en la primera quincena de Noviembre.

### 8.1.2. Justificación

De acuerdo con las etapas del desarrollo madurativo de Piaget, todos los estudiantes de este curso (de 17 o más años) deberían presentar ya un pensamiento abstracto bien consolidado (que les capacitara para manejar el lenguaje matemático, requisito básico para desenvolverse, con fluidez, en todas las asignaturas de ciencias).

En lo que se respecta a la conexión con otras unidades didácticas:

-- Según el ya mencionado BOCYL, el bloque precedente a esta unidad es el bloque 1, titulado “Actividad Científica”, estructurado en una única unidad didáctica.

Con él, se pretende que todos los estudiantes se familiaricen con el método científico, el uso del Sistema Internacional de Unidades, la notación científica y el análisis y la representación de los datos (tablas, gráficos), pues se considera que estas habilidades son necesarias para superar con éxito la materia.

-- Por su parte, el bloque 2 comprendería tres unidades didácticas:

1. “La materia” (leyes ponderales, leyes que describen el comportamiento del estado gaseoso, concepto de mol)
2. “Estructura del átomo” (repaso de los principales modelos atómicos; conceptos de fórmula química y composición centesimal)
3. **“Disoluciones. Propiedades coligativas”**, que es la que nos ocupa y que se imparte justo a continuación de la unidad 2.



En ella, se van a estudiar las formas de expresión y cálculo de la concentración (porcentaje en masa, porcentaje en volumen, molaridad o concentración molar, molalidad o concentración molal, fracción molar, gramos por litro y ppm); el concepto de solubilidad y los factores que influyen en ella; el método de preparación de disoluciones en el laboratorio; y las propiedades coligativas de las disoluciones: concepto y tipos (**descenso de la presión de vapor**: Ley de Raoult, descenso crioscópico, aumento ebulloscópico y presión osmótica)

-- Tras impartirse esta unidad, se entraría en el Bloque 3: “Reacciones Químicas”, que versa sobre el ajuste de reacciones químicas, los cálculos estequiométricos y la obtención de compuestos inorgánicos y nuevos materiales de interés industrial.

Así mismo, los contenidos de esta unidad están conectados con los que se imparten en el bloque 3: “Reacciones Químicas” de la asignatura de “Química” de 2º de Bachillerato (asignatura incluida entre las materias troncales de opción, o las específicas de 4h/semana, dentro de la modalidad de ciencias). En este bloque, se abordan los aspectos cinéticos y de equilibrio de las reacciones químicas, haciendo hincapié en las aplicaciones de los equilibrios ácido-base, precipitación y redox.

Además, se repasan conceptos ya introducidos en la asignatura “Física y Química”, de 4º de la ESO (que es una materia troncal de opción, dentro de la rama de enseñanzas académicas). De acuerdo con el BOCYL “ORDEN EDU/362/2015, de 4 de mayo, por el que se establece el currículo de la Educación Secundaria Obligatoria” (2) (3), en el bloque 4: “La materia” ya se definen los conceptos de mol y concentración molar y se realizan ajustes de reacciones químicas y cálculos estequiométricos sencillos. Esta es, sin duda, una buena base de partida.

No obstante, dado el carácter optativo de esta asignatura, vamos a tener alumnos que no la hayan estudiado, pese a haber elegido la rama de enseñanzas académicas en 4º de la ESO, y otros que hayan optado por la rama de aplicadas, en cuyo caso ni siquiera se oferta.

Por tanto, el alumnado diana va a ser diverso, con diferentes capacidades y necesidades. Esto hace necesario idear actividades orientadas al grupo en su totalidad, pero, también, a los alumnos con altas capacidades y con dificultades para el aprendizaje, que trataremos en el apartado “Medidas de Atención a la Diversidad”.

## 8.2. COMPETENCIAS BÁSICAS (4)

Esta unidad contribuye al desarrollo de seis de las siete competencias básicas que aparecen explicitadas en la LOMCE (6)

### 8.2.1. Competencia en comunicación lingüística

Consiste en saber expresarse, correctamente, tanto por escrito, como a la hora de realizar exposiciones orales, no sólo en lengua castellana, sino también en otros idiomas. Para ello, se requiere: adquisición del vocabulario específico, claridad en la expresión (tanto oral, como escrita), rigor en el empleo de los términos, capacidad de síntesis, y elaboración y comunicación de conclusiones.

Así mismo, el primer paso para resolver un problema es entender lo que pide el enunciado, ya que, sin esa base, va a resultar imposible abordar de forma correcta los cálculos numéricos posteriores. Para ello, también es necesario dominar la competencia lingüística.

### 8.2.2. Competencia matemática y competencias básicas en ciencia y tecnología

- La **competencia matemática** se ejercita por medio de: la manipulación de expresiones algebraicas, el análisis de gráficos, y la realización de cálculos y cambios de unidades.
- Por su parte, entre las **competencias básicas en ciencia y tecnología**, se incluyen: los juicios críticos sobre los hechos científicos y tecnológicos, la observación de fenómenos cotidianos, la utilización de datos, conceptos y hechos, el diseño y montaje de experimentos, el contraste de teorías o hipótesis, el análisis e interpretación de los resultados para llegar a conclusiones y la toma de decisiones basadas en pruebas y argumentos.

### 8.2.3. Competencia digital

Consiste en la implementación de las tecnologías de la información y la comunicación (TICs) para profundizar en los conocimientos tratados en clase, más allá de los contenidos expuestos en el libro de texto.

Se busca fomentar el manejo de diversas fuentes bibliográficas en formato digital, como puedan ser: vídeos, periódicos o revistas, videoconferencias impartidas por personalidades científicas...

También se debe introducir al alumno en el empleo de las hojas de cálculo de Microsoft Excel o similares, para el análisis de los datos tras la realización de un experimento como el que hemos descrito anteriormente. Dicho programa informático permite tabular, de forma rápida y cómoda, una gran cantidad de datos, representarlos gráficamente y realizar su análisis estadístico (ajuste por mínimos cuadrados).

#### **8.2.4. Aprender a aprender**

Esta competencia, necesaria para superar con éxito todas las asignaturas, comprende: la habilidad para iniciar, organizar y distribuir tareas, la perseverancia en el aprendizaje, la responsabilidad, la motivación, y el gusto por aprender.

#### **8.2.5. Competencias sociales y cívicas**

Con esta unidad didáctica, se contribuye a:

- 1.- Desarrollar el espíritu crítico de los alumnos, para lo cual es fundamental que comprendan los elementos y procedimientos fundamentales del método científico (que se abordan en el bloque 1 de esta misma asignatura, titulado “Actividad Científica”)
- 2.- Fomentar los valores democráticos de cohesión social, diálogo y respeto a la diversidad

#### **8.2.6. Sentido de la iniciativa y el espíritu emprendedor**

- 1.- Afianzar los hábitos de lectura, estudio y disciplina, como condiciones necesarias para el eficaz aprovechamiento del aprendizaje, y como medio de desarrollo personal.
- 2.- Consolidar una madurez personal y social que permita actuar de forma responsable y autónoma.
- 3.- Prever y resolver pacíficamente los conflictos personales, familiares y sociales.

## 8.3. OBJETIVOS

### 8.3.1. Conceptuales

- 1.- **Identificar** el papel que, en una disolución, juegan el soluto y el disolvente.
- 2.- **Señalar** la diferencia entre suspensión, coloide y disolución.
- 3.- **Explicar** qué entendemos por una disolución saturada.
- 4.- **Definir** el concepto de solubilidad e identificar los factores que la afectan (naturaleza química del soluto y el disolvente; temperatura; presión; presencia de otras sustancias, como los tensoactivos).
- 5.- **Definir** el concepto de propiedad coligativa de una disolución (propiedad que no depende de la naturaleza del soluto, sino de su concentración).
- 6.- **Identificar** las propiedades coligativas más importantes: el descenso de la presión de vapor; el descenso crioscópico, el aumento ebulloscópico y la presión osmótica.

### 8.3.2. Procedimentales

Son más importantes que los conceptuales, dada la prevalencia, en esta unidad didáctica, de los ejercicios numéricos, frente a las cuestiones conceptuales.

Incluyen:

- 1.- **Aplicar**, las leyes de las propiedades coligativas, a la explicación de fenómenos cotidianos
- 2.- **Efectuar** los cálculos necesarios para la preparación de disoluciones de una concentración dada, y expresarla en cualquiera de las formas establecidas (porcentaje en masa, porcentaje en volumen, molaridad o concentración molar, molalidad o concentración molal, fracción molar, gramos por litro y ppm).
3. **Simular** la preparación de una disolución en el laboratorio, llevando a cabo los cálculos necesarios.
4. **Demostrar**, experimentalmente, la influencia, de la temperatura, sobre la presión de vapor.

### 8.3.3. Actitudinales

1. **Aceptar**, los errores, como la mejor fuente de aprendizaje.
2. **Colaborar**, activamente, en las tareas grupales

3. **Valorar y apreciar**, la labor del profesor, como indiscutible para aumentar la motivación científica de los alumnos.

4. **Disfrutar** aprendiendo y tener predisposición al aprendizaje.

## **8.4. CONTENIDOS** (17,18)

1. Conceptos de disolución

2. Formas de expresión y cálculo de la concentración de una disolución: porcentaje en masa, porcentaje en volumen, molaridad o concentración molar, molalidad o concentración molal, fracción molar, gramos por litro y ppm

3. Concepto de solubilidad

4. Procedimiento para la preparación de una disolución

5. Propiedades coligativas de las disoluciones: descenso de la presión de vapor, descenso crioscópico, aumento ebulloscópico y presión osmótica.

### **8.4.1. CONCEPTO DE DISOLUCIÓN**

Una disolución es una mezcla homogénea de dos o más sustancias, que pueden hallarse en proporciones variables. La sustancia presente en mayor cantidad suele recibir el nombre de disolvente, y, a la de menor cantidad, se le llama soluto, y es la sustancia disuelta. El soluto puede ser un gas, un líquido o un sólido, y el disolvente puede ser también un gas, un líquido o un sólido.

Las disoluciones se diferencian, de los coloides, las suspensiones y las emulsiones, en que las partículas del soluto son de tamaño molecular (menor de 1 nm), y se encuentran dispersas entre las moléculas del disolvente. Observadas a través del microscopio, las disoluciones aparecen homogéneas, y el soluto no sedimenta ni puede separarse por filtración.

Por su parte, los coloides, las suspensiones y las emulsiones son mezclas heterogéneas: el tamaño de las partículas es superior a 1 nm. Las mezclas heterogéneas están formadas por distintas porciones homogéneas (fases), separadas, unas de otras, por unas superficies denominadas interfases.

Así:

- en un coloide, las partículas tienen un tamaño comprendido entre 1 nm y 0,1  $\mu\text{m}$ . Las partículas de soluto no sedimentan ni pueden separarse por filtración, y, además, son invisibles a simple vista. Ejemplo: la tinta

- en una suspensión, las partículas tienen un tamaño comprendido entre 0,1  $\mu\text{m}$  y 10  $\mu\text{m}$ . Está formada por una sustancia sólida (fase dispersada) dispersa en un fluido (fase continua, o medio de dispersión). Las partículas de soluto sedimentan y pueden separarse por filtración. Ejemplo: el polvo en el aire

- en una emulsión, las partículas tienen un tamaño superior a 10  $\mu\text{m}$ . Está formada por dos líquidos inmiscibles (por ejemplo, agua y aceite), uno de los cuales está dividido en pequeñísimas gotas dispersas en el otro. Por decantación, se separan en dos fases diferenciadas.

## 8.4.2. CONCENTRACIÓN DE UNA DISOLUCIÓN

### Concepto de concentración

La concentración en que se encuentran los componentes de una disolución es su concentración. Conocerla nos permite calcular la masa exacta, de los componentes, en una cierta cantidad de disolución.

Una disolución diluida es aquella que contiene una pequeña cantidad de soluto en relación a la cantidad de disolvente.

Por el contrario, una disolución concentrada es aquella que contiene una gran cantidad de soluto en relación a la cantidad de disolvente.

### Formas de expresar la concentración

Existen distintas formas de expresar la concentración de una disolución: porcentaje en masa, porcentaje en volumen, molaridad o concentración molar ( $M$ ), molalidad o concentración molal ( $m$ ), fracción molar, gramos por litro (g/l) y ppm. Las vemos a continuación:

### Porcentaje en masa

El porcentaje en masa de un componente (que suele calcularse para el soluto) es la masa de ese componente, expresada en gramos, disuelta en 100 g de disolución.

$$\% (m/m) = \frac{\text{masa de componente}}{\text{masa de disolución}} * 100$$

Podemos expresar, numerador y denominador, en cualquier unidad, siempre que sea la misma para ambos.

### Porcentaje en volumen

El porcentaje en volumen de un componente (que suele calcularse para el soluto) es el volumen de ese componente, expresado en mililitros, disuelto en 100 ml de disolución.

$$\% (v/v) = \frac{\text{volumen de componente}}{\text{volumen de disolución}} * 100$$

Podemos expresar, numerador y denominador, en cualquier unidad, siempre que sea la misma para ambos.

### Molaridad o concentración molar

La molaridad se define como la cantidad de sustancia de soluto, expresada en moles, contenida en un cierto volumen de disolución, expresado en litros.

$$M = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{volumen de disolución (L)}} = \frac{n_{\text{soluto}}}{V} [=] \frac{\text{mol}}{L}$$

Es la forma de expresar la concentración más utilizada.

Nota: El número de moles de soluto equivale al cociente entre la masa de soluto y la masa de un mol (masa molar) de soluto

### Molalidad o concentración molar

La molalidad es el número de moles de soluto por kilogramo de disolvente.

$$m = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{masa de disolvente (kg)}} [=] \frac{\text{mol}}{\text{kg}}$$

### Fracción molar:

La fracción molar de un componente es la razón, entre el número de moles de dicho componente, y los moles totales. Es una magnitud adimensional. La suma de las fracciones molares de todos los componentes de una disolución es 1.

$$\chi = \frac{\text{moles de componente}}{\text{moles totales}}$$

### Gramos por litro

Los gramos por litro indican la masa de soluto, expresada en gramos, contenida en un determinado volumen de disolución, expresado en litros.

$$(g/l) = \frac{\text{masa de soluto (g)}}{\text{volumen de disolución (L)}} [=] \frac{g}{L}$$

### Concentración expresada como ppm (partes por millón):

La concentración en ppm es la masa de soluto en (mg) en un cierto volumen de solución (que viene expresado en litros).

$$ppm = \frac{\text{masa de soluto (mg)}}{\text{volumen de disolución (L)}} [=] \frac{mg}{L}$$



### **8.4.3. SOLUBILIDAD**

#### **Concepto de solubilidad**

Existen disoluciones que pueden tener, los componentes, en todas las proporciones, es decir, que éstos pueden disolverse, entre ellos, en cualquier proporción. Es el caso de las disoluciones de tolueno y benceno.

Sin embargo, en general, a una temperatura y presión determinadas, un disolvente sólo admite soluto hasta una determinada concentración.

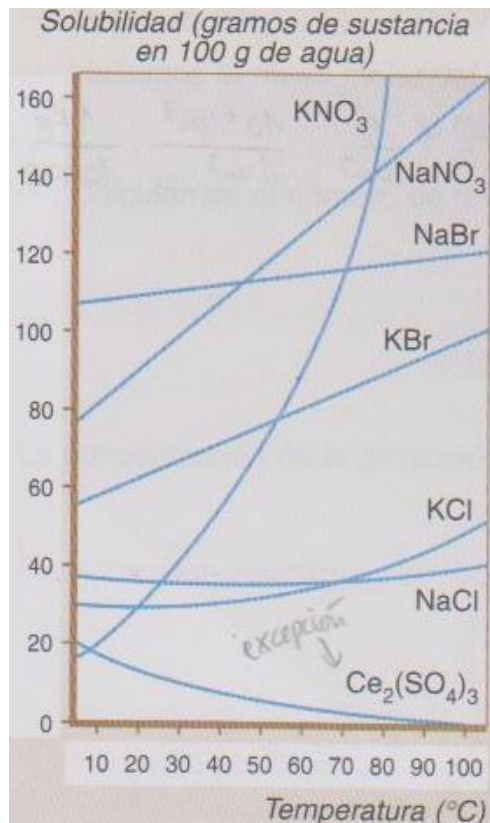
La solubilidad, de un soluto, en un disolvente concreto, es la cantidad, expresada en gramos, de dicho soluto, contenida en 100 gramos de disolvente, a una temperatura y presión dadas.

Una disolución está saturada, a una determinada presión y temperatura, cuando contiene disuelta la máxima cantidad de soluto posible a esa temperatura. La concentración de soluto correspondiente a su disolución saturada expresa el grado de solubilidad de la sustancia en un disolvente determinado y a una temperatura dada.

Para mayores cantidades de soluto, la disolución está sobresaturada, y el exceso precipita.

#### **¿Qué factores influyen en la solubilidad?**

- La temperatura: en general, la solubilidad de un soluto sólido en un disolvente determinado, aumenta al elevar la temperatura, de manera que podemos disolver, más cantidad de soluto si aumentamos la temperatura de la mezcla. Por el contrario, la solubilidad de los gases, en un disolvente determinado, tiende a disminuir al aumentar la temperatura, tal y como se muestra en la Figura 8.1.



**Figura 8.1:** Dependencia de la solubilidad con la temperatura para varias sustancias

- La naturaleza de los componentes implicados: en general, la mayor solubilidad se da en disoluciones cuyas moléculas tienen una estructura similar a las del disolvente (como es el caso del agua y el etanol). Los gases se disuelven, en los líquidos, en una proporción que depende de la naturaleza de ambos.
- La presión: a mayor presión, mayor solubilidad. Las disoluciones de gases obedecen la ley de Henry, que afirma que, cuando se mantiene constante la temperatura, la cantidad de gas que se disuelve en un líquido es proporcional a la presión ejercida, por el gas, sobre el líquido.
- La presencia de tensoactivos: cuando se añade un tensoactivo, la solubilidad aumenta, ya que estos agentes tienen una estructura molecular que actúa como un enlace entre el disolvente y las partículas de soluto. La molécula produce este efecto porque uno de sus extremos es iónico e hidrófilo (atrae al agua o a los disolventes acuosos) y el otro es hidrófobo, formado por cadenas hidrocarbonadas (atrae a los solutos). El resultado global de esta peculiar estructura permite adherir y hacer solubles, en un disolvente determinado, sustancias que, normalmente, no lo son.

## **8.4.4. PREPARACIÓN DE DISOLUCIONES**

### **Disolución, de un sólido, en un líquido:**

1. Pesar la masa de soluto necesaria en una balanza analítica.
2. Introducir en un vaso de precipitados un pequeño volumen de agua destilada. Sobre él, añadir la masa de soluto pesada.
3. Agitar con varilla de vidrio hasta la total disolución.
4. Trasvasar la disolución a un matraz aforado del mismo volumen que la disolución que pretendemos preparar.
5. Añadir agua destilada hasta el aforo enrasando las últimas gotas con un cuentagotas o Pipeta Pasteur. La línea del líquido debe coincidir con el menisco.
6. Agitar con el matraz cerrado para asegurar la completa homogeneización.

### **Disolución, de un líquido, en otro líquido:**

1. Medir, el volumen de soluto necesario, con una pipeta.
2. Introducir, en un vaso de precipitados, un pequeño volumen de agua destilada. Sobre él, añadir el volumen de soluto medido con la pipeta.
3. Agitar, con varilla de vidrio, hasta la total disolución.
4. Trasvasar, la disolución, a un matraz aforado del mismo volumen que la disolución que pretendemos preparar.
5. Añadir, agua destilada, hasta el aforo, enrasando, las últimas gotas, con un cuentagotas o Pipeta Pasteur. La línea del líquido debe coincidir con el menisco.
6. Agitar, con el matraz cerrado, para asegurar la completa homogeneización.

## **8.4.5. PROPIEDADES COLIGATIVAS DE LAS DISOLUCIONES**

### **Concepto de propiedad coligativa**

Los estudios teóricos y experimentales han permitido establecer que los líquidos poseen propiedades físicas características. Cada líquido presenta unos valores característicos (es decir, constantes), para cada una de estas propiedades.

Cuando un soluto y un disolvente dan origen a una disolución, la presencia del soluto modifica, estas propiedades, con relación a su estado normal en forma aislada, es decir, líquido puro. Estas modificaciones se conocen como **propiedades de una disolución**.

Las propiedades de las disoluciones se clasifican en dos grandes grupos:

- 1.- Propiedades constitutivas: son aquellas que dependen de la naturaleza del soluto y del disolvente. Por ejemplo, la viscosidad, la densidad, la conductividad eléctrica, etc.
- 2.- Propiedades coligativas: son aquellas que dependen de la cantidad (número de partículas) de soluto que contiene la disolución, y, no, de la masa o de la naturaleza del soluto.

Entre las propiedades coligativas, figuran:

- el descenso de la presión de vapor del disolvente
- el aumento del punto de ebullición (aumento ebulloscópico)
- la disminución del punto de fusión (descenso crioscópico)
- la capacidad para ejercer presión osmótica.

A continuación, se estudian estas propiedades y sus leyes experimentales. Hay que tener en cuenta que estas leyes sólo se cumplen, de forma estricta, en el caso de disoluciones diluidas (caracterizadas por mínimas fuerzas de atracción intermolecular soluto-disolvente), con soluto no iónico y no volátil. Se denominan, sustancias iónicas, a aquellas que se disocian en disolución. Exceden las previsiones de las leyes de las propiedades coligativas, ya que hay más partículas, en disolución, de las inicialmente esperadas. Por su parte, las modificaciones debidas a solutos gaseosos son despreciables.

#### **8.4.5.1. DISMINUCIÓN DE LA PRESIÓN DE VAPOR**

##### **Concepto de presión de vapor:**

Una de las características más importantes de los líquidos es su capacidad para evaporarse, es decir, la tendencia, de las partículas de la superficie del líquido, a salir, de la fase líquida, en forma de vapor. Los líquidos colocados en un recipiente abierto van perdiendo partículas, continuamente, por evaporación. No todas las partículas de líquido tienen la misma energía cinética, es decir, no todas se mueven a igual velocidad. Sólo las partículas con mayor energía pueden escaparse de la superficie del líquido a la fase gaseosa. En la evaporación de los líquidos, hay ciertas moléculas, próximas a la superficie, con suficiente energía como para vencer las fuerzas de atracción del resto (moléculas vecinas), y, así, formar la fase gaseosa.

Cuanto mas débiles sean las fuerzas de atracción intermoleculares, mayor cantidad de moléculas podrán escapar a la fase gaseosa.

En un líquido contenido en un recipiente sellado también existe evaporación. Si la sustancia líquida ocupa una parte del recipiente cerrado, las moléculas que escapan no se pueden difundir ilimitadamente, sino que se acumulan en el espacio libre por encima de la superficie del líquido, y se establece un equilibrio termodinámico entre los átomos y las moléculas que escapan del líquido y las que vuelven a él.

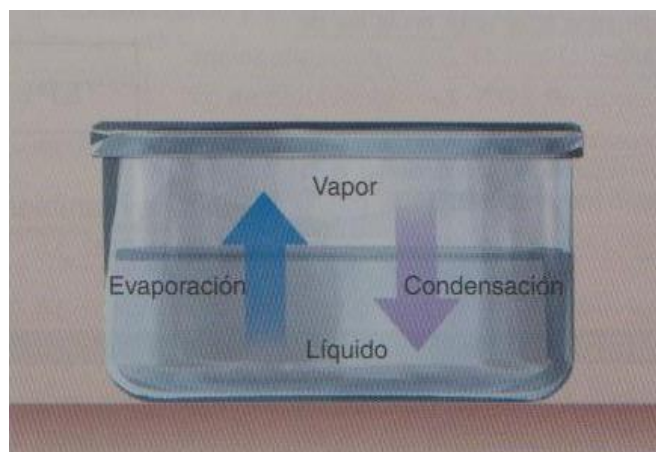
Al principio, sólo existe evaporación, tal y como se muestra en la Figura 8.2. A medida que se produce vapor, aumenta la condensación: algunas moléculas de vapor regresan a la fase líquida, ya que, a medida que aumenta la cantidad de moléculas de fase gaseosa, aumenta la probabilidad de que una molécula choque con la superficie del líquido, y se adhiera a él.



**Figura 8.2:** Evaporación de un líquido contenido en un recipiente cerrado

A medida que pasa el tiempo, las velocidades de evaporación y condensación se igualan, esto es, la velocidad a la cual las moléculas dejan la superficie del líquido y pasan a la fase gaseosa es igual a la velocidad a la cual las moléculas de la fase gaseosa regresan a la superficie del líquido (equilibrio termodinámico), tal y como se muestra en la Figura 8.3.

En esa situación, el número de moléculas en la fase gaseosa alcanza un valor uniforme. Además, la cantidad de sustancia en ambos estados de agregación es constante.



**Figura 8.3:** Equilibrio condensación- evaporación de un líquido contenido en un recipiente cerrado

Cuando se ha alcanzado la situación de equilibrio termodinámico entre un líquido y su vapor, las moléculas de la fase gaseosa chocan, contra la fase líquida, ejerciendo una fuerza, contra la superficie del líquido, que se denomina presión de vapor. Así, la presión de vapor se define como la presión ejercida, por un vapor puro, sobre su fase líquida, cuando se ha alcanzado el equilibrio dinámico entre ambos, a cierta temperatura.

Por tanto, la presión de vapor sobre un líquido es el resultado de un equilibrio termodinámico entre la fase de vapor y la fase líquida de un compuesto.

### **Factores que afectan a la presión de vapor:**

Experimentalmente, se ha comprobado que influyen dos factores:

1. **Temperatura:** Para un mismo líquido, la presión de vapor aumenta a medida que aumenta la temperatura. Para un mismo líquido, a mayor temperatura, mayor evaporación. A medida que la temperatura aumenta, las moléculas en el líquido se mueven con mayor energía, y, por consiguiente, pueden escapar, más fácilmente, de sus vecinas, ya que vencen las fuerzas de interacción que las mantienen unidas.
2. **Naturaleza del líquido:** Líquidos diferentes, a la misma temperatura, presentan presiones de vapor diferentes. Para diferentes líquidos, a una temperatura dada, las sustancias con presión de vapor elevada se evaporan, más rápidamente, que las sustancias con presión de vapor baja. Se dice, entonces, que los líquidos que se evaporan rápidamente son volátiles. Cuanto más volátil es un líquido, menores son las fuerzas intermoleculares, mayor es la evaporación del líquido, y mayor es su presión de vapor.

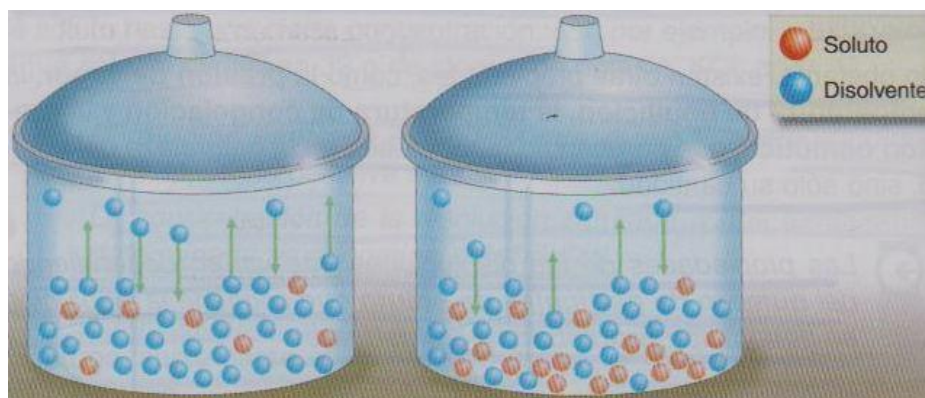
Como acabamos de ver, cada líquido puro tiene una presión de vapor característica, para una temperatura dada, y que sólo depende de la temperatura y de la naturaleza del líquido, no del volumen del vapor

### **Disminución de la presión de vapor:**

Cuando añadimos un soluto cualquiera, la presión de vapor de la disolución cambia con respecto a la del líquido (disolvente) puro (ver Figura 8.4).

El soluto puede ser volátil, es decir, poseer una presión de vapor mayor que el 1% de la presión de vapor del disolvente a la misma temperatura; o no volátil, es decir, poseer una presión de vapor menor que el 1% de la presión de vapor del disolvente a la misma temperatura.

Si el soluto que se agrega al disolvente es no volátil, se producirá un descenso de la presión de vapor, es decir, la presión de vapor de la disolución será menor que la del disolvente puro. Esta disminución es debida a que las moléculas del soluto no volátil, al ser de mayor volumen que las del disolvente, se comportan como una barrera que impide el paso, de las moléculas del disolvente, al estado de vapor. El soluto reduce la capacidad, de las moléculas del disolvente, para pasar, de la fase líquida, a la fase vapor, debido a que se generan nuevas fuerzas de interacción: parte de las moléculas de soluto se sitúan en la superficie de la disolución, y dificultan la evaporación del disolvente. Se produce un desplazamiento del equilibrio, lo que se traduce en una reducción de la presión de vapor sobre la disolución.



**Figura 8.4:** Disminución de la presión de vapor al añadir un soluto

Al aumentar el número de partículas de soluto, la dificultad de evaporación del disolvente es mayor, por lo que disminuye la presión de vapor.

El grado en el cual un soluto no volátil disminuye la presión de vapor es proporcional a la concentración de la disolución, es decir, cuanto mayor sea la concentración de la disolución, mayor es la disminución de la presión de vapor, y, por lo tanto, la reducción, en la presión de vapor, es, aproximadamente, proporcional a la concentración total de partículas del soluto.

La expresión cuantitativa del descenso de la presión de vapor de las soluciones que contienen solutos no volátiles viene dada por la Ley de Raoult (François Marie Raoult, 1887). Este físico-químico francés (1830-1901) estudió la disminución, de la presión de vapor de un disolvente, al añadir un soluto, y demostró que, “a una temperatura constante, el descenso de la presión de vapor de la disolución, respecto a la del disolvente, es directamente proporcional a la fracción molar de soluto en la disolución”:

$$\Delta P = P^0 - P = P^0 \chi_S$$

En esta fórmula:

$\Delta P$  es la disminución de la presión de vapor

$P^0$  es la presión de vapor del disolvente puro

$P$  es la presión de vapor de la disolución

$\chi_S$  es la fracción molar de soluto

Esta ley también puede expresarse en función de la fracción molar de disolvente:

$$P^0 - P = P^0 \chi_S \rightarrow P = P^0 - P^0 \chi_S \rightarrow P = P^0(1 - \chi_S)$$

La suma de fracciones molares de disolvente y soluto es 1, por lo que:

$$P = P^0((\chi_S + \chi_d) - \chi_S) \rightarrow P = P^0 \chi_d$$

En esta fórmula:

$P^0$  es la presión de vapor del disolvente puro

$P$  es la presión de vapor de la disolución

$\chi_d$  es la fracción molar de disolvente



Como vemos en esta última expresión, la presión de vapor de la disolución también es directamente proporcional a la fracción molar del disolvente.

Las disoluciones que obedecen la ley de Raoult se denominan disoluciones ideales. Las disoluciones se aproximan al comportamiento ideal cuando la concentración de soluto es baja, y cuando el soluto y el disolvente son semejantes, tanto en tamaño molecular, como en el tipo de fuerzas de atracción intermolecular que hay entre ellas.

Cuando una disolución está en equilibrio con su vapor, el componente más volátil de la mezcla inicial será mayoritario en el vapor.

Las disoluciones que no son ideales no obedecen esta ley con exactitud. Estas disoluciones se denominan reales y las hay de dos tipos:

Caso 1: La presión de vapor experimental es mayor a la calculada por medio de la Ley de Raoult. Esto ocurre cuando las fuerzas intermoleculares soluto-disolvente son más débiles que las disolvente-disolvente.

Caso 2: La presión de vapor experimental es menor a la calculada por medio de la Ley de Raoult. Esto ocurre cuando las fuerzas de interacción soluto-disolvente son más fuertes que las disolvente-disolvente

#### **8.4.5.2. AUMENTO EBULLOSCÓPICO (aumento del punto de ebullición)**

##### **Concepto de punto de ebullición:**

Como hemos visto, un líquido contenido en un recipiente abierto sufre evaporación. Si la temperatura es lo suficientemente alta, se forman, dentro del líquido, burbujas de vapor que ascienden a la superficie. Cuando sucede esto, se dice que el líquido hierve. Se ha demostrado experimentalmente que, cuando este fenómeno sucede, la presión de vapor del líquido iguala a la presión externa o atmosférica que actúa sobre la superficie del líquido. Por lo que el punto de ebullición de un líquido se define como la temperatura a la cual la presión de vapor, de dicho líquido, iguala a la presión externa o atmosférica. El vapor, al vencer la presión exterior, se puede formar en toda la masa del líquido, y, no sólo en su superficie.

##### **Factores que afectan al punto de ebullición:**

Los líquidos hierven a cualquier temperatura siempre que la presión externa que se ejerce sobre ellos sea igual a la presión de vapor correspondiente a dicha temperatura.

El punto de ebullición de un líquido depende de la presión externa a la cual esté sometido.

Si la presión externa o atmosférica es baja, se necesita poca energía para que la presión de vapor del líquido iguale a la presión externa, luego su punto de ebullición es bajo.

Si la presión externa o atmosférica es alta se necesita más energía para que la presión de vapor del líquido iguale la presión externa, luego su punto de ebullición es alto.

### **Aumento del punto de ebullición:**

Debido a que los solutos no volátiles disminuyen la presión de vapor de la disolución, se requiere una temperatura más elevada para que la solución hierva.

Si el soluto que se agrega al disolvente es no volátil, se producirá un aumento del punto de ebullición, es decir, el punto de ebullición de la disolución será mayor que el del disolvente puro.

Cuanto más concentrada esté la disolución, mayor es el punto de ebullición de ésta: el aumento del punto de ebullición es directamente proporcional al número de partículas de soluto disueltas en una masa fija de disolvente, concretamente, el aumento ebulloscópico es proporcional a la molalidad,  $m$ , de la disolución (ver Figura 7.5)

Este fenómeno queda establecido por la siguiente ecuación:

$$\Delta t_e = k_e m$$

Donde:

-  $\Delta t_e$  es el ascenso ebulloscópico

-  $m$  es la molalidad de la disolución

-  $k_e$  es la constante ebulloscópica: sus unidades son  $^{\circ}\text{C kg mol}^{-1}$ ; su valor depende, sólo, de la naturaleza del disolvente, no de la del soluto, y representa el aumento, del punto de ebullición, cuando un mol de un soluto, no iónico y no volátil, se disuelve en 1 kg de disolvente

Por ejemplo:  $k_e(\text{H}_2\text{O}) = 0,52 \text{ }^{\circ}\text{C kg mol}^{-1}$

Debemos concluir que la magnitud de  $\Delta t_e$  no sólo depende de la molalidad de la disolución, sino, también, de la naturaleza del disolvente, ya que el valor de la constante ebulloscópica es diferente para cada uno de ellos.

### **8.4.5.3. DESCENSO CRIOSCÓPICO (descenso del punto de fusión)**

#### **Concepto de punto de fusión:**

La transformación de un líquido a sólido se llama congelación o solidificación, y, el proceso inverso, fusión. El punto de congelación de un líquido corresponde a la temperatura en la cual las moléculas de un compuesto pasan, del estado líquido, al estado sólido.

Este fenómeno se debe a la agrupación de las moléculas, las cuales se van acercando paulatinamente disminuyendo el espacio intermolecular que las separa hasta que la distancia sea tal que se forma el sólido. Este acercamiento se debe básicamente a que el movimiento molecular se va haciendo menor debido a la disminución de la temperatura lo que provoca que la energía cinética de las moléculas sea menor.

Por lo tanto, como la energía térmica del ambiente no es lo suficientemente alta como para contrarrestar la atracción entre las moléculas, ellas tienden, entonces, a agruparse, y, por lo tanto, a “congelar”.

#### **Descenso del punto de fusión:**

Si se disuelve, un soluto no volátil, en un líquido (disolvente), se observa, experimentalmente, un descenso en el punto de fusión, esto es, las disoluciones congelan a temperaturas inferiores que el disolvente puro. Este hecho es una consecuencia de la disminución de la presión de vapor ocasionado por dicho soluto. En el punto de congelación de la disolución, la presión de vapor del sólido debe ser igual a la presión de vapor del líquido con el que está en equilibrio. Pero, como la disolución ha bajado su presión de vapor (con respecto al líquido puro), el sólido deberá formarse a una temperatura inferior

La diferencia, entre el punto de fusión del disolvente puro, y el de la disolución, se designa por  $\Delta t_c$ , y se conoce con el nombre de descenso del punto de congelación o descenso crioscópico.

Cuanto más concentrada esté la disolución, menor es el punto de congelación de ésta: el descenso del punto de congelación es directamente proporcional al número de partículas de soluto disueltas en una masa fija de disolvente, concretamente, el descenso crioscópico es proporcional a la molalidad,  $m$ , de la disolución (ver Figura 8.5).

Este fenómeno queda establecido por la siguiente ecuación:

$$\Delta t_c = k_c m$$

Donde:

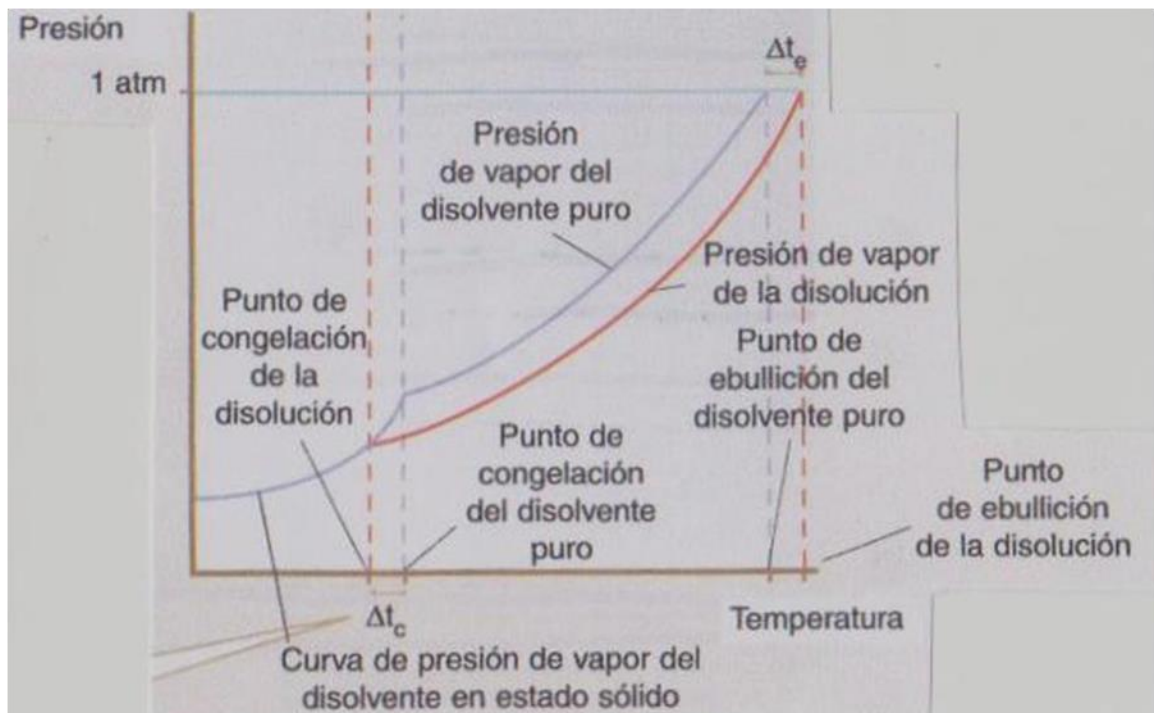
-  $\Delta t_c$  es el descenso crioscópico

-  $m$  es la molalidad de la disolución

-  $k_c$  es la constante crioscópica: sus unidades son  $^{\circ}\text{C kg mol}^{-1}$ ; su valor depende, sólo, de la naturaleza del disolvente, no de la del soluto, y representa el descenso, del punto de congelación, cuando un mol de un soluto, no iónico y no volátil, se disuelve en 1 kg de disolvente

Por ejemplo:  $k_c(\text{H}_2\text{O}) = 1,86 \text{ }^{\circ}\text{C kg mol}^{-1}$

Por lo que debemos concluir que la magnitud de  $\Delta t_c$  no sólo depende de la molalidad de la disolución, sino, también, de la naturaleza del disolvente, ya que el valor de la constante crioscópica es diferente para cada uno de ellos.

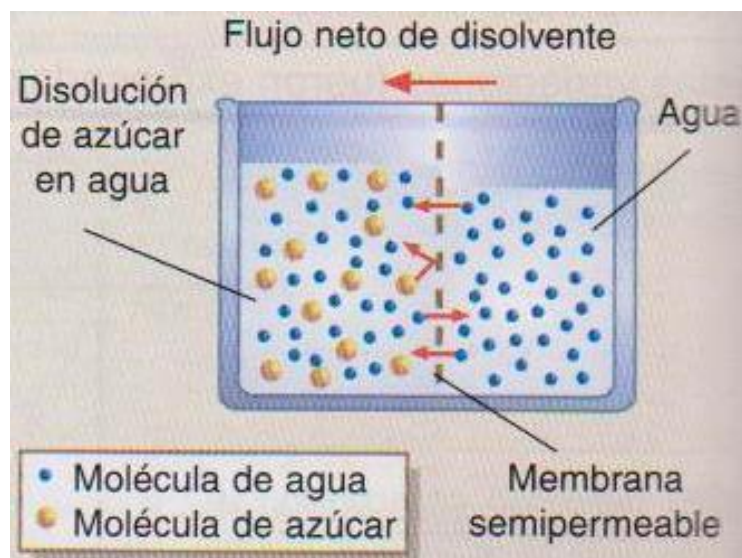


**Figura 8.5:** Representación gráfica, de la presión de vapor, frente a la temperatura, para el caso de un disolvente puro y de una disolución, mostrando el descenso crioscópico y el aumento ebulloscópico.

#### 8.4.5.4. PRESIÓN OSMÓTICA

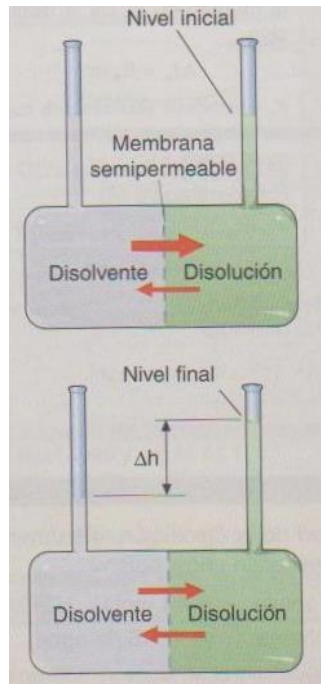
Muchas membranas presentan, en su estructura membranosa, canales o poros lo suficientemente grandes como para permitir que algunas moléculas los atraviesen, pero lo suficientemente pequeños como para que otras no lo hagan. Generalmente, estas membranas permiten el paso de las moléculas de disolvente, pero bloquean el paso de solutos. Se llaman membranas semipermeables.

Si separamos, dos disoluciones constituidas por el mismo soluto y el mismo disolvente, pero de diferente concentración, por una membrana semipermeable, las moléculas de disolvente atravesarán la membrana, pasando, de la disolución menos concentrada, a la disolución de mayor concentración, haciendo, a esta última, más diluida. Este fenómeno recibe el nombre de ósmosis (ver Figura 8.6).



**Figura 8.6:** Proceso de ósmosis

La ósmosis se detiene cuando la diferencia de nivel entre ambos compartimentos,  $\Delta h$ , produce suficiente presión hidrostática. Cuando el flujo de disolvente es igual en ambos sentidos, el sistema ha llegado al equilibrio (ver Figura 8.7).



**Figura 8.7:** Situación inicial y de equilibrio tras la ósmosis.

La presión hidrostática necesaria para detener, el flujo neto de disolvente, a través de una membrana semipermeable, se denomina presión osmótica ( $\pi$ ).

Cuando dos soluciones tienen la misma presión osmótica, son isotónicas o iso-osmóticas.

Si se enfrentan dos disoluciones de distinta concentración:

- la disolución más concentrada (con un mayor número de partículas disueltas) es hipertónica, y ejerce una gran presión osmótica: es híper-osmótica
- la disolución más diluida (con un menor número de partículas disueltas) es hipotónica, y ejerce una pequeña presión osmótica: es hipo-osmótica

El físico-químico holandés J. H. Van't Hoff (1852-1911) enunció, en 1885, la ecuación de Van't Hoff, análoga a la ecuación de estado de los gases ideales:

$$\pi V = n R T$$

Donde:

$\pi$ : presión osmótica (atm)

V: volumen de la disolución (L)

R: constante universal de los gases ideales ( $0,082 \text{ L atm K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$ )

n: número de moles de soluto

T: temperatura absoluta de la disolución (K)

Como la molaridad de la disolución,  $M$ , se puede expresar como:  $M = \frac{n}{V}$ ,

la expresión anterior queda:

$$\pi = M R T$$

La ecuación de Van't Hoff afirma que: “la presión osmótica de una disolución diluida, a temperatura constante, es directamente proporcional a la molaridad de la disolución”. Se trata de una magnitud independiente de la naturaleza del disolvente y del soluto, es decir, es una propiedad coligativa. “La presión osmótica de una disolución dada es directamente proporcional a su temperatura absoluta.”

## 8.5. ACTIVIDADES DE ENSEÑANZA- APRENDIZAJE. TEMPORALIZACIÓN

Anteriormente, habíamos indicado que esta unidad didáctica está ideada para llevarse a cabo en 8 sesiones de 50 min.

Sesión nº	Contenido	Actividades propuestas: duración y agrupamientos
1	Disolución. Solubilidad	<ul style="list-style-type: none"> <li>- 10 min: preguntas orales para comprobar conocimientos previos</li> <li>- 10 min: repaso teórico, del concepto de disolución, por parte del profesor</li> <li>- 10 min: a nivel de grupo clase, puesta en común de ejemplos de solutos, disolventes y disoluciones presentes en la vida cotidiana</li> <li>- 20 min: explicación teórica del concepto de solubilidad, y de los factores que la influyen</li> </ul>
2	Concentración. Formas de expresar-la	<ul style="list-style-type: none"> <li>- 20 min: explicación teórica del concepto de concentración, y de las formas de expresarla</li> <li>- 30 min.: resolución, por parte del profesor, de ejercicios numéricos</li> </ul>
3		Toda la sesión: los alumnos, colocados de tres en tres, resuelven ejercicios numéricos de esta índole, que se disponen de tal forma que tengan una dificultad creciente; en todo momento, serán asesorados por el profesor
4	Preparación de disoluciones	<p style="text-align: center;">Se trata de una sesión de laboratorio</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>- 10 min: lectura individual del guión de prácticas</li> <li>- 5 min: aclaración, por parte del profesor, de las dudas que surjan</li> <li>- 10 min: realización (individual) de los cálculos necesarios para preparar las disoluciones</li> <li>- 5 min.: puesta en común de los resultados numéricos</li> <li>- 20 min.: cada alumno prepara, de forma individual, las disoluciones que se le requieran</li> </ul>
5	Propiedades coligativas	<ul style="list-style-type: none"> <li>-30 min.: explicación, por parte del profesor, del concepto y tipos de propiedades coligativas</li> <li>- 20 min: resolución, por parte del profesor, de ejercicios numéricos asociados</li> <li>- TPC: ejercicios de mayor dificultad, a entregar al día siguiente</li> </ul>



6	<p><b>Experimento de laboratorio para demostrar la dependencia, de la presión de vapor, con la temperatura (descrito en el apartado 4)</b></p>	<p>Se trata de una sesión de laboratorio</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>- 10 min: lectura individual del guión de prácticas</li> <li>- 5 min: aclaración, por parte del profesor, de las dudas que surjan, y formación de grupos de trabajo</li> </ul> <p>Por grupos:</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>- 10 min.: montaje del equipo experimental</li> <li>- 15 min.: toma de medidas <math>\theta</math> frente a <math>t^a</math> para el caso del anticongelante puro</li> </ul>
7		<p>Se prosigue con el experimento</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>- 15 min.: toma de medidas <math>\theta</math> frente a <math>t^a</math> para el caso del anticongelante 75%(v/v)</li> <li>- 15 min.: toma de medidas <math>\theta</math> frente a <math>t^a</math> para el caso del anticongelante 50%(v/v)</li> <li>- 15 min.: toma de medidas <math>\theta</math> frente a <math>t^a</math> para el caso del anticongelante 25%(v/v)</li> <li>- 5 min.: Desmontar el equipo, recoger y limpiar el material</li> </ul> <p>Por falta de tiempo, el profesor les aportará los datos para el caso del agua desionizada, para que completen el informe.</p>
8	<p>Búsqueda bibliográfica</p>	<p>Los alumnos podrán traer de casa revistas de carácter científico, y se les permitirá emplear el teléfono móvil para consultar en Internet.</p> <p>Los alumnos, agrupados de tres en tres, buscan información sobre las ventajas y desventajas del avance científico.</p>
9	<p>Debate</p>	<p>El profesor divide, la clase, en seis grupos: tres a favor, y, tres en contra, del desarrollo científico. Cada grupo prepara el discurso, las refutaciones y la conclusión. Dentro de cada grupo, se elige un representante, y el profesor hace de moderador. Se debe llegar a la conclusión de que el desarrollo científico ha de ser sostenible.</p>
10	<p>Control (pequeña prueba objetiva escrita)</p>	<p>A lo largo de la sesión, los alumnos responderán a una serie de problemas numéricos cortos y cuestiones conceptuales acerca de lo aprendido en este tema. A su vez, estos contenidos volverán a ser materia de estudio para el examen de la 1ª evaluación.</p>

## **8.6. RECURSOS DIDÁCTICOS**

Se van a emplear recursos tradicionales, como el aula clase, el libro de texto (de la asignatura “Física y Química”, de 1º de Bachillerato), la pizarra y el cuaderno del alumno.

A ellos, se van a añadir: proyector y ordenador (las presentaciones de Power Point se van a emplear como soporte de la clase magistral), hojas de ejercicios adicionales, el guion de prácticas de laboratorio, y hojas de ampliación y refuerzo (que serán entregadas, a los alumnos que las necesiten, en la primera sesión de la unidad).

Así mismo, el profesor contará con su propia bibliografía de referencia, y recomendará, a los alumnos, las páginas web que considere de más utilidad.

Para la sesión 8, los alumnos contarán con la posibilidad de emplear móvil y otras TICs (ordenador portátil) para consultar la información que consideren de utilidad antes del debate.

En dicha búsqueda bibliográfica, habrán de trabajar en equipos, aprovechando que las TICs favorecen la comunicación y el intercambio de ideas en tiempo real entre los alumnos.

Por otra parte, para el análisis de los datos experimentales (tabulación y representación gráfica), sobre todo, para la práctica de la presión de vapor, resultará de gran utilidad emplear hojas de cálculo de Excel.

## **8.7. EVALUACIÓN**

La evaluación debe tener un carácter objetivo.

Esto hace necesario definir, con claridad, los criterios de evaluación, y establecer unos instrumentos fiables a la hora de determinar el conocimiento de cada alumno.

Además, considero que la evaluación debe tener un carácter sumativo (se han de emplear variados instrumentos de evaluación, no sólo un examen final, y especificar de antemano, claramente, su contribución a la nota final) y formativo (el profesor debe aportar un “feedback” constante, resolviendo las dudas que surjan y ofreciendo guía y consejo a lo largo de todo el proceso de aprendizaje).

Por otra parte, hay que hacer un esfuerzo por aumentar la evaluación basada en competencias, no en contenidos.

### 8.7.1. Criterios de evaluación

1. - Expresar, con soltura, la concentración de una disolución, en cualquiera de las siguientes formas: g/l, mol/l, % en peso y % en volumen.
2. - Describir el procedimiento a seguir para la preparación, en el laboratorio, de disoluciones de una concentración determinada.
3. - Realizar los cálculos necesarios para dicha preparación:
  - a) en el caso de la disolución de solutos en estado sólido
  - b) en el caso de la dilución de otra disolución de concentración conocida
4. Explicar las propiedades coligativas de las disoluciones, empleando, para ello, las leyes experimentales que las describen.
5. Explicar de qué variables depende la presión de vapor, y describir el procedimiento para demostrar, experimentalmente, su dependencia con la temperatura.

### 8.7.2. Instrumentos de evaluación

- 1. Actitud:** predisposición hacia el trabajo, interés por corregir sus propios errores, disposición para solicitar ayuda en caso de ser necesaria, cooperación con sus compañeros...
- 2. Realización de ejercicios:** deben estar completos, correctamente justificados, ordenados, con buena presentación, y entregados dentro de los plazos marcados.
- 3. Respuesta a las cuestiones orales** que el profesor plantee, durante la explicación, para comprobar el seguimiento de la clase.
- 4. Informe de las prácticas de laboratorio:** las prácticas de laboratorio irán acompañada de unas cuestiones en relación con lo que se haya realizado durante la sesión. Los alumnos deberán entregar el informe una semana después de la realización del correspondiente experimento. Si bien el procedimiento experimental se realiza de forma grupal, el informe se llevará a cabo de forma individual.
- 5. Pruebas objetivas escritas:** además del control que se realizará en la décima sesión de esta unidad didáctica, dichos contenidos forman parte de la materia recogida en el examen que se llevará a cabo al finalizar el primer trimestre del curso.

### 8.7.3. Criterios de calificación

Se ponderará de la siguiente manera:

-Ejercicios entregados: 10%

-Informe de la práctica de laboratorio: 20%

-Prueba objetiva escrita: 70%; el conjunto de los controles periódicos puntuarán en un 20%; el 50% restante corresponde al examen global de la 1ª evaluación

## 8.8. MEDIDAS DE ATENCIÓN A LA DIVERSIDAD

La atención a la diversidad tiene, por finalidad, garantizar la mejor respuesta educativa a las necesidades y diferencias, ofreciendo, oportunidades reales de aprendizaje, a todo el alumnado, en contextos educativos ordinarios, dentro de un entorno inclusivo, a través de actuaciones y medidas educativas.

En 1º de Bachillerato, a diferencia de en la ESO, la educación ya no tiene un carácter obligatorio, por lo que todos los alumnos que asisten han escogido, libremente, seguir estudiando.

Por otra parte, la elección de itinerarios y asignaturas optativas hace que los grupos sean mucho más homogéneos que en la ESO, pero esto no significa que no exista una gran diversidad en el aula:

- Alumnos extranjeros: se les proporcionará material en su lengua materna

- Alumnos con dificultades de aprendizaje: se les propondrá, al final de cada sesión, una serie de actividades de refuerzo con las que se tratará de afianzar y aclarar los contenidos básicos que deben conocer. Estas actividades serán devueltas al docente en la siguiente sesión para su corrección y posible aclaración de dudas.

- Alumnos que superan, 4º de ESO, sin haber cursado la asignatura de “Física y Química”, lo que les impide tener un buen nivel de partida, y les plantea dificultades para abordar, con éxito, la asignatura de 1º de Bachillerato: dispondrán de una hora lectiva a la semana fuera del horario de clases habitual (con el fin de no interferir en el desarrollo del resto de asignaturas). En ella, se les propondrán una serie de ejercicios que trabajen los contenidos del curso anterior, dándoles la oportunidad de aclarar sus dudas y cuestiones.

- Alumnos con altas capacidades: se les propondrán una serie de actividades individuales para realizar en casa, de dificultad superior a las propuestas en clase, con el fin de mantener su motivación y atención, fomentar su creatividad, y evitar, en la medida de lo posible, su desinterés por el desarrollo ordinario de las clases.(15)

## **8.9. ELEMENTOS TRANSVERSALES**

- Comprensión lectora: lectura, de instrucciones escritas, para la realización de prácticas de laboratorio; de distintas fuentes y artículos, para los debates; lecturas recomendadas: divulgativas, de profundización, etc.

- Expresión oral y escrita: elaboración de informes de las prácticas de laboratorio; defensa, de las ideas propias, en el debate; realización de esquemas y resúmenes

- Empleo responsable de las TICs

- Educación en valores: respeto, solidaridad,...

- Educación cívica y constitucional: fomentar el respeto y la igualdad de oportunidades para ambos sexos (reconocer y valorar la capacidad para desempeñar tareas comunes)

- Desarrollo sostenible y compromiso con el medio ambiente

- Educación para la salud: hacer hincapié en las normas básicas de seguridad en el manejo de materiales y compuestos químicos en el laboratorio.

- Por último, esta unidad didáctica se apoya en el manejo, con cierta soltura, del lenguaje matemático, que es el lenguaje de la ciencia.

## 9. CONCLUSIONES

Las unidades didácticas propuestas deben tener en cuenta las dificultades provenientes del nivel de exigencia formal de los contenidos conceptuales, y estar bien organizadas y secuenciadas temporalmente, pero a su vez, deben admitir cierta flexibilidad, estando abierta a posibles restricciones de horario que impidan su cumplimiento “al pie de la letra”.

La unidad didáctica desarrollada en esta memoria, denominada “Disoluciones. Propiedades coligativas”, se ha estructurado de la manera más lógica posible, con el fin de que los alumnos vayan conectando, los nuevos conceptos, con sus conocimientos previos, para consolidar un aprendizaje realmente significativo.

En cuanto a la metodología, se han propuesto unas dinámicas (debate, prácticas de laboratorio) que promueven el aprendizaje colaborativo. Se busca trabajar las habilidades sociales, y, a la par, alcanzar, los objetivos fijados de una manera más atractiva, activa y participativa, y encuadrada en un marco metodológico constructivista.

También se pretende reflejar el hecho de que podemos encontrar, recursos didácticos, no sólo, en la escuela o el aula, sino, también, en la vida cotidiana. En oposición a ciertos docentes, que argumentan la dificultad de contar con el material necesario para el desarrollo de prácticas en el laboratorio, el uso de materiales cotidianos (como el anticongelante, en este caso, en vez de etilenglicol puro, que es mucho más caro) permite realizar experimentos químicos sencillos. Con experiencias muy simples, se pueden introducir, conceptos de cierta complejidad, de una forma más práctica y visual. Además, a través de las sesiones de laboratorio, los alumnos pueden conectar, lo que están estudiando, con la vida cotidiana.

Por último, cabe destacar que también se proponen actividades que implican el uso de los medios de comunicación (búsqueda bibliográfica, sesión 8). No obstante, los alumnos no deben afrontar solos esta tarea, sino que el profesor deberá asegurarse de que muestran una actitud crítica ante la información que reciben, y de que son capaces de distinguir, las fuentes fiables, de las que no lo son.

## **10. REFERENCIAS BIBLIOGRÁFICAS**

### **Legislación vigente:**

- (1) BOCYL: ORDEN EDU/363/2015, de 4 de mayo, por la que se establece el currículo, y se regula la implantación, evaluación y desarrollo del Bachillerato en la Comunidad de Castilla y León
- (2) BOCYL: ORDEN EDU/362/2015, de 4 de mayo, por la que se establece el currículo, y se regula la implantación, evaluación y desarrollo de la Educación Secundaria Obligatoria en la Comunidad de Castilla y León
- (3) BOE: Real Decreto 1105/2014, de 26 de Diciembre, por el que se establece el currículo básico de la Educación Secundaria Obligatoria y del Bachillerato
- (4) BOE: Orden ECD/65/2015, de 21 de enero, por la que se describen las relaciones entre las competencias, los contenidos y los criterios de evaluación de la Educación Primaria, la Educación Secundaria Obligatoria y el Bachillerato
- (5) BOE: Ley Orgánica 2/2006, de 3 de mayo, de Educación (LOE)
- (6) BOE: Ley Orgánica 8/2013, de 9 de diciembre, para la Mejora de la Calidad Educativa (LOMCE)

### **Descripción del experimento:**

- (7) *Creating and Experimenting, with a Low-Cost, Rugged System, to Visually Demonstrate, the Vapor Pressure of Liquids, as a Function of Temperature*; R. Papai, M. Araujo, A. Rodrigues, B. Rodrigues., B. Tresoldi, G. Cabo, J. Messias, M. A. Freitas, M. D. Prata and I. Gaubeur; J.Chem.Educ. 2019, 96 (2), pp 335-341; DOI: 10.1021/acs.jchemed.8b00381
- (8) <https://youtu.be/cwgPKQy-vVU>

### **Libros de consulta de Didáctica de las Ciencias Experimentales:**

- (9) J. Solbes, R. Montserrat y C. Furió (2007). “*El desinterés del alumnado hacia el aprendizaje de la ciencia: implicaciones en su enseñanza*”. Didáctica de las Ciencias Experimentales y Sociales. N.º 21, 91-117.

- (10) E. de Manuel (2004). “*Química Cotidiana y Currículo de Química*”. Anales de la Real Sociedad Española de Química. Segunda Época, Enero-Marzo, 25-32.
- (11) M. Fernández-González y A. Jiménez-Granados (2014). “*La química cotidiana en documentos de uso escolar: análisis y clasificación*”. Educación Química., 25(1), 7-13.
- (12) Fernández, J.; Elortegui, N. *Enseñanza de las ciencias*, **1996**, 14 (3), 331-342
- (13) Coll,C (Coor.) (2010) *Desarrollo, aprendizaje y enseñanza en la Educación Secundaria*. Barcelona. Graó
- (14) Alonso Tapia, J. (1999). *Motivación y aprendizaje en la Enseñanza Secundaria*, en C. Coll (Ed.) *Psicología de la instrucción: La enseñanza y el aprendizaje en la Educación Secundaria*. Barcelona. Horsori
- (15) Del Caño, M. (2001). *Formación inicial del profesorado y atención a la diversidad: alumnos superdotados*. Revista interuniversitaria de Formación del Profesorado, 40, 135-147
- (16) Díaz-Barriga, F. (2000). *Estrategias docentes para un aprendizaje significativo*. Madrid: Mc Graw - Hill

#### **Libros de texto:**

- (17) “Física y Química 1º de Bachillerato”, de la editorial SM
- (18) “Física y Química 1º de Bachillerato”, de la editorial Edebé



## 11. ANEXOS

### ANEXO I: DATOS EXPERIMENTALES

Téngase en cuenta que, para todos los casos,  $d=23$  cm

**Tabla A1.** Datos del ángulo, medido en grados, frente a la temperatura, para el anticongelante puro, en el rango de temperaturas 35°C-75°C

Temperatura / °C	H / cm	tg $\theta$	$\theta$ / rad	$\theta$ / °
38,1	1,4	0,06	0,06	3,48
39,5	1,5	0,07	0,07	3,73
41,3	1,7	0,07	0,07	4,23
42,6	1,9	0,08	0,08	4,72
44,9	2,1	0,09	0,09	5,22
46,6	2,4	0,10	0,10	5,96
47,8	2,7	0,12	0,12	6,70
49,6	3,0	0,13	0,13	7,43
52,5	3,5	0,15	0,15	8,65
54,3	4,0	0,17	0,17	9,87
55,5	4,4	0,19	0,19	10,83
57,0	4,7	0,20	0,20	11,55
59,3	5,5	0,24	0,23	13,45
61,3	6,2	0,27	0,26	15,09
63,4	7,1	0,31	0,30	17,16
64,7	7,8	0,34	0,33	18,73
65,7	8,4	0,37	0,35	20,06
66,6	8,9	0,39	0,37	21,15
68,1	9,8	0,43	0,40	23,08
69,2	10,6	0,46	0,43	24,74
70,0	11,3	0,49	0,46	26,17
71,5	12,6	0,55	0,50	28,72
72,9	13,7	0,60	0,54	30,78

73,4	14,2	0,62	0,55	31,69
74,5	15,6	0,68	0,60	34,15

**Tabla A2.** Datos del logaritmo neperiano del ángulo, medido en grados, frente al inverso de la temperatura, expresada en K, para el anticongelante puro, en el rango de temperaturas 35°C-75°C

Temperatura / °C	Temperatura / K	Temperatura <sup>-1</sup> / K <sup>-1</sup>	$\theta$ / °	ln $\theta$
38,1	311,3	3,21E-03	3,48	1,25
39,5	312,7	3,20E-03	3,73	1,32
41,3	314,5	3,18E-03	4,23	1,44
42,6	315,8	3,17E-03	4,72	1,55
44,9	318,1	3,14E-03	5,22	1,65
46,6	319,8	3,13E-03	5,96	1,78
47,8	321,0	3,12E-03	6,70	1,90
49,6	322,8	3,10E-03	7,43	2,01
52,5	325,7	3,07E-03	8,65	2,16
54,3	327,5	3,05E-03	9,87	2,29
55,5	328,7	3,04E-03	10,83	2,38
57,0	330,2	3,03E-03	11,55	2,45
59,3	332,5	3,01E-03	13,45	2,60
61,3	334,5	2,99E-03	15,09	2,71
63,4	336,6	2,97E-03	17,16	2,84
64,7	337,9	2,96E-03	18,73	2,93
65,7	338,9	2,95E-03	20,06	3,00
66,6	339,8	2,94E-03	21,15	3,05
68,1	341,3	2,93E-03	23,08	3,14
69,2	342,4	2,92E-03	24,74	3,21
70,0	343,2	2,91E-03	26,17	3,26
71,5	344,7	2,90E-03	28,72	3,36
72,9	346,1	2,89E-03	30,78	3,43
73,4	346,6	2,89E-03	31,69	3,46
74,5	347,7	2,88E-03	34,15	3,53

**Tabla B1.** Datos del ángulo, medido en grados, frente a la temperatura, para el anticongelante al 75 % en volumen, en el rango de temperaturas 35°C-75°C

Temperatura / °C	H / cm	tg $\theta$	$\theta$ / rad	$\theta$ / °
42,4	2,5	0,11	0,11	6,20
45,4	3,0	0,13	0,13	7,43
47,3	3,4	0,15	0,15	8,41
48,8	3,8	0,17	0,16	9,38
49,6	3,9	0,17	0,17	9,62
50,5	4,3	0,19	0,18	10,59
51,9	4,6	0,20	0,20	11,31
53,2	5,1	0,22	0,22	12,50
54,1	5,4	0,23	0,23	13,21
55,4	5,9	0,26	0,25	14,39
57,0	6,5	0,28	0,28	15,78
58,1	6,9	0,30	0,29	16,70
59,0	7,3	0,32	0,31	17,61
60,6	8,1	0,35	0,34	19,40
61,7	8,7	0,38	0,36	20,72
63,5	9,8	0,43	0,40	23,08
65,4	10,9	0,47	0,44	25,36
66,6	11,9	0,52	0,48	27,36
67,5	12,7	0,55	0,50	28,91
68,3	13,4	0,58	0,53	30,23
69,6	14,9	0,65	0,57	32,94
71,4	17,1	0,74	0,64	36,63
72,8	19,3	0,84	0,70	40,00
73,6	20,7	0,90	0,73	41,99
74,5	22,6	0,98	0,78	44,50

**Tabla B2.** Datos del logaritmo neperiano del ángulo, medido en grados, frente al inverso de la temperatura, expresada en K, para el anticongelante al 75 % en volumen, en el rango de temperaturas 35°C-75°C

Temperatura / °C	Temperatura / K	Temperatura <sup>-1</sup> / K <sup>-1</sup>	θ / °	ln θ
42,4	315,6	3,17E-03	6,20	1,83
45,4	318,6	3,14E-03	7,43	2,01
47,3	320,5	3,12E-03	8,41	2,13
48,8	322,0	3,11E-03	9,38	2,24
49,6	322,8	3,10E-03	9,62	2,26
50,5	323,7	3,09E-03	10,59	2,36
51,9	325,1	3,08E-03	11,31	2,43
53,2	326,4	3,06E-03	12,50	2,53
54,1	327,3	3,06E-03	13,21	2,58
55,4	328,6	3,04E-03	14,39	2,67
57,0	330,2	3,03E-03	15,78	2,76
58,1	331,3	3,02E-03	16,70	2,82
59,0	332,2	3,01E-03	17,61	2,87
60,6	333,8	3,00E-03	19,40	2,97
61,7	334,9	2,99E-03	20,72	3,03
63,5	336,7	2,97E-03	23,08	3,14
65,4	338,6	2,95E-03	25,36	3,23
66,6	339,8	2,94E-03	27,36	3,31
67,5	340,7	2,94E-03	28,91	3,36
68,3	341,5	2,93E-03	30,23	3,41
69,6	342,8	2,92E-03	32,94	3,49
71,4	344,6	2,90E-03	36,63	3,60
72,8	346,0	2,89E-03	40,00	3,69
73,6	346,8	2,88E-03	41,99	3,74
74,5	347,7	2,88E-03	44,50	3,80

**Tabla C1.** Datos del ángulo, medido en grados, frente a la temperatura, para el anticongelante al 50 % en volumen, en el rango de temperaturas 35°C-75°C

Temperatura / °C	H / cm	tg $\theta$	$\theta$ / rad	$\theta$ / °
42,6	3,4	0,15	0,15	8,41
45,3	4,0	0,17	0,17	9,87
49,0	4,8	0,21	0,21	11,79
50,1	5,2	0,23	0,22	12,74
51,7	5,9	0,26	0,25	14,39
52,6	6,3	0,27	0,27	15,32
53,6	6,7	0,29	0,28	16,24
55,1	7,4	0,32	0,31	17,84
56,2	7,9	0,34	0,33	18,96
57,9	8,9	0,39	0,37	21,15
58,9	9,5	0,41	0,39	22,44
60,0	10,3	0,45	0,42	24,12
60,6	10,8	0,47	0,44	25,15
61,6	11,6	0,50	0,47	26,76
63,0	12,7	0,55	0,50	28,91
64,4	14,1	0,61	0,55	31,51
65,5	15,4	0,67	0,59	33,80
66,9	17,2	0,75	0,64	36,79
67,4	18,6	0,81	0,68	38,96
68,7	20,7	0,90	0,73	41,99
69,6	23,3	1,01	0,79	45,37
70,4	24,9	1,08	0,83	47,27
71,5	27,1	1,18	0,87	49,68
72,5	31,5	1,37	0,94	53,86
74,6	40,3	1,75	1,05	60,29

**Tabla C2.** Datos del logaritmo neperiano del ángulo, medido en grados, frente al inverso de la temperatura, expresada en K, para el anticongelante al 50 % en volumen, en el rango de temperaturas 35°C-75°C

Temperatura / °C	Temperatura / K	Temperatura <sup>-1</sup> / K <sup>-1</sup>	θ / °	ln θ
42,6	315,8	3,17E-03	8,41	2,13
45,3	318,5	3,14E-03	9,87	2,29
49,0	322,2	3,10E-03	11,79	2,47
50,1	323,3	3,09E-03	12,74	2,54
51,7	324,9	3,08E-03	14,39	2,67
52,6	325,8	3,07E-03	15,32	2,73
53,6	326,8	3,06E-03	16,24	2,79
55,1	328,3	3,05E-03	17,84	2,88
56,2	329,4	3,04E-03	18,96	2,94
57,9	331,1	3,02E-03	21,15	3,05
58,9	332,1	3,01E-03	22,44	3,11
60,0	333,2	3,00E-03	24,12	3,18
60,6	333,8	3,00E-03	25,15	3,22
61,6	334,8	2,99E-03	26,76	3,29
63,0	336,2	2,97E-03	28,91	3,36
64,4	337,6	2,96E-03	31,51	3,45
65,5	338,7	2,95E-03	33,80	3,52
66,9	340,1	2,94E-03	36,79	3,61
67,4	340,6	2,94E-03	38,96	3,66
68,7	341,9	2,93E-03	41,99	3,74
69,6	342,8	2,92E-03	45,37	3,81
70,4	343,6	2,91E-03	47,27	3,86
71,5	344,7	2,90E-03	49,68	3,91
72,5	345,7	2,89E-03	53,86	3,99
74,6	347,8	2,88E-03	60,29	4,10

**Tabla D1.** Datos del ángulo, medido en grados, frente a la temperatura, para el anticongelante al 25 % en volumen, en el rango de temperaturas 35°C-75°C

Temperatura / °C	H / cm	tg $\theta$	$\theta$ / rad	$\theta$ / °
40,1	4,7	0,20	0,20	11,55
42,1	5,2	0,23	0,22	12,74
43,9	5,9	0,26	0,25	14,39
44,7	6,2	0,27	0,26	15,09
45,8	6,6	0,29	0,28	16,01
46,2	6,8	0,30	0,29	16,47
47,1	7,3	0,32	0,31	17,61
48,3	7,8	0,34	0,33	18,73
49,4	8,2	0,36	0,34	19,62
50,9	8,9	0,39	0,37	21,15
52,2	9,9	0,43	0,41	23,29
54,4	11,5	0,50	0,46	26,57
56,5	13,4	0,58	0,53	30,23
57,9	14,9	0,65	0,57	32,94
59,2	16,4	0,71	0,62	35,49
60,9	18,9	0,82	0,69	39,41
61,8	20,3	0,88	0,72	41,43
62,7	21,8	0,95	0,76	43,47
63,6	23,2	1,01	0,79	45,25
64,9	26,1	1,13	0,85	48,61
65,8	28,9	1,26	0,90	51,49
66,9	32,4	1,41	0,95	54,63
68,3	38,9	1,69	1,04	59,41
69,0	42,2	1,83	1,07	61,41
70,1	50,2	2,18	1,14	65,38

**Tabla D2.** Datos del logaritmo neperiano del ángulo, medido en grados, frente al inverso de la temperatura, expresada en K, para el anticongelante al 25 % en volumen, en el rango de temperaturas 35°C-75°C

Temperatura / °C	Temperatura / K	Temperatura <sup>-1</sup> / K <sup>-1</sup>	θ / °	ln θ
40,1	313,3	3,19E-03	11,55	2,45
42,1	315,3	3,17E-03	12,74	2,54
43,9	317,1	3,15E-03	14,39	2,67
44,7	317,9	3,15E-03	15,09	2,71
45,8	319,0	3,14E-03	16,01	2,77
46,2	319,4	3,13E-03	16,47	2,80
47,1	320,3	3,12E-03	17,61	2,87
48,3	321,5	3,11E-03	18,73	2,93
49,4	322,6	3,10E-03	19,62	2,98
50,9	324,1	3,09E-03	21,15	3,05
52,2	325,4	3,07E-03	23,29	3,15
54,4	327,6	3,05E-03	26,57	3,28
56,5	329,7	3,03E-03	30,23	3,41
57,9	331,1	3,02E-03	32,94	3,49
59,2	332,4	3,01E-03	35,49	3,57
60,9	334,1	2,99E-03	39,41	3,67
61,8	335,0	2,99E-03	41,43	3,72
62,7	335,9	2,98E-03	43,47	3,77
63,6	336,8	2,97E-03	45,25	3,81
64,9	338,1	2,96E-03	48,61	3,88
65,8	339,0	2,95E-03	51,49	3,94
66,9	340,1	2,94E-03	54,63	4,00
68,3	341,5	2,93E-03	59,41	4,08
69,0	342,2	2,92E-03	61,41	4,12
70,1	343,3	2,91E-03	65,38	4,18



**Tabla E1.** Datos del ángulo, medido en grados, frente a la temperatura, para el agua desionizada, en el rango de temperaturas 35°C-75°C

Temperatura / °C	H / cm	tg $\theta$	$\theta$ / rad	$\theta$ / °
38,1	5,8	0,25	0,25	14,15
39,4	6,1	0,27	0,26	14,85
41,3	6,8	0,30	0,29	16,47
42,9	7,6	0,33	0,32	18,29
45,7	8,7	0,38	0,36	20,72
46,9	9,5	0,41	0,39	22,44
48,5	10,4	0,45	0,42	24,33
49,6	11,1	0,48	0,45	25,76
50,9	12,2	0,53	0,49	27,94
51,8	12,7	0,55	0,50	28,91
53,2	13,8	0,60	0,54	30,96
54,6	15,1	0,66	0,58	33,29
55,4	15,9	0,69	0,60	34,66
56,7	17,3	0,75	0,64	36,95
57,7	18,7	0,81	0,68	39,11
59,3	21,1	0,92	0,74	42,53
60,5	22,9	1,00	0,78	44,88
61,5	24,6	1,07	0,82	46,93
62,5	27,1	1,18	0,87	49,68
63,6	29,9	1,30	0,92	52,43
64,4	32,7	1,42	0,96	54,88
65,3	36,8	1,60	1,01	57,99
66,6	42,9	1,87	1,08	61,80
67,5	46,9	2,04	1,11	63,88
68,3	56,4	2,45	1,18	67,81

**Tabla E2.** Datos del logaritmo neperiano del ángulo, medido en grados, frente al inverso de la temperatura, expresada en K, para el agua desionizada, en el rango de temperaturas 35°C-75°C

Temperatura / °C	Temperatura / K	Temperatura <sup>-1</sup> / K <sup>-1</sup>	θ / °	ln θ
38,1	311,3	3,21E-03	14,15	2,65
39,4	312,6	3,20E-03	14,85	2,70
41,3	314,5	3,18E-03	16,47	2,80
42,9	316,1	3,16E-03	18,29	2,91
45,7	318,9	3,14E-03	20,72	3,03
46,9	320,1	3,12E-03	22,44	3,11
48,5	321,7	3,11E-03	24,33	3,19
49,6	322,8	3,10E-03	25,76	3,25
50,9	324,1	3,09E-03	27,94	3,33
51,8	325,0	3,08E-03	28,91	3,36
53,2	326,4	3,06E-03	30,96	3,43
54,6	327,8	3,05E-03	33,29	3,51
55,4	328,6	3,04E-03	34,66	3,55
56,7	329,9	3,03E-03	36,95	3,61
57,7	330,9	3,02E-03	39,11	3,67
59,3	332,5	3,01E-03	42,53	3,75
60,5	333,7	3,00E-03	44,88	3,80
61,5	334,7	2,99E-03	46,93	3,85
62,5	335,7	2,98E-03	49,68	3,91
63,6	336,8	2,97E-03	52,43	3,96
64,4	337,6	2,96E-03	54,88	4,01
65,3	338,5	2,95E-03	57,99	4,06
66,6	339,8	2,94E-03	61,80	4,12
67,5	340,7	2,94E-03	63,88	4,16
68,3	341,5	2,93E-03	67,81	4,22

## ANEXO II: EJERCICIOS NUMÉRICOS PROPUESTOS

1. Calcula la presión de vapor de una disolución que contiene 125 g de sacarosa,  $C_{12}H_{22}O_{11}$ , en 100 g de agua, a  $25^{\circ}C$ . (La presión de vapor del agua pura, a  $25^{\circ}C$ , es de 23,8 mmHg)

Solución: 22,37 mmHg

2. La presión de vapor del agua pura, a  $28^{\circ}C$ , es de 28,35 mmHg. Calcula la presión de vapor de una disolución que contiene 68 g de sacarosa,  $C_{12}H_{22}O_{11}$ , en 1 kg de agua, a  $28^{\circ}C$ .

Solución: 28,25 mmHg

3. Calcula la presión de vapor de una disolución que contiene 50 g de sacarosa,  $C_{12}H_{22}O_{11}$ , en 1,5 l de agua, a  $28^{\circ}C$ , si la presión de vapor del agua pura, a  $28^{\circ}C$ , es de 28,35 mmHg

Solución: 28,3 mmHg

4. La presión de vapor, sobre el agua pura, a  $120^{\circ}C$ , es de 1480 mmHg. Si se sigue la Ley de Raoult, ¿qué fracción de etilenglicol debe agregarse, al agua, para reducir, la presión de vapor de este disolvente, a 760 mmHg?

Solución:  $\chi_{etilenglicol} = 0,486$

5. Calcular la reducción en la presión de vapor causada por la adición, de 100 g de sacarosa ( $M_m = 342$  g/mol), a 1 kg de agua. (La presión de vapor de agua pura a  $25^{\circ}C$  es 23,69 mmHg.)

Solución: 0,125 mmHg

6. La presión de vapor del agua pura, a una temperatura de  $25^{\circ}C$ , es de 23,69 mmHg. Una solución preparada con 5,5 g de glucosa en 50 g de agua tiene una presión de vapor de 23,42 mmHg. Suponiendo que la Ley de Raoult es válida para esta solución, determine la masa molar de glucosa.

Solución: 177,42 g/mol (la masa molar real de la glucosa es 180 g/mol)

7. A una temperatura de  $26^{\circ}C$ , la presión de vapor del agua es de 25,21 mmHg. A esta temperatura, se prepara una disolución de concentración 2,32 mol/kg de un compuesto no

iónico y no volátil.

Determinar la presión de vapor de esta disolución, suponiendo comportamiento ideal.

Solución: 24,20 mmHg

**8.** La presión de vapor del metanol puro es de 159,76 mmHg. Determinar la fracción molar de glicerol (solute no iónico y no volátil) necesario para disminuir, la presión de vapor, a 129,76 mmHg.

Solución:  $\chi_{\text{glicerol}} = 0,188$

**9.** Una disolución contiene, 8,3 g de una sustancia no iónica y no volátil, disuelta en un mol de cloroformo ( $\text{CHCl}_3$ ). Esta disolución tiene una presión de vapor de 510,79 mmHg. (La presión de vapor del cloroformo, a esta temperatura, es de 525,79 mmHg).

Determine:

a) La fracción molar de soluto (Solución: 0,0285)

b) El número de moles de soluto disueltos (Solución: 0,0294 moles)

c- La masa molar de soluto (Solución: 272,42 g/mol)

**10.** La presión de vapor del benceno ( $\text{C}_6\text{H}_6$ ), a  $25^\circ\text{C}$ , es de 93,76 mmHg. Determine la presión de vapor de una disolución preparada disolviendo, 56,4 g de un soluto no volátil (de fórmula molecular  $\text{C}_{20}\text{H}_{42}$ ), en 1 kg de benceno.

Solución: 92,32 mmHg

**11.** La presión de vapor del agua, a  $60^\circ\text{C}$ , es de 149,4 mmHg. Si se desea preparar una disolución con una presión de vapor de 140 mmHg, determine la masa de glucosa ( $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ ) que debe disolverse, en 150 g de agua, para lograr dicho efecto.

Solución: 95,76 g