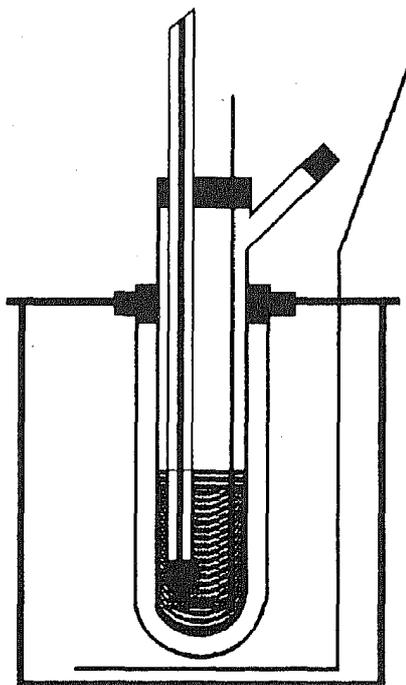


# UTILIZACION DE PRODUCTOS QUIMICOS DE LA VIDA DIARIA EN LA ENSEÑANZA DE LA QUIMICA: LAS DISOLUCIONES



*EMIGDIA REPETTO JIMENEZ*  
*Ma CARMEN MATO CARRODEGUAS*

Departamento de Didácticas Especiales y  
Química Orgánica. Universidad de la Laguna.  
ESCUELA UNIVERSITARIA DE PROFESORADO DE EGB.  
LAS PALMAS DE GRAN CANARIA.

*EMIGDIA REPETTO JIMENEZ  
MARIA DEL CARMEN MATO CARRODEGUAS*

# **UTILIZACION DE PRODUCTOS QUIMICOS DE LA VIDA DIARIA EN LA ENSEÑANZA DE LA QUIMICA: LAS DISOLUCIONES**

Depósito Legal: G.C. 177-1989 ®

IMPRESO:

PRINTRONIC, S.A.

Av. Rafael Cabrera, 7, local 22

Impresión realizada en

Terminal Laser RANK XEROX 4050,

núm. de serie 1103155475

Fecha: 12 de Mayo de 1989

LAS PALMAS DE GRAN CANARIA

# INDICE

	<u>Pág.</u>
INTRODUCCION .....	1
HIPOTESIS DE TRABAJO .....	2
DISEÑO EXPERIMENTAL .....	3
• Tratamiento en libros de texto .....	3
• Análisis de la forma como es impartido el tema .....	4
• Determinación de los conocimientos de los alumnos .....	5
CAMBIOS METODOLOGICOS .....	7
• Estudio de la situación curricular y enfoque del tema dentro del programa .....	7
DESARROLLO DEL TEMA .....	8
• Motivación .....	8
• Desarrollo de experiencias: Metodología .....	10
• Preparación de una disolución 1M de Cloruro sódico .....	12
• Preparación de una disolución 0,1M de Cloruro sódico .....	13
• Preparación de una disolución de densidad dada a partir de otra de concentración desconocida .....	13
• Preparación de una disolución 1N de hidróxido sódico .....	15
ESTUDIO MACROSCÓPICO DE DISOLUCIONES SÓLIDO-LÍQUIDO. Agua-cloruro sódico: .....	16
• Punto de congelación .....	16
• Punto de ebullición .....	18
• Densidad .....	18
• Solubilidad .....	19
ESTUDIO MACROSCÓPICO DE DISOLUCIONES LÍQUIDO-LÍQUIDO. Agua-etanol: .....	20
• Punto de fusión .....	20
• Punto de ebullición .....	21
• Densidad .....	22
ESTUDIO MICROSCÓPICO DE LAS MISMAS DISOLUCIONES .....	23
• Diseño experimental para comprobar si una disolución es iónica o molecular .....	23
• Electrolisis del sulfato de cobre .....	24

● Determinación del punto de congelación de una disolución: Crioscopía .....	26
● Determinación del punto de ebullición de disoluciones de cloruro sódico .....	27
● Estudio de diagramas de fase para una disolución agua-etanol .....	29
● Estudio experimental del efecto de añadir sal al hielo .....	33
● Destilación fraccionada .....	34
● Destilación del agua del mar .....	36
● Destilación fraccionada del petróleo crudo .....	38
● Estudio de la Presión Osmótica .....	41

EVALUACION .....	42
------------------	----

DISTRIBUCION DEL TIEMPO .....	43
-------------------------------	----

BIBLIOGRAFIA .....	44
--------------------	----

ANEXO

ESQUEMAS CONCEPTUALES

CUESTIONARIO DE OPINION SOBRE LA ENSEÑANZA DE LAS DISOLUCIONES

## INTRODUCCION

Como las disoluciones no sólo son los medios ordinarios en los que transcurren las reacciones químicas, sino que además son de uso corriente tanto en la industria como en la vida diaria, es imprescindible que el alumno de un Primer Ciclo Universitario domine todos los aspectos tanto teóricos como prácticos relacionados con ellas.

A partir de las "Pruebas iniciales", realizadas a los alumnos del Tercer curso de la Especialidad de Ciencias de la E.U. de Profesorado de Las Palmas fundamentadas en las ideas de Ausubel (1979) "averíguese lo que el alumno sabe y enséñesele convenientemente", se ha podido detectar que no han adquirido el concepto adecuado de disolución y como consecuencia de ello surgen dificultades en la forma de interpretar la expresión de la concentración; falla también el dominio de las técnicas para su preparación. Asimismo, no comprenden o no recuerdan las leyes que gobiernan los procesos de disolución, ni sus aplicaciones.

Profundizando en el análisis de estos datos, se ha observado, que no saben utilizar los conceptos y habilidades conseguidos en los estudios anteriores, no siendo capaces en la mayoría de los casos de generalizar.



## DISEÑO EXPERIMENTAL

### I. Tratamiento en libros de texto.

Se analizan diversos libros empleados como "Textos", tanto en E.G.B. como en B.U.P., y en Primer Ciclo Universitario, para examinar cómo es el tratamiento que se le da a este tema. Resultado de estos análisis son las siguientes consideraciones:

- a) Es tratado generalmente en todos los niveles de la enseñanza, aunque con profundidad muy variable dentro de cada uno de ellos. Es una tónica generalizada el poco tratamiento práctico que se da al mismo, por lo que el estudio resulta demasiado teórico y por tanto eminentemente memorístico.
- b) Se aprecia también que su inclusión dentro del programa varía mucho de unos autores a otros, aunque la línea más seguida, es introducirlo después de haber estudiado las leyes ponderales y la estequiometría, en B.U.P. y E.G.B., mientras que en el Primer Ciclo Universitario, y algunos autores en C.O.U., suelen presentarlo dividido en dos apartados, tratando en el primero todas las generalidades del tema dentro de un bloque de "Conceptos básicos", dejando las características específicas y aplicaciones para tratarlas después de haber estudiado el "equilibrio químico".

En resumen puede decirse que:

- En la mayoría no hay paralelamente al tratamiento teórico, un desarrollo de actividades que permita la utilización de los conceptos estudiados.
- Es muy rara la generalización a otros campos.
- No suelen establecerse ejemplos de citas de uso cotidiano que permitan conectar el estudio con la vida diaria. (Ausubel, 1983)

## II. Análisis de la forma como es impartido el tema:

Con objeto de poder analizar la forma como se imparte el tema de "Disoluciones" en los diferentes niveles de Enseñanza, se pasa una encuesta a una población de enseñantes, no relativamente grande, pero que sirve para dar idea de su tratamiento. Puede deducirse que en general:

No se hace ninguna motivación del Tema y cuando se realiza, es por un procedimiento meramente teórico.

En pocos casos se resalta por ejemplo, su importancia en la vida diaria, su papel como medio ordinario donde transcurren las reacciones químicas (disoluciones líquidas) y su relevancia por las numerosas aplicaciones industriales.

De las "Encuestas" contestadas por los profesores de E.G.B., puede decirse que este tema se estudia en algunos Centros en 7º Nivel, en otros en 8º y que existe, sin embargo, un porcentaje elevado de Centros en que se omite su enseñanza.

El 85% de los profesores de Básica encuestados realizan una enseñanza meramente teórica de la definición y tipos de disoluciones, enseñando a expresar la concentración exclusivamente con la utilización de fórmulas para obtener la molaridad y el porcentaje en peso.

Hay que resaltar el hecho frecuente que Centros donde se separan experimentalmente sustancias a partir de disoluciones, por cristalización, destilación o cromatografía, no se relacionan con las características específicas de esas disoluciones, estudiándose los temas sin conexión entre ellos.

De las encuestas contestadas por los profesores de B.U.P. se puede inferir:

Que el estudio se hace también primordialmente de forma teórica, actitud justificada por lo apretado de los programas y en algunos casos por la carencia de material. Se señala asimismo que el nivel de aprendizaje es bajo.

En la mayoría de los Centros donde se imparte el Primer Ciclo Universitario, se suele estudiar aisladamente la parte teórica y la experimental, no coincidiendo temporalmente el desarrollo de ambas partes, de donde se deduce que el alumno no conecta adecuadamente ambos aprendizajes.

### III. Determinación de los conocimientos de los alumnos.

#### DISOLUCIONES: PRUEBA INICIAL

1. ¿Qué es una disolución?
2. Una disolución puede considerarse como (contesta V o F)
  - una mezcla homogénea de dos o más componentes
  - una mezcla homogénea de dos componentes
  - una mezcla heterogénea de dos componentes
  - una mezcla de un sólido con un líquido en cualquier caso

3. ¿Cuántos tipos de soluciones pueden existir?
4. ¿Cómo se expresa la concentración de una disolución?
5. ¿Qué es una aleación?

Define:

6. Formalidad
7. Normalidad
8. Molaridad
9. Molalidad
10. Fracción Molar
11. Define un diagrama de fase
12. Expresa las leyes de Raoult
13. ¿Qué es una mezcla azeotrópica?
14. ¿Qué ocurre cuando se disuelve un soluto no volátil en un solvente volátil?. Ponga V o F, según convenga:
  - aumenta la presión de vapor
  - disminuye el punto de congelación
  - disminuye el punto de ebullición
  - aumenta el punto de ebullición
  - disminuye la presión de vapor
  - no ocurre nada
15. ¿A qué es debida la presión osmótica?

16. Cita algunas aplicaciones industriales basadas en las propiedades de las disoluciones.
17. Señala con V o F, qué productos de los que se utilizan en la vida diaria, pueden considerarse como disoluciones:
- lejías
  - mayonesa
  - leche
  - vidrio
  - aguarrás
  - Mercromina
  - alcohol
  - aceite
  - butano
  - gasolina

### Valoración

De los resultados de la Prueba Inicial aplicada a los 182 alumnos de Tercer curso de la Especialidad de Ciencias de la Escuela Universitaria de Profesorado de E.G.B. de Las Palmas, se deducen las siguientes conclusiones:

- I. Sólo un 55% definen correctamente las disoluciones. Sin embargo, cuando a estos alumnos se les plantea la definición del mismo concepto a través de una pregunta de "respuesta guiada" con cuatro opciones, es un 76,3% de alumnos los que señalan el significado correcto de disolución, lo que indica que hay alumnos (un 20%), que han aprendido de memoria, la definición, sin hacer suyo el concepto.
- II. Sólo un 13% de alumnos son capaces de diferenciar los tipos de disoluciones que pueden existir y no identifican productos de uso diario como disoluciones y consideran erróneamente líquidos puros como disoluciones.
- III. Un 90% de alumnos obtienen a través de fórmulas empíricas las expresiones de concentración, molar, molal, normal, fracción molar y porcentaje en peso, pero no entienden su significado físico-químico. Sin embargo un 97% desconoce totalmente la expresión de formalidad.
- IV. Un 21% de los alumnos conoce qué propiedades del disolvente son afectadas por la presencia de un determinado soluto. Únicamente un 2,63% responden cuando se les cuestiona: Leyes de Raoult, diagramas de fase, mezcla azeotrópica y sólo un 10%, relaciona la aplicación de las propiedades con los usos industriales.
- V. Un 30% analizan correctamente las causas que determinan la presión osmótica, lo cual es sorprendente, tanto que es un fenómeno de amplia aplicación en Biología, materia que estudian paralelamente, lo que viene a demostrar que utilizan el término "presión osmótica" pero no dominan el significado físico-químico del mismo y de forma análoga no lo relacionan con fenómenos producidos en otros campos.

## CAMBIOS METODOLOGICOS

### Estudio de la situación curricular y enfoque del tema dentro del programa.

Dado que los alumnos de la E.U. de Profesorado de E.G.B. ya tienen conceptos previos sobre las disoluciones, se considera más pedagógico introducir el tema después estudiado la Cinética y el Equilibrio químico, para continuar aplicando y generalizando al estudio de los equilibrios en disolución acuosa.

Así pues, desde el punto de vista didáctico se considera más interesante empezar el estudio de las disoluciones encuadrándolo en dos apartados bien diferenciados:

I.) Considerando a éstas como un ente con propiedades específicas y destacando:

- a) Presencia en la naturaleza
  - Bioquímico
  - Disoluciones acuosas naturales
  - Epocas geológicas
  - Vida diaria
  
- b) Trabajo químico o utilidad química
  - Industrial
  - Experimental

En esta parte se intenta familiarizar al alumno con la forma de expresión de las concentraciones (Castell, 1981) y, ya que la concentración es un factor de primordial importancia en la determinación de la velocidad de una reacción e incluso en determinados casos permite calcular qué productos pueden formarse en el transcurso de la reacción. Por ello aquí se tratan las diversas formas de expresar la concentración de una disolución así como las técnicas necesarias para su preparación, con el consiguiente planteamiento y resolución de los cálculos numéricos que conlleva. Se plantea la necesidad del estudio de las disoluciones dada su importancia y lo extenso de sus aplicaciones, todo ello a través de una investigación dirigida.

Los conceptos que se utilizan en esta primera parte son sencillos y la mayoría los ha manejado ya el alumno en estudios anteriores de Química.

II.) Intentar centrar la atención del alumno en el proceso de disolver una sustancia en otra, analizando las consecuencias que dan lugar, así como, la interpretación del fenómeno y las leyes que los rigen.

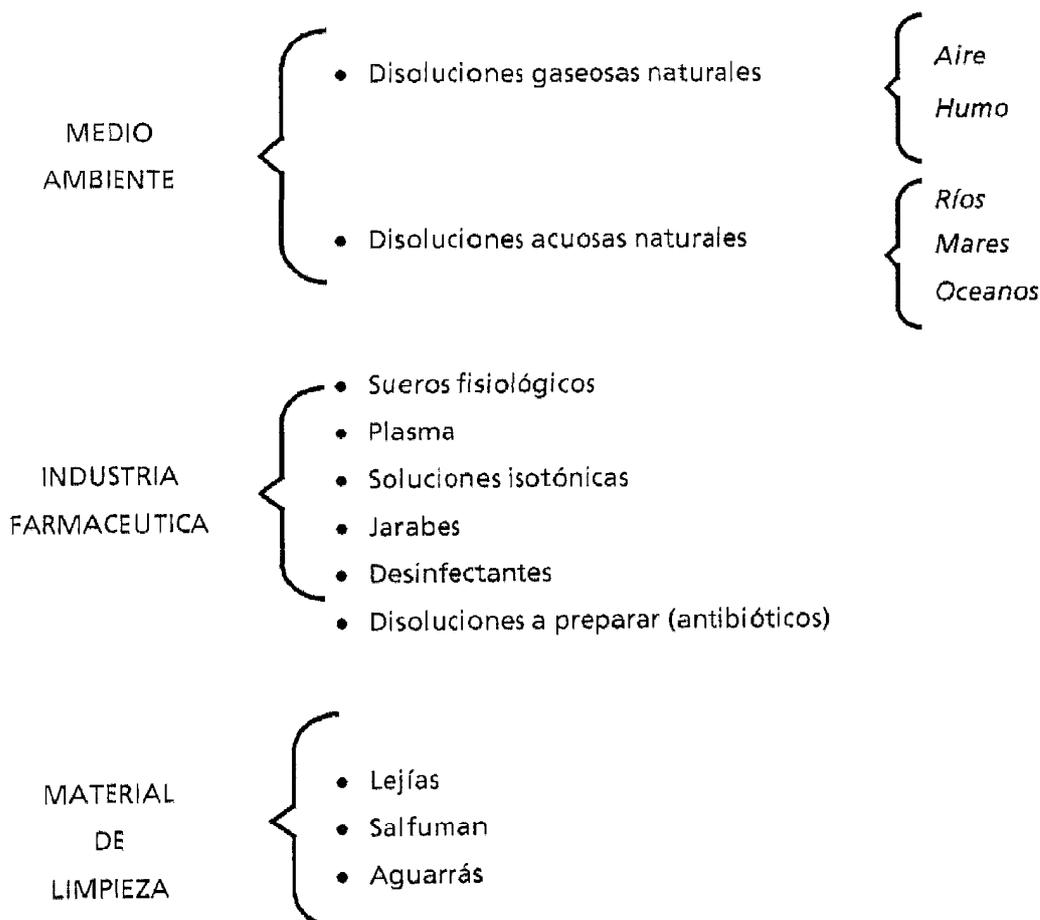
Se analizarán primordialmente, por ser las más frecuentes e importantes los casos de disolución de sólidos en líquidos y de líquidos en líquidos, puesto que las disoluciones de gas en gas fueron consideradas al tratar las leyes de Dalton, dentro del estudio del estado gaseoso, y las disoluciones sólido-sólido, se trataron al estudiar el enlace metálico, no obstante se hará referencia a ellas, conectándoles con las características generales de las disoluciones.

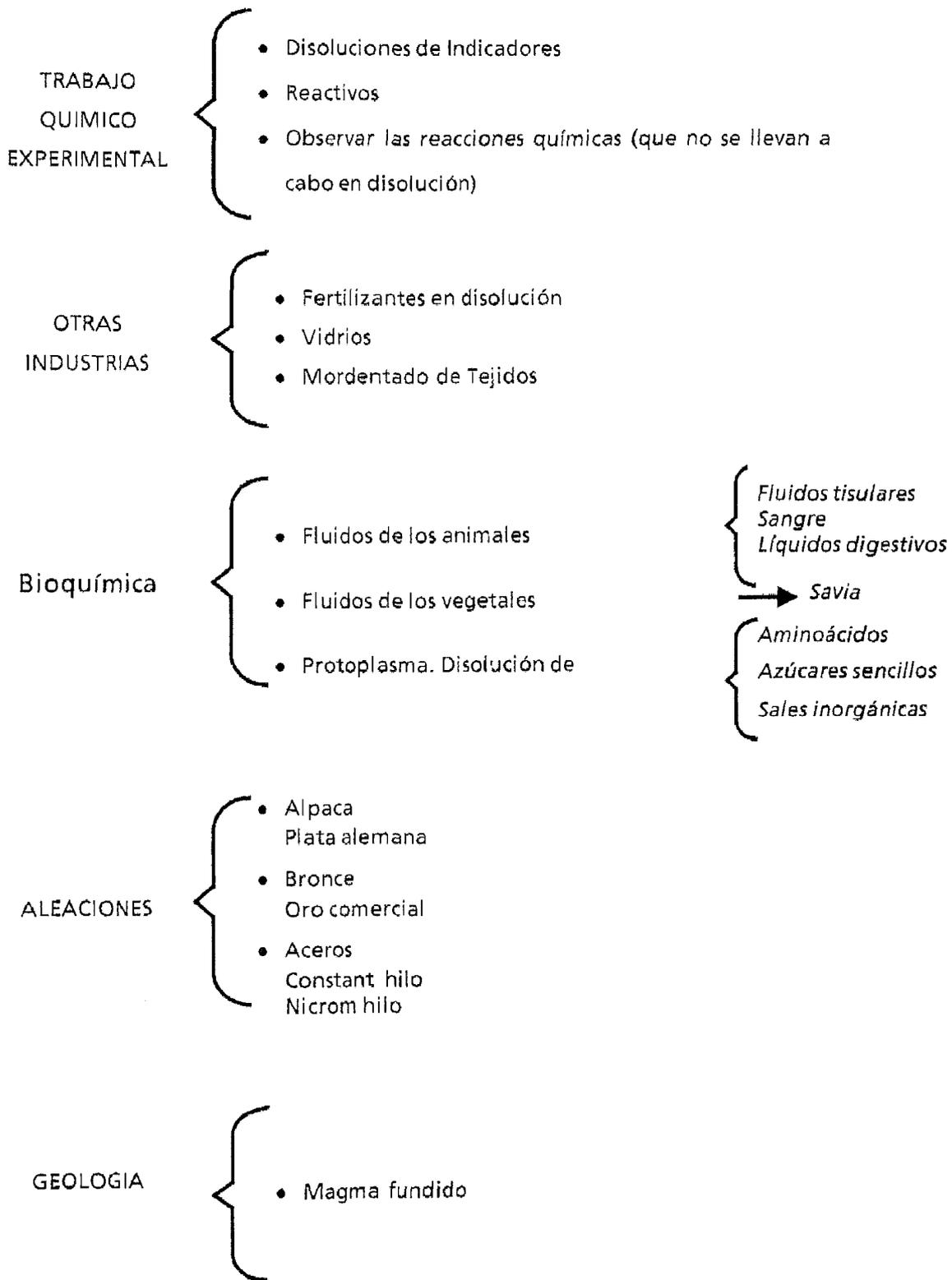
## DESARROLLO DEL TEMA

### Motivación

Se ha tenido en cuenta en ella la necesidad de acercar los contenidos científicos al medio ambiente en que se desenvuelve el alumno ya que en el Primer Ciclo Universitario es recomendable utilizar criterios sociocéntricos y como muestran Bruner (1967), Hoyt (1973) y Markle (1973), la solidez de los aprendizajes de estos alumnos está en función de la relevancia que presenten los conceptos objetos de estudio así como la organización y los objetivos cognitivos. A través de una investigación dirigida (descubrimiento guiado o germinal) sobre tipos de disoluciones de uso común tanto industriales como domésticas, se procede a un análisis y recogida de datos, sobre las seleccionadas mediante una planificación del profesor, de forma que teniendo presente los medios a nuestro alcance, se incluyan los diversos tipos de disoluciones.

### DISOLUCIONES PROPUESTAS





## Metodología:

Cada grupo de alumnos elegirá libremente según sus preferencias, afinidades o intereses el apartado a estudiar. Se intenta potenciar la conexión de la enseñanza con el ambiente de procedencia. (Bruner, 1967). Por ejemplo, al estudiante que proviene de un medio agrario, le puede interesar el estudio de los fertilizantes en disolución.

El estudio versará sobre los siguientes aspectos:

- nombre vulgar
- aspecto físico
- componentes {
  - soluto
  - disolvente
- recogida de datos

Discusión de los resultados obtenidos

De la puesta en común de los diferentes estudios realizados por cada grupo se llega a establecer:

1. Tipos de disoluciones {
  - sólido-líquido
  - sólido-sólido
  - líquido-líquido
  - gas-líquido

2. Diferencias con mezclas heterogéneas

3. Estudio de distintas formas de expresar la concentración

4. Propiedades y leyes

5. Aplicaciones.

### 1.- Tipos de disoluciones.

De forma experimental a partir de las estudiadas en el apartado Motivación se analizan los diferentes solutos y disolventes, para poder clasificarlos de acuerdo con los criterios reseñados.

### 2.- Diferencias entre mezclas heterogéneas y homogéneas (disoluciones).

- a) Comparación del aspecto físico en mezclas dadas
- hierro y azufre
  - arena y agua
  - agua y sal común
  - arena y sal
  - sulfato de cobre y agua
- b) Procedimiento de separación mezclas heterogeneas
- atracción magnética
  - filtración
  - tamizado
  - arena y sal
  - decantación
  - otras técnicas de separación
- c) Evidencia experimental de la imposibilidad de separar los componentes de una mezcla homogénea por estos procedimientos.

### 3. Necesidades de establecer la relación entre las cantidades de soluto y disolvente: Concepto de concentración.

Adquirir los conceptos de molaridad, molalidad, normalidad, densidad, tanto por ciento en peso, fracción molar, como formas de expresar la concentración de una disolución según el siguiente diseño experimental:

- Disolver distintas cantidades de soluto en un volumen dado de disolvente (agua).
- Expresar cada una de las cantidades anteriores en g/litro; equivalentes-gramos/litros; % en peso; moles/litro y moles/kg disolvente.
- Propuesta de la nomenclatura aceptada para designar cada una de estas formas de expresión de la concentración.

### 4. Propiedades y leyes

Técnicas para la preparación de disoluciones:

EJERCICIO PRACTICO	<ul style="list-style-type: none"> <li>• 1M de Cloruro sódico</li> <li>• 0,1 M ClH</li> <li>• de densidad 1,2 g/ml de ClK</li> <li>• 1N de hidróxido sódico</li> </ul>
Preparación de una disolución	
ESQUEMA DE TRABAJO	
Análisis de trabajo	<ul style="list-style-type: none"> <li>• interpretación de datos teóricos</li> <li>• comprensión de conceptos</li> <li>• cálculos numéricos que conlleva</li> </ul>
Diseño experimental	<ul style="list-style-type: none"> <li>• material necesario</li> <li>• normas concretas de utilización</li> <li>• forma de proceder</li> <li>• desarrollo de las experiencias, procedimiento experimental o desarrollo práctico</li> </ul>

#### CONCLUSIONES:

##### Preparación de una disolución 1M de Cloruro sódico.

Fundamento teórico: Cuando un litro de disolución contiene un mol de soluto se llama "Disolución Molar"

Cálculos: Peso molecular ClNa = 58,5 g  
Para preparar 100 ml de disolución 1M se precisan:

$$\text{g de ClNa} = \frac{58,5 \text{ g}}{1000 \text{ ml}} \times 100 \text{ ml} = 5,85 \text{ g}$$

##### Material:

- matraz aforado 100 ml
- balanza
- probeta
- cuentagotas

##### Productos:

- agua destilada
- cloruro sódico

##### Procedimiento:

1. Pesarse la cantidad de sustancia calculada.
2. Introducirla dentro del matraz aforado.
3. Añadir unos 40 ml de agua destilada.
4. Agitar el matraz hasta conseguir la total disolución de la sal.
5. Añadir agua hasta que esté próximo al enrase. Terminar de enrasar con ayuda del cuentagotas.

### Preparación de una disolución 0,1 M de ClH

**Cálculos:** ¿Qué datos necesita para operar?

**Material:** Matraz aforado 100 ml  
pipeta graduada 1 ml  
émbolo llena pipetas

**Productos:** ClH concentrado  
agua destilada

#### **Procedimiento:**

1. Eche 30 ó 40 ml de agua en el matraz.
2. Tome con la pipeta automática, o con la ayuda del émbolo, la cantidad de ácido calculado.
3. Añada el ácido sobre el matraz.
4. Siga adicionando agua y termine de enrasar la pipeta.

#### **Precaución:**

El ácido concentrado debe estar en todo momento en la vitrina extractora de gases para evitar respirar los vapores y la contaminación del laboratorio.

Nunca tomar directamente el ácido con la pipeta normal. Es muy peligroso.

### Preparación de una disolución de densidad dada a partir de otra de concentración desconocida.

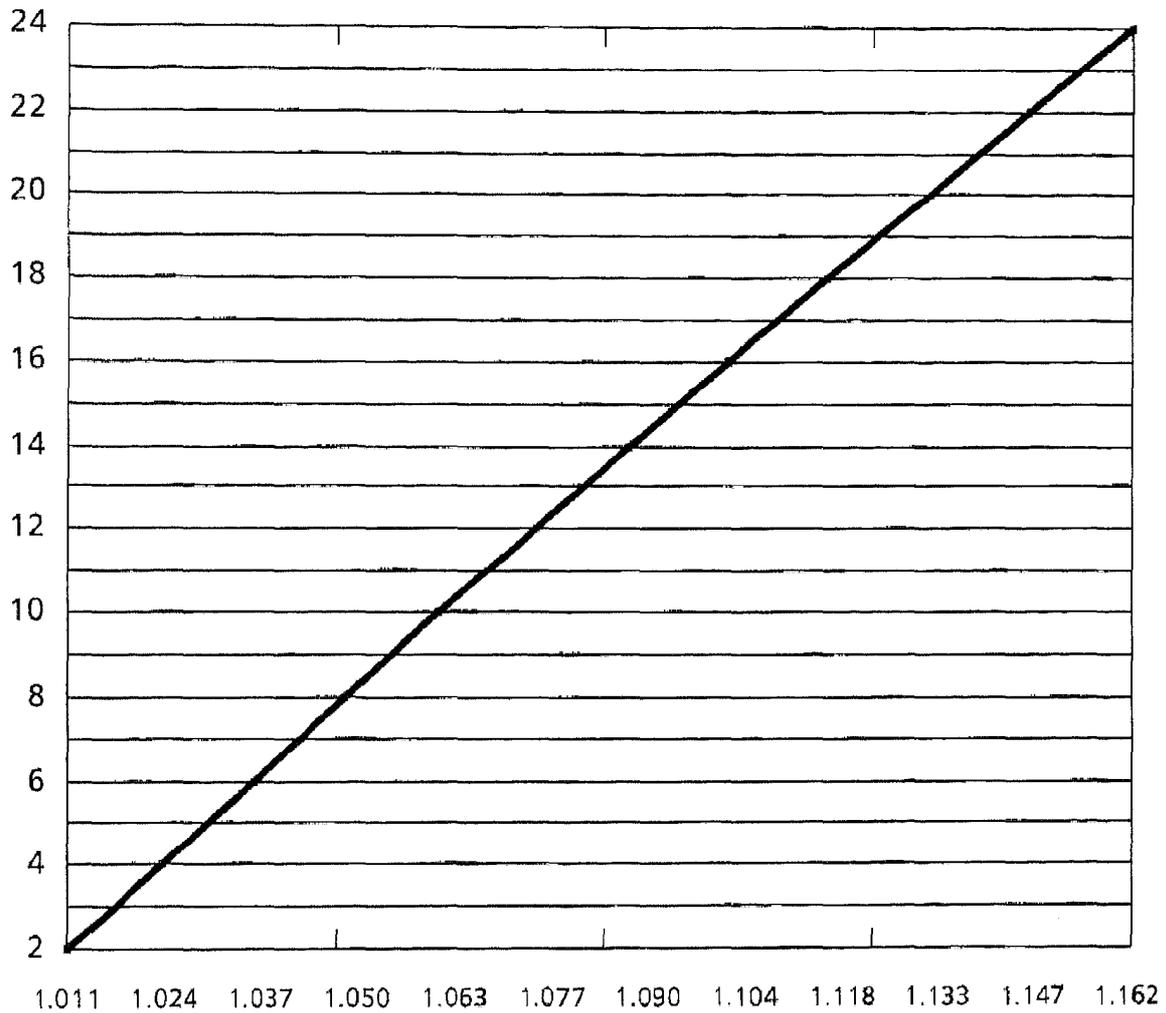
Cuando no se conoce la concentración de una disolución, pero se puede medir su densidad, basta esto para permitir la preparación de otra solución de concentración o densidad conocidas.

#### Datos teóricos:

Se dan los valores de densidades y concentración de diversas soluciones del Cloruro potásico.

Densidad (g/ml)	Concentración (% peso)
1.011	2
1.024	4
1.037	6
1.050	8
1.063	10
1.077	12
1.090	14
1.104	16
1.118	18
1.133	20
1.147	22
1.162	24

- Haga una representación gráfica de los valores de la densidad frente a la concentración.



- ¿Que utilidad puede tener esta gráfica?
- Preparar una disolución de densidad 1,2 g/ml, a partir de una solución problema, para ello:
  - Con la ayuda de un aerómetro, calcula la densidad de la solución problema de ClK.
  - Describe los pasos seguidos.
  - Cálcula el volumen que ha de tomar preparar 100 ml de disolución pedida.
  - ¿Que molaridad tendrá?
  - Mida el volumen calculado con una probeta, viértalo en el matraz aforado, enrasando seguidamente a 100.
  - Mida la densidad con el aerómetro.
  - Calcúle el error en % a partir de:

$$\% \text{ de error} = \frac{\text{Valor experimental} - \text{valor teórico}}{\text{Valor experimental}} \times 100$$

- Razona la diferencia que existe entre densidad en g/l y concentración de la disolución en g/l.

## Preparación de una disolución 1N de NaOH

Conceptos teóricos: Una disolución **normal** es la que presenta una concentración de soluto igual a un equivalente gramo del mismo en un litro de disolución.

### Materia:

matraz aforado 100 ml  
probeta  
vidrio reloj

### Productos:

lentejas NaOH  
agua destilada

Cálculos: Se desean obtener 100 ml de una disolución 1N de NaOH.  
Eso quiere decir que habrá 1 eq-g en 1 litro disolución 1 eq-g de Na OH = 40 gr. Se necesitará:

$$\text{g NaOH} = \frac{40 \text{ g}}{1000\text{ml}} \times 100 \text{ ml} = 4 \text{ g}$$

Observación: Como medida preventiva compruebe con el profesor si los cálculos son correctos.

### Procedimiento:

1. Pese sobre un vidrio de reloj la cantidad calculada de Na OH.
2. Añada unos 50 ml de agua destilada al matraz aforado y la sustancia pesada. Agite, hasta conseguir que se disuelva ésta por completo.
3. Añada lentamente agua hasta que esté cerca del enrase del nivel del agua.
4. Tome agua destilada con la pipeta y enrase la disolución añadiendo el agua gota a gota.
5. Mucho cuidado con los errores de paralaje.
6. Repita la operación pero para preparar una disolución 1N de sulfato de cobre. Justifica cada uno de los pasos que sigas.

## ESTUDIO MACROSCÓPICO DE DISOLUCIONES SÓLIDO-LÍQUIDO

Agua-cloruro sódico:

- Punto de fusión
- Punto de ebullición
- Densidad
- Solubilidad

Estudio del punto de congelación de una solución de cloruro- sódico.

Se trata de establecer experimentalmente si existe algún cambio en el punto de congelación de una disolución de cloruro sódico en agua, al variar la concentración de la misma.

### Materia):

Crioscopio de Beckmann

si no se dispone de éste entonces:

Tubo de ensayo ancho con tubuladura lateral(V)

Tubo de ensayo de diámetro superior al anterior (M)

Termómetro sensible

recipiente grande (vaso) (R)

agitador (a)

### Productos:

agua destilada

sal común

Nitrato potásico

Cloruro sódico

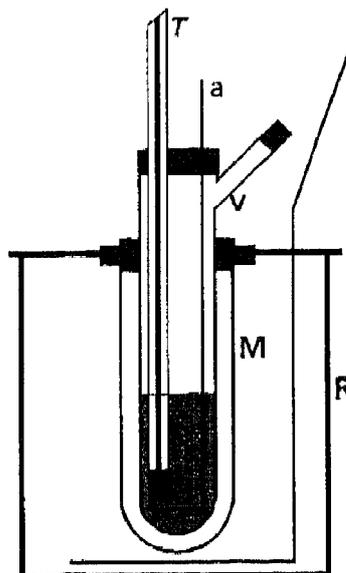
### Procedimiento

Consta de dos partes:

- a) Determinación del error del termómetro
- b) Determinación del descenso crioscópico y en su caso de la masa molecular.

#### a) Determinación del error del termómetro

1. Pesar el tubo V (Pv). Antes de realizar la operación comprobar que está bien limpio y seco. Para pesarlo puede colgarse mediante un alambre fino del gancho de uno de los platillos de la balanza.



- Introducir con ayuda de una pipeta agua destilada (cinco o seis mililitros) por la tubuladura lateral. Volver a pesar ( $P_a$ ).
- Poner V dentro del tubo ancho (M) y colocar el agitador y el termómetro de forma que el depósito de mercurio esté dentro del agua y que el agitador al moverse no roce con el termómetro ni con las paredes.
- En el recipiente (R), se coloca hielo finamente picado y sal común (puede emplearse también nitrato potásico).
- Observe cómo el agua se enfría lentamente ya que la capa de aire que existe en M la protege. Se logra así un "sobreenfriamiento", es decir, se alcanzan en la fase líquida las condiciones de la sólida, sin que llegue a solidificarse.
- Se introduce en V, con la ayuda de un capilar un poco de escarcha de la formada en las paredes de R. Anotar la temperatura.
- Repetir la operación dejando antes que el hielo formado en A desaparezca (Hay que sacar V del aparato). De esta manera se conocerá con precisión el error del termómetro con que se opera.

b) Determinación del descenso crioscópico y la masa molecular.

- Introducir en V unos 2 gramos de cloruro sódico. Pesarse ( $P_s$ ). Tener cuidado para que no quede el producto adherido a las paredes.
- Introducir V dentro de M. Agitar de vez en cuando hasta llegar al sobreenfriamiento.

Muy importante:

La temperatura sube, pero no de un modo constante, sino que primero se logra un máximo y luego va descendiendo ya que la disolución se concentra al ir congelándose el disolvente.

Si el sobreenfriamiento no es muy grande puede tomarse este valor sin mucho error, como valor de la temperatura buscada.

**Resultados.**

$P_a$  Vaso con agua =

$P_s$  Vaso agua = cloruro sódico =

$$P = P_s - P_a =$$

$t_2 =$

$t_3 =$

$$\Delta x =$$

$$M =$$

Repetir tres veces la operación utilizando distintas cantidades de soluto. Representar gráficamente los resultados y elaborar las conclusiones.

¿Para qué se utiliza la sal común o el nitrato potásico en el apartado 4?

Determinación de los puntos de ebullición:

Material:

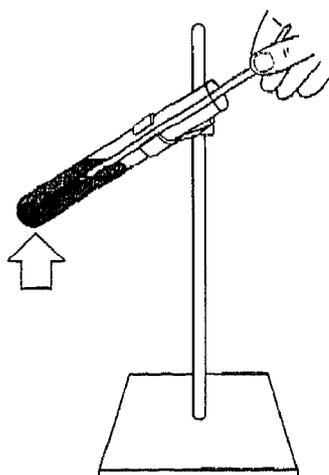
tubo de ensayo grande  
termómetro (0º-360ºC)  
porcelana porosa

Productos:

agua  
diversas disoluciones preparadas de ClNa.

Procedimiento.

1. Colocar la disolución cuyo punto de ebullición se quiere determinar en el tubo, cuidando que no llegue a la mitad del mismo.
2. Introducir el termómetro de forma que el bulbo quede sumergido en el líquido.
3. Ponerlo sujeto en un soporte como muestra la figura



Densidad: Determinación.

1. Preparar disoluciones de cloruro sódico y alcohol en agua, de diferentes concentraciones.

ClNa + H <sub>2</sub> O	
% Peso	Densidad
2	
6	
10	
14	
18	
21	
24	

- Determinar con un aerómetro la densidad de cada una de las soluciones.
- Anota los valores en el cuadro anterior.
- ¿Qué se deduce de la representación gráfica de los valores de la densidad en función de las concentraciones?

### Solubilidad de la sal común

- Prepare 50 ml. de solución saturada de sal común.
- Tome 5 ml. de esta solución exactamente medidos y verterlo en una cápsula de porcelana. Tapar con un vidrio de reloj.

Previamente se habrá pesado la cápsula más el vidrio. Sea M g el valor obtenido.

- Pesar el conjunto: Cápsula, vidrio y solución =  $P_1$   
El peso de la solución será =  $P_1 - M = S_1$
- Calentar para evaporar a sequedad. Debe utilizarse baño de arena para evitar la proyección del residuo salino. Dejar enfriar y pesar.

Cápsula + residuo salino + vidrio =  $P_2$

Peso sal =  $P_2 - M = S_2$

Peso del agua =  $S_1 - S_2 = A$

- Para A gramos de agua existen de sal  $S_2$ , luego la solubilidad:

$$\text{Solubilidad} = \frac{S_2}{A} \times 100$$

- Repetir la operación pero preparando los 50 ml. de solución saturada (Paso 1) a diferentes temperaturas: 40°C, 60°C, 80°C, 100°C.
- Realizar una representación gráfica solubilidad/temperatura.
- Repetir la experiencia utilizando nitrato potásico.

## ESTUDIO MACROSCÓPICO DE DISOLUCIONES LÍQUIDO-LÍQUIDO

Agua-etanol:

- Punto de fusión
- Punto de ebullición
- densidad

1. Diagrama Temperatura - Composición para disoluciones agua- etanol.

2. Concentración de las disoluciones a preparar expresadas en fracción molar.

## Determinación del punto de ebullición de líquidos inflamables

### Material:

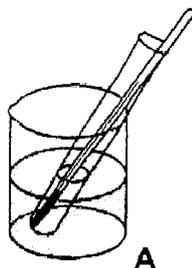
tubo ensayo  
termómetro  
2 vasos precipitados

### Productos:

Alcohol

### Procedimiento

1. Poner el alcohol en un tubo de ensayo (A), hasta una altura de 2 cm. Sumergir el termómetro en el alcohol.
2. Hervir agua en un vaso de precipitado y verter el agua a otro de forma que cubra el nivel del alcohol dentro del tubo.
3. Introducir el tubo (A) dentro del recipiente. Revolver el alcohol suavemente con el termómetro.
4. Leer el termómetro y anotar las lecturas.
5. ¿Cuál es el punto de ebullición del alcohol?
6. ¿Por qué se utiliza este procedimiento para líquidos inflamables?



4. Calentar con la flama del mechero muy baja, hasta ebullición. Anotar la temperatura.
5. Repetir la operación para cada una de las disoluciones.
6. ¿Qué ocurre si el termómetro toca el fondo del tubo durante el proceso de calentamiento?
7. ¿Depende el punto de ebullición de la cantidad de líquido que contenga el tubo al realizar la experiencia? ¿Por qué?

### Medida de la densidad

1. Preparar disoluciones de cloruro sódico y alcohol en agua, de diferentes concentraciones.

Etanol + agua	
% Peso	Densidad
2	
6	
10	
14	
18	
21	
24	

2. Determinar con un aerómetro la densidad de cada una de las soluciones.
3. Anotar los valores en el cuadro anterior.
4. ¿qué se deduce de la representación gráfica de los valores de la densidad en función de las concentraciones?

Las propiedades de las disoluciones de gas en gas son tratadas al estudiar el estado gaseoso, y considerar la ley de Dalton. Por ello no se estudian específicamente de nuevo en este tema, centrándose la atención en el estudio de las disoluciones líquidas, por ser las más frecuentes e importantes, al ser los medios ordinarios donde tiene lugar las reacciones químicas.

## ESTUDIO MICROSCÓPICO DE LAS MISMAS DISOLUCIONES

Interpretación físico-química del fenómeno:

- Diseño experimental para comprobar las diferencias entre disoluciones iónicas y moleculares.

- Consultas bibliográficas para:

- Interpretación del fenómeno.
  - Leyes que rigen las disoluciones.
- { Raoult.  
Henry.

Diagramas de fase (soluciones agua-alcohol).

Diseño experimental para comprobar si una disolución es iónica o molecular.

1. Cada grupo de alumnos previa consulta bibliográfica diseñará las experiencias que crea necesarias para comprobar las diferencias existentes entre disoluciones iónicas y moleculares.
2. Se debaten las diferentes opciones aportadas por los grupos seleccionándose las que se consideran más viables.

En caso de que los alumnos no aporten hipótesis de trabajo adecuadas, el profesor conducirá el debate de forma que se llegue al modo de proceder correcto.

3. De las soluciones debatidas se eligen las siguientes:
  - 3.1. Observar qué ocurre cuando se disuelve en agua, sacarosa, yoduro potásico, sulfato de cobre y cloruro sódico. ¿Cómo comprobaría si estas disoluciones conducen o no la corriente?
  - 3.2. Comprobar la conductividad eléctrica de todos los productos anteriores en estado sólido.
  - 3.3. Comprobar la conductividad eléctrica de disoluciones de los productos anteriores siguiendo el diseño experimental que se propone a continuación:

### Material:

bombillo 6V  
soporte  
pilas 6V  
electrodos de carbón  
cables conexión  
vasos precipitados 100 ml.

### Productos:

Yoduro potásico  
hidróxido sódico  
cloruro sódico  
sulfato de cobre  
sacarosa

### Procedimiento

1. Montar un circuito con los electrodos, bombillo y pila. La bombilla se enciende cuando hay paso de corriente.
  2. Prepara 100 ml. de disolución 1M de cada uno de los productos.
  3. Colocar en un vaso de precipitado 100 ml. de agua destilada. Sumergir en ella los electrodos del circuito preparado en (1). Anotar lo que observen.
  4. Ir introduciendo los electrodos en cada una de las disoluciones anteriormente preparadas. Anotar las observaciones.
  5. Precaución: limpiar bien los electrodos antes de introducirlos en las diferentes disoluciones.
  6. Elaborar un informe intentando justificar teóricamente las diferentes observaciones efectuadas.
- 3.5. Realizar un estudio del fenómeno electrolítico con una disolución de sulfato de cobre según el montaje que se explica a continuación:
- 3.6. Proyección del video "Disoluciones iónicas y molecular"  
(068 Química, Ancora).

Discusión dirigida sobre el mismo, para reforzar conceptos y sugerir la posibilidad de la utilización didáctica de la grabación de experiencias de laboratorio.

#### Electrolisis del sulfato de cobre

##### Material:

Disolución 1M de sulfato de cobre

Electrodos de cobre

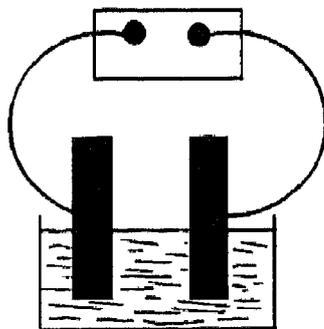
cable conexión

fuelle de alimentación

pila 9V

##### Descripción

Se vierte en la cuba o vaso de precipitado la cantidad necesaria de disolución de sulfato de cobre como para que el nivel quede por encima de la mitad del vaso. Los electrodos que se utilizan son de cobre, siendo puro el que se emplea para cátodo y con impurezas el que hará de ánodo. Establecer el circuito como muestra la figura.



Dejar pasar la corriente. En el cátodo ocurre:



Este cobre se deposita en el cátodo. Puede apreciarse por el tono amarillo rojizo que va tomando el electrodo.

En el ánodo:



es decir, los radicales sulfatos se unen con el cobre en el electrodo que se está disolviendo y se forma sulfato de cobre.

### Cuestiones

- 1ª- ¿Qué variación nota en la disolución?
- 2ª- Si se dispone de una balanza sensible pueden pesarse los electrodos antes y después de la electrolisis. ¿Qué ha ocurrido? Descríbalo con detalle.

## Determinación del punto de congelación de una disolución: Crioscopía

Fundamento teórico: Aplicación de las leyes de Raoult

"El producto de la masa molecular del soluto por el descenso que experimenta el punto de congelación del disolvente con respecto a cuando está puro, es una constante para cada disolvente".

$$M \cdot \Delta t = K (1)$$

K = descenso del punto de congelación que experimentan 1000g. de agua al disolver en ellos 1 g. de sustancia = "descenso reducido" = 1,860

Si se denomina:

P = gramos de agua

p = gramos de sustancia disueltos en P de agua

$\Delta x$  = descenso del punto de congelación =  $t_2 - t_3$

$t_2$  = temperatura de congelación del disolvente

$t_3$  = temperatura de congelación de la disolución

$$\Delta t = \frac{1}{1000} \frac{P}{P} \Delta x$$

sustituyendo en (1)

$$M = \frac{1000}{P} \frac{p}{\Delta x} k$$

Por este procedimiento puede determinarse el peso molecular de una sustancia a través de un cálculo experimental del descenso del punto de congelación de una disolución con respecto al disolvente puro.

Basado en este proceso los alumnos determinan el descenso del punto de congelación de las disoluciones preparadas, para comprobar que se cumplen las leyes de Raoult.

Para determinar  $\Delta x$  se debe utilizar un termómetro de gran sensibilidad, dividido como mínimo en 1/50 de grado y cuya escala abarque de +0,5°C hasta -3°C. (Debe utilizarse el Beckmann, que está construido para crioscopías en agua y está dividido en centésimas de grado).

## Determinación del punto de ebullición de disoluciones de cloruro sódico

### Material:

Vaso precipitados 150 ml.

Probeta 100 ml.

Termómetro 110°C.

Sal común

Agitador

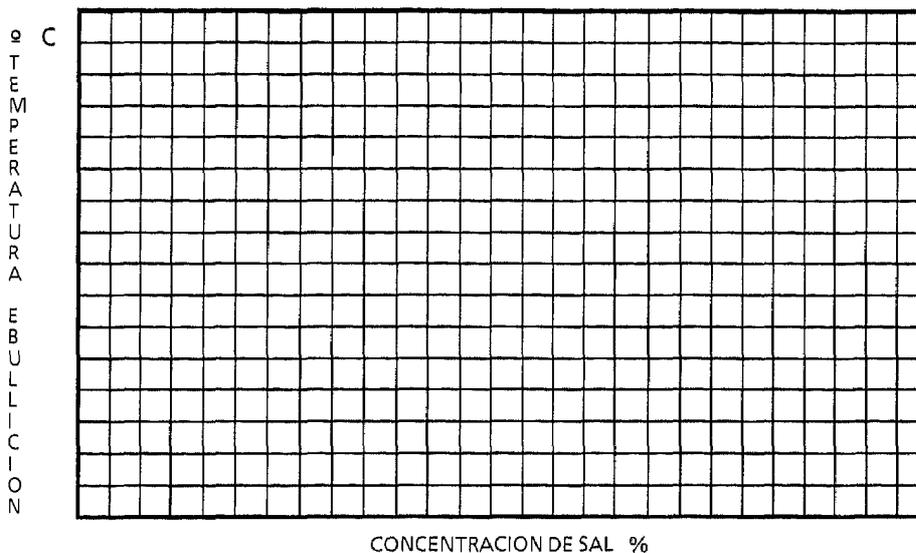
Balanza granatario

### Desarrollo

- 1º Se toman 100 ml. de agua y se lleva a ebullición. Anotar la temperatura.
- 2º Añadir 4 g. de sal común al vaso y llevar a ebullición, agitando de vez en cuando. En cuanto empiece a hervir tomar la temperatura.
- 3º Preparar otra disolución con 100 ml. de agua y 8 g. de cloruro-sódico (sal común) y se procede como en el punto 2º
- 4º Se repite nuevamente la operación pero con soluciones:  
100 ml. agua y 12 g. sal común  
100 ml. agua y 16 g. sal común  
100 ml. agua y 20 g. sal común
- 5º Transcribir las temperaturas al cuadro siguiente:

ENSAYO	SOLUCIONES		TEMPERATURA	Con %
	H <sub>2</sub> O ml	ClNa g.	°C	
I	100	0		
II	100	4		
III	100	8		
IV	100	12		
V	100	16		
VI	100	20		

- 6º Construir una gráfica temperatura/concentración de sal.  
expresando antes la concentración en % en peso



### Cuestiones

- 1º.- ¿Qué relación existe entre la concentración de sal y el punto de ebullición del agua?.
- 2º.- ¿Qué tipo de línea da la gráfica? ¿Qué deduce de ello?.
- 3º.- Los alumnos deberán demostrar que:

$$M \Delta t = K_{eb}$$

siendo:  $M$  = masa soluto;  $\Delta t$  = aumento punto ebullición  
 $K_{eb}$  = constante ebulloscópica

Se estudian dos casos de disoluciones binarias que interactúan con el disolvente:

- 1- Soluto no volátil (agua - cloruro sódico)
- 2- Soluto volátil (agua - etanol)

#### 1). Disolución agua-cloruro sódico

- a) Descenso de la presión de vapor.

Según Raoult: la presión de vapor ( $P_v$ )<sub>D</sub> formada por un disolvente D, y un soluto no volátil viene dada por la expresión:

$$P = P_D^{\circ} X_D$$

siendo:

$$P_D^{\circ} = \text{presión vapor disolvente puro}$$

$$X_D = \text{fracción molar disolvente}$$

En este caso  $(Pv)_{\text{disol}} = \text{Presión de vapor parcial del disolvente, puesto que el soluto no se evapora.}$

Teniendo en cuenta que el descenso de la Pv es :

$$P = P_D^{\circ} - P$$

y que

$$X_D + X_S = 1$$

$$P = P_D^{\circ} - P = P_D^{\circ} - P_D^{\circ} X_D = P_D^{\circ} (1 - X_D) = P_D^{\circ} X_S$$

Esta ecuación indica que la presencia de un soluto hace disminuir la presión de vapor (Pv) de un disolvente en proporción a la concentración  $X_S$ .

2). Estudio de diagramas de fase para una disolución agua-etanol.

I. Hacer un diagrama presión-temperatura a partir de los datos de la tabla.

**VARIACION DE LA TENSION DE VAPOR CON LA TEMPERATURA**

°C.	tensión de vapor en mm. de mercurio				
	agua	acetona	etanol	éter dietílico	n-octano
0	4,58	--	12	185	3
10	9,54	116	24	292	6
20	17,54	185	44	442	10
30	31,82	283	79	647	18
40	55,32	421	135	921	31
50	92,51	613	222	1277	49
60	149,38	866	353	--	78
70	233,7	1200	542	--	118
80	355,1	--	813	--	175
90	525,8	--	1187	--	253
100	760,0	--	--	--	354

¿Cuál sería la utilidad de esta gráfica?

- II. Cada grupo de alumnos prepara una de las disoluciones agua-alcohol de diferente concentración (fracción molar)

DISOLUCIONES	
$X_{Et-OH}$	$X_{H_2O}$
0	1
0,1	0,9
0,2	0,8
0,3	0,7
0,4	0,6
0,5	0,5
0,6	0,4
0,7	0,3
0,8	0,2
0,9	0,1
1	0

Para las disoluciones propuestas se realiza teóricamente un diagrama presión de vapor de los componentes -fracción molar a temperatura constante-, para ello:

1. Se colocan en la gráfica los valores de la presión de vapor parcial de cada componente A y B según las expresiones de Raoult:

$$P_A = P_A^0 X_A$$

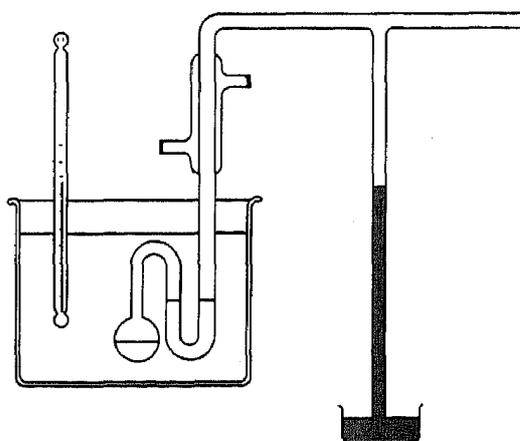
$$P_B = P_B^0 X_B$$

$P_A^0$  es la Presión de vapor del componente A puro (agua) a temperatura ambiente = 20°C

2. Considerando que el vapor se comporta como un gas perfecto, se obtiene la presión de vapor total de la disolución mediante:

$$P = P_A + P_B$$

Si se dispone de un montaje adecuado para la determinación de la presión de vapor de una disolución, los alumnos podrían experimentalmente obtener los datos de la presión de vapor total de cada una de las disoluciones preparadas (Método Isotensiométrico) y comparar con los datos de la gráfica obtenida teóricamente.



Cuando la presión externa es igual a la presión de vapor, el manómetro de comparación, sumergido en el baño, debe tener la misma altura en las dos ramas.

Finalmente, se podría deducir si las soluciones tienen un comportamiento ideal o real según sea la desviación positiva o negativa con respecto a la ley de Raoult.

3. Determinación del punto de ebullición normal (a presión de una atmósfera) de cada una de ellas.
4. Representación gráfica de la curva del líquido obtenida con los puntos de ebullición de las mezclas preparadas de diferente concentración.
5. A partir de la curva del líquido obtenida en el apartado anterior, realizar la de su vapor correspondiente.

Los dos puntos extremos del diagrama del punto de ebullición en función de la composición para el sistema agua-etanol, son las temperaturas a las que los componentes puros tienen la presión de vapor de una atmósfera = 760 Torr.

La composición de la solución que hierve entre estas dos temperaturas extremas se calcula:

$$760 = P_A^0 X_A + P_B^0 (1 - X_A)$$

donde:

$P_A^0$  = presión de vapor del componente puro A a una temperatura T

$P_B^0$  = presión de vapor del componente puro B a una temperatura T

$X_A$  y  $X_B$  son las fracciones molares del agua y el alcohol

La composición del vapor está dada por la ley de Dalton:

$$X_A^{vap} = \frac{P_A}{760} = \frac{X_A^{liq} P_A}{760}$$

$$X_B^{vap} = \frac{P_B}{760} = \frac{X_B^{liq} P_B}{760}$$

$P_A$  es la presión de vapor del componente A en la disolución

6. Determinación de la disolución de punto de ebullición mínimo, mezcla azeotrópica, que está en equilibrio con vapor que tiene su misma composición.
7. Imposibilidad de separación por destilación fraccionada de los componentes de una disolución que forme mezcla azeotrópica.

### Ejercicios:

1) Lewis y Storch (J.Amer.Chem.Soc., 1917, 39, 2544) obtuvieron los resultados siguientes para la presión de vapor ( $p_2$ ) del bromo a 25°C en soluciones de dicho elemento (fracción molar  $x_2$ ) en tetracloruro de carbono:

$x_2$	0,00394	0,00420	0,00599	0,0120	0,0130
$p_2$ (Nm <sup>-2</sup> )	202,6	213,3	318,6	569,3	723,9
$x_2$	0,0236	0,0238	0,0250		
$p_2$ (Nm <sup>-2</sup> )	1276	1311	1369		

Comprobar si satisface la ley de Henry:

- en un cierto intervalo de concentraciones
- hasta  $x_2 = 1$  (La presión de vapor del bromo puro es 28,40 kN m<sup>-2</sup>).

Observaciones:

2) Si la representación de  $p_2$  frente a  $x_2$  da una línea recta, se satisface la ley de Henry,  $p_2 = kx_2$  y puede calcularse  $k$

Si la ley es válida  $x_2 = 1$ , sustituyendo este valor en la ecuación, se obtiene la presión de vapor del bromo puro.

Las presiones de vapor de anilina y agua a diversas temperaturas son:

Temperatura °C	50	60	70	80	90	100
P (kN m <sup>-2</sup> ) (anilina)	0,320	0,760	1,41	2,40	3,89	6,09
P (kN m <sup>-2</sup> ) agua	12,3	19,9	31,2	47,3	70,1	101,3

- Admitiendo que los líquidos son inmiscibles determinar el punto de ebullición de la mezcla a 101325 N m<sup>-2</sup>
- Calcular el tanto por ciento de anilina en el destilado

Fundamento teórico:

Como los líquidos se consideran inmiscibles, cada uno ejercerá su propia presión de vapor. A cualquier presión exterior, el punto de ebullición de una mezcla se obtiene representando la suma de las presiones de vapor de ambos líquidos frente a la temperatura y leyendo la temperatura correspondiente a la presión exterior.

La composición del destilado se calcula mediante

$$\frac{W_{\text{anilina}}}{W_{\text{agua}}} = \frac{P^{\circ}_{\text{anilina}} \times M_{\text{anilina}}}{P^{\circ}_{\text{agua}} \times H_{\text{agua}}}$$

Donde  $W$ ,  $P^{\circ}$  y  $M$  designan, respectivamente, el peso en el destilado, la presión de vapor del componente puro a la temperatura de destilación y la masa molecular.

El valor hallado experimentalmente es inferior, debido a que la anilina muestra una solubilidad apreciable en el agua que reduce la presión de vapor.

## Estudio experimental del efecto de añadir sal al hielo

### **Material**

un embudo

vaso precipitados

termómetro de -10 a 110 oC

### **Productos**

sal común

hielo machacado

### Introducción

Cada grupo de alumnos realizará la experiencia por separado. Al final se realizará una puesta en común con todos los grupos con objeto de sacar las conclusiones y aclarar ideas.

### Procedimiento

1. Llenar el embudo con hielo machacado y colocarlo sobre el vaso precipitados.
2. Introducir el termómetro dentro del hielo. Cuando la temperatura permanece constante anotarla.
3. Cubrir el hielo con sal gruesa. Observad los cambios de temperatura anotarlos.
4. ¿Qué más pueden observar?. Describirlo con todo detalle
5. Realizar una destilación fraccionada de una mezcla alcohol- agua por procedimiento elemental y utilizando una columna de destilación fraccionada.

Relacionar este proceso con la destilación industrial del petróleo, previo estudio bibliográfico de este último

## Destilación fraccionada

### Material

matraz fondo redondo 500 ml

columna destilación

refrigerante

termómetro -10 a +110°C

vasos 100 ml

porcelana porosa

### Productos

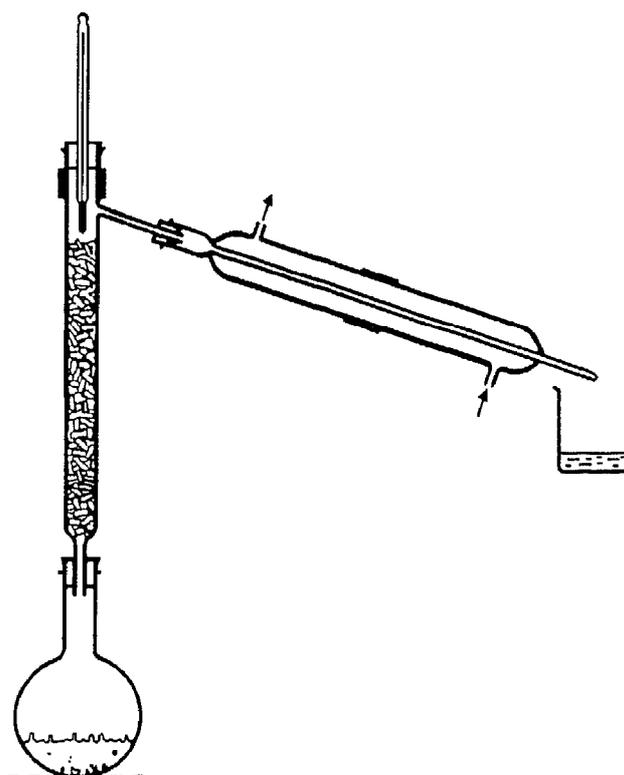
Mezcla al 25 %

alcohol-agua

Puntos de ebullición de las mezclas alcohol-agua			
P. E. °C	% ALCOHOL	P. E. °C	% ALCOHOL
79	86	86	72
80	83	90	62
82	79	94	44
84	76	98	19

### Procedimiento

1. Comprobar que la mezcla agua-alcohol, no arde.
2. Echar la mezcla en el matraz. Añadir unos trozos de porcelana porosa, Cuidar que el nivel del líquido no sobrepase la tercera parte del matraz
3. Montar el aparato como la figura.



4. El depósito del termómetro debe estar en la parte alta de la columna.
5. Conectar el refrigerante de forma que al agua entre por la tubuladura inferior y salga por la superior.
6. Poner a hervir el líquido del matraz, graduando la llama de forma que se recojan unas tres gotas de destilado por segundo.
7. Vigilar el termómetro y cuando varíe la temperatura recoger las gotas en recipientes diferentes.
8. Anotar los intervalos de temperatura. Comprobar si arden algunos de los destilados.

#### Cuestiones

1. ¿Para qué se añade al matraz porcelana porosa?
2. Si no tiene porcelana ¿Por qué se puede sustituir?
3. ¿Por qué debe colocarse el termómetro en la parte alta de la columna?
4. ¿Para qué se hace entrar el agua en el refrigerante por la parte inferior y salir por la superior?

## Destilación del agua del mar (I)

### Introducción

Para los alumnos de E.G.B. es interesante esta destilación, hecha de manera muy elemental. La cantidad de destilado se reduce a unas gotas. Presenta la ventaja de necesitar muy poco material, por lo que pueden realizarla todos los alumnos.

### Material:

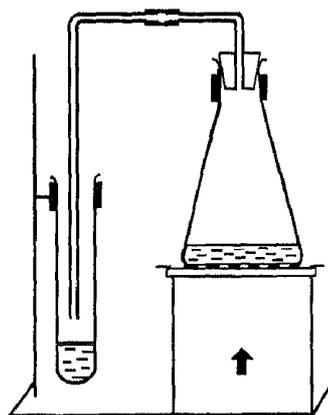
Erlemmeyer 100 ml

tubo de ensayo

probeta

### Procedimiento

1. Echar los 10 ml de agua de mar en el erlemmeyer. Añadir unos trocitos de porcelana.
2. Montar el aparato como la figura.



3. Calentar el erlemmeyer con una llama pequeña del mechero Bunsen
4. Recoger el destilado sobre el tubo de ensayo
5. Puesta en común con los diferentes grupos para discutir cómo probar que lo recogido es agua pura.

## Destilación del agua del mar (II)

### Material

matraz destilación

termómetro -10 a 110 °C

refrigerante

vaso precipitados 100 cl

porcelana porosa

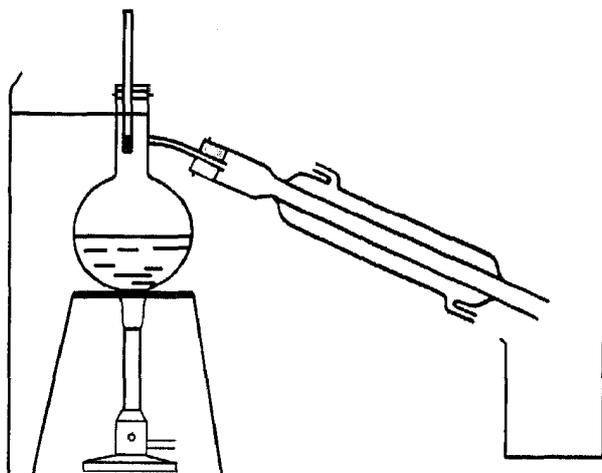
### Productos

250 ml agua de mar

agua de grifo

## Procedimiento

1. Poner agua de mar en el matraz hasta que alcance un tercio de su capacidad. Añadir unos trozos de porcelana porosa.
2. Tapar el matraz con un tapón que lleve incorporado el termómetro teniendo cuidado para que el depósito de mercurio del mismo quede a la altura del brazo lateral del matraz.
3. Montar el aparato como indica la figura. Calentar a ebullición. Anotar la temperatura y comprobar si este líquido que está destilando tiene el mismo punto de ebullición del agua.
4. Repetir la destilación empleando agua del grifo.
5. Comprobar las temperaturas de destilación.



## Cuestiones

1. La pinza que sujeta el matraz debe estar situada por encima del brazo lateral. Explique razonadamente la causa.
2. ¿Por qué se aclara que el termómetro debe colocarse de forma que el bulbo quede a la altura del brazo lateral de matraz?.
3. ¿Qué razón existe para que el matraz sólo se llene de agua hasta un tercio de su volumen?.
4. ¿Para qué añade porcelana porosa al matraz de destilación? ¿Puede utilizarse otro producto?.
2. Visita a la potabilizadora de Las Palmas. Como preparación a ella, cada grupo elaborará un informe sobre las instalaciones y los procedimientos utilizados para la obtención de agua potable, así como de los costes y rendimientos de la producción.

## Destilación fraccionada del petróleo crudo

### Material:

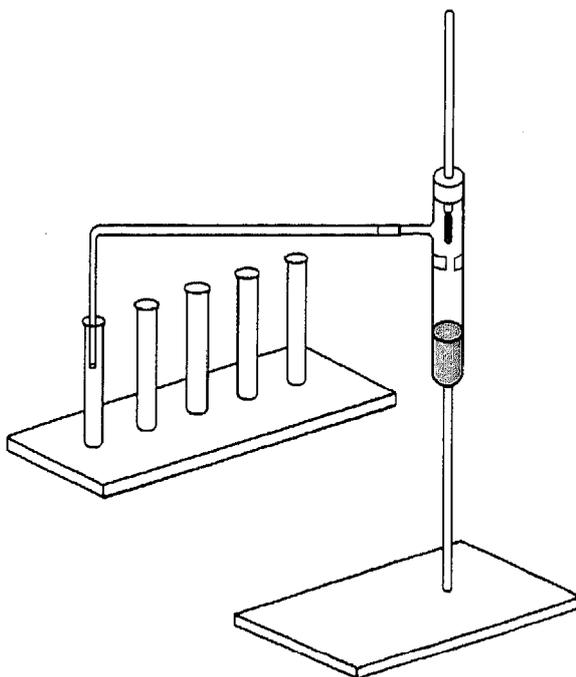
5 tubos de ignición (ensayo)  
1 tubo de ensayo ancho con  
tubuladura lateral (A)  
termómetro 0°-360°C  
lana amianto

### Producto

Petróleo crudo o una mezcla de:  
aceite usado auto  
petróleo  
parafina  
aceite lubricante  
vaselina  
diesel oil

### Procedimiento

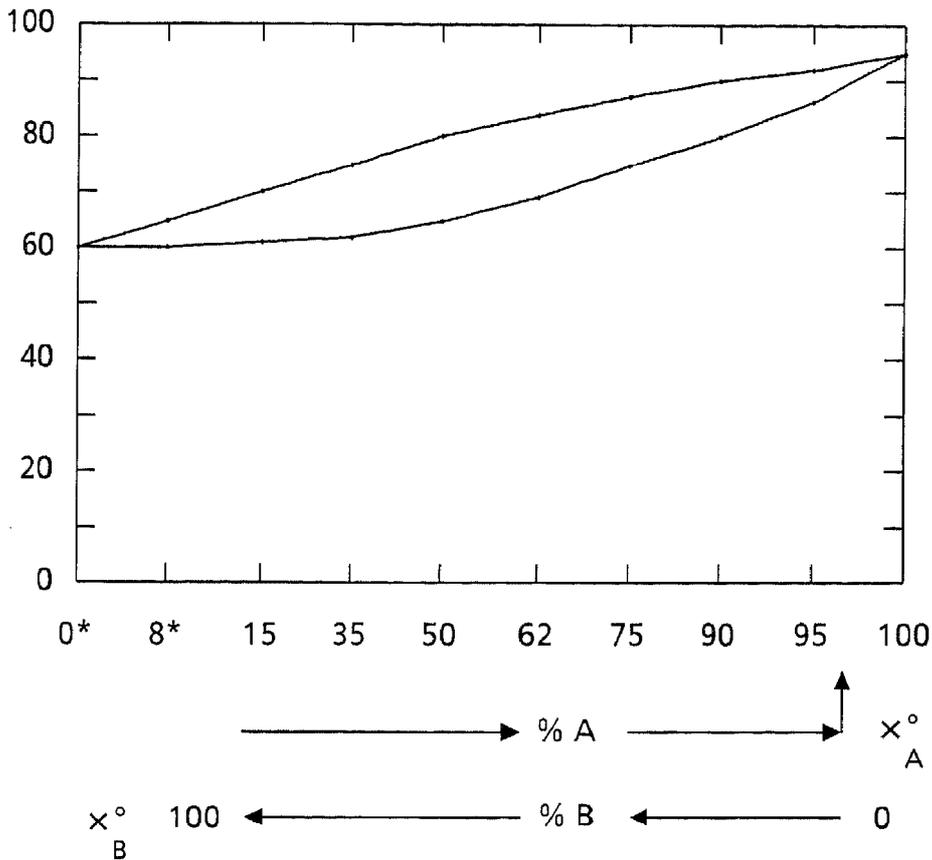
1. Poner en el tubo (A) 4 ml de petróleo crudo (o mezcla) y un poco de lana de amianto.
2. Montar el aparato de la figura.



3. Calentar suavemente el petroleo.
4. Recoger en el primer tubo de ignicion 10 gotas de destilado observando que la temperatura está entre 0º y 80º C; en el segundo cuando esté entre 80º y 120º C; en el tercero entre 120º y 180º C; y finalmente en el cuarto entre 180º y 220º C.
5. Observar y anotar:
  - cambio de color en los destilados
  - variación de la viscosidad
  - ¿Queda residuo en el tubo?
6. Echar en tapas de botellas las fracciones destiladas y quemarlas: Observar y anotar:
  - ¿Cuales se queman más fácilmente?
  - ¿Forman hollin en la llama?
7. Responda y justifica:
  - ¿Para que se introduce la lana de amianto?
  - Identifica el nombre de las fracciones obtenidas
  - ¿Son sustancias puras todas las fracciones obtenidas? ¿Como puede comprobarlo?.
3. Para el sistema líquido A-B, las composiciones, a la presión atmosférica y a diversas temperaturas, de las fases líquido y vapor en equilibrio son:

Temperatura (°C)	Vapor (%A)	Líquido (%A)
60	0	0
65	7	35
70	15	50
80	40	75
90	75	95
95	100	100

Construir (en papel milimetrado) el diagrama punto de ebullición-composición y hacer uso de él para estimar el número de destilaciones fraccionadas sencillas necesarias para obtener una muestra conteniendo no más del 62% de A, a partir de otra mayor que inicialmente posee el 90 % de A.



$T_{eb_A} > T_{eb_B}$  :

líquido B es más volátil que el A, por dicha razón la fase de vapor es más rica en el componente **B**

La mezcla líquida se va empobreciendo en el componente más volátil (B) y la temperatura de ebullición va aumentando progresivamente según aumenta la concentración del componente menos volátil.

- 1) A la vista de los datos deducir cuál de los dos líquidos es el más volátil.
- La concentración del componente A en la mezcla de partida es

$$x_A^o = 90\%$$

- El punto de ebullición de la misma es:

$$T_A^o \approx 84^\circ$$

La composición de la mezcla en la fase de vapor será

$$x_A^1 \approx 62\% \text{ siendo:}$$

$$x_A^1 < x_A^o$$

Repetir el proceso hasta llegar al porcentaje pedido

## Estudio de la Presión Osmótica

Se realizó un estudio bibliográfico en base al siguiente esquema:

- I. Primeras experiencias realizadas para demostrar su existencia.
- 1. Determinaciones no cuantitativas
  - 2. Determinaciones cuantitativas:
    - Método estático: Morse y Frazer
    - Método dinámico: Berkeley y Hartley
    - Determinación mecanismo Presión: Van't Hoff
  - 3. Discusión de técnicas empleadas
- II. Estudio de los distintos fenómenos en los que se pone de manifiesto la presión osmótica. Análisis del proceso de ósmosis en cada caso:
- Respiración
  - Alimentación
  - Excreción de sustancias
  - Estudios del método plasmolítico para la comparación de presiones osmóticas
  - Estudio de la ósmosis inversa. Mediante un esquema describir el que se lleva cabo en la planta potabilizadora.

## ÉVALUACION

Se realiza una evaluación continua, teniendo en cuenta diversas variables especificadas en la Tabla I, que ponen de manifiesto no sólo los conocimientos adquiridos por los alumnos, sino el interés que demuestran en la preparación, planificación y desarrollo de las experiencias, la participación activa en la clase, etc.

# TABLA I

CURSO

GRUPO

NOMBRE ALUMNO	UTILIZACION BIBLIOGRAFICA	RECOGIDA DE DATOS	ANALISIS DATOS	REALIZACION INTERP. GRAF.	DISEÑO EXPERIENCIAS	MONTAJE EXPERIENCIAS	ESTUDIO VOCABULARIO	PARTICIPACION DISCUSION	INFORMES Y CONCLUSIONES	USO INFORMACION	INTERPRET. EXPRESIONES CONCENTRACION	ADQUISICION CONCEPTOS	PUNTUACION FINAL

## DISTRIBUCION DEL TIEMPO

Se utilizan para el desarrollo de la experiencia no sólo las horas consideradas en el horario Oficial como lectivas y de prácticas, sino también de las "Tutorías" ya que:

- El profesor ha de aumentar la dedicación al alumno, para orientarle convenientemente en cada uno de los apartados.
- Los alumnos al no estar acostumbrados a este tipo de aprendizaje, necesitan más tiempo.
- El correcto desarrollo de las actividades consumen más tiempo.

Además los alumnos tienen que trabajar fuera del horario escolar para:

- Realizar consultas bibliográficas
- Elaboración de informes
- Recopilación de material
- Preparación de esquemas
- Resolución de ejercicios teóricos y problemas numéricos.

Dentro del horario escolar, la distribución de tiempo responde al esquema siguiente:

Explicación líneas de trabajo a los alumnos .....	1 hora
Presentación esquemas y puesta en común .....	2 "
Experiencias diferencias mezclas homo y heterogéneas .....	1 "
Experiencias concepto concentración .....	1 "
Preparación de disoluciones (*) .....	1 "
Estudio macroscópico disoluciones .....	3 "
Estudio microscópico disoluciones .....	3 "
Puesta en común-Debate .....	2 "
Conclusiones .....	1 "
Total .....	15 horas

Puede observarse que el tiempo empleado es bastante superior al que normalmente se asigna al desarrollo de un tema cualquiera del programa. Este es el reto que hay que superar y quizás habrá que plantearse ante la elaboración de los cuestionarios, cuál ha de ser la misión del Profesor: una mera transmisión de conocimientos o una formación de mentes científicas.

(\*) Previo al trabajo experimental, el profesor entrega al alumno un esquema que debe traer realizado para la preparación de las disoluciones.

## BIBLIOGRAFIA

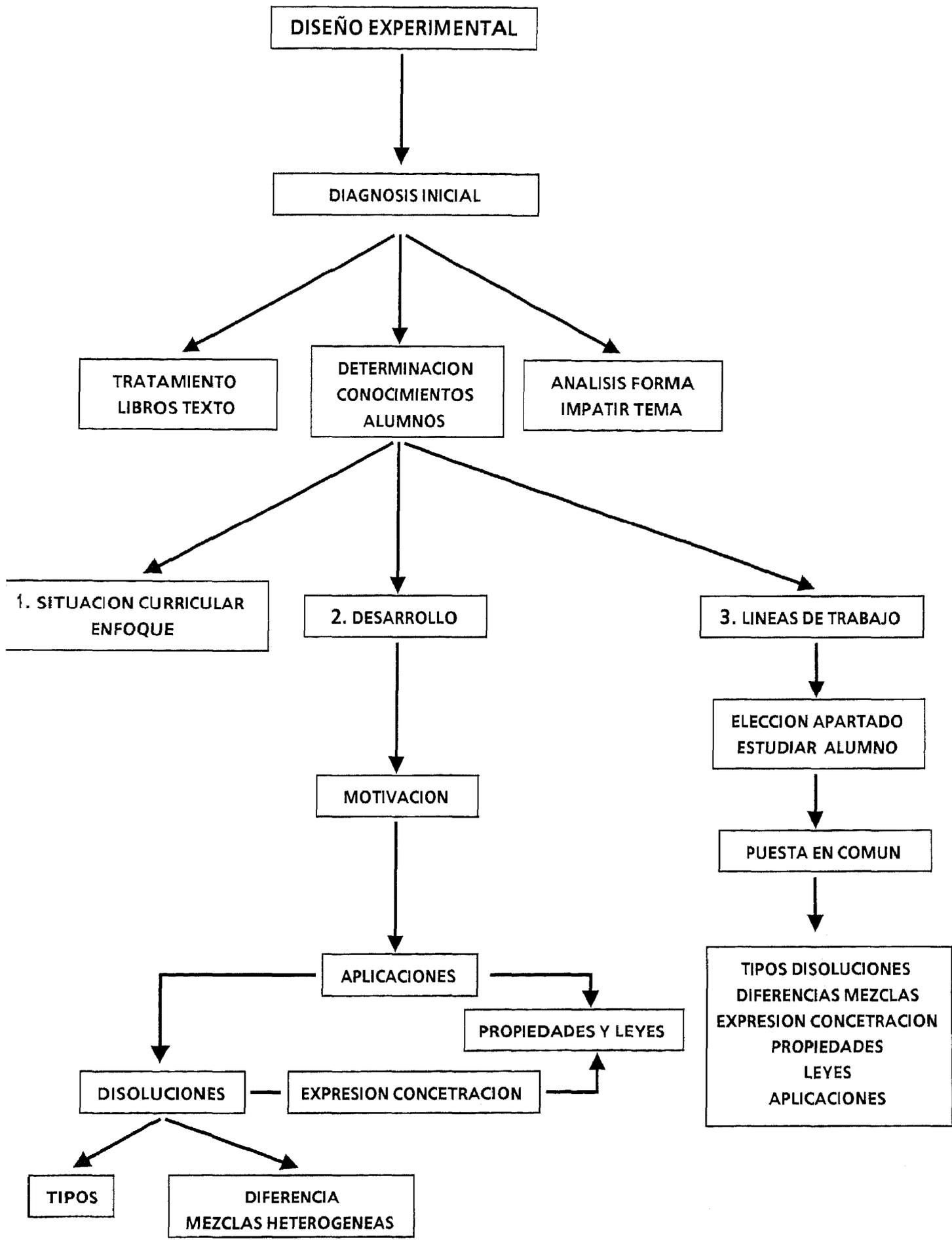
- AKINSOLA, P. (1985) Science laboratory behavior strategies of students relative to performance in and attitude to laboratory work. *Journal of Research in Science teaching*. Vol 22, nº3 pp 221-223.
- AUSUBEL, D.P.(1983) *Psicología educativa. Un punto de vista cognoscitivo*. Trillas. México.
- BARROW, G.(1976) *Química Física*. Reverté. Barcelona.
- BRUNER, J.S.(1960) *The process of education*. Cambridg. Mass. Havard University.
- CASTELL, J.(1981) *Química General*. Ed. Alhambra. Madrid.
- GHADWICHE, C.(1979) *Tecnología educacional para el docente*. Paidós. Buenos Aires.
- DICKERSON, G.(1978) *Principios de Química*. Reverté. Barcelona.
- ESTEBAN, S.  
NAVARRO, R. (1983) *Química General*. UNED. Madrid.
- GLASSTONE, S.(1968) *Tratado de Química Física*. Aguilar. Madrid.
- GIL, D.(1983) Tres paradigmas básicos en la enseñanza de las Ciencias. *Enseñanza de las Ciencias*, vol 1, pp 26-33.
- GIMENO, J.(1983) El profesor como investigador en el aula: un paradigma en la formación de profesores. *Educación y Sociedad*, 2 pp 51-75.
- GORING, G.(1985) The definition and symbols for the quantity called "Molarity" or "Concentration" and for S.S. units of this quantity. *J. of Chemical Education*, vol 62, nº9, pp 741-2.
- HAWES, B.W.V.  
DAVIES, N.H.(1974) *Cálculos de Química Física*. Acrilía. Zaragoza.
- HOYT, D (1973) Measurement of instructional efectiviness. *Research in Higher Education*, l, 4. pp 367-378.
- LAlNEZ, A.  
TARDAJOS, G.(1985) Standar states of real solutions. *J. of Chemical Education*, vol, 62 nº8, pp 678-680.
- LOPEZ, E.(1985) *Didáctica. Metodología de la Investigación*. UNED. Madrid.
- MAHAN, B.(1977) *Química. Curso Universitario*. Fondo Educativo Interamericano. Bogotá.
- MARKLE, S.(1973) Some thoughts on taks analysis and objetives in Educational Psychology. *Educational Psychologist*, 10 (1) pp 33-39.
- MOORE, W.J.(1978) *Química Física*. Urmo. Bilbao.

- NUFFIELD, F.(1970) *Química. Curso modelo. Fases I y II.* Reverté. Barcelona.
- NUFFIELD, F.(1971) *Química: Colección experimentos.* Reverté. Barcelona.
- PIMENTEL, G.  
SPRATLEY, R.(1978) *Química razonada.* Reverté. Barcelona.
- POPE, M.  
GILBERT, J.(1983) Personal experience and the construction of Knowledge in science. *Science Education* 67 (2) pp 193-203.
- REPETTO, E.(1985) *Prácticas de Física.* Cátedra Física-Química. E.U.Profesorado. Las Palmas.
- RIVAS, F.(1986) Diseño de instrucción en la enseñanza Universitaria. *Psicología de educación y enseñanza universitaria.* ICE. Universidad La Laguna. Tenerife.

**ESQUEMAS CONCEPTUALES**

**Y**

**CUESTIONARIO DE OPINION**



**F  
O  
R  
M  
A  
  
I  
M  
P  
A  
R  
T  
I  
R  
  
T  
E  
M  
A**

**E.G.B.**

- Primordialmente enseñanza teórica de definición y tipos de disoluciones.
- Utilización de fórmulas memorísticas para expresión de la concentración.
- Separación de componentes de disolución sin hacer referencia a ello.

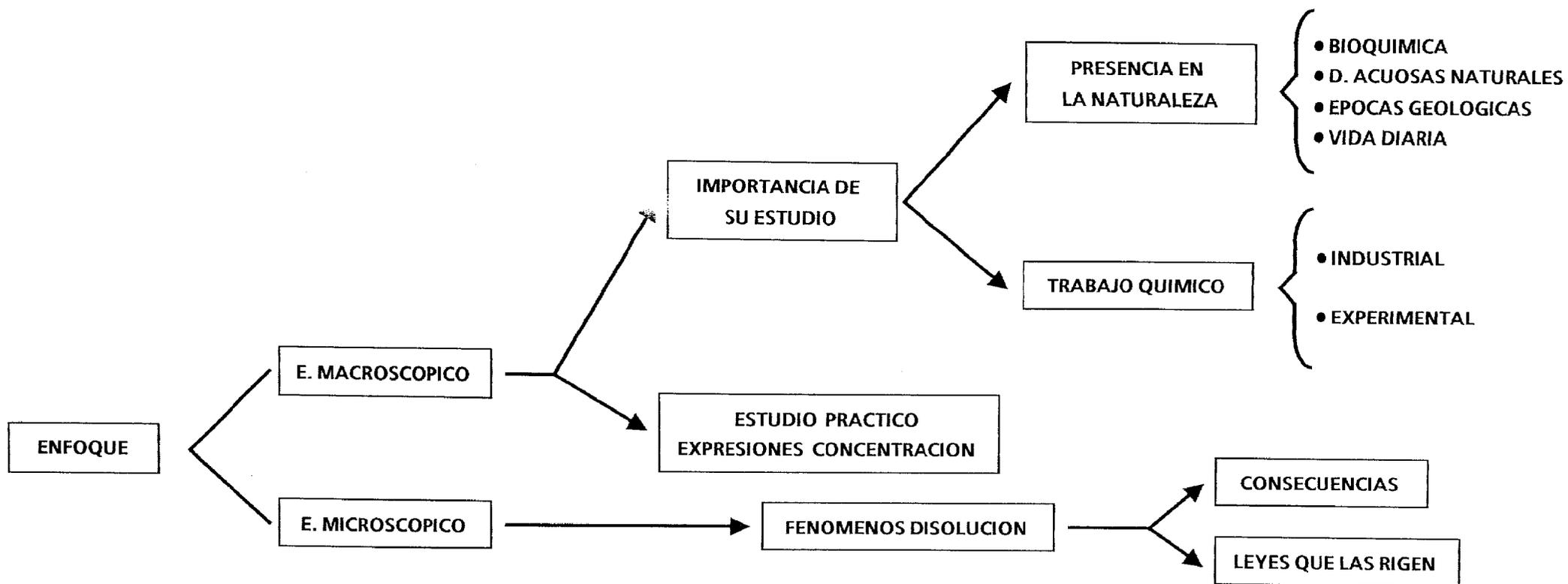
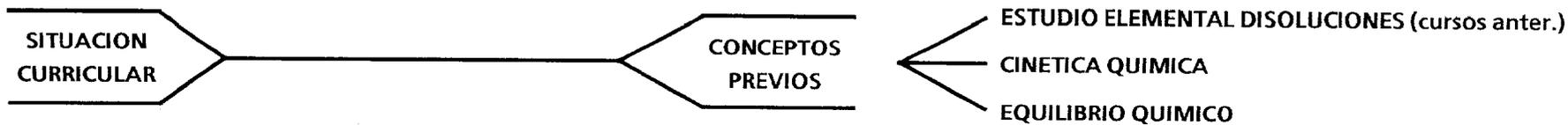
**E. MEDIAS**

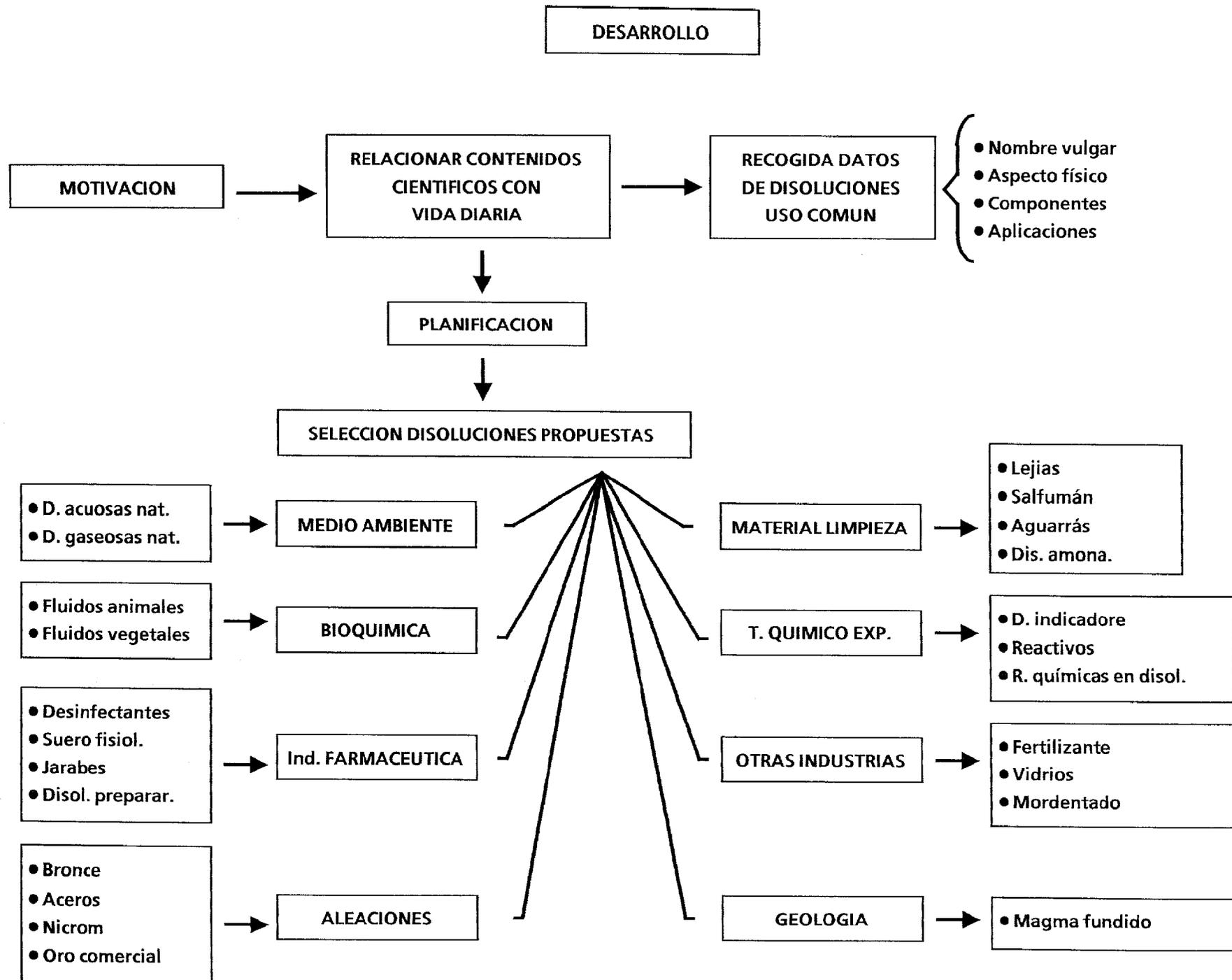
- Fundamentalmente aspectos teóricos, justificados por programas extensos, carencia material, etc.

**PRIMER CICLO  
UNIVERSITARIO**

- Estudio aislado de la parte teórica y experimental (no coinciden temporalmente)

- Escasa motivación.
- Procedimientos eminentemente teóricos.
- Poca relación con su uso industrial o cotidiano.
- Errores interpretación de las expresiones concentración.
- Escasa utilización gráficas para explicar fenómenos.





## DESARROLLO

### 1. TIPOS DE DISOLUCIONES

- Establecidos al analizar las disoluciones propuestas a cada grupo.

### 2. DIFERENCIAS ENTRE MEZCLAS HOMOGENEAS Y HETEROGENEAS

#### COMPARACION DEL ASPECTO FISICO EN LAS MEZCLAS DADAS

- Hierro - azufre
- Arena - agua
- Agua - sal común
- Arena - sal
- Sulfato cobre - agua

#### PROCEDIMIENTO DE SEPARACION MEZCLAS HETEROGENEAS

- Atracción magnética
- Filtración
- Tamizado
- Decantación

#### IMPOSIBILIDAD DE SEPARACION DE MEZCLAS HOMOGENEAS (POR METODOS FISICOS)

**3. CONCEPTO DE CONCENTRACION  
(DISEÑO EXPERIMENTAL)**

**Necesidad de establecer relación entre cantidades de soluto y disolvente.**

**Estudio de las técnicas de preparación de disoluciones.**

**Disolver una cantidad dada de soluto en un volumen dado de disolvente (agua).**

**Expresión: g / l; % peso; mol / l;  
mol / Kg. disolv.**

**Nomenclatura aceptada para estas formas expr.**

**4. PROPIEDADES LEYES**

- ① PREPARACION DE DISOLUCIONES
- ② ESTUDIO MACROSCOPICO DE DISOLUCIONES SOLIDO - LIQUIDO
- ③ ESTUDIO MACROSCOPICO DE DISOLUCIONES LIQUIDO - LIQUIDO
- ④ ESTUDIO MICROSCOPICO DE DISOLUCIONES SOLIDO - LIQUIDO Y LIQUIDO - LIQUIDO

Agua - cloruro sódico

Agua - atanol

## 4. PROPIEDADES Y LEYES

### 4.1. PREPARACION DE DISOLUCIONES

- 1 M de Cloruro Sódico
- 0,1 M. de Acido Clorhídrico
- De densidad determinada (a partir de otra cuya densidad puede medirse)
- 1 N de Hidróxido Sódico

### ESQUEMA TRABAJO

#### ANALISIS DEL PROBLEMA

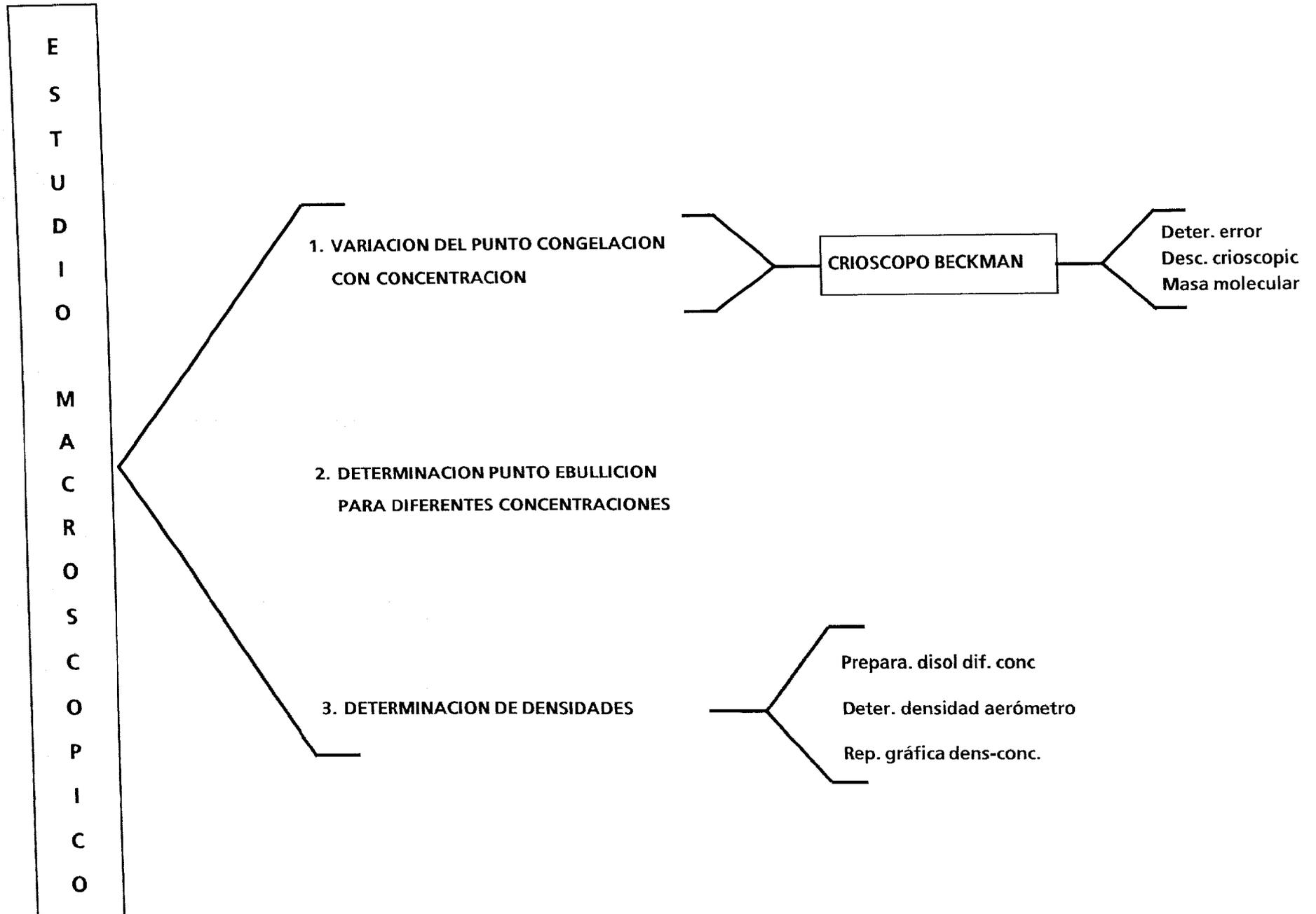
- Comprensión conceptos
- Datos Teóricos
- Planteamiento y
- Resolución numérica

#### DISEÑO EXPERIMENTAL

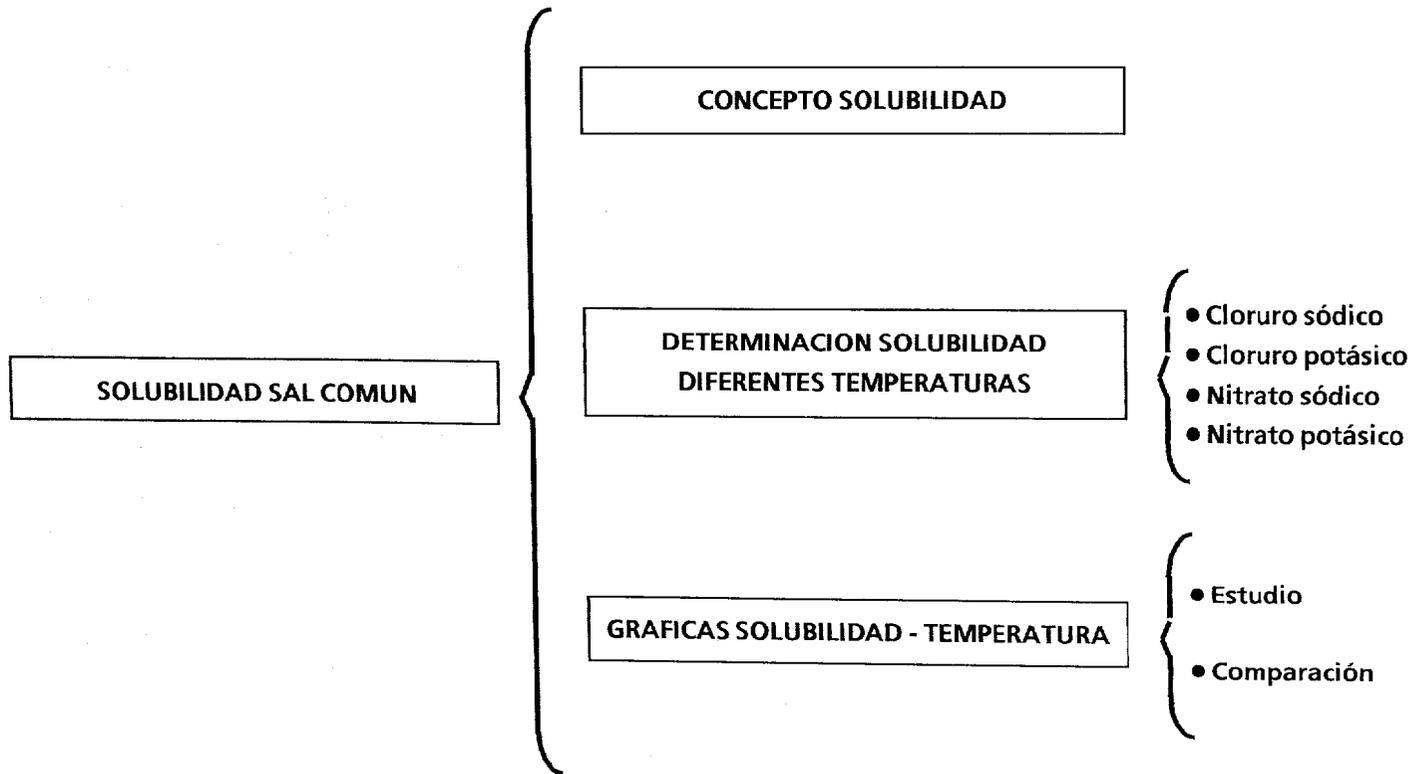
- Material necesario
- Forma proceder

#### CONCLUSIONES Y GENERALIZACIONES

4. 2-3 PROPIEDADES Y LEYES



**ESTUDIO MACROSCOPICO DISOLUCIONES (SOLIDO - LIQUIDO)**

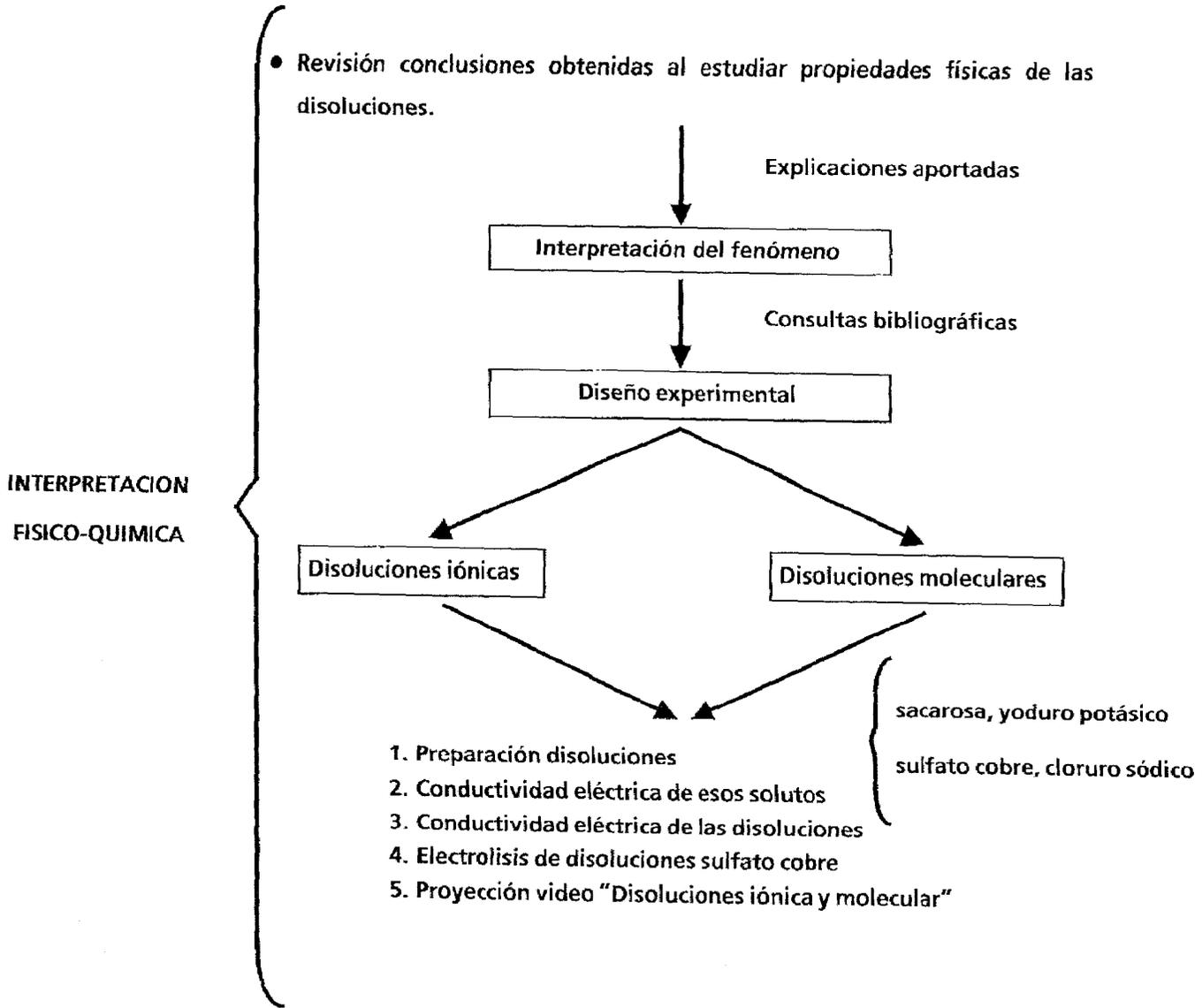


**DISOLUCIONES LIQUIDO-LIQUIDO**

- **DETERMINACION EXPERIMENTAL PUNTO EBULLICION DISOLUCIONES AGUA-ETANOL**
  - Preparación Disoluciones distinta fracción molar { 0,2  
0,4  
0,6  
0,8
  - Diseño experimental para determinar punto ebullición de cada una
  - Conclusiones

- **CONSTRUCCION DIAGRAMA TEMPERATURA EBULLICION-COMPOSICION DE SOLUCIONES CASI-IDEALES**
  - 2-metil propanol y propanol-2

**4.4 ESTUDIO MICROSCÓPICO DE LAS DISOLUCIONES.**



**DETERMINAR VARIACION PUNTOS  
CONGELACION Y EBULLICION EN  
DISOLUCIONES PREPARADAS.**

**ESQUEMA EXPERIMENTAL**

- **PREPARACION DE DISOLUCIONES DE DISTINTA CONCENTRACION (% peso)**
- **COMPROBAR QUE CUMPLEN LAS LEYES DE RAOULT**
- **CALCULO DE LA TEMPERATURA DE EBULLICION**
- **REPRESENTACION GRAFICA: TEMPERATURA EBULLICION-CONCENTRACION**
- **INTERPRETACION DE GRAFICA: LEYES DE RAOULT**
- **CALCULO DEL PESO MOLECULAR DEL SOLUTO**

**ESTUDIO PRESION OSMOTICA**

**EXPERIENCIAS EXISTENCIA  
PRESION OSMOTICA**

**Desarrollo  
histórico**

1.D. no cuantitativas

I. N. NOLLET

2.D. cuantitativas

- 1ª deter. W. PFEFFER
- M. ESTATICO  
Morse y Frazer
- M. DINAMICO  
Berkeley-Hartley
- R. MATEMATICA  
Van't Hoff

- Comparación distintos  
métodos

- Discusión técnicas  
empleadas

**ANALISIS PROCESO  
OSMOSIS EN**

- RESPIRACION
- ALIMENTACION
- EXCRECION SUSTANCIAS
- COMPARACION PRESIONES OSMOTICAS
- OSMOSIS INVERSA (ESTUDIO POTABILIZADORA AGUA)

# CUESTIONARIO DE OPINION SOBRE LA ENSEÑANZA DE LAS DISOLUCIONES

1. ¿Tratas las disoluciones en algún curso o nivel?

Nivel \_\_\_\_\_

Curso \_\_\_\_\_

2. ¿Qué aspectos?:

- Definición
- Diferencias con mezclas heterogéneas
- Tipos de disolución
- Tipos de disolución

Expresión concentración

- Física
  - g/l
  - %
- Química
  - Molaridad
  - Molalidad
  - Fracción molar
  - Normalidad

- Propiedades
- Leyes de Raoult
- Diagramas de fase
- Solubilidad

Separación componentes

- Cristalización
- cromatografía
- destilación

Teor.	Exper.

- Industriales
- vida diaria

3. ¿Qué temas consideras necesarios explicar antes?

4. ¿Cómo introduce el tema?

- Motivación
- Teórica
  - Audiovisual
  - Experimental
  - Importancia aplicaciones

## CUESTIONARIO DE OPINION SOBRE LA ENSEÑANZA DE LAS DISOLUCIONES(2)

5. Método

Expositivo	{	medios audiovisuales	<input type="checkbox"/>
		pizarra	<input type="checkbox"/>
Experimental	{	sólo profesor	<input type="checkbox"/>
		individual	<input type="checkbox"/>
		grupos	<input type="checkbox"/>
Otros...(especificar)			
Ambos			<input type="checkbox"/>

6. Procedimientos de evaluación

{	<input type="checkbox"/> Pruebas objetivas
	<input type="checkbox"/> Preguntas cortas
	<input type="checkbox"/> Desarrollo tema
	<input type="checkbox"/> Experimental
	<input type="checkbox"/> Continua
	<input type="checkbox"/> Libreta clase y laboratorio

7. Resultados evaluación

	Mal	Regular	Bien
Dominio conceptos			
Cálculo numérico			
Ejecución gráfica			
Interpretación gráfica			
Generalizaciones			
Destrezas manipulativas			