



UNIVERSIDAD  
NACIONAL  
DE MISIONES



Facultad de  
Ciencias Exactas,  
Químicas y Naturales

# GUIA DE TRABAJOS PRÁCTICOS DE LABORATORIO

## *Experiencias y problemas*

Química General

Introducción a la Fisicoquímica



Revisión 2025



## **Prólogo**

Las guías se elaboraron para ser utilizadas como orientadoras en la realización de los trabajos experimentales programados de la materia.

Se incluyen conceptos necesarios para la comprensión, es una herramienta que facilita el entendimiento de los contenidos desarrollados en los trabajos prácticos.

Si persisten las dudas durante el desarrollo del trabajo, no dude en consultar con el Instructor a cargo.

### **Equipo de cátedra**

#### ***Profesores Adjuntos***

Dra. Julia Kruyeniski

Dra. Alejandra Román

Esp. Miguel Ángel Mac Gann

#### ***Profesores Jefes de Trabajos Prácticos***

Dr. Gustavo Kramer

Dr. Alex Kociubczyk

Dra. María Angélica Sosa

Dra. Silvina Ramos

#### ***Profesores Ayudantes de Primera***

Dra. Florencia Bruera

Esp. Ricardo Javier Dos Santos

Dra. Gabriela Acosta

Ing. Ana Mónaca

#### ***Ayudante Alumno***

Rodrigo Morinisi



## Contenido

<b>EL TRABAJO EN EL LABORATORIO</b>	<b>6</b>
<b>1. El Trabajo Práctico</b>	<b>6</b>
1.1. Recomendaciones generales, la generación del Informe.	6
1.2. Materiales necesarios	6
1.3. Normas de Comportamiento	6
1.4. Normas Procedimentales	7
1.5. Normas de seguridad	7
<b>2. Mediciones en el laboratorio</b>	<b>8</b>
2.1. Mediciones de volúmenes	8
2.2. Mediciones de masas	8
2.3. Parámetros utilizados en las distintas mediciones	8
2.4. Errores frecuentes en una medición	9
<b>3. Materiales Utilizados en el Laboratorio</b>	<b>10</b>
3.1. Materiales de vidrio	10
3.2. Resumen de los usos de los distintos materiales de laboratorio	11
3.3. Instrumentos de vidrio y porcelana	12
<b>4. Transferencia y medición de sólidos y líquidos</b>	<b>13</b>
4.1 Conceptos generales	13
4.2. Medición de volúmenes	13
4.3. La operación de pesar: Balanza Analítica	14
4.4. Manejo del mechero de gas	15
4.5. Métodos de calentamiento	16
<b>5. Operaciones de filtración en el laboratorio</b>	<b>17</b>
<b>6. Secado de residuos</b>	<b>18</b>
6.1. Secado al aire	18
6.2. Secado en estufa	18
<b>7. Ficha técnica del compuesto</b>	<b>19</b>
<b>TRABAJO EXPERIMENTAL N° 1: MANEJO DE MATERIALES E INSTRUMENTAL DE LABORATORIO</b>	<b>20</b>
1. Objetivo del trabajo	20
2. Materiales necesarios	20
3. Tareas individuales	20
<b>TRABAJO EXPERIMENTAL N° 2: PREPARACION DE SOLUCIONES</b>	<b>24</b>
1. Introducción teórica	24
2. Expresiones de Concentración	25
2.1. Unidades Físicas	25



2.2. Unidades Químicas	26
2.3. Densidad	26
<b>3. Desarrollo del Trabajo Experimental</b>	<b>30</b>
3.1. Objetivo del trabajo	30
3.2. Materiales necesarios	30
3.3. Técnica operatoria	30
3.4. Tareas	31
3.5. Informe	33
3.6. Desarrollo de Problemas Tipo.	33
3.6.1. Expresar la concentración de la solución en Unidades Físicas y Químicas.	33
3.6.2. Ejercitación de interpolación.	35
3.6.3. Preparación de una solución a partir de una solución más concentrada. Dilución.	36
3.6.4. Preparación de una solución a partir de la mezcla de dos o más soluciones de distintas concentraciones.	37
3.6.5. Concentrar una solución mediante el agregado de soluto.	39
3.6.6. Unidades químicas de concentración	40
<b>4. Problemas Propuestos</b>	<b>42</b>
<b>5. Cuestionario</b>	<b>43</b>
<b>6. Tablas de densidad concentración</b>	<b>44</b>
6.1. Ácido Acético ( $\text{CH}_3\text{COOH}$ )	44
6.2. Ácido Clorhídrico ( $\text{HCl}$ )	44
6.3. Peróxido de Hidrógeno o Agua Oxigenada ( $\text{H}_2\text{O}_2$ )	44
6.4. Ácido Sulfúrico ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ )	45
6.5. Ácido Nítrico ( $\text{HNO}_3$ )	46
6.6. Dicromato de Sodio ( $\text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ )	47
6.7. Hidróxido de Potasio ( $\text{KOH}$ )	47
6.8. Cloruro de Sodio ( $\text{NaCl}$ )	47
6.9. Hidróxido de Sodio ( $\text{NaOH}$ )	48
6.10. Sulfato de Cobre ( $\text{CuSO}_4$ )	48
6.11. Sulfato de Cobre pentahidratado ( $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ )	48
<b>TRABAJO EXPERIMENTAL N° 3: ANÁLISIS VOLUMÉTRICO: ALCALIMETRÍA, ACIDIMETRÍA Y OXIDO – REDUCCIÓN</b>	<b>49</b>
<b>1. Introducción teórica</b>	<b>49</b>
<b>2. Estandarizaciones de las soluciones.</b>	<b>52</b>
2.1. Estandarización de una disolución de $\text{NaOH}$ .	52
2.2. Estandarización de una disolución de $\text{HCl}$ .	52
2.3. Estandarización de una disolución de $\text{KMnO}_4$ .	53
<b>3. Factor de corrección: f.</b>	<b>53</b>



<b>4. Desarrollo de la experiencia en el laboratorio</b>	<b>54</b>
4.1. Primera Parte: acidimetría.	54
4.2. Segunda parte: alcalimetría	55
4.3. Valoraciones redox	56
<b>5. Desarrollo de problemas tipo</b>	<b>57</b>
5.1. Problemas de titulación	57
5.2. Corrección del factor	57
<b>6. Problemas propuestos</b>	<b>61</b>
<b>7. Cuestionario</b>	<b>63</b>
<b>TRABAJO EXPERIMENTAL N°4 ENSAYOS DE SOLUBILIDAD Y PRECIPITACIÓN</b>	<b>64</b>
<b>1. Objetivos</b>	<b>64</b>
<b>2. Introducción teórica</b>	<b>64</b>
2.1. Factores que afectan la solubilidad	64
2.2. Reacciones de Precipitación:	65
<b>3. Desarrollo del Trabajo Experimental</b>	<b>65</b>
3.1. Objetivos del trabajo	65
3.2. Materiales necesarios	65
3.3. Técnica operatoria	65
Experiencia 1: Obtención de datos Solubilidad vs Temperatura	66
Experiencia 2: Obtención de la solubilidad de una solución incógnita	68
<b>4. Problemas Propuestos</b>	<b>68</b>
<b>TRABAJO EXPERIMENTAL N° 5 DETERMINACIÓN DE LA MASA EQUIVALENTE</b>	<b>73</b>
<b>1. Introducción teórica</b>	<b>73</b>
<b>2. Objetivo del trabajo</b>	<b>73</b>
<b>3. Material necesario</b>	<b>73</b>
<b>4. Técnica operatoria</b>	<b>73</b>
4.1 Cálculos y resultados	75
4.2. Cálculo de la masa equivalente	76
4.3. Error relativo porcentual	76
<b>5. Desarrollo de problemas tipo</b>	<b>76</b>
<b>6- Problemas propuestos</b>	<b>78</b>
<b>7. Tabla de presión de vapor del agua</b>	<b>80</b>
<b>BIBLIOGRAFÍA</b>	<b>82</b>



## EL TRABAJO EN EL LABORATORIO

### 1. El Trabajo Práctico

#### 1.1. Recomendaciones generales, la generación del Informe.

1) Antes de cada Trabajo Práctico el alumno deberá tener leída la guía correspondiente, repasados los conceptos teóricos que en ella se estudian y contestado a todas las cuestiones previas (se deberán conocer los objetivos, las técnicas y los fundamentos teóricos).

2) Es muy importante que conozcan los materiales a utilizar en cada práctico; tanto el manejo como las precauciones a tener en cuenta.

3) Se deben conocer las características principales de los reactivos necesarios para cada práctica (propiedades, usos, peligrosidad, cuidados a tener en cuenta para su manipulación, etc.).

4) Elaborar el informe del trabajo práctico (un informe por comisión) y entregar para su corrección en la clase consecutiva, con las siguientes exigencias:

- Registrar la *fecha* de realización del trabajo práctico.
- *Número* de grupo e *integrantes* de cada comisión.
- *Objetivo* del trabajo práctico.
- Esquematizar los materiales utilizados.
- *Cálculos y resultados*. Plantear cuadros comparativos de los resultados obtenidos teóricos y prácticos.
- *Expresión del error experimental*. Elaborar conclusiones a partir de los resultados.
- Responder el cuestionario correspondiente al tema y anexar al Informe.

#### 1.2. Materiales necesarios

- 1) Guardapolvo (preferentemente de algodón)
- 2) Rejilla
- 3) Papel absorbente, opcional.
- 4) Jabón, opcional.
- 5) Lápiz, lapicera y cuaderno para anotaciones.
- 6) Bolsa de residuos, opcional.
- 7) Propipeta o perita de goma opcional.
- 8) Tabla periódica de los elementos.
- 9) Guía correspondiente al práctico a realizar.

#### 1.3. Normas de Comportamiento

- 1) Puntualidad en la concurrencia al Trabajo Práctico
- 2) Durante el desarrollo de las prácticas se deberá trabajar de pie. Los bancos se colocan debajo de las mesadas o a los costados de las mismas.
- 3) El alumno deberá conservar la ubicación asignada para el trabajo experimental durante todo el cuatrimestre.
- 4) Trabajar en forma responsable y ordenada.
- 5) No deambular por el laboratorio.
- 6) No abandonar el laboratorio con equipos en marcha y sin la autorización del docente.
- 7) No tomar material de otra comisión. Solicitarlo al docente.
- 8) Comunicar al docente cualquier situación que le parezca anormal o si ocurre algún accidente.
- 9) Al abandonar el Laboratorio este debe quedar limpio y ordenado (mesada, materiales utilizados, etc.)
- 10) Está absolutamente prohibido fumar, beber o comer dentro del laboratorio.
- 11) No realizar experiencias propias bajo ningún concepto.



## ***Experiencias y problemas***

### **1.4. Normas Procedimentales**

- 1) Usar las cantidades y tipos de reactivos indicados proporcionados por los docentes.
- 2) No devolver los reactivos sobrantes a sus envases originales una vez trasvasados a otro recipiente.
- 3) Nunca intercambiar las tapas de los recipientes.
- 4) La parte interna del cierre de los frascos de los reactivos nunca se pone en contacto con la mesa u otras fuentes de contaminación.
- 5) Los líquidos y soluciones se vierten en la piletta dejando correr mucha agua.
- 6) Los desperdicios sólidos (insolubles, fósforos, papel, etc.) se deben eliminar en recipientes adecuados.
- 7) Evitar el derramamiento de sustancias sobre las mesadas.
- 8) Los reactivos que están en las mesadas, balanzas o campanas de gases no deben nunca moverse a otra mesadas, balanza o campana.
- 9) Antes de sacar un reactivo del frasco, leer la etiqueta cuidadosamente, asegurándose de que se trata del reactivo necesario para la experiencia.
- 10) Observe los símbolos y frases de seguridad que señalan los riesgos más importantes derivados de su uso y las precauciones que hay que adoptar para su utilización.
- 11) El instrumento necesario para la manipulación de los reactivos (ej: pipeta, espátula, pinza) se deberá utilizar sin intercambiarlo.
- 12) Un reactivo cristalino o en polvo se saca del frasco por medio de una espátula limpia y seca.
- 13) Para introducir un sólido en un recipiente de boca estrecha se puede utilizar un embudo limpio y seco. Si el sólido se va a disolver, se puede pasar el disolvente a través del embudo en pequeñas fracciones para arrastrar todo el sólido.
- 14) Para evitar salpicaduras al verter un líquido de un recipiente a otro se apoya una varilla de vidrio sobre el pico del recipiente en forma que el líquido fluya por la varilla y se recoja en el otro recipiente.
- 15) Si el recipiente tiene una boca pequeña, se debe utilizar un embudo de vidrio seco y limpio en el que caiga el líquido procedente de la varilla.

### **1.5. Normas de seguridad**

- 1) Conocer la ubicación del equipo de Primeros Auxilios, matafuegos, interruptores de corriente, llaves de gas, entre otros.
- 2) Recordar que la tubería amarilla conduce gas y la tubería azul conduce agua.
- 3) Ante el desconocimiento de una sustancia, siempre considerarla potencialmente peligrosa.
- 4) Lavarse bien las manos con agua y jabón antes de salir del laboratorio y luego de utilizar sustancias peligrosas. Un posible peligro de envenenamiento, frecuentemente olvidado, es la contaminación a través de la piel.
- 5) Asegurarse el correcto cierre de las llaves de gas.
- 6) Al calentar un líquido en un tubo de ensayo:
  - i. Utilizar los tubos grandes, nunca los pequeños.
  - ii. Colocar el tubo inclinado de manera que la llama entre en contacto solo con la base de este.
  - iii. Orientar la boca del tubo hacia lugares donde no haya personas.
- h. Usar intermediarios para transportar objetos calientes (pinzas, rejilla, etc.)
- i. Nunca oler una sustancia directamente. Usar las manos para arrastrar los vapores.
- j. Nunca llevarse productos químicos ni las manos sucias con ellos a la boca o los ojos.
- 7) En caso de salpicarse con alguna sustancia (ácidos, bases, etc.) lavarse con abundante agua, excepto que exista alguna contraindicación; consultar al docente.
- 8) Nunca pipetear soluciones con la boca; siempre hacerlo con propipeta.
- 9) En caso de daño en los ojos utilice el lavaojos inmediatamente haciendo circular abundante agua durante 10 minutos. Avise al docente para que este solicite inmediatamente un médico.
- 10) Es obligatorio en el laboratorio el uso de guardapolvo de mangas largas y en lo posible con puño. Este debe ser preferentemente de algodón, ya que es más resistente a los ácidos, álcalis y al fuego.
- 11) Deje el vidrio caliente apartado encima de una plancha o similar hasta que haya tenido tiempo suficiente de enfriarse, el color no varía.
- 12) No use nunca un equipo de vidrio que esté agrietado o roto.
- 13) Deposite el vidrio roto en un contenedor para vidrio, no en una papelería.



## ***Experiencias y problemas***

- 14) Trabaje en una campana de gases siempre que así esté indicado.
- 15) Cierre siempre los mecheros cuando no los utilice.
- 16) No acerque ningún producto químico a la llama del mechero. Especialmente, aleje las botellas de reactivos y encendedores de lugares donde les puede incidir el calor de la llama.
- 17) No deben transportarse innecesariamente los reactivos de un sitio a otro del laboratorio. Si fuera necesario transportarlos, tenga cuidado con las botellas que deben ser siempre transportadas tomándolas por el fondo, nunca por la boca.
- 18) No desordene los reactivos ni los instrumentos destinados a su manipulación y recuerde que el orden es muy importante para evitar accidentes. Trabaje sin prisas, pensando en cada momento lo que está haciendo y con el material y reactivos ordenados.
- 19) Mantenga las mesadas siempre limpias.
- 20) Recoja inmediatamente cualquier derrame que se produzca.
- 21) No elimine residuos peligrosos por la piletta ni lo deposite en la basura. Hágalo siempre en los recipientes preparados para ello, o como los docentes lo indiquen.

## **2. Mediciones en el laboratorio**

### **2.1. Mediciones de volúmenes**

Una de las operaciones básicas en un laboratorio de química consiste en la medición de volúmenes. Para ello se utiliza el material volumétrico, entre los cuales citaremos: matraces aforados, pipetas graduadas, bolpipetas (o pipetas volumétricas aforadas), micropipetas, probetas, buretas, etc. Para la correcta medición de volúmenes es necesario conocer el material volumétrico; sus usos y propiedades y sus constantes físicas.

Material volumétrico: son instrumentos que tienen marcas grabadas en su superficie que indican volúmenes de líquidos. Para medir el volumen, el nivel del líquido se compara con las marcas de graduación señaladas sobre la pared del instrumento de medida. Dicho nivel se lee en el fondo del menisco que se forma en el líquido. Se obtienen lecturas exactas situando el ojo a la altura del menisco.

### **2.2. Mediciones de masas**

La medición de masas es otra operación muy común en un laboratorio de química. Para esto es necesario el uso de balanzas.

La acción de usar la balanza se denomina pesar, aunque esta expresión suele ser impropia e induce a una confusión conceptual. La masa es una medida de la cantidad de materia que contiene un cuerpo; en cambio, el **peso** de un cuerpo es la medida de la fuerza de atracción gravitacional de la tierra que actúa sobre el mismo. La **masa** de un cuerpo no varía a menos que se modifique la cantidad de materia; en cambio, el **peso** de un cuerpo, depende de la distancia de este al centro de la tierra, por lo que la fuerza de atracción gravitacional varía dependiendo de si uno se encuentra en el nivel del mar o en una montaña muy alta. A pesar de los diferentes conceptos anteriormente descriptos, se acostumbra utilizar el término **peso** cuando se quiere decir **masa**.

Existen muchos tipos de balanzas, las más utilizadas en el laboratorio son las de precisión, instrumentos muy sensibles y delicados. Es por ello que es necesario conocer su funcionamiento y las precauciones que debemos tener para no dañarlos o perder la calibración.

### **2.3. Parámetros utilizados en las distintas mediciones**

Para utilizar correctamente los instrumentos de medición, e interpretar los valores obtenidos se debe conocer:

- Capacidad: el mayor valor que puede leer el instrumento.
- Campo o rango de medida: La diferencia entre los valores máximo y mínimo que puede leer el instrumento.
- Alcance: es la mayor medida que se puede realizar con el instrumento.





## Experiencias y problemas

- **Apreciación:** es la menor variación de la medida que podemos registrar con dicho instrumento (el menor valor posible a medir).
- **Estimación:** es una subdivisión imaginaria de la apreciación, es decir cuando se divide el intervalo entre dos marcas consecutivas. Generalmente la estimación es la apreciación dividida por dos.
- **Número de divisiones:** es la cantidad de divisiones existentes en el rango de medida (número de rayitas menos una).
- **Error absoluto de una medición:** supongamos que se mide una magnitud con un instrumento poco exacto, obteniéndose un valor aproximado de la misma y se conoce además el valor considerado exacto de esa magnitud, obtenido por un operador muy experimentado, con un instrumento muy confiable y en las mejores condiciones operativas.

Se llama error absoluto de la medición a la diferencia entre el valor aproximado y el valor exacto:

$$\text{Error Absoluto} = \text{valor aproximado} - \text{valor exacto} \quad \nabla \quad \text{E.A.} = v_a - v_e$$

Esto significa que el error absoluto de la medición es la desviación del valor de la misma respecto del valor considerado como exacto.

- **Error Relativo:** es el cociente entre el error absoluto y el valor exacto

$$\text{Error Relativo} = \text{error absoluto} / \text{valor exacto} \quad \nabla \quad \text{E.R.} = (v_a - v_e) / v_e$$

Da el error que se comete por cada unidad que se mide y es más representativo de la calidad de la medición que el error absoluto.

- **Error %:** es el error relativo multiplicado por 100. Da el error que se comete por cada 100 unidades que se miden.
- **Precisión:** está relacionada con la capacidad del instrumento de arrojar la misma lectura en mediciones repetidas, manteniendo constante la variable que se mide.
- **Exactitud:** es el grado de aproximación de una medida a un valor considerado como exacto. De acuerdo a esto cuanto menor sea el error relativo de una medición mayor será la exactitud de la misma.
- **Cifras Significativas:** este tema se explicará en las clases de problemas. El criterio a utilizar en los Trabajos Prácticos de la materia, salvo indicación en contrario, será trabajar con 4 cifras significativas.
- **Calibración:** calibrar un instrumento es determinar el error que arrojan sus lecturas (calibrar también se usa en el sentido de graduar un instrumento, es decir, determinar en él marcas y divisiones para poder utilizarlo como elemento de medición). La calibración puede hacerse con un instrumento más exacto que mida el mismo parámetro, o con instrumentos que lean otros parámetros y en función de ellos puede calcularse el del instrumento a calibrar, con mayor exactitud. Por ejemplo, un instrumento que mida volumen (como en el caso de una probeta), se puede calibrar pesando el agua que contiene (a temperatura y densidad controladas), y dividiendo por la densidad se calcula el volumen.

## 2.4. Errores frecuentes en una medición

Los tipos de errores más frecuentes que se presentan al efectuar una medición son:

### 1.4.1. Errores instrumentales

Debidos por lo general a una mala calibración del instrumento de medida, por ejemplo para una medida de volumen la escala indica un volumen distinto del realmente contenido en el recipiente.

### 1.4.2. Errores de apreciación

Son los errores que comete el operador al efectuar la lectura. Por ejemplo al efectuar una lectura de volumen se considera que el operador puede cometer un error en la apreciación del engrase lo cual se traduce en un error volumétrico correspondiente al cilindro que tiene por base la sección en que se mide, y por altura el error en la apreciación del nivel.

### 1.4.3. Errores relacionados con la temperatura a la que se efectúa la medición



## Experiencias y problemas

Todos los materiales varían sus dimensiones lineales (y por consiguiente sus secciones y volúmenes) con la temperatura, lo cual implica que para realizar mediciones más exactas deberá tenerse en cuenta este parámetro. Los instrumentos más exactos traen grabada la Temperatura de calibración en el cuerpo de los mismos.

### 1.4.4. Otros Errores

Pueden existir errores de diversos tipos como por ejemplo la retención de líquidos en las paredes de un recipiente de medida de volumen, pesadas en presencia de corriente de aire o de vibraciones que afectan el funcionamiento de la balanza etc.

Todos estos factores contribuyen en mayor o menor medida al error denominado absoluto de una medición, es decir a la desviación del valor medido respecto del valor verdadero o exacto.

El error relativo es una relación entre el error absoluto y el valor exacto o también el valor medido,

$$\text{Error Relativo} = \frac{\text{Error absoluto}}{\text{Valor Exacto}} \quad \text{o también} \quad \text{Error Relativo} = \frac{\text{Error absoluto}}{\text{Valor Aproximado}}$$

Este error será menor cuanto mayor sea el valor de la medición efectuada.

## 3. Materiales Utilizados en el Laboratorio

### 3.1. Materiales de vidrio

Son recipientes utilizados para la contención, medición, calentamiento de líquidos entre otros.

#### 3.1.1. Utilizados para contención

Los recipientes se fabrican en vidrio cuya composición le otorga resistencia química y térmica (generalmente de borosilicato) y no deben ser sometidos a calentamiento directo a la llama, cuando se los debe calentar se emplea como aislante tela de amianto que se a su vez apoya sobre trípode o anilla de hierro. Las graduaciones son orientativas, valores aproximados del volumen contenido, no sirven para efectuar mediciones exactas.

- Balón: recipiente de forma esférica con cuello largo o corto. Se utiliza para calentamiento rápido y evaporaciones lentas. Muy apto para calentamiento.
- Matraz común (sin aforo): similar al balón pero con fondo plano. Muy utilizado para calentamiento al igual que el balón.
- Erlenmeyer: tiene forma cónica y cuello permitiendo su agitado sin proyecciones de líquido. Puede utilizarse para calentamiento.
- Vaso de precipitado: es de forma cilíndrica, alargado o no. Sirve para contención, calentamiento común y para evaporar (en cuyo caso se lo hace generalmente a baño maría y tapando con vidrio reloj para evitar proyecciones), como así también para producir precipitaciones de sólidos por reacción química o disolver solutos en solventes con ayuda de una varilla de agitación.

#### 3.1.2. Utilizados para contención, pero sin someter a calentamiento.

- Cristallizador: es un recipiente cilíndrico de diámetro grande en relación con su altura, para lograr una gran superficie de líquido expuesta a la atmósfera, de manera que permita la vaporización del agua a temperatura ambiente, para así aumentar la concentración del soluto de las soluciones acuosas, el cual precipitará en forma de cristales al sobresaturar. Nunca deben calentarse, se colocan en él soluciones con temperaturas de hasta generalmente 80 °C.

#### 3.1.3. Utilizados para medición de volumen.

- Matraz aforado: posee un cuello largo con un aforo o marca, la medida se realiza ajustando a esa altura. Lleva indicada su capacidad y la temperatura a la que debe realizarse la lectura. Los más comunes son de 100 hasta 2000 cm<sup>3</sup>. Se utiliza para medir volúmenes grandes con gran precisión y exactitud. Nunca deben calentarse bajo ningún concepto.
- Probeta: es un cilindro vertical graduado con un pie y pico o tapa. Sirven para medir y trasvasar líquidos. A igualdad de volumen medido son menos exactas que los matraces aforados, utilizándose entonces para medición de grandes volúmenes cuando no es necesaria mucha exactitud.



### Experiencias y problemas

- Pipeta: son tubos de vidrio cilíndrico, afinado en uno de sus extremos, utilizados para medir y trasvasar volúmenes pequeños de líquidos. Hay de dos tipos:
  - Pipetas comunes: son graduadas. Poseen uno o dos aforos.
  - Bol pipetas o pipetas aforadas: poseen uno o dos aforos y sirven para medir un solo volumen. Constan de un ensanchamiento para aumentar la capacidad y exactitud o incluso por razones de seguridad (también eventualmente pueden no tener ensanchamiento en cuyo caso se denominan simplemente pipetas aforadas). Para un mismo volumen poseen mayor exactitud que las pipetas comunes, pero éstas tienen la ventaja de poder medir varios volúmenes dentro de un rango, por ser graduadas.
  - Bureta: es un tubo graduado que permite la medición de volúmenes vertidos y posee en su parte inferior una llave esmerilada que permite la regulación de la descarga del líquido desde un goteo lento hasta un chorro franco. Se fija mediante pinzas metálicas o soportes de hierro. La llave esmerilada consiste en un robinete troncocónico que gira ajustando sobre una superficie lubricada con vaselina o grasa siliconada, puede ser de vidrio o de teflón. Las buretas automáticas tienen el dispositivo de enrase en cero automático.

#### 3.1.4. Utilizados para medir de otras magnitudes

- *Densímetros*: son aparatos que miden la densidad de los líquidos fundándose en el principio de Arquímedes. Están formados por varillas de vidrio hueco que presentan un ensanchamiento en la parte inferior y un lastre con mercurio o perdigones. Al sumergirlas en un líquido flotan, cumpliéndose que el peso del volumen de líquido desalojado es igual al peso de todo el aparato; por tanto, se hundirán más o menos según sea la densidad del líquido. Vienen graduados en la escala interior directamente en densidades ( $\text{g/cm}^3$ ). Dan directamente la densidad relativa del líquido utilizando como referencia el agua.
- *Alcohómetro*: mide el porcentaje de alcohol puro de una mezcla alcohol-agua.
- *Otros*: existen además, otros artefactos que funcionan según el mismo principio, por ejemplo algunos en vez de estar graduados en densidad lo están en concentración, y eso es lo que se lee con el instrumento.

### 3.2. Resumen de los usos de los distintos materiales de laboratorio

Recipientes	Contención	Calentamiento		Medición		Otros usos	Observaciones de exactitud
		Directo	Indirecto	Grande	Pequeño		
Balón	x		x				
Matraz Aforado	x	No	No	x	x		> que probeta
Matraz s/Aforo	x		x			Agitar	
Erlenmeyer	x		x				
Pipeta					x		< que bolpipeta
Pipeta volumétrica					x		> que pipeta
Probeta				x			< que matraz
Bureta					x	Titulaciones	
Densímetro						Densimetría	
Aerómetro						Densimetría	
Alcohómetro						Densimetría	
Tubo de Ensayo	x	X					
Vaso Precipitado	x		x			Precipitación	
Cristalizador	x	No	No			Cristalización	

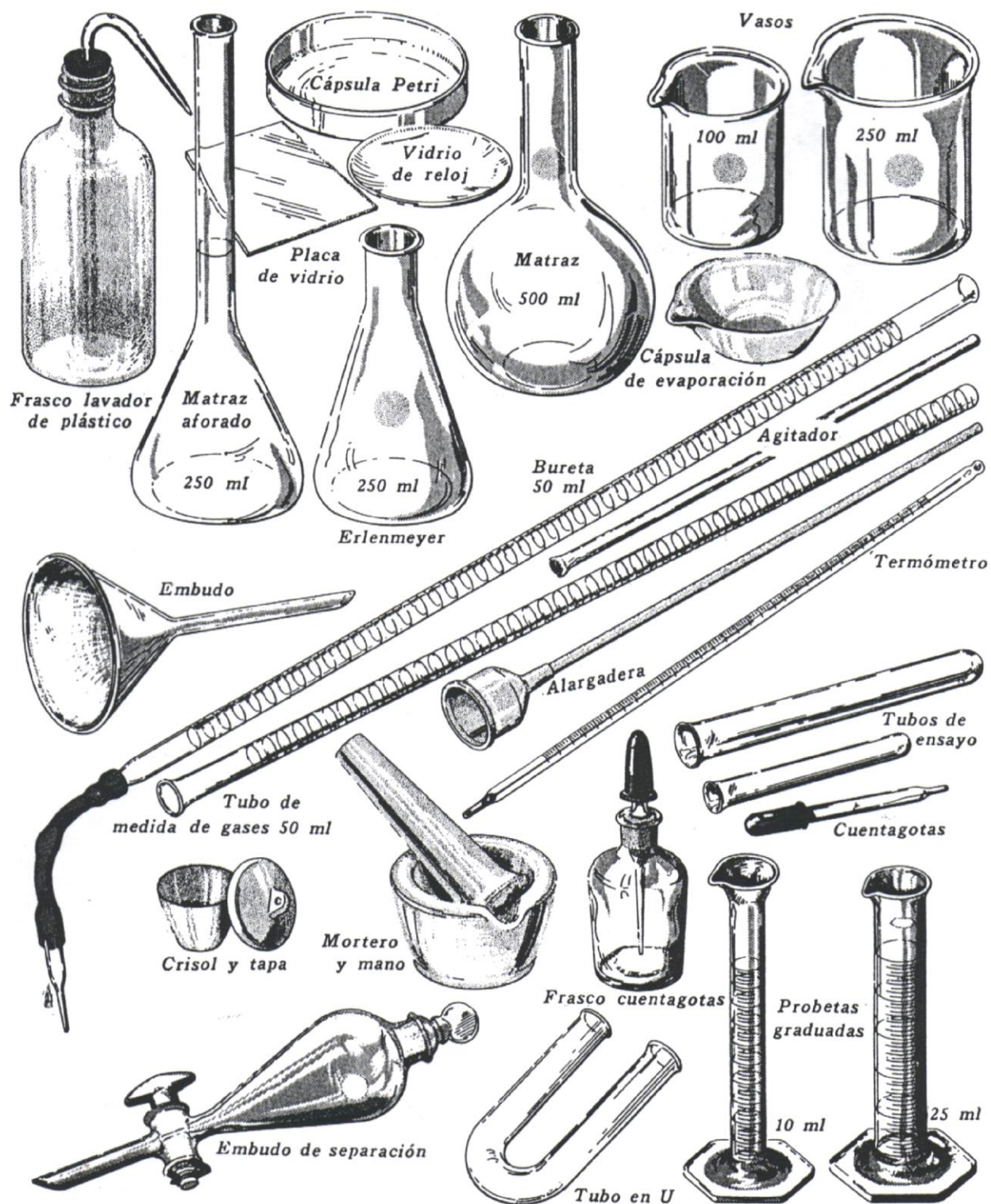
**Nota:** Grandes de: 100 a 2000  $\text{cm}^3$ ; Pequeño de: 1 a 100  $\text{cm}^3$  ;

> significa mayor exactitud que

< significa menor exactitud que

**Experiencias y problemas**

**3.3. Instrumentos de vidrio y porcelana**





**Experiencias y problemas**

**4. Transferencia y medición de sólidos y líquidos**

**4.1 Conceptos generales**

Antes de sacar un reactivo del recipiente que lo contiene, se debe leer cuidadosamente la etiqueta para asegurar que es el reactivo indicado para la experiencia a realizar.

Para transferir reactivos cristalinos o en polvo, se sacarán del recipiente por medio de un instrumento limpio y seco, como una espátula limpia y seca; reduciendo las posibilidades de introducir impurezas en el reactivo almacén; no debe volverse al frasco ninguna porción de la misma.

Un artilugio para transferir grandes cantidades de reactivos sólidos es utilizar un trozo de papel limpio arrollado en forma de cono, insertando el extremo más estrecho en la abertura del nuevo recipiente y se descarga el reactivo sólido sobre la parte más ancha del cono. Así se logra transferir rápidamente reactivo sólido con un mínimo de pérdidas y sin contaminación. Gráfico N° 1 y 2.



Gráfico N° 1: Transferencia de reactivos sólidos.

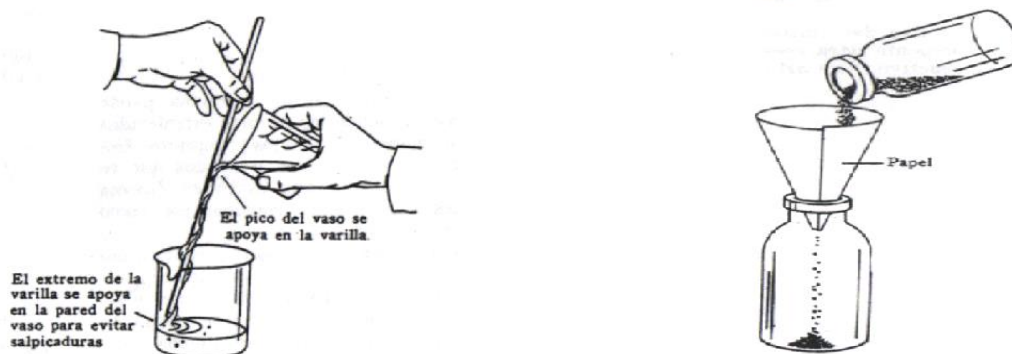


Gráfico N° 2: Transferencia de reactivos líquidos.

**4.2. Medición de volúmenes**

Al utilizar buretas y pipetas se debe tener en cuenta las recomendaciones específicas para su manipulación.

En el caso de las buretas, para girar el robinete, la mano del operador debe abrazar al tubo y ejercer presión entre ambas superficies (es decir evitar que el robinete salga) para evitar que haya pérdidas. Pueden estar dotadas de un dispositivo automático de enrase en cero (buretas automáticas).

Las pipetas se obturan con el dedo índice. En ningún caso se sopla la pipeta para vaciar el contenido. Gráfico N° 3.

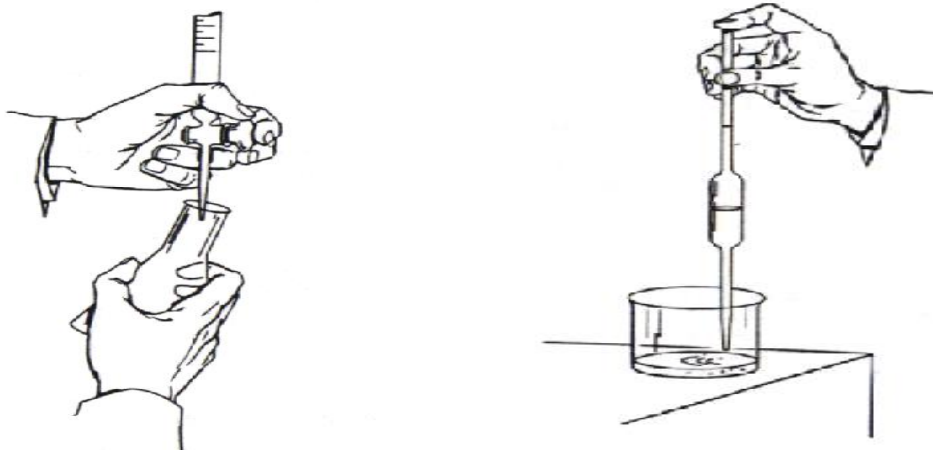


Gráfico N° 3: Manipulación de la bureta y pipeta.

En un recipiente con marcas o aforos, la manera de medir es siempre a la altura de la vista. Debido al fenómeno de tensión superficial la superficie de los líquidos forma con las paredes del recipiente que los contiene un cierto ángulo, dando lugar a un menisco, que al realizar la medición debe ubicarse tangente a la línea de lectura. Gráfico N° 4.

Se presenta dos casos:

- Líquidos que **no mojan** las paredes como el caso del Mercurio (menisco convexo).
- Líquidos **que mojan** las paredes (la mayoría) como el caso del agua (menisco cóncavo).

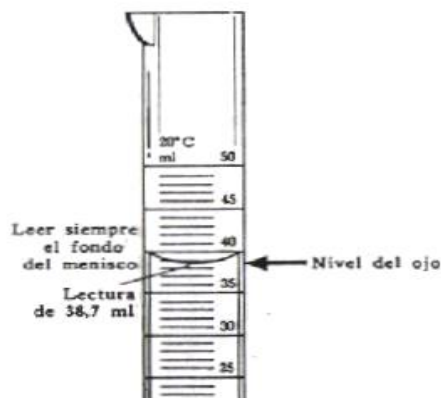
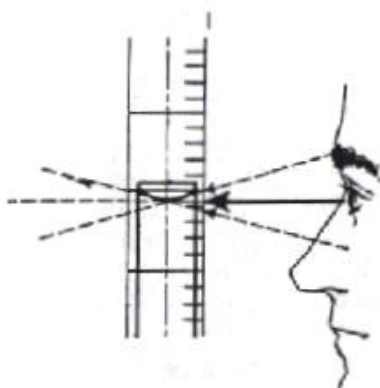


Gráfico N° 4: Posición del ojo para lectura y reconocimiento del menisco.

#### 4.3. La operación de pesar: Balanza Analítica

Este tipo de balanzas es de gran precisión. Cuenta con puertas de vidrio que aíslan la muestra en cuestión del ambiente exterior, con el fin de evitar corrientes de aire que puedan modificar el pesaje.

Precauciones:

La balanza debe posicionarse en un lugar sin demasiadas vibraciones, sin corrientes de aire y a una temperatura y humedad lo más estable posible. No se deben pesar sustancias calientes, dado la lectura puede ser errónea. No debe sobrecargarse, se debe conocer el límite máximo



### ***Experiencias y problemas***

que permite el equipo. No deben colocarse las sustancias directamente sobre el platillo de la balanza, siempre se debe pesar la muestra contenida dentro de un recipiente.

Uso de la balanza:

- 1- Primero debemos asegurarnos de que esté correctamente nivelada (la mayoría tienen una burbuja de aire que nos muestra el nivel, en caso de que la burbuja no esté centrada, se deben ajustar las patas del equipo hasta que quede nivelada).
- 2- Debe estar en cero, si no lo está podemos usar el botón para tarar (llevar a cero).
- 3- Se coloca un papel, placa o vidrio de reloj para contener la muestra en el centro del platillo (nunca debe ser más grande que la base del platillo).
- 4- Para tener una medida directa, se tara nuevamente la balanza, para medir únicamente la masa de la sustancia que queremos.
- 5- Colocamos la sustancia/muestra, CERRANDO LAS PUERTAS. La lectura se hace cuando se logra estabilidad (todas las balanzas tienen un detector de estabilidad que puede visualizarse en la pantalla).
- 6- Al finalizar la medición retiramos el material y cerramos la puerta.

### **4.4. Manejo del mechero de gas**

Las operaciones de laboratorio, tales como el trabajo de vidrio, ebullición o destilación de líquidos, necesitan una fuente de calor. Muchas experiencias de laboratorio requieren el uso de una fuente de fácil manejo y de simple construcción. Existen tres tipos de mecheros muy utilizados para estos fines en el laboratorio. El manejo de estos tres tipos es semejante. El gas llega al mechero a través de una manguera para gas desde la llave situada en la mesa del laboratorio. El gas entra en el mechero a través de un orificio de entrada. El aire entra a través de un collar o manguito giratorio. En la parte inferior del tubo del mechero se mezclan el gas y el aire. La cantidad de gas y aire que entran se regulan ajustando el collar y la base del mechero respectivamente. La mezcla de aire y gas que fluye a través del mechero se enciende acercando una cerilla encendida justamente sobre la base superior del mechero. **No debe situarse la cara o los brazos** directamente sobre el mechero.

El tipo y color de llama nos indica;

- ◆ Cono azul interior, llama de reducción
- ◆ Cono próximo interior violeta invisible, llama de oxidación
- ◆ Llama luminosa amarilla con hollín, no da mucho calor y es fácilmente movida por corrientes de aire.

Este último tipo de llama es el resultado de un defecto de aire en la mezcla aire-gas. Es posible obtener un tipo diferente de llama, ajustando la entrada para incorporar más aire a la mezcla. Gráfico N° 5

La llave de gas de la mesa siempre debe abrirse a su posición máxima. Esto permite hacer un ajuste fino del gas que entra a un mechero equipado con un tornillo de ajuste en su base. El tornillo de ajuste controla el flujo de gas, y por lo tanto, el tamaño de la llama.

Con frecuencia, en el encendido de una mezcla de gas-aire va acompañado de un ruido, que generalmente se debe a un exceso de aire en la mezcla. Esto puede corregirse ajustando el flujo de aire en el mechero.

A veces la mezcla gas-aire se enciende en el interior del tubo del mechero, entendiéndose esto como que la llama retrocede. El retroceso de la llama se produce cuando la cantidad de gas y aire introducida en el mechero se reduce de tal forma que el cono interior de la llama se introduce en el tubo del mechero. También puede ocurrir si la cantidad relativa de aire en la mezcla gas-aire aumenta de manera que el encendido tiene lugar muy rápidamente. Si esto sucede, debe cerrarse rápidamente la llave del gas para evitar que el tubo del mechero se recaliente. Las cantidades relativas de aire y gas introducida deben entonces ajustarse antes de encenderlo nuevamente. No se debe tocar el tubo de un mechero en el que haya retrocedido la llama.

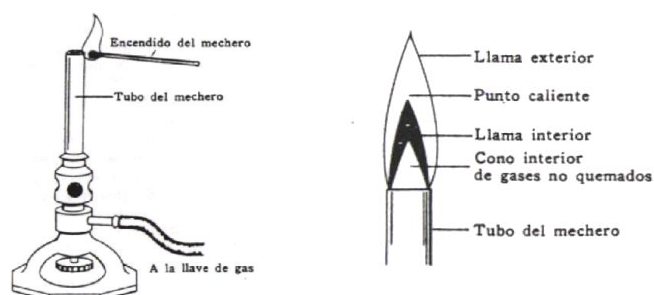
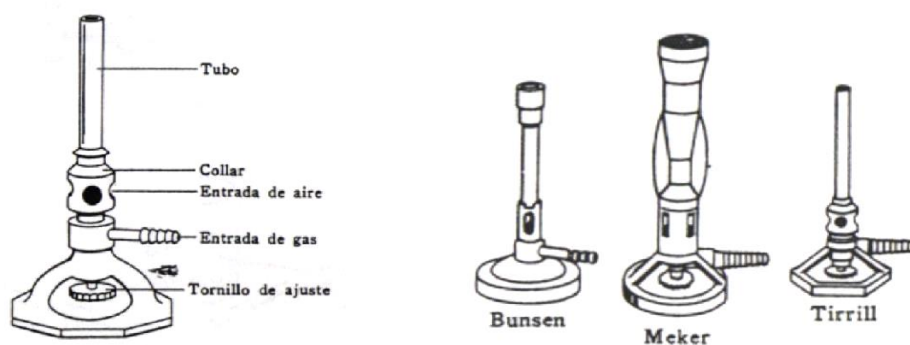


Gráfico N° 5: El mechero y la composición de la llama.

#### 4.3.1. Mecheros utilizados en el laboratorio

En la gráfica N° 6 se observan las partes que componen el mechero y algunos modelos utilizados frecuentemente en el laboratorio, su elección depende de la cantidad de calor necesaria para la experiencia a realizar.



Gráfica N° 6: Tipos de mechero y sus partes.

### 4.5. Métodos de calentamiento

Al calentar recipientes de vidrio se deben tomar precauciones que se han detallado cuando se describieron a los materiales, para ello se interpone entre la fuente de calor y el recipiente una tela de amianto sostenida por un anillo o un trípode. Se puede observar en la Gráfica N° 7 la disposición de los materiales y como se procede en caso de calentar un tubo de ensayo.

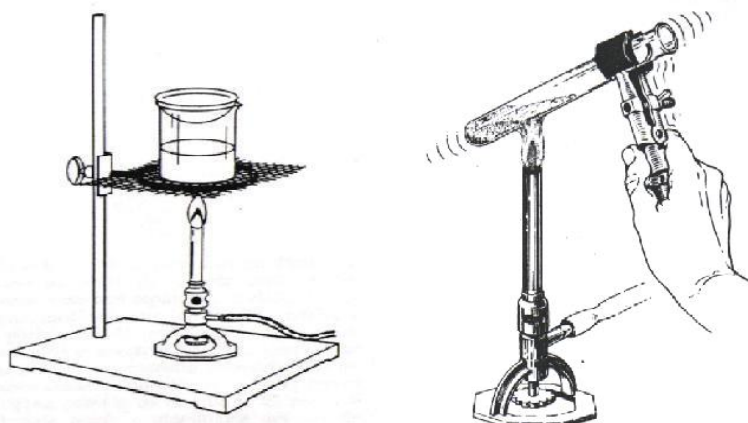


Gráfico N° 7: procedimiento al calentar los recipientes de vidrio.





**Experiencias y problemas**

**5. Operaciones de filtración en el laboratorio**

La filtración es un proceso utilizado para separar los componentes de un sistema en el que existen dos fases, una en estado sólido y la otra en líquido. Una de las aplicaciones más frecuentes de la filtración es separar un producto sólido de una mezcla reaccionante. Por ejemplo, dos disoluciones pueden reaccionar para dar un producto insoluble en la mezcla de las dos disoluciones. Las fases sólidas y líquidas constituyen en conjunto la llamada **mezcla reaccionante**. El producto sólido es el **precipitado**. La fase líquida recibe el nombre de **líquido sobrenadante**.

Por la operación de filtración se consigue separar el precipitado del líquido que sobrenada. Así uno de los productos formados en la reacción puede separarse por filtración. El sistema constituido por el papel de filtro y el embudo de filtración conforman lo que corrientemente se conoce como **filtro**. Este sistema se muestra más abajo. La filtración incluye los siguientes pasos:

- Un trozo de papel de filtro doblado se introduce en el embudo que se encuentra sostenido por un soporte.
- Luego se vierte sobre el papel unos  $\text{cm}^3$  del líquido sobrenadante y se transfiere al filtro la mezcla reaccionante.
- El flujo del líquido a través del papel de filtro se acelera por la succión creada por la columna del líquido del vástago del embudo.

Con el propósito de obtener una columna continua en el vástago del embudo, debe adherirse fuertemente a sus paredes el extremo superior del papel de filtro doblado en forma de cono. El vástago del embudo debe permanecer lleno de líquido durante toda la operación.

Para que el papel de filtro se ajuste adecuadamente al embudo, generalmente se requiere plegarlo, Gráfico N° 8, una de las maneras es proceder a tomar un trozo de papel de filtro de forma circular, doblar por la mitad, doblar una vez más sobre sí mismo, a la cuarta parte, pero en forma levemente oblicua formando entre sus bordes superpuestos un ángulo que desplace levemente estos bordes unos 5 milímetros entre sí. Es conveniente además, rasgar un pequeño triángulo irregular del vértice del extremo de la parte superior como se señala; esto permite conseguir en la práctica una fuerte adherencia entre el extremo superior del papel y el embudo. Si fuera necesario realizar más pliegues para lograr la adherencia al embudo se puede proceder como se indica en la misma gráfica.

Después, el papel de filtro se abre formando un cono en cuya parte superior exterior queda el extremo rasgado, quedando en condiciones de ser colocado en el embudo. Se vierten varios  $\text{cc}^3$  de líquido sobrenadante sobre el papel de filtro para humedecerlo y llenar el vástago del embudo. Esta operación se realiza a los efectos de llenar los poros del papel de filtro con el líquido. Si esto no se hace, algo del precipitado podría obstruir los poros del papel de filtro reduciendo la eficacia de la operación. Teniendo el vástago lleno con el líquido la velocidad de operación de filtración, será máxima. El extremo superior del papel de filtro humedecido se presionará ligeramente sobre la parte de arriba del embudo para conseguir una fuerte adherencia. Si el papel de filtro ha sido preparado e insertado bien en el embudo, a medida que el líquido escurre a través del papel se formará en el vástago una columna de líquido con burbujas de aire.

Para evitar salpicaduras innecesarias, así como posible pérdida de filtrado, el extremo del vástago del embudo debe tocar la pared del recipiente donde se recoge el filtrado, esta disposición se muestra más abajo. El extremo del vástago del embudo permanecerá, durante la filtración, por encima del nivel del filtrado.

La filtración puede realizarse más rápidamente si la mayor parte del líquido sobrenadante se decanta al papel de filtro. La decantación es un proceso en el que el líquido es cuidadosamente vertido desde el precipitado, de forma que se transfiere muy poco sólido al papel de filtro durante la operación. En este paso debe evitarse resolver el precipitado del fondo del vaso. El tiempo

### Experiencias y problemas

requerido para el líquido pase a través del papel de filtro será menor que si se transfiriese al papel una porción del sólido.

La transferencia de la mezcla reaccionante al papel de filtro puede realizarse siguiendo el procedimiento del Gráfico N° 8: el vaso que contiene la mezcla reaccionante se sujeta con una mano y se mantiene encima y al lado del embudo. El pico de vaso se apoya contra la varilla. El extremo inferior de la varilla se acercará al papel de filtro sin tocarlo. Inclinando el vaso se puede transferir el líquido sobrenadante de manera controlada con un mínimo de salpicaduras. Para evitar que algún líquido o sólido se introduzca entre el papel de filtro y la pared del embudo, nunca debe llenarse el filtro más allá de unos tres milímetros del borde superior del papel.

La eficacia de la filtración estará determinada por la completa separación del precipitado y del líquido que sobrenada. El precipitado después de la transferencia del papel de filtro se llama residuo.

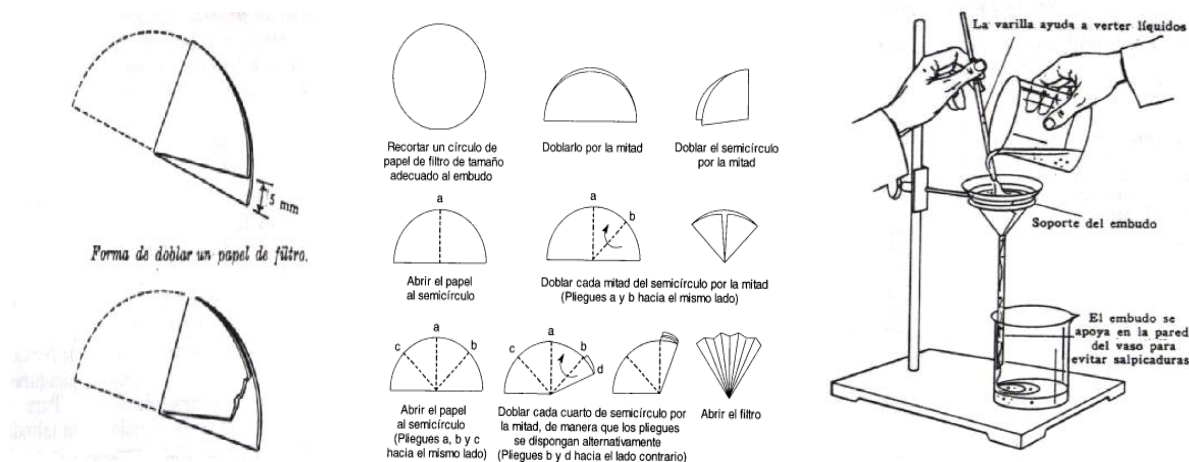


Gráfico N° 8: Técnicas de plegado del papel de filtro y trasvasamiento de líquidos a ser filtrados.

## 6. Secado de residuos

Concluida la filtración, el residuo generalmente se lava varias veces con agua destilada, después se separa el papel de filtro del embudo y manteniéndolo sin doblar se procede su secado. En cuanto a secar residuos existen tres formas fáciles de operar.

### 6.1. Secado al aire

El residuo se puede secar dejándolo al aire durante 24 horas o hasta que se observe que su masa permanece constante. Este es quizás el método más fácil de secar un residuo, siempre que el tiempo no constituya un factor importante. Si el papel de filtro húmedo se coloca sobre varias capas de papel secante, se absorberá la mayor parte del disolvente y el tiempo de secado disminuirá. Por esto se colocará el papel de filtro y el residuo sobre un papel secante limpio preferentemente en un lugar donde haya circulación permanente de aire.

La principal limitación del secado al aire es el tiempo que se necesita para secar el residuo.

### 6.2. Secado en estufa

Una estufa de secado es un dispositivo adecuado para secar residuos. El papel de filtro y el residuo se colocan en la estufa en un vidrio reloj tarado. Después de 10 a 15 minutos el vidrio de reloj, el papel de filtro y el residuo se sacan de la estufa y, una vez fríos, se pesan. Se introducen otros 5 minutos en la estufa y de nuevo se dejan enfriar y se pesan. Si la masa del vidrio de reloj



### ***Experiencias y problemas***

y su contenido es igual a la obtenida en las pesadas previas puede suponerse que el residuo está seco.

La temperatura de la estufa se controla de forma que sea suficientemente alta para secar el residuo, pero no tan elevada para que lo descomponga. Generalmente se utiliza una temperatura de 100 °C a 110°C.

### **7. Ficha técnica del compuesto**

Cada compuesto que se utiliza en el laboratorio tiene una ficha técnica que contiene símbolos y frases de seguridad que señalan los riesgos más importantes derivados de su uso y las precauciones que hay que adoptar para su utilización.

Antes de utilizar es conveniente leer cuidadosamente la misma con el propósito de tomar las precauciones necesarias para evitar accidentes.

**Trabajar con precaución es diferente a trabajar con miedo.**



## TRABAJO EXPERIMENTAL Nº 1: MANEJO DE MATERIALES E INSTRUMENTAL DE LABORATORIO

### 1. Objetivo del trabajo

Reconocer los materiales de laboratorio.

Adquirir destrezas en el manejo de los materiales de laboratorio.

### 2. Materiales necesarios

Balanza, pipetas, vasos de precipitados, matraz aforado de 250 cm<sup>3</sup> o 500 cm<sup>3</sup>, probeta graduada de distintas medidas, embudo, varilla de vidrio.

### 3. Tareas individuales

- Tomar una pipeta y realizar trasvase de diferentes volúmenes desde el vaso de precipitado al matraz con el objetivo de adquirir la habilidad de manejo del mismo.
- Siguiendo las instrucciones respectivas, pesar en la balanza disponible 1 y 5 g del reactivo suministrado por los docentes (maltodextrina).
- Medir diferentes volúmenes utilizando los elementos disponibles.
- Enrasar volúmenes en los matraces proporcionados.
- Indicar sobre las figuras el nombre, clasificación y utilidad de cada material/elemento de laboratorio que se encuentra ilustrado a continuación.




---

---

---

---




---

---

---

---

---

---




---

---

---

---

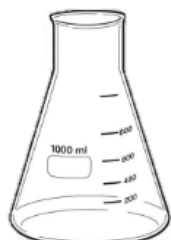


---

---

---

---



---

---

---

---

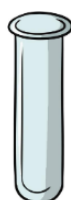


---

---

---

---



---

---

---



---

---

---

---



---

---

---



---

---

---

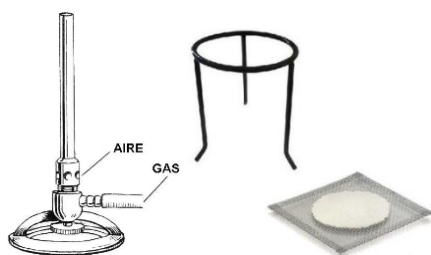



---

---

---

---




---

---

---

---




---

---

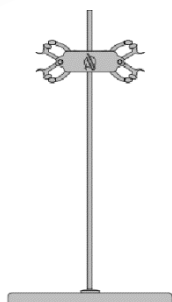
---




---

---

---




---

---

---

---



---

---

---



## TRABAJO EXPERIMENTAL Nº 2: PREPARACION DE SOLUCIONES

### 1. Introducción teórica

Se llama **solución** o **disolución** al sistema **homogéneo** que resulta de la dispersión de una sustancia en el seno de otra constituyendo una sola fase. Cuando hablamos de dispersión, estamos significando la diseminación de las moléculas del cuerpo disuelto entre las moléculas del disolvente.

El compuesto dispersante se llama **solvente** o **disolvente** y el compuesto que se dispersa se llama **soluta**. Este último **siempre está en menor cantidad**.

Ejemplos:

1. Dispersión de un soluto gaseoso en agua (sistema anhídrido carbónico en agua).
2. Dispersión de un soluto líquido en agua (sistema alcohol en agua).
3. Dispersión soluto sólido en agua (sistema sal NaCl en agua).

Tanto el soluto como el solvente pueden ser sólidos, líquidos o gaseosos.

El solvente utilizado durante todo el desarrollo de los prácticos será agua, salvo que se exprese lo contrario.

La masa de la solución está compuesta por la suma de la masa del soluto y la masa del solvente, donde  $m_s$  = solución;  $m_o$  = soluto y  $m_e$  = solvente:

$$m_s = m_o + m_e$$

Los volúmenes de los componentes de una solución son aditivos, **únicamente** cuando se trata de soluciones acuosas. No es posible considerar en todos los casos la aditividad de los volúmenes de los componentes de una solución, sobre todo si partimos de soluto sólido o gaseoso e incluso de ciertas sustancias líquidas, (ej. alcohol) sin embargo, la relación entre el volumen y la masa de cada disolución están relacionados por la densidad de la misma.

La masa de soluto que puede disolverse en una determinada masa de solvente, a una temperatura dada, **es limitada**. Cuando una solución contiene la **máxima** cantidad de soluto disuelto a esa temperatura se llama **solución saturada**. A esto se llama solubilidad de una sustancia en un solvente dado: se dice que la solución está saturada (límite de solubilidad) a una temperatura dada, cuando ya **no admite** más soluto, y si se le añade más, éste queda sin disolver.

Generalmente se expresa la solubilidad de la sustancia en **gramos de soluto por cien gramos de solvente** y se llama **coeficiente de solubilidad**. Este coeficiente varía con la sustancia disuelta, el disolvente, la presión y la temperatura. Generalmente la solubilidad aumenta con la temperatura (a excepción de los gases).

A las soluciones podemos clasificarlas según la cantidad de soluto disuelto en: **diluida**, **concentrada**, **saturada** y **sobresaturada**.

1. **Diluida**: Cuando la cantidad de soluto es pequeña para la cantidad de solvente. Aquella cuya concentración está alejada a la saturación. Ejemplo: la que se obtendría al diluir un gramo de cloruro de sodio en un litro de agua.

2. **Concentrada**: Si se continúa agregando soluto (sal) al litro de agua se va concentrando la solución. Y la cantidad de soluto en la solución resulta importante si la comparamos con la solución anterior (diluida). Una solución concentrada es aquella cuya concentración es cercana a la saturación.





### Experiencias y problemas

3. **Saturada:** Una solución está saturada a una determinada presión y temperatura cuando el solvente ya no disuelve más soluto, aunque se lo agregue (límite de solubilidad).

4. **Sobresaturada:** Cuando la cantidad de soluto es mayor a la del límite de solubilidad, para esa temperatura, se constituye un sistema inestable que ante cualquier cambio precipitará el soluto en exceso (por agitación o agregado de pequeña cantidad de soluto). La sobresaturación de una solución es un proceso muy cuidadoso, generalmente, por calentamiento se logra que el solvente admita una cantidad de soluto por encima de la solubilidad máxima. Al enfriar lentamente y en reposo hasta la temperatura requerida se obtiene la solución sobresaturada.

Una disolución de dos componentes está formada por el soluto y el disolvente. La relación numérica entre ambos se denomina CONCENTRACIÓN y puede expresarse como:

$$\text{Concentración} = \frac{\text{Cantidad de soluto}}{\text{Cantidad de solución}}$$

$$\text{Concentración} = \frac{\text{Cantidad de soluto}}{\text{Cantidad de solvente}}$$

Esta concentración puede expresarse en **unidades físicas** o **unidades químicas**. Algunas se expresan en el cuadro siguiente:

## 2. Expresiones de Concentración

Relación	Símbolo	Expresión	Concepto
m / m	% m/m	Porcentaje masa en masa	g de soluto en 100 g de solución
m / m	m	Molalidad	Número de moles de soluto en 1000 g de solvente.
m / m	x <sub>1</sub>	Fracción molar de solvente	Número de moles de solvente en moles de solución
m / m	x <sub>2</sub>	Fracción molar de soluto	Número de moles de soluto en moles de solución.
m / m	% m/m	Porcentaje masa en masa	g de soluto en 100 g de solvente
m / m	ppm	Partes por millón	g de soluto por g de solución
m / v	% m/v	Porcentaje masa en volumen	g de soluto en 100 cm <sup>3</sup> de solución.
m / v	g/dm <sup>3</sup>	Masa en volumen	g de soluto en 1000 cm <sup>3</sup> de solución.
m / v	M	Molaridad	Número de moles de soluto en 1000 cm <sup>3</sup> de solución
m / v	% m/v	Porcentaje masa en volumen	g de soluto en 100 cm <sup>3</sup> de solvente.
m / v	N	Normalidad	Número de pesos equivalentes g de soluto en 1000 cm <sup>3</sup> de solución.
m / v	ppm	Partes por millón	g de soluto por cm <sup>3</sup> de solución
v/v	% V/V	Porcentaje volumen en volumen	cm <sup>3</sup> de soluto cada 100 cm <sup>3</sup> de solución
m/v	mg/dl	Porcentaje masa en volumen	mg por cada 100 cm <sup>3</sup> de solución

Las expresiones más habituales pueden ser:

### 2.1. Unidades Físicas

g/dm <sup>3</sup>	Expresa la Cantidad de so (g) que hay en 1000 cm <sup>3</sup> de sn.
% m/V (so/sn)	Expresa la Cantidad de so (g) que hay en 100 cm <sup>3</sup> de sn.
% m/m (so/sn)	Expresa la Cantidad de so (g) que hay en 100 g de sn.
% m/m (so/se)	Expresa la Cantidad de so (g) que hay en 100 g de se.
% m/V (so/se)	Expresa la Cantidad de so (g) que hay en 100 cm <sup>3</sup> de se.



**Experiencias y problemas**

**2.2. Unidades Químicas**

$$\text{NORMALIDAD} = N = \frac{\text{Número de equivalentes gramos de soluto}}{\text{dm}^3 \text{ de solución}}$$

$$\text{MOLALIDAD} = m = \frac{\text{moles de soluto}}{1000 \text{ g de solvente}}$$

$$\text{MOLARIDAD} = M = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{dm}^3 \text{ de solución}}$$

$$\text{FRACCION MOLAR DE A} = X_A = \frac{\text{Número de moles de A}}{\text{Número de moles totales}} = \frac{m_A}{m_T}$$

$$X_A + X_B = 1$$

$$\text{FRACCION MOLAR DE B} = X_B = \frac{\text{Número de moles de B}}{\text{Número de moles totales}} = \frac{m_B}{m_T}$$

**2.3. Densidad**

Es una propiedad física, propia de cada solución y se refiere a la relación existente (constante de proporcionalidad) entre la masa de solución y el volumen de la solución, es decir masa de solución por unidad de volumen. Permite caracterizar a una solución.

$$D_{sn} = m_{sn} / V_{sn}$$

Conociendo la densidad de la Sn (de tablas o en forma práctica) puede conocerse la masa de la sn o el volumen de la sn respectivamente.

$$m_{sn} = D_{sn} * V_{sn}$$

$$V_{sn} = m_{sn} / D_{sn}$$

Existen tablas que relacionan la concentración de una solución específica con su densidad. Por ejemplo:

**Ácido Clorhídrico**

Densidad (g/cm <sup>3</sup> )	Concentración (g/dm <sup>3</sup> )	% m/m so/sn
1,1392	319,0	28
1,1492	344,8	30

Muchas veces los valores de densidad o concentración, no coinciden con los datos de tablas pero si esos valores son intermedios a los existentes, pueden ser interpolados matemáticamente.

**Ejemplo**

Si la concentración de la solución es de 330 g/dm<sup>3</sup>. Indicar que densidad tiene esta solución. En tabla este valor está comprendido entre los extremos 319 y 344,8 g/dm<sup>3</sup>, se debe entonces proceder a interpolar.

**Ácido Clorhídrico**

Densidad (g/cm <sup>3</sup> )	Concentración (g/dm <sup>3</sup> )
1,1392	319,0



**Experiencias y problemas**

?	330,0
1,1492	344,8

**Se halla el incremento para:**

Densidad

$$(1,1492 - 1,1392) \text{ g/cm}^3 = 0,0100 \text{ g/cm}^3$$

Concentración

$$(334,8 - 319,0) \text{ g/dm}^3 = 25,8 \text{ g/dm}^3$$

O sea que para un incremento de  $0,0100 \text{ g/dm}^3$  en la densidad le corresponde un incremento de  $25,8 \text{ g/dm}^3$  en la concentración. Luego se calcula la diferencia existente entre el valor dado y el valor de concentración más cercano al mismo ( $330,0 - 319,0$ )  $\text{g/dm}^3 = 11 \text{ g/dm}^3$  planteándose por regla de tres simple el valor del incremento de la densidad correspondiente al mismo.

Según:

a  $25,8 \text{ g/dm}^3$  (Incremento de concentración)      Corresponde       $0,0100 \text{ g/cm}^3$  (Incremento de densidad)

a  $11,0 \text{ g/dm}^3$  (Incremento de concentración)      Corresponde       $X = 0,00426 \text{ g/cm}^3$

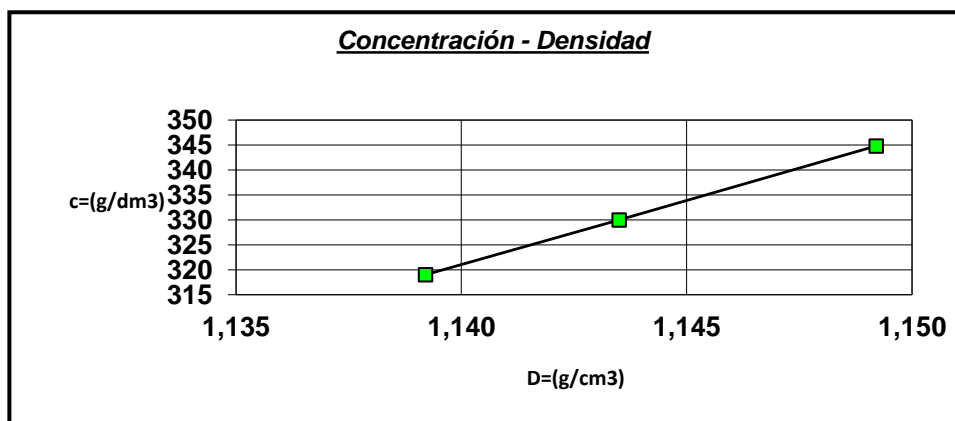
Dónde:  $X = 0,00426$  es el incremento en la densidad que, en este caso, se suma a la densidad correspondiente a  $319 \text{ g/dm}^3$

Resultando:  $1,1392 \text{ g/cm}^3 + 0,00426 \text{ g/cm}^3 = 1,14346 \text{ g/cm}^3 = 1,1435 \text{ g/cm}^3$

$1,1435 \text{ g/cm}^3$  será la densidad de la solución cuya concentración es de  $330 \text{ g/dm}^3$ .

**Resumiendo:**

Si graficamos la relación del par ordenado Densidad-Concentración, veremos que a cada valor de **densidad** le corresponde un solo valor de **concentración**; si se parte de una concentración intermedia entre dos valores, la densidad correspondiente también debe ser intermedia entre esos extremos de densidad.



También puede relacionarse la concentración % m/m (so/sn) y la densidad.

Por ejemplo:

Si la densidad de una solución de ácido clorhídrico es  $d = 1,400 \text{ g/cm}^3$ , indicar la concentración de la solución en % m/m (so/sn).

Se utilizará la siguiente tabla a efectos de proceder a la interpolación de los valores.

Densidad ( $\text{g/cm}^3$ )	% m/m so/sn
1,1392	28
1,1400	?



**Experiencias y problemas**

1,1492	30
--------	----

Se ubica el valor de la densidad entre los extremos correspondientes y se hallan los incrementos, resultando la siguiente relación:  $(1,1492 - 1,1392) - (30 - 28)$ .

a 0,01 g/cm<sup>3</sup> (Incremento de densidad ▼ le corresponde 2 g/100g sn

a 0,0008 g/cm<sup>3</sup> (Incremento de densidad) ▼ le corresponde X = 0,16 g/100 g sn

Este incremento de concentración (0,16 g/100 g sn) se suma a 28 g/100 g sn, o sea

$$28 + 0,16 = 28,16 \text{ g/100 g sn} \quad \text{▼ corresponde} \quad \mathbf{C = 28,16 \% m/m \text{ so/sn}}$$

Interpolación lineal:

d= g/cm<sup>3</sup>

319,0

330,0

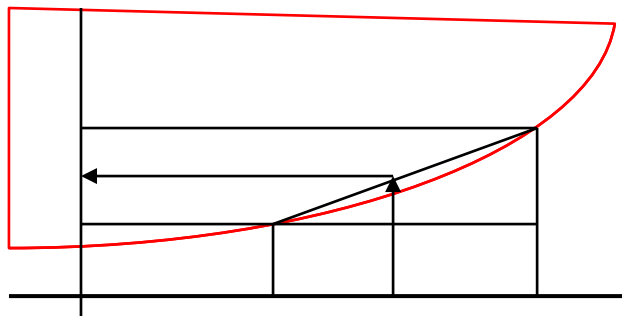
344,8

1,1392

1,1492

X

C= g/dm<sup>3</sup>



En la interpolación se

supone la linealidad de la función entre dos valores próximos de la tabla, (independientemente de la forma que tome la función) y por la propiedad de los triángulos rectángulos que se forman, se obtiene el valor intermedio buscado. La interpolación casi siempre nos dará un pequeño error respecto al valor de la función verdadera, pero siempre será menor que tomar el valor más próximo de los que figuran en la tabla.

**Normalidad (N):**

Es el número de pesos equivalentes gramo (Eqg) de soluto que hay disueltos en 1000 cm<sup>3</sup> de solución.

**Número equivalente gramo:** Es la masa del equivalente químico (Eq) expresado en gramos.

El equivalente químico se calcula:

$$Eq = MM / e$$

Siendo **e** un número que depende del compuesto considerado. Un compuesto puede presentar distintos valores de masa equivalente (en gramos). Estos valores dependen de la reacción en la que está involucrado el compuesto.

Es frecuente expresar que:

Un equivalente químico es un Mol de la función química con que actúa la sustancia. De ese modo, la masa equivalente teórica para un elemento se obtiene dividiendo **la masa molar del elemento por la valencia** con la que participa el elemento en la combinación química.

Para un metal sería:

Metal ▼ Metal ++ Valencia = 2 por lo cual tiene 2 equivalentes/mol y ▼ m<sub>eq</sub> = masa atómica/2

En los ácidos y bases de Brönsted - Lowry un equivalente ácido-base será un mol de protones e iones oxhidrilos respectivamente:

HCl ▼ Cl<sup>-</sup> + H<sup>+</sup> cada uno participa con 1 mol y se tiene 1 equivalente

$$m_{eq} = MM/1 = 36,5 \text{ g/1} = 36,5\text{g}$$

H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> ▼ SO<sub>4</sub><sup>=</sup> + 2 H<sup>+</sup> hay 2 moles H<sup>+</sup> y serían 2 equivalentes



**Experiencias y problemas**

$$m_{eq} = MM/2 = 98 \text{ g}/2 = 49 \text{ g}$$

$\text{NaHO} \rightarrow \text{HO}^- + \text{Na}^+$  hay 1 mol de  $\text{OH}^-$  y nuevamente 1 equivalente

$$m_{eq} = MM/1 = 40 \text{ g}/1 = 40 \text{ g}$$

En las sales, es la masa molar de la sal dividida por el número total de cargas positivas o negativas que se generan al disociar la sal.

$\text{NaCl} \rightarrow \text{Cl}^- + \text{Na}^+$  una carga positiva o negativa, o sea 1 equivalente:

$$m_{eq} = MM/1 = 58,5 \text{ g}/1 = 58,5 \text{ g}$$

$\text{K}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{SO}_4^{2-} + 2 \text{K}^+$  hay 2 cargas positivas o negativas, serían 2 equivalentes

$$m_{eq} = MM/2 = 174 \text{ g}/2 = 87 \text{ g}$$

En las reacciones redox hay transferencia de electrones, por lo cual el número de equivalentes dependerá del estado de oxidación que alcance la sustancia en el proceso, o sea de la cantidad de electrones transferidos por el átomo o molécula. Un equivalente es la masa molar del compuesto dividido por el número de electrones que pierde o gana en la semi reacción correspondiente.

Ejemplo 1: para la semi reacción de reducción en medio ácido:



$$\text{Eq} = MM \text{ KMnO}_4 / a = 158 \text{ g} / 5 = 31,6 \text{ g}$$

$$\text{Eq-g} = 31,6 \text{ g}$$

El equivalente químico del  $\text{KMnO}_4$  en medio ácido es la masa molecular de la sal dividido 5, porque ese es el número de electrones que gana el manganeso al reducirse de  $\text{Mn}^{7+}$  en el permanganato a  $\text{Mn}^{+2}$ .

Ejemplo 2: Averigüe cuántos equivalentes de  $\text{KMnO}_4$  hay en 50g del mismo si reacciona como oxidante en medio ácido.

El Eqg en este caso es 31,6 g por lo que el número de equivalentes en los 50 g será:

$$50 \text{ g} \times 1 \text{ eq g} / 31,6 \text{ g} = \underline{1,58 \text{ equivalentes g}}$$

En cambio, si la solución del problema anterior es alcalina, el  $\text{MnO}_4^-$  se reduce a  $\text{MnO}_2$ . ¿Cuántos equivalentes gramo hay en 50 g de  $\text{KMnO}_4$ ?

En este caso la semi reacción de reducción es:



Cada mol de  $\text{KMnO}_4$  intercambia 3 electrones, siendo por lo tanto su Eqg:

$$\text{Eq} = MM/3 = 158/3 = 52,6 \text{ g}$$

$$\text{Eq g} = 52,6 \text{ g}$$

En los 50 g de sal habrá:

$$50 \text{ g} \times 1 \text{ eq g} / 52,6 \text{ g} = \underline{0,9 \text{ Equivalentes-g}}$$

**Por lo tanto, se puede observar que un mismo compuesto tendrá un Eqg diferente según el número de electrones que intercambia en la semi reacción de óxido-reducción en que interviene.**

Como consecuencia una misma solución puede tener distintas normalidades, ya que si los 50 g de  $\text{KMnO}_4$  estuvieran disueltos en 1 dm<sup>3</sup> de solución, tendríamos en el primer caso una solución 1,6 N y en el segundo, una 0,9 N.

La normalidad y molaridad de una solución están relacionadas **N = M.e**

El número de equivalentes gramo de soluto presentes en un determinado volumen de solución puede obtenerse multiplicando el volumen de la solución (V) en litros por la normalidad de la solución:

$$n^\circ \text{ de masa equivalentes gramo} = V.N$$

**Molaridad = M**

Es el número de moles de soluto que hay disueltos en 1000 cm<sup>3</sup> de solución.



## Experiencias y problemas

### Molalidad = m

Es el número de moles de soluto que hay disueltos en 1000 g de solvente.

### Fracción molar = X

Es el cociente entre la cantidad de moles de soluto y la cantidad total de moles en la solución (soluto + solvente), en un sistema binario la suma de las fracciones molares es la unidad.

$N^{\circ}$  de moles totales ( $n_T$ ) =  $n^{\circ}$  de moles de soluto ( $n_B$ ) +  $n^{\circ}$  de moles de solvente ( $n_A$ ) =  $n_A + n_B$

Dónde: A = soluto y B = solvente.

## 3. Desarrollo del Trabajo Experimental

### 3.1. Objetivo del trabajo

Preparar soluciones de diferentes concentraciones.

Reconocer la relación entre la densidad y la concentración de las soluciones.

Expresar las concentraciones de las soluciones preparadas en las diferentes unidades.

### 3.2. Materiales necesarios

Balanza, erlenmeyer de 250 cm<sup>3</sup>, matraz aforado de 250 cm<sup>3</sup> o 500 cm<sup>3</sup>, probeta graduada de 250 cm<sup>3</sup>, embudo, varilla de vidrio, pipeta, termómetro, densímetro y vasos de precipitados.

### 3.3. Técnica operatoria

La cantidad de material a ser pesado surge de los cálculos teóricos previos, para ello es necesario conocer la concentración y el volumen de la solución que se desea preparar. La cantidad de soluto que resulte de los cálculos será perfectamente pesada y colocada dentro del vaso de precipitados, cuidando de no derramar soluto fuera del mismo.

Si en la preparación de la solución se empleará un soluto sólido, como paso previo a la pesada, debe ser pulverizado utilizando un mortero para permitir la homogeneización (el procedimiento facilitará su disolución), posteriormente se lo deberá desecar en estufa hasta pesada constante y después de enfriado estará listo para ser utilizado. (Estos pasos, son realizados por la cátedra).

Se adicionará cuidadosamente agua destilada cuya cantidad es aproximadamente igual a la mitad del volumen de la solución a preparar.

Se agitará con varilla de vidrio hasta completar la disolución del soluto y posteriormente, utilizando un embudo se trasvasará la solución al matraz aforado.

La pared del vaso de precipitados utilizado para disolver el soluto, deberá ser lavada en forma reiterada; y el agua del lavado, agregada al matraz. Se tomará la precaución de no sobrepasar el volumen final de la solución con la sumatoria de volúmenes.

Completar el volumen de solución a preparar adicionando con pipeta el volumen faltante de agua destilada hasta el enrase con el aforo del matraz (marca en el cuello del mismo).

Se tapa el matraz con un tapón (de corcho o goma) y se homogeneiza la solución, invirtiendo y agitando el matraz sujetando la tapa.

De observarse turbidez en la solución, se deberá filtrar mediante la utilización de un filtro adecuado.

La solución homogénea resultante se deberá trasvasar a una probeta de 250 cm<sup>3</sup>, donde se colocará el densímetro para la lectura correspondiente a la temperatura de la solución obtenida. Los **densímetros** son flotadores de vidrios lastrados en su parte inferior con mercurio (Hg) o perdigones.

Sumergiendo cuidadosamente este instrumento en el líquido, se llegará a un equilibrio entre el peso del mismo y el volumen del líquido desalojado. La densidad se lee directamente en la varilla graduada del aparato en el punto de enrase con el nivel del líquido. Se deberá tener en cuenta que el densímetro no se adhiera a las paredes del recipiente, ello se logra haciéndolo rotar levemente.



## **Experiencias y problemas**

La graduación  $1,000 \text{ g/cm}^3$  corresponde al agua destilada a  $4^\circ\text{C}$ .

### **Nota:**

Observe cuidadosamente el **rango y la escala de medición** del densímetro.

Ante cualquier **duda** no olvide **consultar a su instructor**.

**Dibuje el material utilizado** durante el trabajo práctico.

## **3.4. Tareas**

### 3.4.1. Tarea N° 1

#### **Objetivo:**

Preparación de una solución a partir de un soluto sólido.

Preparar  $250 \text{ cm}^3$  de solución de  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$  al 3 % m/v (So/Sn).

1. Calcular los gramos de soluto necesarios de acuerdo al volumen y concentración de la solución a preparar.

Se sabe que

$100 \text{ cm}^3$ Sn ▼	3 g So
$250 \text{ cm}^3$ Sn ▼	7,5 g So

Esta es la cantidad de soluto necesaria para preparar la solución en cuestión.

2. La solución preparada se trasvasa a una probeta y se mide la densidad.

Para realizar la medición, se observará en el **densímetro**:

**Rango** de medida del densímetro.

**Apreciación** del densímetro.

3. Con el valor de la densidad verificamos en tabla que la solución preparada tenga una concentración de  $30 \text{ g/dm}^3$ .

Habrà que observar que la exactitud dependerà en gran medida de la experiencia que reúna el alumno, por lo tanto un error puede atribuirse a varias razones:

**Incorrecta pesada** de la cantidad de soluto (en exceso o defecto).

**Incorrecta medida** del volumen de solvente al enrasar el matraz (en exceso o defecto).

**Incorrecta lectura** de la densidad en el densímetro, etc.

Suponiendo que se haya trabajado cuidando todos estos detalles, la densidad medida en el laboratorio debería coincidir con la teórica. Como esto no ocurre en la realidad, la densidad observada permitirá conocer la concentración real de la solución preparada (concentración práctica).

Para ello con el dato de densidad real y mediante el auxilio de tabla de densidad concentración, se calcula la concentración real de la solución.

### *Sulfato de cobre*

Densidad ( $\text{g/cm}^3$ )	Concentración ( $\text{g/dm}^3$ )
1,009	10,09
1,019	20,38
1,040	41,60
1,062	63,72
1,084	86,72
1,107	110,7



### Experiencias y problemas

4. Con el dato de **concentración** obtenido de la interpolación, se calcula el error relativo porcentual

$$\text{Error \%} = \frac{C_t - C_p}{C_t} \times 100$$

#### Dónde:

**C<sub>t</sub>** = concentración teórica

**C<sub>p</sub>** = concentración práctica

5. Si el error calculado resultara mayor al  $\pm 4$  % se deberá proceder a preparar nuevamente la solución y repetir la experiencia.
6. Una vez hallado el valor de la concentración, en g/dm<sup>3</sup>, correspondiente a la densidad práctica se procede a expresar la concentración en todas las unidades.

#### Nota:

En esta tarea intervendrán **todas las comisiones**.

#### 3.4.2. Tarea N° 2

##### Objetivo:

Diluir la solución 1 al doble de su volumen, relación 1:2.

Significa agregar el mismo volumen de solvente a la solución 1 y expresar la concentración resultante en todas las unidades físicas, (a un volumen de la solución agregar un mismo volumen de solvente).

#### Nota:

En esta tarea intervendrán las **comisiones pares**.

#### 3.4.3. Tarea N° 3

##### Objetivo:

Concentrar la solución preparada en la tarea 1.

Agregando 1 gramo de soluto a la solución preparada inicialmente y expresar la concentración resultante en todas las unidades físicas.

**Considerar** que el volumen de la solución al agregar el soluto permanece constante y lo que se modifica es su concentración.

#### Nota:

En esta tarea intervendrán las **comisiones impares**.

#### 3.4.4. Tarea N° 4

En esta tarea intervendrán **todas las comisiones**.

##### Objetivo:

A partir de una solución concentrada de ácido clorhídrico, preparar 250 cm<sup>3</sup> de una solución de concentración 0,1 N.

Previamente se calcula la cantidad de HCl concentrado necesario para preparar este volumen de solución 0,1 N

**Nota:** Una vez **preparada** identificar el grupo de trabajo y la comisión respectiva pues se utilizará en la tarea experimental de Soluciones Valoradas N° 4.





**Experiencias y problemas**

**3.5. Informe**

Se elaborará finalmente un informe por grupo de trabajo, en el mismo se presentan todos los cálculos realizados, tanto los valores teóricos como los valores prácticos obtenidos, se completa para cada tarea el cuadro cuyo modelo se indica y se calculará el error correspondiente. Para la tarea 4, se deberán comparar los resultados con los de la tarea 1 y especificar si existen diferencias.

Parámetros	Valores Teóricos	Valores Prácticos
Densidad (g/cm <sup>3</sup> )		
Concentración (g/dm <sup>3</sup> )		
% m/V So/Sn		
% m/m So/Sn		
% m/m So/Se		
% m/V So/Se		
N (n°eq/dm <sup>3</sup> sn)		
M (n°moles/dm <sup>3</sup> sn)		
m (n°moles/1000 g se)		
X <sub>A</sub> (n°moles de so)		
X <sub>B</sub> (n°moles de se)		

**3.6. Desarrollo de Problemas Tipo.**

**3.6.1. Expresar la concentración de la solución en Unidades Físicas y Químicas.**

Se disuelven 5 g de soluto NaCl de manera de obtener 250 cm<sup>3</sup> de solución. Si la densidad de la misma es  $d = 1,0123 \text{ g/cm}^3$ . Expresar su concentración en molaridad y en todas las unidades físicas.

a) % m/v (So/Sn): cantidad de soluto que hay en 100 cm<sup>3</sup> de sn.

$$\begin{array}{ccc} 250 \text{ cm}^3 \text{ de sn} & \nabla & 5 \text{ g de so} \\ 100 \text{ cm}^3 \text{ de sn} & \nabla & X = 2 \text{ g de so} \end{array}$$

$$C = 2 \% \text{ m/v (so/sn)}$$

b) Expresar en g/dm<sup>3</sup>. Según el punto a tenemos 2 % m/v (so/sn) lo que significa que

$$\begin{array}{ccc} 2 \text{ g de so} & \nabla & 100 \text{ cm}^3 \text{ de sn} \\ 20 \text{ g so} = x & \nabla & 1000 \text{ cm}^3 \text{ de sn} \end{array}$$

$$C = 20 \text{ g/dm}^3$$

c) % m/m (So/Sn): cantidad de soluto que hay en 100 g de sn.

c<sub>1</sub>) Del % m/v So/Sn sabemos que 2 g de so hay en 100 cm<sup>3</sup> de sn; se nos pide en este punto calcular la cantidad de so que hay en 100 g de sn, es decir, en vez de expresar por volumen de sn habrá que hacerlo por masa de sn. Luego habrá que utilizar alguna propiedad de la sn que relacione su masa con su volumen. Esa propiedad es la densidad de la solución.

$$D_{sn} = m_{sn} / V_{sn} \quad m_{sn} = D_{sn} * V_{sn}$$

La densidad es un dato del problema, por lo tanto 100 cm<sup>3</sup> de Sn tendrán una masa de:

$$m_{sn} = 100 \text{ cm}^3 \times 1,0123 \text{ g/cm}^3 = 101,23 \text{ g de Sn.}$$

O sea que 2 g de So hay en 101,23 g de Sn.



**Experiencias y problemas**

En % será:

$$\begin{array}{lcl} 101,23 \text{ g de sn} & \longrightarrow & 2 \text{ g de so} \\ 100,00 \text{ g de sn} & \longrightarrow & x = 1,68 \text{ g de so} \end{array}$$

$$C = 1,97 \% \text{ m/m (so/sn)}$$

c2) Otra forma sería: conociendo la concentración  $C = 20 \text{ g/dm}^3$  de una solución de cloruro de sodio se podría interpolar con la tercer columna y expresar la concentración en % m/m (So/Sn)

Ejemplo

Densidad ( $\text{g/cm}^3$ )	Concentración ( $\text{g/dm}^3$ )	C = % m/m so/sn
1,0053	10,05	1
1,0125	20,25	2

$$\begin{array}{lcl} a & 10,20 \text{ g/dm}^3 & \xrightarrow{\text{corresponde incremento de}} 1 \% \text{ m/m so/sn} \\ a & 0,25 \text{ g/dm}^3 & \xrightarrow{\text{corresponde incremento de}} X = 0,024 \% \text{ m/m so/sn} \end{array}$$

la concentración en % m/m so/sn es:

$$C = 2 - 0,024 = 1,97 \% \text{ m/m (So/Sn)} \quad C = 1,97 \% \text{ m/m (so/sn)}$$

d) **% m/m (so/se)**: cantidad de So que hay en 100 g de Solvente.

$$\text{de la definición: } m_{sn} = m_{so} + m_{se}$$

$$\text{se deduce que: } m_{se} = m_{sn} - m_{so}$$

Del % m/m (So/Sn) se tiene que en 100 g de Sn hay 1,97 g de Solut.

$$\text{Haciendo la diferencia: } m_{sn} - m_{so} = m_{se} \quad \nabla \quad 100 \text{ g de Sn} - 1,97 \text{ g de So} = 98,03 \text{ g de Se}$$

Por lo tanto: en % m/m (So/Se)

$$\begin{array}{lcl} 98,03 \text{ g de se} & \nabla & 1,97 \text{ g de so} \\ 100,00 \text{ g de se} & \nabla & x = 2,01 \text{ g de so} \end{array}$$

$$C = 2,01 \% \text{ m/m (so/se)}$$

e) **% m/v (so/se)**: cantidad de So que hay en 100  $\text{cm}^3$  de solvente.

La densidad del agua a los efectos prácticos la tomaremos como igual a  $1,000 \text{ g/cm}^3$  (no siempre es así ya que varía alrededor de 1 dependiendo de la temperatura).

Eso quiere decir que a partir de la fórmula  $D = m/v = 1$  la masa del agua es igual en valor al volumen de la misma.

$$\text{Ejemplo: } 1 \text{ cm}^3 \text{ de agua} = 1 \text{ g de agua}$$

$$1 \text{ dm}^3 \text{ de agua} = 1 \text{ Kg de agua}$$

Por lo tanto, se deduce del punto anterior que es lo mismo decir que 2,01 g de so hay en 100 g de Solvente (agua), que 2,01 g de So hay en 100  $\text{cm}^3$  de Solvente (agua).

$$\begin{array}{lcl} 98,03 \text{ cm}^3 \text{ de se} & \nabla & 1,97 \text{ g de so} \\ 100,00 \text{ cm}^3 \text{ de se} & \nabla & x = 2,01 \text{ g de so} \end{array}$$

$$C = 2,01 \% \text{ m/v (so/se)}.$$

f) Molaridad de la solución de  $C = 20 \text{ g/dm}^3$

Masa Molar del NaCl =  $58,5 \text{ g/mol}$ .



**Experiencias y problemas**

La solución 1M tiene 58,5 g/dm<sup>3</sup>

$$58,5 \text{ g/dm}^3 \quad \nabla$$

1M

$$20 \text{ g/dm}^3 \quad \nabla$$

$$x = (20 \text{ g/dm}^3 \times 1\text{M}) / 58,5 \text{ g/dm}^3 = \mathbf{0,342 \text{ M}}$$

g) Normalidad de la solución de  $C = 20 \text{ g/dm}^3$

Neq del NaCl =  $58,5 \text{ g/mol} / 1 = 58,5 \text{ g/eq}$ .

$$58,5 \text{ g/dm}^3 \quad \nabla$$

1N

$$20 \text{ g/dm}^3 \quad \nabla$$

$$x = (20 \text{ g/dm}^3 \times 1\text{N}) / 58,5 \text{ g/dm}^3 = \mathbf{0,342 \text{ N}}$$

h) Molalidad de la solución de  $C = 20 \text{ g/dm}^3$

Si utilizamos el dato de **2,01 % m/m (so/se)**, esto nos indica que tenemos 20,1 g de so/1000g de se

Por lo tanto:  $58,5 \text{ g so/1000 g se (1mol/1000 g de se)} \longrightarrow 1 \text{ m}$

$20,1 \text{ g so/1000 g se} \longrightarrow \mathbf{0,34 \text{ m}}$

i) Fracción molar en la solución  $C = 20 \text{ g/dm}^3$

El número de moles de soluto  $n_A = 0,34 \text{ m}$

El número de moles de solvente  $n_B = ?$

$18 \text{ g} \longrightarrow 1 \text{ mol}$

$1000 \text{ g} \longrightarrow x = 55,55 \text{ moles de Solvente}$

Por lo tanto  $n_B = 55,55 \text{ m}$

$$n_T = n_A + n_B = 0,34 \text{ m} + 55,55 \text{ m} = 55,89$$

$$X_A = n_A / n_T = 0,34\text{m} / 55,89\text{m} = 0,006$$

$$X_B = n_B / n_T = 55,55\text{m} / 55,89\text{m} = 0,994$$

$X_A + X_B = 0,006 + 0,994 = 1$  Son soluciones muy diluidas, por ello la fracción molar del solvente es mucho mayor.

**3.6.2. Ejercitación de interpolación.**

Expresa la concentración de la solución de Na(OH) de densidad =  $1,3500 \text{ g/cm}^3$  en  $\text{g/dm}^3$  y en molaridad.

En la tabla densidad-concentración se ven los valores que corresponden a la relación densidad concentración para el Hidróxido de Sodio.

**Hidróxido de Sodio**

Densidad ( $\text{g/cm}^3$ )	Concentración ( $\text{g/dm}^3$ )
1,3490	431,70
1,3500	?
1,3696	465,70

Al valor de densidad que es intermedio a estas dos densidades en la tabla le corresponderá un valor intermedio de concentración. Para hallarlo se debe entonces, interpolar.

Se hace la diferencia de los extremos tanto de densidad como de concentración:

Incremento de Densidad

$$(1,3696 - 1,3490) \text{ g/cm}^3 = 0,0206 \text{ g/cm}^3$$

Incremento de Concentración



**Experiencias y problemas**

$$(465,70 - 431,70) \text{ g/dm}^3 = 34,00 \text{ g/dm}^3$$

O sea que para un incremento de  $0,0206 \text{ g/cm}^3$  en la densidad le corresponde un incremento de  $34 \text{ g/dm}^3$  en la concentración. A la diferencia entre el valor problema y el extremo más cercano (extremo inferior)  $0,001$  le corresponde un incremento  $x$ .

$$(1,3500 - 1,3490) \text{ g/cm}^3 = 0,0010 \text{ g/cm}^3$$

O sea planteado por regla de tres simple sería:

a  $0,0206 \text{ g/cm}^3$  (Incremento de densidad) ▼ corresponde  $34 \text{ g/dm}^3$  (Incremento de concentración)

a  $0,0010 \text{ g/cm}^3$  (Incremento de densidad) ▼ corresponde  $x = 1,65 \text{ g/dm}^3$  es el incremento que, en este caso, se suma a la concentración correspondiente a  $1,3690 \text{ g/cm}^3$  o sea  $431,7 + 1,65 = 433,35 \text{ g/dm}^3$  (\*)

(\*)Por lo tanto, a una densidad de  $1,3500 \text{ g/cm}^3$  le corresponde una concentración de  $433,35 \text{ g/dm}^3$ .

Para calcular la Molaridad de la solución: Si la masa molar del NaOH =  $40 \text{ g/mol}$

$$\begin{array}{ccc} 40 \text{ g/dm}^3 & \searrow & 1\text{M} \\ 433,35 \text{ g/dm}^3 & \searrow & x = (433,35 \text{ g/dm}^3 \times 1\text{M}) / 40 \text{ g/dm}^3 = \mathbf{0,834 \text{ M}} \end{array}$$

**3.6.3. Preparación de una solución a partir de una solución más concentrada.**

**Dilución.**

Se desea preparar  $800 \text{ cm}^3$  de una solución de HCl al  $6,3 \%$  m/v (so/sn). Se dispone para tal efecto de una solución cuya densidad es igual a  $d = 1,1885 \text{ g/cm}^3$ . Indicar que volumen de esta solución es necesario y que volumen de solvente ( $\text{H}_2\text{O}$ ) se tendrá que agregar para obtener dicha concentración. ¿Qué molaridad tendrá la solución final?

La concentración deseada es  $6,3 \%$  m/v (so/sn), es decir que se necesita  $6,3 \text{ g}$  de soluto para preparar  $100 \text{ cm}^3$  de solución. Pero de esa solución se necesitan  $800 \text{ cm}^3$ , se debe entonces plantear por regla de tres simple lo siguiente:

$$\begin{array}{ccc} \text{para preparar} & 100 \text{ cm}^3 \text{ de sn} \xrightarrow{\text{se necesitan}} & 6,3 \text{ g de so} \\ & 800 \text{ cm}^3 \text{ de sn} \xrightarrow{\text{se necesitan}} & x = 50,4 \text{ g de so} \end{array}$$

Pero el soluto (ácido clorhídrico) se halla disuelto en una solución más concentrada. Luego habrá que calcular, en que volumen de esa solución más concentrada se encuentran los  $50,4$  gramos de soluto necesarios.

En el problema se ha dado como dato la densidad de la solución concentrada, lo que indica que se debe recurrir a tablas para determinar la concentración (si no es exacta, recordar que se debe interpolar).

**Ácido Clorhídrico**

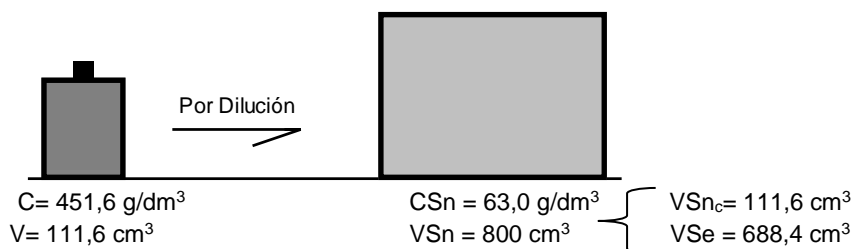
Densidad ( $\text{g/cm}^3$ )	Concentración ( $\text{g/dm}^3$ )
1,1885	451,60

A partir de este valor se plantea por regla de tres simple lo siguiente:

$$\begin{array}{ccc} \text{Si:} & 451,6 \text{ g de so} & \searrow \text{están contenidos en} & 1000 \text{ cm}^3 \text{ de sn (ácido concentrado)} \\ & 50,4 \text{ g de so} & \searrow \text{estarán contenidos en} & x = 111,60 \text{ cm}^3 \text{ de ácido concentrado} \end{array}$$

Este dato indica que se necesita sacar de la botella que contiene la solución concentrada de ácido,  $111,6 \text{ cm}^3$  que contiene los  $50,4 \text{ g}$  de soluto.

Esquemáticamente se procede así



De una concentración de 451,6 g/dm<sup>3</sup> se pasa por dilución a una Sn de 63 g/dm<sup>3</sup>, lo que indica que para disminuir la concentración debemos agregar solvente (agua).

En nuestro caso, para preparar 800 cm<sup>3</sup> de solución de concentración igual a 6,3 % m/v (So/Sn), se opera así:

$$V_{\text{Sn (dil)}} = V_{\text{Sn (conc)}} + V_{\text{se}} \quad \text{entonces:} \quad V_{\text{se}} = V_{\text{Sn (dil)}} - V_{\text{Sn (conc)}}$$

$$V_{\text{se}} = 800 \text{ cm}^3 - 111,6 \text{ cm}^3 = 688,4 \text{ cm}^3$$

$V_{\text{se}}$  = Volumen de agua a agregar para preparar 800 cm<sup>3</sup> de Sn de HCl diluido conforme a lo solicitado en el problema.

La sn de 63 g/dm<sup>3</sup> tendrá una concentración molar relacionada con la masa molar del HCl = 36,5 g/mol.

Por lo tanto, una solución 1M de HCl tendrá entonces 36,5 g/dm<sup>3</sup> y la solución de 63 g/dm<sup>3</sup> será entonces de **1,73 M**.

#### 3.6.4. Preparación de una solución a partir de la mezcla de dos o más soluciones de distintas concentraciones.

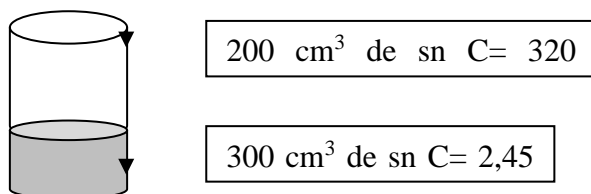
Se han mezclado dos soluciones de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>:

$$\text{Sn N}^\circ 1 = V = 200 \text{ cm}^3 \quad C = 320 \text{ g/dm}^3$$

$$\text{Sn N}^\circ 2 = V = 300 \text{ cm}^3 \quad C = 2,45 \text{ N}$$

Indique la concentración de la solución resultante en todas las unidades físicas.

Esquemáticamente se tiene lo siguiente:



Luego de la mezcla se tendrá una solución cuyo volumen será de 500 cm<sup>3</sup> ahora ¿cuánta cantidad de soluto contendrá?

Para hallar la cantidad de soluto se debe calcular el soluto que aporta cada solución que interviene en la mezcla:

Para la solución N° 1 de C = 320 g/dm<sup>3</sup> se tiene:

$$\begin{array}{lcl} \text{si} & 1000 \text{ cm}^3 \text{ de sn} & \xrightarrow{\text{contienen}} 320 \text{ g de so.} \\ & 200 \text{ cm}^3 \text{ de sn} & \xrightarrow{\text{contendrán}} x = 64 \text{ g de so.} \end{array}$$

Para la solución N° 2 de C = 2,45 N; MM = 98 g/mol y eqg = (98 g/mol)/2 eq/mol = 49 g/eq

$$\begin{array}{lcl} & 1\text{N} & \xrightarrow{\text{contienen}} 49 \text{ g/dm}^3 \text{ de sn.} \\ & 2,45 \text{ N} & \xrightarrow{\text{contendrán}} x = 120 \text{ g/dm}^3 \text{ de sn.} \end{array}$$

$$\begin{array}{lcl} \text{si} & 1000 \text{ cm}^3 \text{ de sn} & \xrightarrow{\text{contienen}} 120 \text{ g de so.} \\ & 300 \text{ cm}^3 \text{ de sn} & \xrightarrow{\text{contendrán}} x = 36 \text{ g de so.} \end{array}$$

O sea que, al mezclar las soluciones, la cantidad de soluto de la nueva solución, será igual a la suma de los solutos aportados por cada una:



**Experiencias y problemas**

64 g so + 36 g so = 100 g de so / 500 cm<sup>3</sup> de sn.

O sea que se tiene una solución cuya concentración es de:

100 g de so / 500 cm<sup>3</sup> de sn

Expresando esta concentración en unidades físicas se tendrá:

a) **% m/v (so/sn)**: cantidad de So que hay en 100 cm<sup>3</sup> de Sn.

$$\frac{500 \text{ cm}^3 \text{ de sn}}{100 \text{ cm}^3 \text{ de sn}} \nabla$$

100 g de so.

x = 20 g de so. Entonces: **C = 20 % m/v**

**(so/sn)**

b) **% m/m (so/sn)**: cantidad de soluto que hay en 100 g de Sn.

Hasta ahora la información que se tiene de la solución resultante (o solución mezcla), está expresada por volumen de Sn. Para expresarla en relación a la masa de solución, se deberá recurrir a su densidad.

$$D_{sn} = m_{sn} / v_{sn} \nabla$$

$$m_{sn} = D_{sn} * v_{sn}$$

Para hallar la densidad de la Sn se deben utilizar tablas de Densidad-Concentración, ya que la concentración en g/dm<sup>3</sup> es conocida.

**Ácido sulfúrico**

Densidad (g/cm <sup>3</sup> )	Concentración (g/dm <sup>3</sup> )
1,1168	189,9
1,1243	202,4

Por interpolación se halla el valor de la densidad correspondiente a la concentración de 200 g/dm<sup>3</sup>.

El valor hallado es:  $D_{sn} = 1,1229 \text{ g/cm}^3$ .

Por lo tanto, con este valor de Densidad de la sn se puede hallar la cantidad de masa que equivale a 100 cm<sup>3</sup> de Sn.

$$m_{sn} = v_{sn} * D_{sn} \rightarrow m_{sn} = 100 \text{ cm}^3 * 1,1229 \text{ g/cm}^3 = 112,29 \text{ g}$$

$$\frac{112,29 \text{ g de sn}}{100,00 \text{ g de sn}} \nabla$$

20 g de so

x = 17,81 g de so **c = 17,81 % m/m**

**(so/sn)**

c) **% m/m (so/se)**: cantidad de soluto que hay en 100 g de Se.

Teniendo en cuenta la relación  $m_{sn} = m_{so} + m_{se}$  se deduce que  $m_{se} = m_{sn} - m_{so}$  y por el dato anterior se sabe que en 100 g de Sn hay 17,81 gramos de soluto; por lo tanto en esa cantidad de solución hay 82,19 gramos de solvente.

$$\frac{82,19 \text{ g de se}}{100,00 \text{ g de se}} \nabla$$

17,81 g de so

x = 21,67 g de so **C = 21,67 % m/m**

**(so/se)**

d) **% m/v (so/se)**: cantidad de soluto que hay en 100 cm<sup>3</sup> de Se.

Se utiliza como solvente al agua. Se considera por razones prácticas que la densidad del agua para la temperatura ambiente es igual a 1 g/cm<sup>3</sup>. Por lo que:

$$D_{se} = m_{se} / v_{se} \quad \square$$

$$v_{se} = m_{se} / D_{se} \quad \square$$

$$v_{se} = m_{se} / 1$$

Lo que quiere decir que 100 g de agua ocupan un volumen de 100 cm<sup>3</sup>

$$\frac{82,19 \text{ cm}^3 \text{ de se}}{100,00 \text{ cm}^3 \text{ de se}} \nabla$$

17,81 g de so

x = 21,67g de so **C = 21,67 % m/v**

**(so/se)**

Si la solución tiene C= 200g/dm<sup>3</sup>

$$1N \nabla$$

49 g/dm<sup>3</sup> de sn.



**Experiencias y problemas**

$$\begin{array}{lcl} 4,08 \text{ N} & \longrightarrow & x = 200 \text{ g/dm}^3 \text{ de sn.} \\ 1\text{M} & \longrightarrow & 98 \text{ g/dm}^3 \text{ de sn.} \\ 2,04 \text{ N} & \longrightarrow & x = 200 \text{ g/dm}^3 \text{ de sn.} \end{array}$$

**3.6.5. Concentrar una solución mediante el agregado de soluto.**

A 500 cm<sup>3</sup> de una solución de Na<sub>2</sub>Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub> de concentración 30 g/dm<sup>3</sup> se le agrega 5 g de soluto. Determinar la concentración resultante y expresarla en todas las unidades físicas.

a) En primer lugar se debe conocer la cantidad de soluto que hay en 500 cm<sup>3</sup> de solución. Para ello se da el dato de la concentración inicial, que es de C = 30 g/dm<sup>3</sup>.

Es decir que hay 30 gramos en 1000 cm<sup>3</sup> de Sn, se desea saber cuántos gramos hay en 500 cm<sup>3</sup>, para ello se plantea:

$$\begin{array}{lcl} \text{en} & 1000 \text{ cm}^3 \text{ de sn} & \nabla \quad 30 \text{ g de so} \\ \text{en} & 500 \text{ cm}^3 \text{ de sn} & \nabla \quad x = 15 \text{ g de so} \end{array}$$

Como el agregado de So modifica el volumen de la solución (tanto más cuanto mayor sea la cantidad de soluto agregado) debemos considerar la masa de solución en cuestión.

b) Para conocer la masa que poseen los 500 cm<sup>3</sup> de solución se multiplica el volumen por la densidad de la solución.

$$m_{\text{Sn}} = D_{\text{Sn}} * V_{\text{Sn}}$$

$$1,0195 \text{ g/cm}^3 * 500 \text{ cm}^3 = 509,75 \text{ g}$$

La masa de la solución se incrementará en 5 g y a su vez pasará a contener 5 g más de so.

Es decir: (509,75 g + 5 g) = 514,75 g de solución contendrá (15g + 5g)= 20 g de so.

c) % m/m (so/sn): cantidad de soluto que hay por cada 100 g de solución.

$$\begin{array}{lcl} 514,75 \text{ g de sn} & \nabla & 20 \text{ g de So} \\ 100 \text{ g de sn} & \nabla & x = 3,885 \text{ g de So} \end{array} \quad \underline{\underline{C = 3,885 \% m/m}}$$

**(so/sn)**

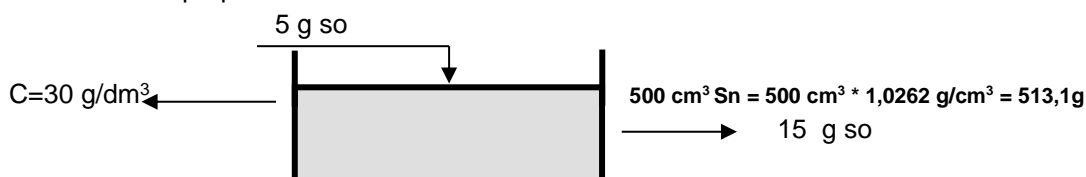
Por interpolación se halla el valor de la concentración correspondiente a la concentración de 3,885 % m/m So/Sn. Resultando: **C<sub>sn</sub> = 39,89 g/dm<sup>3</sup>** e interpolando la densidad será **D<sub>Sn</sub> = 1,0262 g/cm<sup>3</sup>**

Es posible trabajar en **forma aproximada**, o sea despreciando la variación de volumen por el agregado de soluto sólido, (cosa que representa mayor error a medida que aumenta la cantidad de soluto que se adiciona a una solución).

El planteo sería: si hay 30 gramos en 1000 cm<sup>3</sup> sn, se desea saber cuántos gramos hay en 500 cm<sup>3</sup> Entonces

$$\begin{array}{lcl} \text{en} & 1000 \text{ cm}^3 \text{ de sn} & \nabla \quad 30,00 \text{ g de so} \\ \text{en} & 500 \text{ cm}^3 \text{ de sn} & \nabla \quad x = 15,00 \text{ g de so} \end{array}$$

Gráficamente la propuesta sería así:



Los 500 cm<sup>3</sup> de solución tienen ahora 20 g de so. (Al aumentar la cantidad de so para un mismo volumen, aumenta la **concentración**).

O mejor:



### Experiencias y problemas

Inicialmente la concentración es de 30 g/dm<sup>3</sup>.

Después del agregado de 5 g de So resultó

en 500 cm<sup>3</sup> de Sn ▼

20 g de So

en 1000 cm<sup>3</sup> de Sn ▼

x = 40 g de So

la concentración final aumentó a 40 g/dm<sup>3</sup>.

Se observa que al trabajar en forma aproximada resulta una concentración un poco mayor (40 g/dm<sup>3</sup> frente a 39,89 g/dm<sup>3</sup>) por despreciar el aumento de volumen de solución que implica el agregado del soluto sólido.

Para % m/m (so/sn) se debe buscar la densidad interpolando o bien interpolar la relación C (g/dm<sup>3</sup>) y % m/m (so/sn) de la Tabla.

Se aplica la primera y se busca para interpolar el intervalo en la Tabla siguiente:

**Cloruro de Sodio**

Concentración (g/dm <sup>3</sup> )	% m/m (so/sn)
20,26	2
40	¿? = 3,89
41,08	4

Resulta que la concentración es  $c = 3,89 \% \text{ m/m so/sn}$ .

La concentración en % m/m So/Se = 4,05 = %m/v so/se, por ser el solvente agua y su densidad de 1g/cm<sup>3</sup>.

j) Normalidad de la solución de  $C = 30 \text{ g/dm}^3$

Generalmente el Cr<sup>6+</sup> se reduce a Cr<sup>3+</sup> y por lo tanto hay 3 electrones en juego; por lo tanto:

Nºeq del Na<sub>2</sub>Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub> = 261,7 g/mol/3 = 87,3 g/eq.

87,23 g/dm<sup>3</sup> → 1N

30 g/dm<sup>3</sup> →  $x = (20 \text{ g/dm}^3 \times 1\text{N}) / 87,23 \text{ g/dm}^3 = 0,344 \text{ N}$

k) Molaridad de la solución de  $C = 20 \text{ g/dm}^3$

261,7 g/dm<sup>3</sup> → 1N

30 g/dm<sup>3</sup> →  $x = (20 \text{ g/dm}^3 \times 1\text{N}) / 261,7 \text{ g/dm}^3 = 0,114 \text{ M}$

Finalmente, el resultado de la concentración en las diferentes unidades se puede expresar:

Antes	Después (cálculo exacto)	Después (cálculo aproximado)
D= 1,0192 g/cm <sup>3</sup>	D= 1,0262 g/cm <sup>3</sup>	D= 1,0261 g/cm <sup>3</sup>
30 g/dm <sup>3</sup>	39,89 g/dm <sup>3</sup>	40 g/dm <sup>3</sup>
3 % m/V so/sn	3,989 % m/V so/sn	4,0 % m/V so/sn
2,92 %m/m so/sn	3,885 % m/m so/sn	3,89 % m/m so/sn
3,01 % m/m so/se	4,04 % m/m so/se	4,05 % m/m so/se
3,01 % m/V so/se	4,04 % m/V so/se	4,05 % m/V so/se
0,344 N	0,457 N	0,458 N
0,114 M	0,1524 M	0,1528 M

### 3.6.6. Unidades químicas de concentración

1- Se dispone de una solución de ácido sulfúrico H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> con las siguientes características:  
V = 500 cm<sup>3</sup>; C = 202,4 g/dm<sup>3</sup>; d = 1,1243 g/cm<sup>3</sup>.

Expresar la concentración en Normal, Molar, Molal; Fracciones Molares; % m/v so/sn y % m/m so/sn.

#### Calculo de la Normalidad (N)

Por definición se sabe que una solución 1 N normal es aquella que contiene un equivalente químico expresado en gramos por dm<sup>3</sup> de solución (Un equivalente de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> = 49 g/dm<sup>3</sup>). Así





**Experiencias y problemas**

para el  $\text{H}_2\text{SO}_4$  se tiene:

$$\begin{array}{rcl} 49 \text{ g/dm}^3 & & 1 \text{ N} \\ 202,40 \text{ g/dm}^3 & & x = 4,131 \text{ N} \end{array}$$

**Cálculo de la Molaridad (M)**

Se define una solución uno molar (1 M) como la solución que contiene un mol del soluto expresado en gramos por  $\text{dm}^3$  de solución. Así para el  $\text{H}_2\text{SO}_4$  se tiene:

$$\begin{array}{rcl} 98 \text{ g/dm}^3 & & 1 \text{ M} \\ 202,40 \text{ g/dm}^3 & & x = 202,4 / 98 = 2,065 \text{ M} \end{array}$$

**Cálculo de la Molalidad (m)**

Se define una solución 1 molal como la solución que contiene 1 mol de soluto por 1000 gramos de solvente. Para este punto se debe utilizar la densidad de la solución. A la concentración **C = 202,4 g/dm<sup>3</sup> le corresponde una** densidad  $d=1,1244 \text{ g/cm}^3$  por lo que se tiene:

$$\begin{array}{ccccc} \text{(A)} & & & \text{(B)} & \text{(C)} \\ 202,4 \text{ g (so)} & \longrightarrow & 1000 \text{ cm}^3 \text{ (sn)} & \longrightarrow & 1124,4 \text{ g (sn)} & \longrightarrow & 922 \text{ g (se)} \end{array}$$

Donde:

- (A) : Definición de concentración  $C = 202,4 \text{ g/dm}^3$   
 (B) :  $M = V \cdot d$   
 Masa (sn) = Volumen (sn) x densidad (sn)  
 $M = 1000 \text{ cm}^3 \times 1,1244 \text{ g/cm}^3 = 1.124,4 \text{ gramos}$   
 (C) : Si hay 202,4 g so en (1124,4 g sn - 202,4 g so) g de se

$$\begin{array}{rcl} 922 \text{ g (se)} & & 202,40 \text{ g (so)} \\ 1000 \text{ g (se)} & & x = 219,52 \text{ g (so)} \\ \\ 98,00 \text{ g (so)} & & 1 \text{ mol} \\ 219,52 \text{ g (so)} & & x = 2,24 \text{ moles de so} \end{array}$$

Como los moles están referidos por 1000 gramos de solvente, resulta: **molalidad = 2,24 m**

**Fracción Molar (X)**

Por definición, para un sistema binario como es el  $\text{H}_2\text{SO}_4$  y el agua (solución de ácido sulfúrico en agua) se tiene:

$$X_A = \frac{m_A}{m_A + m_B}$$

$$X_B = \frac{m_B}{m_A + m_B}$$

Donde:

- $X_A$  = fracción molar del soluto [ $\text{H}_2\text{SO}_4$ ]  
 $X_B$  = fracción molar del solvente [ $\text{H}_2\text{O}$ ]  
 $m_A$  = número de moles del soluto [ $\text{H}_2\text{SO}_4$ ]  
 $m_B$  = número de moles del solvente [ $\text{H}_2\text{O}$ ]

Si referimos todo a 1000 gramos de solvente y sabiendo que

$m_A = 2,24$  moles de so

$m_B = 55,55$  moles de solvente  $\text{H}_2\text{O}$  se encuentran en 1000 gramos de solvente  $\text{H}_2\text{O}$ , esto resulta de:

$$\begin{array}{rcl} 18 \text{ g} & & 1 \text{ mol} \\ 1000 \text{ g} & & x = 55,55 \text{ moles de solvente} \end{array}$$

Reemplazando:

$$X_A = \frac{2,24}{2,24 + 55,55} = 0,0388 \quad X_B = \frac{55,55}{2,24 + 55,55} = 0,9612$$



Se cumple que:  $X_A + X_B = 1$

% m/v so/sn

Siendo la solución de  $C = 202,4 \text{ g/dm}^3$  y  $d = 1,1244 \text{ g/cm}^3$

$$\begin{array}{lcl} 202,40 \text{ g so} & \cdot & 1000 \text{ cm}^3 \text{ sn} \\ x = 20,24, \text{ g so} & \cdot & 100 \text{ cm}^3 \text{ sn} \end{array}$$

% m/m so/sn

$$\begin{array}{lcl} 202,40 \text{ g so} & \cdot & 1124,4 \text{ g de sn} \\ x = 18 \text{ g so} & \cdot & 100 \text{ g sn} \end{array}$$

#### 4. Problemas Propuestos

- 1-  $300 \text{ cm}^3$  de una solución de cloruro de sodio poseen una densidad  $d = 1,1220 \text{ g/cm}^3$ . Mediante el auxilio de tablas de densidad concentración indique cuál es su concentración expresada en  $\text{g/dm}^3$  y en molaridad (M).
- 2- Dadas las siguientes densidades expresadas en  $\text{g/cm}^3$  de diferentes soluciones de ácido sulfúrico ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ ), indique cuál es su concentración expresada en  $\text{g/dm}^3$ . La Molaridad en los casos a y c y Normalidad para b y d.  
d = 1,0770; b) d = 1,1234; c) d = 1,051 y d) d = 1,0570.
- 3- Exprese la concentración de la solución resultante en: % m/m (So/Sn) y Normalidad de la mezcla de la solución de NaCl que contiene 12 g del soluto en 120 g de agua con  $500 \text{ cm}^3$  de otra solución de NaCl de concentración  $C = 200 \text{ g/dm}^3$ .
- 4- ¿Qué cantidad de soluto NaCl será necesario utilizar para preparar  $280 \text{ cm}^3$  de solución de densidad  $d = 1,050 \text{ g/cm}^3$  y a qué molaridad corresponderá la concentración?
- 5- Se han mezclado I)  $100 \text{ cm}^3$  de solución de Na(OH) 30 % m/v So/Sn; II)  $200 \text{ cm}^3$  de Na(OH)  $C = 120 \text{ g/dm}^3$  y III)  $200 \text{ cm}^3$  de agua. Indique la concentración de la solución resultante en todas las unidades físicas y la Molaridad.
- 6- Se dispone de  $37,5 \text{ cm}^3$  de una solución concentrada de HCl cuya densidad es de  $1,1980 \text{ g/cm}^3$ . ¿Qué volumen de solución al 6% m/v So/Sn podría preparar? ¿Cuál es la Normalidad de la solución?
- 7- Indique el volumen a utilizar de una solución de ácido nítrico ( $\text{HNO}_3$ ) cuya densidad  $d = 1,1800 \text{ g/cm}^3$  para preparar  $500 \text{ cm}^3$  de otra solución cuya concentración sea de  $73 \text{ g/dm}^3$ . Calcule la N y M de la solución preparada.
- 8- Si tengo una solución concentrada proanálisis de  $\text{HNO}_3$  (MM: 63,013 g/mol) en cuyo rótulo se lee una densidad  $1,4200 \text{ g/cm}^3$  y concentración de 40 % m/m so/sn. Hallar la concentración de la solución en: a) g % m/v So/Sn b)  $\text{g/dm}^3$  c) M d) N
- 9- ¿Cuántos gramos de NaOH (MM: 40 g/mol) se necesita para preparar  $2 \text{ dm}^3$  de solución patrón 0,5 N partiendo de droga sólida con un 75% de pureza. Indicar método, balanza a utilizar, cantidad teórica y real.
- 10- Calcular cuántos  $\text{cm}^3$  debo medir para preparar  $500 \text{ cm}^3$  de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  0,3 N (MM: 98 g/mol) a partir de: a) Una solución concentrada pro-análisis que contiene 95% (m/m) y una densidad de  $1,7900 \text{ g/cm}^3$ ; b) Una solución 0,5 N; c) Una solución que contiene 8 g de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  puro en  $250 \text{ cm}^3$  de solución.
- 11- Calcular los gramos que hay que pesar para preparar  $250 \text{ cm}^3$  de una solución de 50 ppm en Ca (MM=27 g/mol), a partir de  $\text{Ca(OH)}_2$  (MM= 74,093 g/mol)
- 12- Calcular: a) Cuántos  $\text{cm}^3$  teóricos y cuántos  $\text{cm}^3$  reales a su criterio deberá medir para preparar  $1000 \text{ cm}^3$  de una solución de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  de 0,1 N (MM= 98,07g/mol) a partir de una solución concentrada p.a. de  $C = 96\% \text{ m/m so/sn}$  y densidad  $1,8400 \text{ g/mL}$ .
- 13- (Problema tipo examen) A  $250 \text{ cm}^3$  de Sn de NaCl de concentración desconocida, se le agrega  $100 \text{ cm}^3$  de solvente resultando una solución de concentración de  $C = 100 \text{ g/dm}^3$ . Expresar la concentración en todas las unidades físicas y la Normalidad de:



### Experiencias y problemas

- a) La solución más diluida. b) La solución más concentrada.
- 14- ¿Qué cantidad de ácido clorhídrico de densidad  $d = 1,1980 \text{ g/cm}^3$  habrá que utilizar para preparar  $250 \text{ cm}^3$  de una solución al 12 % m/m so/sn. ¿Cuál será la molalidad de la solución preparada?
  - 15- Se han mezclado  $250 \text{ cm}^3$  de Sn de  $\text{Na(OH)}$  de densidad  $d = 1,1049 \text{ g/cm}^3$ , con  $250 \text{ cm}^3$  de otra solución cuya concentración es de 6N. Exprese la concentración de la solución resultante en todas las unidades físicas y molaridad.
  - 16- Una solución de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  al 5 % m/v so/sn ha sido mezclada con  $250 \text{ cm}^3$  de otra de concentración de 3 N. El volumen total de la mezcla es de  $520 \text{ cm}^3$ . Exprese la concentración de la solución resultante en todas las unidades físicas.
  - 17- Se han mezclado dos soluciones de  $\text{NaCl}$ :
    - a) Solución 1  $V = 200 \text{ cm}^3$   $C = 320 \text{ g/dm}^3$ .
    - b) Solución 2  $V = 300 \text{ cm}^3$   $C = 2 \text{ N}$
    - c) Indique la concentración de la solución resultante en molaridad y % m/m so/sn.
  - 18- 100 g de solución de  $\text{Na(OH)}$  de densidad  $d = 1,1089 \text{ g/cm}^3$ , se han mezclado con  $100 \text{ cm}^3$  de  $\text{H}_2\text{O}$  y  $300 \text{ cm}^3$  de otra solución cuya concentración es de 5,5 M. Exprese la concentración de la solución resultante en %m/m so/se y molalidad.
  - 19- ¿Qué cantidad de  $\text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  habrá que adicionar a una solución cuya densidad es  $d = 1,112 \text{ g/cm}^3$  y volumen  $670 \text{ cm}^3$ , para que su concentración aumente a  $200 \text{ g/dm}^3$ . Indique la nueva concentración en N y % m/m so/sn.
  - 20- Si se agrega 40 g de  $\text{NaCl}$  a una solución cuya densidad es  $d = 1,0900 \text{ g/cm}^3$  y su volumen  $1043 \text{ cm}^3$ . ¿Cuál será la nueva concentración de la solución? Exprésela en todas las unidades físicas y molaridad.
  - 21- (Problema tipo examen) Se han, mezclado  $V = 200 \text{ cm}^3$  de solución de  $\text{HCl}$  de concentración 6 N; 200 g de solución de  $\text{HCl}$  de densidad  $d = 1,1980 \text{ g/cm}^3$  y concentración 42 % m/m So/Sn y  $600 \text{ cm}^3$  de solvente. Indique la concentración de la solución resultante en Normalidad y fracciones molares.

### 5. Cuestionario

1. ¿Cómo define una solución?
2. ¿Cómo se llama el compuesto dispersante en una solución?
3. ¿Cómo se llama el compuesto que se dispersa? ¿En qué estado se encuentra? Dé ejemplos.
4. ¿Qué tipo de Soluciones conoce? Dé ejemplos.
5. ¿Cómo se expresa la solubilidad de una sustancia? ¿Con qué factores varía?
6. ¿Cómo caracteriza una solución?
7. ¿A qué se refiere la concentración de una solución?
8. ¿Cómo puede expresarse la concentración de una solución?
9. Nombre las formas de concentración en Unidades Físicas.
10. ¿A qué se denomina Densidad de una solución?
11. Nombre y dibuje los elementos utilizados en la preparación y determinación de la concentración de una solución.
12. ¿Cuál de los siguientes elementos utilizaría para calentamiento? ¿Por qué? Investigue:  
Vaso de Precipitado                      Erlenmeyer                      Balón                      Matraz aforado
13. Nombre como mínimo 5 precauciones a tener en cuenta para el trabajo seguro en el Laboratorio.
14. Defina Normalidad, Molaridad, molalidad y fracción molar.
15. ¿Cómo calcula el número equivalente para los compuestos que participan en reacciones de óxido reducción?



*Experiencias y problemas*

**6. Tablas de densidad concentración**

**6.1. Ácido Acético ( $\text{CH}_3\text{COOH}$ )**

Densidad a 20°C / 4°C	C = g/dm <sup>3</sup>	C = % m/m So/Sn	Densidad a 20°C / 4°C	C = g/dm <sup>3</sup>	C = % m/m So/Sn
1,0012	20,02	2	1,0590	550,7	52
1,0040	40,16	4	1,0604	572,6	54
1,0069	60,41	6	1,0618	594,6	56
1,0097	80,78	8	1,0631	617,6	58
1,0125	101,3	10	1,0642	638,5	60
1,0154	121,8	12	1,0653	660,5	62
1,0182	142,5	14	1,0662	682,4	64
1,0209	163,3	16	1,0671	704,3	66
1,0236	184,2	18	1,0678	726,1	68
1,0263	205,3	20	1,0685	748,0	70
1,0288	226,3	22	1,0690	769,7	72
1,0313	247,5	24	1,0694	791,4	74
1,0338	268,8	26	1,0698	813,0	76
1,0361	290,1	28	1,0700	834,6	78
1,0384	311,5	30	1,0700	856,0	80
1,0406	333,0	32	1,0698	877,2	82
1,0428	354,6	34	1,0693	898,2	84
1,0449	376,2	36	1,0685	918,9	86
1,0469	397,8	38	1,0675	939,4	88
1,0488	419,5	40	1,0661	959,5	90
1,0507	441,3	42	1,0643	979,2	92
1,0525	463,1	44	1,0619	998,2	94
1,0542	484,9	46	1,0588	1016	96
1,0559	506,8	48	1,0549	1034	98
1,0575	528,8	50	1,0498	1050	100

**6.2. Ácido Clorhídrico (HCl)**

Densidad a 20°C / 4°C	C = g/dm <sup>3</sup>	C = % m/m So/Sn	Densidad a 20°C / 4°C	C = g/dm <sup>3</sup>	C = % m/m So/Sn
1,0032	10,03	1	1,1083	243,8	22
1,0082	20,16	2	1,1187	268,5	24
1,0181	40,72	4	1,1290	293,5	26
1,0279	61,67	6	1,1392	319,0	28
1,0376	83,01	8	1,1492	344,8	30
1,0474	104,7	10	1,1593	371,0	32
1,0574	126,9	12	1,1691	397,5	34
1,0675	149,5	14	1,1789	424,4	36
1,0776	172,4	16	1,1885	451,6	38
1,0878	195,8	18	1,1980	479,2	40
1,0980	219,6	20			

**6.3 Peróxido de Hidrógeno o Agua Oxigenada ( $\text{H}_2\text{O}_2$ )**

Densidad a 0°	Densidad a 18°	C = % m/V So/Sn	Densidad a 0°	Densidad a 18°	C = % m/V So/Sn
0.9988	0.9986	0	1.2610	1.2465	61.20
1.0419	1.0372	10.57	1.3235	1.3071	73.44
1.0894	1.0815	22.33	1.3839	1.3662	84.86
1.1655	1.1552	40.14	1.4144	1.3955	90.42
1.2404	1.2270	56.70	1.4596	1.4404	98.89



*Experiencias y problemas*

6.4. Ácido Sulfúrico ( $H_2SO_4$ )

Densidad a 20°/4°	C= g/dm <sup>3</sup>	C = % m/mSo/Sn	Densidad a 20°/4°	C= g/dm <sup>3</sup>	C = % m/mSo/Sn
1,0051	10,05	1	1,4049	716,5	51
1,0118	20,24	2	1,4148	735,7	52
1,0184	30,55	3	1,4348	755,1	53
1,0250	41,00	4	1,4350	774,9	54
1,0317	51,59	5	1,4453	794,9	55
1,0385	62,31	6	1,4557	815,2	56
1,0453	73,17	7	1,4662	835,7	57
1,0522	84,18	8	1,4768	856,5	58
1,0591	95,32	9	1,4875	877,6	59
1,0661	106,6	10	1,4983	899,0	60
1,0731	118,0	11	1,5091	920,6	61
1,0802	129,6	12	1,5200	942,4	62
1,0874	141,4	13	1,5310	964,5	63
1,0947	153,3	14	1,5421	986,9	64
1,1020	165,3	15	1,5533	1010,0	65
1,1094	177,5	16	1,5646	1033,0	66
1,1168	189,9	17	1,5760	1056,0	67
1,1243	202,4	18	1,5874	1079,0	68
1,1318	215,0	19	1,5989	1103,0	69
1,1394	227,9	20	1,6105	1127,0	70
1,1471	240,9	21	1,6221,	1152,0	71
1,1548	254,1	22	1,6338	1176,0	72
1,1626	257,4	23	1,6456	1201,0	73
1,1704	280,9	24	1,6574	1226,0	74
1,1783	294,6	25	1,6692	1252,0	75
1,1862	308,4	26	1,6810	1278,0	76
1,1942	322,4	27	1,6927	1303,0	77
1,2023	336,6	28	1,7043	1329,0	78
1,2104	351,0	29	1,7158	1355,0	79
1,2185	365,6	30	1,7272	1382,0	80
1,2267	380,3	31	1,7383	1408,0	81
1,2349	395,2	32	1,7491	1434,0	82
1,2432	410,3	33	1,7594	1460,0	83
1,2515	425,5	34	1,7693	1486,0	84
1,2599	441,0	35	1,7786	1512,0	85
1,2684	465,6	36	1,7872	1537,0	86
1,2769	472,5	37	1,7951	1562,0	87
1,2855	488,5	38	1,8022	1586,0	88
1,2941	504,7	39	1,8087	1610,0	89
1,3028	521,1	40	1,8144	1633,0	90
1,3116	537,8	41	1,8195	1656,0	91
1,3205	554,6	42	1,8240	1678,0	92
1,3294	571,6	43	1,8279	1700,0	93
1,3384	588,9	44	1,8312	1721,0	94
1,3476	606,4	45	1,8337	1742,0	95
1,3569	624,2	46	1,8355	1762,0	96
1,3663	642,2	47	1,8364	1781,0	97
1,3758	660,4	48	1,8361	1799,0	98
1,3854	678,8	49	1,8342	1816,0	99
1,3951	697,6	50	1,8305	1831,0	100



*Experiencias y problemas*

6.5. Ácido Nítrico ( $\text{HNO}_3$ )

Densidad a 20°/4°	C= g/dm <sup>3</sup>	C = % m/mSo/Sn	Densidad a 20°/4°	C= g/dm <sup>3</sup>	C = % m/mSo/Sn
1,0036	10,04	1	1,3160	671,2	51
1,0091	20,18	2	1,3219	687,4	52
1,0146	30,44	3	1,3278	703,7	53
1,0201	40,80	4	1,3336	720,1	54
1,0256	51,28	5	1,3393	736,6	55
1,0312	61,87	6	1,3449	753,1	56
1,0369	72,58	7	1,3505	769,8	57
1,0427	83,42	8	1,3560	786,5	58
1,0485	94,37	9	1,3614	803,2	59
1,0543	105,4	10	1,3667	820,0	60
1,0602	116,6	11	1,3719	836,9	61
1,0661	127,9	12	1,3769	853,7	62
1,0721	139,4	13	1,3818	870,5	63
1,0781	150,9	14	1,3866	887,4	64
1,0842	162,6	15	1,3913	904,3	65
1,0903	174,4	16	1,3959	921,3	66
1,0964	186,4	17	1,4004	938,3	67
1,1026	198,5	18	1,4048	955,3	68
1,1088	210,7	19	1,4091	972,3	69
1,1150	223,0	20	1,4134	989,4	70
1,1213	235,5	21	1,4176	1006,0	71
1,1226	248,1	22	1,4218	1024,0	72
1,1340	260,8	23	1,4258	1041,0	73
1,1404	273,7	24	1,4298	1058,0	74
1,1469	286,7	25	1,4337	1075,0	75
1,1534	299,9	26	1,4375	1093,0	76
1,1600	313,2	27	1,4413	1110,0	77
1,1666	326,6	28	1,4450	1127,0	78
1,1733	340,3	29	1,4486	1144,0	79
1,1800	354,0	30	1,4521	1162,0	80
1,1867	367,9	31	1,4555	1179,0	81
1,1934	381,9	32	1,4589	1196,0	82
1,2002	369,1	33	1,4622	1214,0	83
1,2071	410,4	34	1,4655	1231,0	84
1,2140	424,9	35	1,4686	1248,0	85
1,2205	439,4	36	1,4716	1266,0	86
1,2270	454,0	37	1,4745	1283,0	87
1,2335	468,7	38	1,4773	1300,0	88
1,2399	483,6	39	1,4800	1317,0	89
1,2463	498,5	40	1,4826	1334,0	90
1,2527	513,6	41	1,4850	1351,0	91
1,2591	528,8	42	1,4873	1368,0	92
1,2655	544,2	43	1,4892	1385,0	93
1,2719	559,6	44	1,4912	1402,0	94
1,2783	575,2	45	1,4932	1419,0	95
1,2847	591,0	46	1,4952	1435,0	96
1,2911	606,8	47	1,4974	1452,0	97
1,2975	622,8	48	1,5008	1471,0	98
1,3040	639,0	49	1,5056	1491,0	99
1,3100	655,0	50	1,5129	1513,0	100



*Experiencias y problemas*

6.6. Dicromato de Sodio ( $\text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ )

Densidad a 20°C / 4°C	C = g/dm <sup>3</sup>	C = % m/m So/Sn	Densidad a 20°C / 4°C	C = g/dm <sup>3</sup>	C = % m/m So/Sn
1,006	10,06	1	1,140	228,0	20
1,013	20,26	2	1,153	253,7	22
1,027	41,08	4	1,106	279,8	24
1,041	62,46	6	1,179	306,5	26
1,056	84,48	8	1,193	334,0	28
1,070	107,0	10	1,207	363,1	30
1,084	130,1	12	1,244	435,4	35
1,098	153,7	14	1,279	511,6	40
1,112	177,9	16	1,312	590,4	45
1,126	202,7	18	1,342	671,0	50

6.7. Hidróxido de Potasio (KOH)

Densidad a 20°C / 4°C	C = g/dm <sup>3</sup>	C = % m/m So/Sn	Densidad a 20°C / 4°C	C = g/dm <sup>3</sup>	C = % m/m So/Sn
1,0083	10,80	1	1,2592	340,0	27
1,0175	20,35	2	1,2695	355,5	28
1,0267	30,80	3	1,2800	371,2	29
1,0359	41,44	4	1,2905	387,2	30
1,0452	52,26	5	1,3010	403,3	31
1,0544	63,26	6	1,3117	419,7	32
1,0637	74,46	7	1,3224	436,4	33
1,0730	85,84	8	1,3331	453,2	34
1,0824	97,42	9	1,3440	470,4	35
1,0918	109,2	10	1,3549	487,8	36
1,1013	121,1	11	1,3659	505,4	37
1,1108	133,3	12	1,3769	523,2	38
1,1203	145,6	13	1,3879	541,3	39
1,1299	158,2	14	1,3991	559,6	40
1,1396	170,9	15	1,4103	578,2	41
1,1493	183,9	16	1,4215	597,0	42
1,1590	197,0	17	1,4329	616,1	43
1,1688	210,4	18	1,4443	635,5	44
1,1786	223,9	19	1,4558	655,1	45
1,1884	237,7	20	1,4673	675,0	46
1,1984	251,7	21	1,4790	695,1	47
1,2083	265,8	22	1,4907	715,5	48
1,2184	280,2	23	1,5025	736,2	49
1,2285	294,8	24	1,5143	757,2	50
1,2387	309,7	25	1,5262	778,4	51
1,2489	324,7	26	1,5382	799,9	52

6.8. Cloruro de Sodio ( $\text{NaCl}$ )

Densidad a 20°/4°	C= g/dm <sup>3</sup>	C = % m/m So/Sn	Densidad a 20°/4°	C= g/dm <sup>3</sup>	C = % m/m So/Sn
1,0053	10,05	1	1,1009	154,1	14
1,0125	20,25	2	1,1162	178,6	16
1,0268	41,07	4	1,1319	203,7	18
1,0413	62,48	6	1,1478	229,6	20
1,0559	84,47	8	1,1640	256,1	22
1,0707	107,1	10	1,1804	283,3	24
1,0857	130,3	12	1,1972	311,3	26



**Experiencias y problemas**

**6.9. Hidróxido de Sodio (NaOH)**

Densidad a 20°/4°	C= g/dm <sup>3</sup>	C = % m/m So/Sn	Densidad a 20°/4°	C= g/dm <sup>3</sup>	C = % m/m So/Sn
1,0095	10,10	1	1,2411	273,0	22
1,0207	20,41	2	1,2629	303,1	24
1,0318	30,95	3	1,2848	334,0	26
1,0428	41,71	4	1,3064	365,8	28
1,0538	52,69	5	1,3279	398,4	30
1,0648	63,89	6	1,3490	431,7	32
1,0758	75,31	7	1,3696	465,7	34
1,0869	86,95	8	1,3900	500,4	36
1,0979	98,81	9	1,4101	535,8	38
1,1089	110,9	10	1,4300	572,0	40
1,1309	135,7	12	1,4494	608,7	42
1,1530	161,4	14	1,4685	646,1	44
1,1751	188,0	16	1,4873	684,2	46
1,1972	215,5	18	1,5065	723,1	48
1,2199	243,8	20	1,5253	762,7	50

**6.10. Sulfato de Cobre (CuSO<sub>4</sub>)**

Densidad a 20°/4°	C= g/dm <sup>3</sup>	C = % m/m So/Sn	Densidad a 20°/4°	C= g/dm <sup>3</sup>	C = % m/m So/Sn
1,009	10,09	1	1,107	110,7	10
1,019	20,38	2	1,131	135,7	12
1,040	41,60	4	1,154	161,6	14
1,062	63,72	6	1,180	188,8	16
1,084	86,72	8	1,206	217,1	18

**6.11. Sulfato de Cobre pentahidratado (CuSO<sub>4</sub>.5H<sub>2</sub>O)**

Densidad a 20°/4°	C= g/dm <sup>3</sup>	C = % m/m So/Sn	Densidad a 20°/4°	C= g/dm <sup>3</sup>	C = % m/m So/Sn
1,009	15,78	1,564	1,107	173,1	15,64
1,019	31,88	3,129	1,131	212,3	18,77
1,040	65,07	6,257	1,154	252,7	21,90
1,062	99,68	9,387	1,180	295,5	25,03
1,084	135,6	12,51	1,206	339,06	28,16





## TRABAJO EXPERIMENTAL Nº 3: ANÁLISIS VOLUMÉTRICO: ALCALIMETRÍA, ACIDIMETRÍA y OXIDO – REDUCCIÓN

### 1. Introducción teórica

La volumetría o análisis químico cuantitativo por medición de volúmenes, consiste esencialmente en determinar el volumen de una solución valorada de concentración conocida que se requiere para la reacción cuantitativa con un volumen dado de solución de la sustancia en análisis (analito).

La operación de agregar la solución valorada desde una bureta a un erlenmeyer en donde está el analito, hasta el punto final de la reacción, se denomina **titulación**.

La **valoración o titulación** implica conocer el volumen de la solución patrón requerido para completar la reacción con el analito, contenido en una masa o volumen conocido de muestra.

Los métodos volumétricos poseen, exactitud de la décima de  $\text{cm}^3$  y requieren materiales sencillos, frecuentemente evitan separaciones y son rápidos.

Para efectuar un análisis volumétrico se requiere: recipientes calibrados (buretas, pipetas y matraces aforados); reactivos de alta pureza, para la preparación de soluciones valoradas y un indicador u otro medio apropiado para establecer el punto final de la titulación.

La clasificación de las reacciones utilizadas en volumetría según su relación fundamental es:

1. **Neutralización** (sin cambios en los estados de oxidación):

a) acidimetría: es la determinación de ácido presente en una muestra o mezcla. Esto se realiza generalmente tratando el ácido con una solución de álcali de concentración conocida (solución estándar) y usando un indicador para determinar el punto final.

b) alcalimetría: es la medida de la cantidad de base libre presente en una solución, mediante la titulación con un ácido de concentración conocida.

2. **Oxido-reducción o Redox** (con cambios en los estados de oxidación). En esta se agrupan todas aquellas reacciones que involucran un cambio del número de oxidación o transferencia de electrones entre las sustancias reaccionantes.

3. **Precipitación y de formación de complejos**. Comprenden la combinación de iones, para formar un precipitado, o bien, un ion complejo. No se abordará este contenido en esta asignatura.

En reacciones como las consideradas en valoración ácido-base, para realizar una transformación no necesitan un cambio en su estado de oxidación. Así para el caso:



En los compuestos ácido clorhídrico, hidróxido de sodio y cloruro de sodio, los estados de oxidación son -1 para el cloro y +1 para el sodio. El estado de oxidación no se modifica al formar los productos. Ninguno de los átomos presentes sufre modificaciones en sus estados de oxidación.

En las reacciones químicas conocidas como de óxido-reducción o redox, los elementos reaccionantes cambian su estado de oxidación mediante la captación o cesión de electrones. Las reacciones tienen lugar mediante intercambio de electrones. La oxidación y la reducción ocurren simultáneamente, en la misma reacción. No se puede producir una sin la otra. No hay cambio neto de electrones en una reacción redox. Los electrones aparecen a la derecha de la semi reacción de oxidación; y a la izquierda en la semi reacción de reducción.

En conclusión deben existir dos semi-reacciones para dar origen a una reacción general que

Oxidación  $\rightarrow$  pérdida de electrones.

Reducción  $\rightarrow$  ganancia de electrones

sintetice la transformación ya que si un átomo pierde electrones otro átomo debe ganarlos, y es



### Experiencias y problemas

así que todo proceso de **oxidación** va unido necesariamente a uno de **reducción**; el proceso global es por lo tanto de **oxidación-reducción** o **redox**.

Las soluciones de los oxidantes más comunes utilizados en la titulación de los reductores son los siguientes:  $\text{KMnO}_4$ ;  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ , y el  $\text{KI}$ ; mientras que los reductores más comunes son:  $\text{H}_2\text{O}_2$ ,  $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$ ;  $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$  y el  $\text{Cl}^-$ .

Siempre, el elemento que se oxida obliga al otro elemento a reducirse y viceversa, por lo cual **el elemento que se oxida se conoce como agente reductor y el que se reduce como agente oxidante**.

Por ejemplo cuando reacciona peróxido de hidrógeno (agua oxigenada) y permanganato de potasio *en medio ácido*:

Primera semi-reacción



Segunda semi-reacción



Reacción general



Simplificando los Hidrogeniones, la reacción final sería:



Se han ajustado las semi reacciones multiplicando ambas por un coeficiente, de tal manera que se iguale el número de electrones cedidos y aceptados.

Analizando las semi-reacciones se llegan a las siguientes conclusiones:

1. El  $\text{H}_2\text{O}_2$  es el compuesto que **cede o pierde electrones** y la reacción es de **oxidación**. El elemento que se ha oxidado cambiando su estado de oxidación es el oxígeno de un valor (-1) ha pasado a un valor (0) en su estado molecular, en cambio ha permanecido constante el valor del estado de oxidación del Hidrógeno. Este compuesto  $\text{H}_2\text{O}_2$  recibe el nombre de **agente reductor** porque mediante la cesión de electrones hace que el otro compuesto se reduzca captando esos electrones.

2. El  $\text{KMnO}_4$  es el compuesto que **capta o gana electrones** y la reacción es de **reducción**. El elemento que ha cambiado de estado de oxidación es el manganeso que de un valor (+7) ha pasado a un valor (+2), las valencias de los demás elementos que forman el compuesto permanecen constantes. El compuesto ( $\text{KMnO}_4$ ) recibe el nombre de agente oxidante porque mediante la captación de electrones hace que el otro compuesto se oxide captando los electrones cedidos por éste.

**Recuerde:** La definición de masa equivalente o masa miliequivalente para una sustancia está siempre basado en su comportamiento en una reacción química específica (o secuencia de reacciones), sea neutralización, óxido-reducción, precipitación, o formación de complejos. La concentración de una solución no puede ser expresada en términos de normalidad, sin este tipo de información. La masa equivalente ( $m_{\text{Eq.}}$ ) de una sustancia que participa en una reacción de neutralización es la masa en gramos de la sustancia que puede aportar o reaccionar con una masa molar de ión hidrógeno ( $\text{H}^+$ ) en una reacción determinada. La masa miliequivalente ( $m_{\text{meq.}}$ ) es igual al peso equivalente dividido por 1.000. La masa equivalente y la masa molar de los ácidos y las bases, en una reacción determinada, presentan una relación directa con el contenido de iones hidrógeno u oxhidrilos reactivos. En las reacciones redox hay transferencia de electrones, por lo cual el número de equivalentes dependerá del estado de oxidación que alcance la sustancia en el proceso, o sea de la cantidad de electrones transferidos por el átomo o molécula; un equivalente es la masa molar del compuesto dividido por el número de electrones



### Experiencias y problemas

que pierde o gana en la semi reacción correspondiente (se debe dividir la masa molar por la diferencia que existe en el cambio del número de oxidación).

Debe puntualizarse que un compuesto puede a menudo participar en más de un tipo de reacción y por lo tanto puede presentar distintas masas equivalentes.

### Soluciones Valoradas

Una **titulación** o valoración es la determinación de la concentración de una solución incógnita por medio del agregado de otra solución de concentración perfectamente conocida, hasta llegar al punto de equivalencia o neutralización. En consecuencia, se denominan **soluciones valoradas a aquellas soluciones de concentración perfectamente conocida**.

Se llama **indicador o indicador químico** a las sustancias que cambian de color en respuesta a un cambio químico; señalan el punto de equivalencia mediante la aparición o desaparición de color, de turbidez o de precipitado, cuando se produce el cambio, se ha llegado al punto final, esta es una buena aproximación del punto de equivalencia.

Un indicador ácido-base o indicador de pH (por ejemplo, fenolftaleína) cambia de color dependiendo del pH del medio, y así señalan el punto final o punto de equivalencia de una volumetría ácido-base.

Recordemos que se emplea el término concentración para designar la relación de la cantidad de soluto disuelta en una cantidad dada de disolvente o solución. Esta relación puede expresarse en distintas unidades químicas dando lugar a soluciones valoradas. Generalmente se reserva este nombre para aquellas soluciones que se encuentran expresadas en valores de **normalidad**. La Normalidad se define como la cantidad de "equivalente gramos del reactivo por  $\text{dm}^3$  de solución".

$$\text{NORMALIDAD} = N = \frac{\text{Número de equivalentes gramos de soluto}}{\text{dm}^3 \text{ de solución}}$$

### Cálculos – Relación fundamental entre las cantidades de las sustancias que reaccionan

Por ejemplo, un equivalente en una sustancia ácida proporciona un equivalente de protones a la solución tanto si el ácido es  $\text{H}_2\text{SO}_4$  o  $\text{HCl}$ . De la misma manera, un equivalente de un agente oxidante reacciona exactamente con un equivalente del reductor, puesto que el peso equivalente de cada uno está implicado directa o indirectamente en la transferencia de 1 mol de electrones. La ventaja del sistema de equivalente gramo es que los cálculos, en volumetría, resultan muy simples, pues en el punto de equivalencia, **el número de equivalentes gramo de la sustancia que se titula, es igual al número de equivalentes gramo de la solución valorada que se emplea**.

$$\begin{aligned} N &= n^\circ \text{ eq} / V (\text{dm}^3) = \text{masa} / \text{mEq} \cdot V (\text{dm}^3) \\ N &= n^\circ \text{ eq} / \text{Vol} (\text{dm}^3) \\ n^\circ \text{ eq} &= \text{Vol} (\text{dm}^3) \cdot N_x \end{aligned}$$

Las valoraciones ácido base se pueden clasificar en dos grandes grupos:

**Alcalimetrías:** Determinación de la concentración de una base empleando un ácido fuerte de concentración conocida como sustancia valorante. Se emplea casi siempre ácido clorhídrico,  $\text{HCl}$ ; a veces ácido sulfúrico,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ; y pocas veces los ácidos nítrico ( $\text{HNO}_3$ ) y perclórico, ( $\text{HClO}_4$ ).

**Acidimetrías:** Determinación de la concentración de un ácido empleando una base fuerte de concentración conocida como sustancia valorante, como el  $\text{NaOH}$ .

**Redox:** Determinación de la concentración de un reductor ( $\text{H}_2\text{O}_2$ ) empleando como sustancia valorante un oxidante de concentración conocida ( $\text{KMnO}_4$ ).



### **Experiencias y problemas**

Las disoluciones de las sustancias valorantes deben ser estandarizadas antes de su empleo como sustancias valorantes, es decir, su concentración debe ser medida experimentalmente frente a una sustancia que actúa como **patrón primario**. Esto es necesario porque algunas sustancias no son completamente puras, pueden sufrir alteraciones en el proceso de disolución o durante el tiempo de almacenamiento.

En el laboratorio se dispone de sustancias denominadas **tipo primarias o patrones primarios o estándares primarios**.

Un patrón primario es una sustancia utilizada en química como referencia al realizar una valoración o estandarización.

Los patrones primarios usualmente son sólidos, de composición conocida, con elevada pureza, masa equivalente elevada (por esto se reduce considerablemente el error de la pesada del patrón), son estables a temperatura ambiente, pueden ser secados en estufa, no debe absorber gases, reaccionan rápida y estequiométricamente con el titulante. Mediante su uso, se obtienen soluciones de normalidad exacta que no necesitan valoración.

Entre los patrones más comunes suele usarse para estandarizar bases ftalato ácido de potasio, ( $\text{KHC}_8\text{H}_4\text{O}_4$ ; MM= 204,221g/mol) y para estandarizar ácidos el carbonato de sodio ( $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ; MM=105,9885 g/mol). Son también patrones primarios el ácido oxálico ( $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ ), tetraborato de sodio, ( $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7$ ) y óxido de mercurio (II) ( $\text{HgO}$ ), entre otros.

En la acidimetría tanto como en la alcalimetría, se produce una reacción de neutralización. La expresión de la concentración en normalidad indica que un equivalente ácido neutraliza completa y precisamente un equivalente de base, puesto que un mol  $\text{H}^+$  reaccionará con un mol de  $\text{OH}^-$ .

Por ejemplo si consideramos la valoración de HCl por medio de una solución de  $\text{NaOH}$  será:



como se sabe, la reacción da como resultado  $\text{H}_2\text{O}$  y sal, será necesario el uso de un indicador para poder apreciar el punto de equivalencia. Puesto que los compuestos utilizados son ácidos o bases fuertes se podrá utilizar como indicador una solución alcohólica de fenolftaleína al 0,1 % la fenolftaleína es incolora en medio ácido y de color rojizo en medio básico.

Debido a que el viraje de color del indicador ocurre en medio básico, el volumen del álcali agregado durante la titulación será ligeramente superior al necesario; sin embargo, el exceso será despreciable frente al error cometido en la lectura del volumen de la base.

Las soluciones preparadas en el laboratorio se deben controlar mediante soluciones preparadas con los patrones primarios. Generalmente las soluciones no son exactas y deben ser corregidas.

## **2. Estandarizaciones de las soluciones.**

### **2.1. Estandarización de una disolución de NaOH.**

El hidróxido sódico sólido puede tener restos de carbonato de sodio. Se prepara una disolución 0,1 M disolviendo una masa de 4 gramos de NaOH disueltos en agua hasta un volumen total de 1 litro en un matraz aforado. La sustancia no es un patrón primario, por lo cual es necesario estandarizar la solución para conocer exactamente su concentración. Se puede valorar con ftalato ácido de potasio, que es un patrón primario, usando fenolftaleína como indicador.

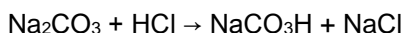
### **2.2. Estandarización de una disolución de HCl.**

Del mismo modo que el NaOH, el ácido clorhídrico no es patrón primario y se debe estandarizar. Para ello, se valora con el patrón primario carbonato de sodio,  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ , empleando fenolftaleína y anaranjado de metilo como indicadores. El viraje de la fenolftaleína se produce cuando el  $\text{CO}_3^{2-}$  se ha transformado en  $\text{HCO}_3^-$ . Una disolución 0,1 M se preparará mezclando 3,65 g de HCl, que estará contenido en el volumen calculado teniendo en cuenta la densidad del ácido concentrado disponible, se disolverá con suficiente cantidad de agua hasta completar un matraz aforado con un volumen total de 1 litro.



### Experiencias y problemas

Las reacciones serán según:



Se añaden unas gotas de anaranjado de metilo, que vira cuando todo el  $\text{HCO}_3^-$  se convierte en  $\text{H}_2\text{CO}_3$ , que se descompone en  $\text{CO}_2$  y  $\text{H}_2\text{O}$ .



### 2.3. Estandarización de una disolución de $\text{KMnO}_4$ .

El permanganato potásico ( $\text{MnO}_4\text{K}$ ) no es una sustancia patrón primario y sus disoluciones deben ser estandarizadas para conocer exactamente su concentración. Las sustancias patrones primarios más usadas para la estandarización son el oxalato sódico, el ácido oxálico y el óxido arsenioso. La valoración se realiza en medio ácido fuerte, con lo que el  $\text{MnO}_4^-$  se reduce a  $\text{Mn}^{2+}$ . No se utiliza ningún indicador externo, sino que el exceso de permanganato colorea la disolución e indica el punto final de la titulación.

### 3. Factor de corrección: f.

El factor de corrección, es un valor que cuantifica la cercanía a la concentración teórica de la solución y debe ser lo más próximo posible a 1.

Al multiplicar el volumen real (el empleado en la valoración) por este factor obtenemos el volumen exacto, que es necesario para tener la solución de normalidad exacta deseada. Así:

$$\text{Ve} = \text{fa} \cdot \text{Va}$$

**Ve** = volumen exacto; **Va** = volumen real (ácido); **fa** = factor (ácido)

Si se llevara a cabo una titulación ácido-base con soluciones de igual normalidad los volúmenes se corresponderían:

$$\text{Va} \cdot \text{fa} = \text{Vb} \cdot \text{fb}$$

Un equivalente gramo es igual a la masa molar dividida la carga del ión por lo tanto  $\text{M}$  (molaridad)/carga del ión =  $\text{N}$  (normalidad).

En el punto final, punto de equivalencia ó de neutralización, se habrán puesto en juego un número idéntico de equivalentes puesto que "las neutralizaciones se producen de "equivalente a equivalente", según:

$$\text{Va} \cdot \text{Na} \cdot \text{fa} = \text{Vb} \cdot \text{Nb} \cdot \text{fb}$$

De donde despejando resulta

$$\frac{\text{Va} \cdot \text{fa}}{\text{Vb} \cdot \text{fb}} = \frac{\text{Nb}}{\text{Na}}$$

Como se ve los volúmenes de normalidad exactas son inversamente proporcionales a sus normalidades.

a) El factor de la solución es mayor que 1:  $\text{Ve} > \text{Vr}$

Este resultado implica que la solución es más concentrada que lo que se buscaba, por ello para corregirla con el factor habrá que agregar solvente. Luego sabiendo que  $\text{Ve}$  = volumen exacto o volumen que deberá tener la solución y  $\text{Va}$  = volumen real:

$$\text{Ve} = \text{V} \cdot \text{f}$$

$\text{Ve} - \text{V}$  = volumen en  $\text{cm}^3$  de solvente a agregar.

b) El factor de la solución es menor que 1:  $\text{Ve} < \text{Vr}$

Este resultado implica que la solución es más diluida, por lo tanto se deberá agregar soluto. El volumen que se encuentra en exceso será calculado como  $=\text{Ve} - \text{V}$ . Sabiendo que:

$$\text{Ve} = \text{V} \cdot \text{f}$$

$\text{Ve} - \text{V}$  = volumen en  $\text{cm}^3$  de agua que hay en exceso.

Se calcula la cantidad de soluto necesario para agregar a los  $\text{cm}^3$  de agua en exceso, según la normalidad de la solución preparada, se agregan a la misma.

a) El factor de la solución es igual a 1:  $\text{Ve} = \text{Vr}$

La solución se encuentra correctamente preparada.



## 4. Desarrollo de la experiencia en el laboratorio

### 4.1. Primera Parte: acidimetría.

#### 4.1.1. Objetivo del trabajo

Valorar la solución ácida 0,1 N preparada anteriormente en la clase experimental 2.

Realizar titulaciones con una base de concentración y factor conocidos proporcionados por los docentes.

Calcular el factor de corrección de la solución.

#### 4.1.2 Material necesario

Erlenmeyer de 250 cm<sup>3</sup>, pipeta, bureta, matraz aforado, soporte universal.

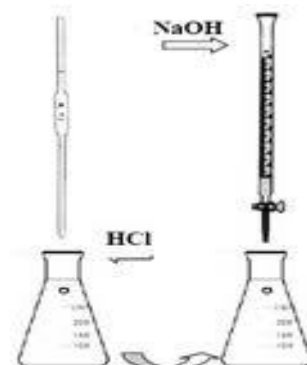
Ácido clorhídrico concentrado, solución alcalina valorada, solución indicadora de fenolftaleína 1 % en etanol.

#### 4.1.3. Técnica operatoria

La solución 0,1 N preparada se titula con una solución de NaOH de normalidad y factor conocidos. Primeramente se procede a limpiar la bureta controlando que no haya pérdida de líquido por el robinete.

A continuación se procede según la figura, se carga la solución alcalina en la bureta y se enrasa al cero, cuidando que no queden burbujas de aire en el pico vertedor de la misma. En cada uno de los erlenmeyer se colocan 10 cm<sup>3</sup> de la solución ácida preparada (los volúmenes del HCl deben ser medidos con una pipeta de 10 cm<sup>3</sup>), seguidamente se agregan 2 o 3 gotas del indicador y se procede a realizar la valoración de la siguiente manera:

Se deja caer lentamente la solución alcalina, mientras se agita el erlenmeyer, hasta que la solución vire al color rosado. Esta coloración deberá permanecer por espacio de 30 segundos. Se lee la cantidad de hidróxido utilizado y se repite la operación, de manera que la valoración se realice por lo menos una vez por cada uno de los integrantes del grupo de trabajo, se promedian los valores desechando aquellos muy distantes y se calcula el factor de corrección.



#### 4.1.4 Cálculos y resultados

a) Calcular los gramos de HCl necesarios según la normalidad y volumen de solución a preparar.

b) Calcular el volumen necesario de HCl de la solución concentrada.

c) Titular la solución de HCl con Na(OH) valorado.

1ra valoración = ..... cm<sup>3</sup> NaOH

2da valoración = ..... cm<sup>3</sup> NaOH

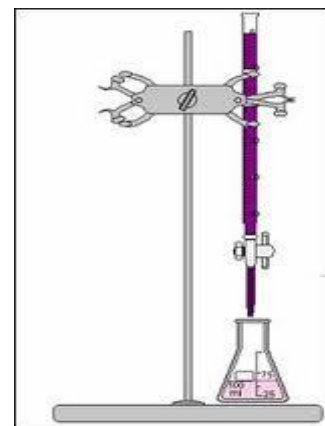
..... = ..... cm<sup>3</sup> NaOH

n valoración = ..... cm<sup>3</sup> NaOH

**Valor Promedio.** .....cm<sup>3</sup> NaOH

Cálculo del factor de corrección:

$$\text{Factor} = f_a = \frac{V_b \cdot N_b \cdot f_b}{V_a \cdot N_a}$$



#### 4.1.5. Corrección de la solución

**a) El factor de la solución es mayor que 1:  $V_e > V_r$**

Este resultado implica que la solución es más concentrada que lo que se buscaba, por ello para





### Experiencias y problemas

corregirla con el factor habrá que agregar solvente. Luego sabiendo que  $V_e$  = volumen exacto o volumen que deberá tener la solución y  $V_a$  = volumen real:

$$V_e = V \cdot f$$

$$V_e - V = \text{volumen en cm}^3 \text{ de solvente a agregar.}$$

#### b) El factor de la solución es menor que 1: $V_e < V_r$

Este resultado implica que la solución es más diluida, por lo tanto se deberá agregar soluto. El volumen que se encuentra en exceso será calculado como  $=V_e - V$ . Sabiendo que:

$$V_e = V \cdot f$$

$$V_e - V = \text{volumen en cm}^3 \text{ de agua que hay en exceso.}$$

Se calcula la cantidad de soluto necesario para agregar a los  $\text{cm}^3$  de agua en exceso, según la normalidad de la solución preparada, se agregan a la misma.

**NO TIRAR LA SOLUCIÓN PREPARADA PORQUE  
SERÁ UTILIZADA EN LA SEGUNDA PARTE**

## 4.2. Segunda parte: alcalimetría

### 4.2.1. Objetivo del trabajo

Valorar una solución alcalina de concentración desconocida, utilizando la solución ácida valorada en la primera parte Acidimetría.

### 4.2.2. Técnica operatoria

En este caso se desconoce la concentración de la solución por lo que se deberá efectuar una titulación previa para conocer el orden de la concentración, se procede de la siguiente manera:

Se vierte la solución alcalina en la bureta como lo indica la figura y se la enrasa a cero, luego se toman  $10 \text{ cm}^3$  medidos con pipetas de la solución ácida preparada y valorada la clase anterior y se coloca en un erlenmeyer con 2 o 3 gotas de fenolftaleína y se titula con cuidado.

Se pueden presentar dos casos:

a) Que la solución alcalina desconocida sea **más concentrada** que la solución ácida, en cuyo caso el volumen de álcali gastado será menor que el volumen ácido.

b) Que la solución alcalina desconocida sea **aproximadamente igual** o menor, en cuyo caso el volumen de álcali gastado será igual o mayor respectivamente.

Si ocurriera el caso a) se deberá realizar una dilución, para tener mayor exactitud en la titulación, de manera que los volúmenes puestos en juego, tanto de álcali como de ácido sean aproximadamente iguales. Una vez realizada la dilución se procede a efectuar el número de titulaciones que correspondan, se promedian los valores obtenidos y se calcula la concentración de la solución incógnita, teniendo en cuenta la dilución efectuada, tal cual se procedió en la primera parte.

Para el caso b) se procede a realizar las titulaciones que corresponden como en la primera parte.

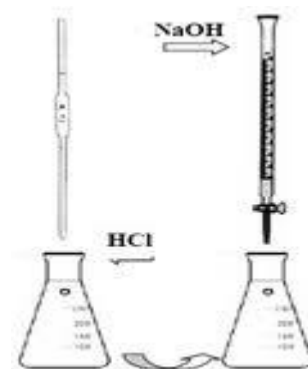
### 4.2.3. Titulación de la solución para $10 \text{ cm}^3$ de HCl

$$1^{\text{ra}} \text{ titulación} = \dots\dots\dots \text{ cm}^3 \text{ Na(OH)}$$

$$2^{\text{da}} \text{ titulación} = \dots\dots\dots \text{ cm}^3 \text{ Na(OH)}$$

$$\dots\dots\dots = \dots\dots\dots \text{ cm}^3 \text{ Na(OH)}$$

$$n \text{ titulación} = \dots\dots\dots \text{ cm}^3 \text{ Na(OH)}$$







## **Experiencias y problemas**

Valor Promedio= .....cm<sup>3</sup> Na(OH)

### 4.2.4. Cálculo de la normalidad

En este caso la normalidad obtenida es la normalidad exacta.

$$N_b = \frac{V_a \cdot N_a \cdot f_a}{V_b}$$

Si se diluyó la solución incógnita, la normalidad obtenida deberá multiplicarse por la dilución realizada.

**Expresar la concentración de la solución ácida preparada en la clase anterior en todas las unidades físicas y químicas.**

### 4.3. Valoraciones redox

#### 4.3.1. Objetivo del trabajo

Determinar la concentración de una solución de peróxido de hidrógeno, H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>, (agente reductor) por titulación con una solución valorada de permanganato de potasio, KMnO<sub>4</sub>, (agente oxidante).

#### 4.3.2. Material Necesario

Bureta, pipetas, 2 erlenmeyer de 250 cm<sup>3</sup>, matraz aforado, soporte universal, solución de permanganato valorada, agua oxigenada, ácido sulfúrico.

Nota: El material de vidrio que será utilizado en las titulaciones, deberá primeramente ser lavado con solución limpiadora sulfocrómica, a fin de eliminar toda la materia orgánica que pudiera tener adherida.

La solución sulfocrómica consiste en una solución diluida de dicromato de sodio o potasio, (Na<sub>2</sub>Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub> o K<sub>2</sub>Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub>), en ácido sulfúrico concentrado, es uno de los agentes de limpieza con altísimo poder oxidante que debe utilizarse con precauciones que explicaran los docentes. El anión dicromato es anaranjado rojizo, y a medida que se reduce a catión crómico va quedando verde. Cuando el color de la solución es verde botella, ya no posee poder oxidante y debe desecharse.

#### 4.3.3. Técnica operatoria

La solución de KMnO<sub>4</sub> valorada y la de ácido sulfúrico diluido ¼ serán provistas por los docentes.

Se colocan en un erlenmeyer 10 cm<sup>3</sup> de la solución de H<sub>2</sub>O<sub>2</sub> cuya concentración se va a determinar y se le agregan 5 cm<sup>3</sup> de SO<sub>4</sub>H<sub>2</sub> diluido 1/4.

Se procede en forma inmediata a la titulación con KMnO<sub>4</sub> hasta una tenue coloración rosada persistente.

1. Se toma el valor promedio de los valores aproximados.
2. Se calcula la normalidad del peróxido de hidrógeno.

Cambio de color (autoindicadores): A veces una de las sustancias que intervienen en la valoración sufre un cambio de color que indica cuándo ha concluido el proceso de titulación. Estas sustancias reciben el nombre de autoindicadores; por lo tanto, cuando se está en presencia de ellas, no hace falta agregar ningún indicador químico.

Esta situación es frecuente en valoraciones redox, por ejemplo, el Mn del permanganato de potasio, reacciona desde el producto al reactivo mediante la variación de los estados de oxidación y los compuestos se aprecian por sus diferentes colores.

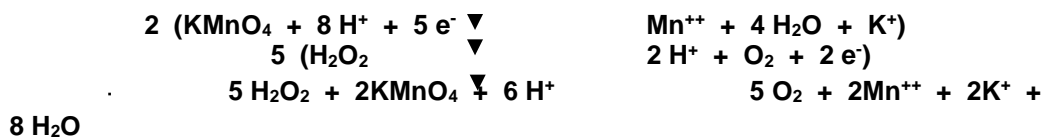
#### 4.3.4. Cálculos y resultados

1. Escribir las semi reacciones de oxidación y reducción y la reacción total.
2. Calcular la normalidad.
3. Calcular la concentración en g/l.
4. Calcular la molaridad.
5. Calcular la concentración en volúmenes.



**Experiencias y problemas**

4.3.5. Reacciones

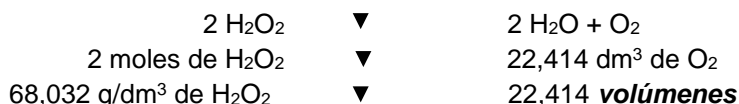


Cálculo de la normalidad

$$N_{ox} \times f_{ox} \times V_{ox} = N_{red} \times f_{red} \times V_{red}$$

4.3.6. Cálculo de la concentración expresada en volúmenes

Teniendo en cuenta el siguiente equilibrio:



Para el cálculo será:



**5. Desarrollo de problemas tipo**

5.1. Problemas de titulación

1- En una reacción ácido-base se utilizaron en promedio:

1) HCl  $V_a = 10 \text{ cm}^3$   $C_a = 0,1 \text{ N}$   $f_a = 0,97$

2) Na(OH)  $V_b = 11 \text{ cm}^3$   $C_b = ?$

¿Cuál es la concentración del hidróxido de Na, expresado en normal?

a) Por la ecuación de equivalencia:  $V_b \times N_b \times f_b = V_a \times N_a \times f_a$

Dónde:

$V_b$  y  $V_a$  = Volumen del hidróxido y del ácido respectivamente

$N_b$  y  $N_a$  = Normalidad del hidróxido y del ácido respectivamente

$f_b$  y  $f_a$  = Factores de corrección hidróxido y del ácido respectivamente

Se recuerda que:

$$N_{ex.} = N \cdot f$$

$$N_b = \frac{V_a \cdot N_a \cdot f_a}{V_b} = \frac{10 \text{ cm}^3 \cdot 0,1 \text{ N} \cdot 0,97}{11 \text{ cm}^3} = 0,088 \text{ N} \quad \text{Por lo tanto } C_b = \underline{0,088 \text{ N}}$$

Como ejercitación, expresar esta concentración en todas las unidades químicas y en % m/m so /sn.

En los problemas resueltos y propuestos, aparecen **valores de factores exagerados** que no son frecuentes de encontrar en la práctica habitual cuando se valoran distintos tipos de soluciones.

5.2. Corrección del factor

1- Corregir la concentración de una solución de HCl de concentración  $C = 0,2 \text{ N}$  y volumen  $V = 650 \text{ cm}^3$  si su factor es  $f = 1,2$ .

Para ello se define  $V_e$  = volumen exacto y es el volumen en que tendría que encontrarse la



**Experiencias y problemas**

cantidad de soluto que se halla en la solución para que el factor sea igual a 1.

Luego: 
$$Ve = Vr \cdot f \quad \nabla \quad Ve = 650 \text{ cm}^3 \times 1,2 = 786,5 \text{ cm}^3$$

$Vr$  = volumen real

$f$  = factor del ácido o de la base.

Si se tienen 650 cm<sup>3</sup> de solución, el volumen exacto es de 786,50 cm<sup>3</sup> para que el factor sea igual a la unidad, habrá que agregar a la solución 136,50 cm<sup>3</sup> de solvente, según:

$$Ve - Vr = (786,50 - 650) \text{ cm}^3 = 136,50 \text{ cm}^3$$

2- Corregir el factor de una solución de Na(OH) si el volumen de la misma es de 700 cm<sup>3</sup>, su concentración es  $C = 2 \text{ N}$  y el  $f_b = 0,88$

Como se ha explicado en problemas anteriores:

$$Ve = Vr \times f_b = 700 \text{ cm}^3 \times 0,88 = 616 \text{ cm}^3$$

$$Vr - Ve = (700 - 616) \text{ cm}^3 = 84 \text{ cm}^3$$

Para que el factor fuese igual a la unidad ( $f = 1$ ), habría que quitar de la solución 84 cm<sup>3</sup> de solvente. Si bien ello es posible, la metodología a emplear no es sencilla. Es más simple calcular el soluto necesario para que el solvente que se halla en exceso esté a una concentración  $2 \text{ N}$  de hidróxido de sodio. Procediendo en consecuencia se tiene:

1 N Na(OH) ▽	40 g/cm <sup>3</sup>
2 N Na(OH) ▽	80 g/cm <sup>3</sup>

Si para preparar 1000 cm <sup>3</sup> de sn es necesario	80 g de Na(OH)
para preparar 84 cm <sup>3</sup> de sn es necesario	$x = 6,72 \text{ g de Na(OH)}$

Por lo tanto disolviendo 6,72 g de Na(OH), el factor se corrige a 1.

3- Corregir el factor de una solución de 500 cm<sup>3</sup> de HCl, si su concentración es de  $0,1 \text{ N}$  y su factor  $f=0,90$ . Si para ello se tiene una solución de HCl más concentrada de 220 g/dm<sup>3</sup>, ¿Cuánto de esta última solución será utilizada?

$$Ve = Vr \times f_a = 500 \text{ cm}^3 \times 0,90 = 450 \text{ cm}^3.$$

Procediendo de idéntica forma que en el problema anterior, se tendrá que adicionar soluto, como para que los 50 cm<sup>3</sup>, de solvente en exceso conformen una solución  $0,1 \text{ N}$ . Lo que se deberá tener en cuenta es que el soluto se halla en una solución más concentrada.

1 N HCl	36,5 g/dm <sup>3</sup> .
0,1 N HCl	3,65 g/dm <sup>3</sup> .

Si para preparar 1000 cm <sup>3</sup> de sn $0,1 \text{ N}$	3,65 g/dm <sup>3</sup> de HCl
preparar 50 cm <sup>3</sup> de sn $0,1 \text{ N}$	$x = 0,1825 \text{ g de HCl}$

El soluto necesario se halla en:

220 g de HCl	1000 cm <sup>3</sup>
0,1825 g de HCl	$x = 0,8295 \text{ cm}^3$

4- Corregir el factor de una solución de HCl cuyo volumen es  $V_a = 480 \text{ cm}^3$ , cuya concentración  $C = 0,6 \text{ N}$  y su factor  $f_a = 0,736$ . Para ello se dispone de una solución del mismo ácido cuya concentración es de  $C = 3,2 \text{ N}$ . ¿Qué cantidad de esta última solución habrá que adicionar?

a) Usando el criterio que se venía desarrollando: 
$$Ve = Vr \times f$$

$Ve$  = Volumen exacto del ácido (a calcular)

$Vr$  = Volumen real del ácido (480 cm<sup>3</sup>)

$f$  = factor del ácido (0,736)

$$Ve = Vr \times f_a = 480 \text{ cm}^3 \times 0,736 = 353,28 \text{ cm}^3.$$

$$V \text{ exceso} = Ve - Vr = (480 - 353,28) \text{ cm}^3 = 126,72 \text{ cm}^3$$

Esto significa que en realidad se tiene una solución de  $V = 353,28 \text{ cm}^3$  con factor correcto ( $f = 1$ ) y un exceso de agua  $V = 126,72 \text{ cm}^3$ . Se debe ahora calcular el soluto que se agregará para



**Experiencias y problemas**

transformar este volumen de agua que está en exceso, en una solución de  $C = 0,6 \text{ N}$  y  $f_a = 1$ .

$$\begin{array}{rcl} 1 \text{ N} & \cdot & 36,5 \text{ g/dm}^3 \\ 0,6 \text{ N} & \cdot & x = 21,9 \text{ g/dm}^3 \\ 2,19 \text{ g} & \cdot & 1000 \text{ cm}^3 \\ 2,77 \text{ g} & \cdot & 126,72 \text{ cm}^3 \\ 1 \text{ N} & \cdot & 36,5 \text{ g/dm}^3 \\ 3,2 \text{ N} & \cdot & x = 116,8 \text{ g/dm}^3 \end{array}$$

Si  $1000 \text{ cm}^3$  de Sn contiene  $116,8 \text{ g}$  de soluto:

$$\begin{array}{rcl} 116,8 \text{ g} & \cdot & 1000 \text{ cm}^3 \\ 2,77 \text{ g} & \cdot & x = 23,71 \text{ cm}^3 \end{array}$$

Este volumen  $V = 23,71 \text{ cm}^3$  es el que contiene los  $2,77 \text{ g}$  de HCl que corregirían el factor a uno  $f=1$  en la solución original; pero al observar detenidamente surge que este volumen representa un  $5 \%$  del volumen original y su agregado (como es una solución acuosa) contribuye no solo con soluto sino con solvente y entonces el factor no podrá corregirse a  $f = 1$  por este método.

5. Si  $180 \text{ cm}^3$  de  $\text{H}_2\text{O}_2$  decoloran completamente  $1,2 \text{ g}$  de  $\text{KMnO}_4$ . ¿Qué cantidad de peróxido se necesitará para decolorar completamente  $V = 200 \text{ cm}^3$  de  $\text{KMnO}_4$  de concentración  $C = 0,2 \text{ N}$ ? Plantee las ecuaciones redox que crea conveniente. Expresé además la concentración del  $\text{H}_2\text{O}_2$  en volúmenes.

En primer lugar se deben plantear las semi reacciones correspondientes a la oxidación y a la reducción:



En segundo lugar obtener las masas moleculares para poder operar estequiométricamente:

$$5 \text{H}_2\text{O}_2 = 170 \text{ g}$$

$$2 \text{KMnO}_4 = 316 \text{ g}$$

$$\begin{array}{ccc} \text{Así:} & 316 \text{ g de KMnO}_4 & \downarrow \\ & 1,2 \text{ g de KMnO}_4 & \downarrow \\ & & 170 \text{ g de H}_2\text{O}_2 \\ & & x = 0,64 \text{ g de H}_2\text{O}_2 \end{array}$$

Luego se calcula la cantidad de  $\text{KMnO}_4$  que hay en  $200 \text{ cm}^3$  de solución de concentración  $C = 0,2 \text{ N}$ .

$$\begin{array}{rcl} 1 \text{ N de KMnO}_4 & \downarrow & 31,6 \text{ g/dm}^3 \\ 0,2 \text{ N de KMnO}_4 & \downarrow & x = 6,32 \text{ g/dm}^3 \\ 1000 \text{ cm}^3 & \downarrow & 6,32 \text{ g KMnO}_4 \\ 200 \text{ cm}^3 & \downarrow & x = 1,264 \text{ g KMnO}_4 \end{array}$$

Por estequiometria:

$$\begin{array}{ccc} 1,200 \text{ g de KMnO}_4 & \longrightarrow & 0,64 \text{ g de H}_2\text{O}_2 \\ 1,264 \text{ g de KMnO}_4 & \longrightarrow & x = 0,67 \text{ g de H}_2\text{O}_2 \end{array}$$

$$\begin{array}{ccc} 0,64 \text{ g de H}_2\text{O}_2 & \longrightarrow & 180 \text{ cm}^3 \text{ de H}_2\text{O}_2 \\ 0,67 \text{ g de H}_2\text{O}_2 & \longrightarrow & x = 188,5 \text{ cm}^3 \text{ de H}_2\text{O}_2 \end{array}$$

Será necesario  $188,5 \text{ cm}^3$  de peróxido para decolorar completamente los  $200 \text{ cm}^3$  de permanganato de concentración  $C = 0,2 \text{ N}$ .

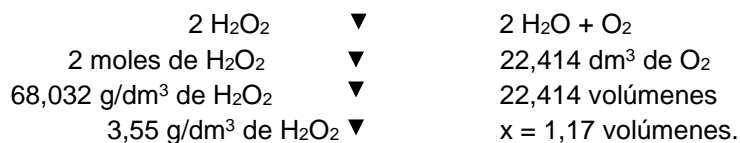
Para expresar la concentración del peróxido en volúmenes procedemos de la siguiente forma:

$$\begin{array}{ccc} 180 \text{ cm}^3 \text{ de H}_2\text{O}_2 & \longrightarrow & 0,64 \text{ g de H}_2\text{O}_2 \\ 1000 \text{ cm}^3 \text{ de H}_2\text{O}_2 & \longrightarrow & x = 3,55 \text{ g de H}_2\text{O}_2 \end{array}$$



**Experiencias y problemas**

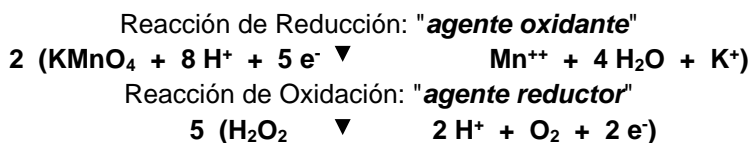
Ahora teniendo en cuenta el siguiente equilibrio:



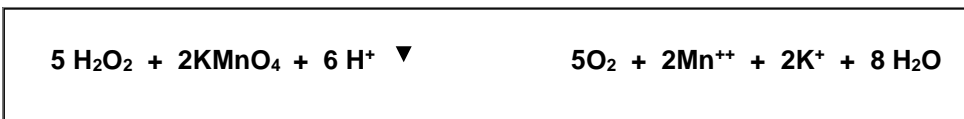
6. Si un volumen V = 24 cm<sup>3</sup> de una solución de H<sub>2</sub>O<sub>2</sub> de concentración 1,7% m/v (so/sn) decoloran completamente 32 cm<sup>3</sup> de una solución de KMnO<sub>4</sub> expresar:

1. Las reacciones de oxidación, reducción e identificar al agente oxidante y al agente reductor.
2. La concentración del oxidante en Normalidad y Molaridad.
3. Planteo de las semi-reacciones de oxidación y reducción.

Punto 1



Reacción general:



Punto 2

La concentración del oxidante en Normalidad puede hallarse de dos maneras:

Aplicando a) la fórmula de neutralización y b) por estequiometría.

a) Por fórmula:

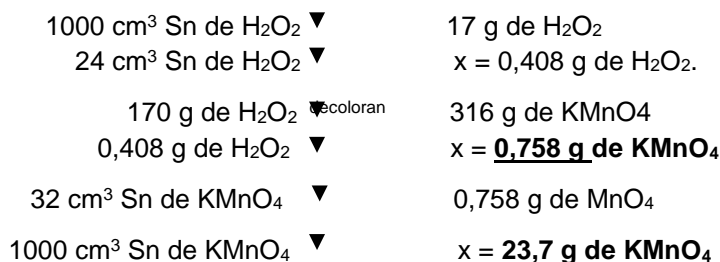
Teniendo en cuenta los datos del problema correspondientes al reductor, tenemos que:

$$\begin{aligned}
 1,7 \% \text{ m/v (so/sn)} &\text{ equivalen a } 17 \text{ g/dm}^3 \\
 1 \text{ N} &\text{ } \quad \quad \quad 17 \text{ g/dm}^3 \\
 N_{\text{e red}} = N_{\text{red}} \cdot f_{\text{red}} = 1 \text{ N} &\quad \quad \quad V_{\text{red}} = \underline{24 \text{ cm}^3}
 \end{aligned}$$

Aplicando la fórmula  $N_{\text{ox}} \times f_{\text{ox}} \times V_{\text{ox}} = N_{\text{red}} \times f_{\text{red}} \times V_{\text{red}} \quad N_{\text{e ox}} =$

$$\frac{N_{\text{e red}} \times V_{\text{red}}}{V_{\text{ox}}} = \frac{1 \text{ N} \times 24 \text{ cm}^3}{32 \text{ cm}^3} = 0,75 \text{ N}$$

b) Por estequiometría: mediante las masas moleculares de la reacción general se tiene:



Con la concentración en g/dm<sup>3</sup> calculamos la normalidad del oxidante

$$\begin{aligned}
 31,6 \text{ g KMnO}_4/\text{dm}^3 &\text{ } \quad \quad \quad 1 \text{ N} \\
 23,7 \text{ g KMnO}_4/\text{dm}^3 &\text{ } \quad \quad \quad \underline{x = 0,75 \text{ N}}
 \end{aligned}$$

Para calcular la Molaridad, teniendo en cuenta la concentración del oxidante en g/dm<sup>3</sup> se tiene:

$$\begin{aligned}
 158 \text{ g/dm}^3 \text{ de KMnO}_4 &\text{ } \quad \quad \quad 1 \text{ M} \\
 23,7 \text{ g/dm}^3 \text{ de KMnO}_4 &\text{ } \quad \quad \quad \underline{x = 0,15 \text{ M}}
 \end{aligned}$$

De la otra forma sería: teniendo en cuenta la normalidad del oxidante hallada por fórmula se plantea lo siguiente



**Experiencias y problemas**

1 N ▼ 31,6 g/dm<sup>3</sup> de KMnO<sub>4</sub>  
0,75 N ▼ x = 23,7 g/dm<sup>3</sup> de KMnO<sub>4</sub>.

A partir de la concentración en g/dm<sup>3</sup> calculamos la Molaridad:

158 g/dm<sup>3</sup> de KMnO<sub>4</sub> ▼ 1 M  
23,7 g/dm<sup>3</sup> de KMnO<sub>4</sub> ▼ x = 0,15 M

**6. Problemas propuestos**

1- Se dispone de una solución de OHNa de C=365 g/dm<sup>3</sup> para corregir el factor de una solución de NaOH de concentración 0,1 N y f=0,976. Indique la cantidad de soluto a agregar. Volumen de la solución = 880 cm<sup>3</sup>.

2- Para corregir el factor de una solución de KOH se dispone de 2 g de soluto. Se desea conocer si los mismos serán suficientes para corregir una solución de volumen 680 cm<sup>3</sup>; C= 1,8 N y f=0,87.

3- Se tiene una solución de NaOH cuyo volumen es de 764 cm<sup>3</sup> su normalidad de 6,5 N y f= 0,76. Se desea corregir su factor. Se dispone del solvente o soluto necesario.

4- Se tiene una solución de NaOH de concentración 0,1 N y f = 0,867 cuyo volumen es de 220 cm<sup>3</sup>. Que cantidad de soluto habrá que agregar para corregir el factor si se dispone de una solución más concentrada de NaOH de C=2 % m/m so/sn.

5- Corregir el factor de una solución de HCl de concentración 0,1 N y f=1,123. Indique que cantidad se deberá agregar si el Volumen de la solución = 760 cm<sup>3</sup>.

6- Para corregir el factor de una solución de KOH se dispone de 20 g de solvente. Se desea conocer si los mismos serán suficientes para corregir una solución de volumen 650 cm<sup>3</sup>; C= 1,8 N y f=1,287

7- Se tiene una solución de ácido sulfúrico cuyo volumen es de 764 cm<sup>3</sup> su normalidad de 3,5 y factor 1,276. Se desea corregir su factor. Se dispone de una solución de C=755,1 g/dm<sup>3</sup> y solventes necesarios.

8- Se tiene una solución de hidróxido de sodio de concentración 0,1 N y f = 1,367 cuyo volumen es de 220 cm<sup>3</sup>. Que cantidad de solvente habrá que agregar para corregir el factor.

9- Corregir el factor de una solución de hidróxido de sodio de concentración 0,4 M y f=0,976. Indique la cantidad de soluto a agregar. El volumen de la solución es de 580 cm<sup>3</sup>.

10- Se desea corregir el factor de una solución de hidróxido de calcio, de volumen 880 cm<sup>3</sup>; C=1,8M y f= 0,77 ¿serán suficientes 3,45 g de soluto para corregir la solución?

11- Se tiene 123 cm<sup>3</sup> de una solución de NaOH 2,2 M y factor 0,76. Se desea corregir su factor. ¿Qué cantidad de soluto habrá que agregar?

12- Se tiene una solución de NaOH de concentración 2,1 N y f = 0,888 cuyo volumen es de 1.220 cm<sup>3</sup>. Que cantidad de soluto habrá que agregar para corregir el factor.

13- Expresar la concentración en todas las unidades químicas de las siguientes soluciones:

1. K NO <sub>3</sub>	C= 12 % m/m (Sto/Sn)	d = 1,0762 g/cm <sup>3</sup>
2. CuCl <sub>2</sub>	C= 86 g/dm <sup>3</sup>	d = 1,075 g/cm <sup>3</sup>
3. MgCl <sub>2</sub>	C= 13,19 % m/m (Sto/Sn)	d = 1,0989 g/cm <sup>3</sup>
4. ClH	C= 83,01 g/dm <sup>3</sup>	d = 1,0376 g/cm <sup>3</sup>

14- En una reacción de neutralización ácido-base de hidróxido de magnesio Mg(OH)<sub>2</sub> con HCl, se hallaron los siguientes resultados:



**Experiencias y problemas**

1.  $V = 60 \text{ cm}^3$        $C = 2 \text{ N}$        $V_a = 40 \text{ cm}^3$        $Ca = ?$
2.  $V = 100 \text{ cm}^3$        $C = 3 \text{ M}$        $V_a = 80 \text{ cm}^3$        $Ca = ?$
3.  $V = 70 \text{ cm}^3$        $C = 145 \text{ g/dm}^3$        $V_a = 65 \text{ cm}^3$        $Ca = ?$

Expresar para cada caso la concentración del ácido en N, M, m y fracciones molares.

15- Se debe corregir el factor de una solución de HCl  $C = 1 \text{ N}$  y  $f = 0,75$ ,  $V = 250 \text{ cm}^3$ . Se dispone para ello de otra solución de HCl de  $C = 3 \text{ N}$ . Realizar los cálculos necesarios.

16- Los resultados de la tabla se obtuvieron al valorar una solución de  $\text{Ca(OH)}_2$  con  $\text{HNO}_3$   $0,5 \text{ N}$   $f = 0,9855$ . Determine la concentración de la base y exprese el resultado en las unidades químicas: N, M,  $\text{g/dm}^3$ .

Ácido ( $\text{cm}^3$ )	Base ( $\text{cm}^3$ )	Ácido ( $\text{cm}^3$ )	Base ( $\text{cm}^3$ )
10	9,8	10	9,9
10	9,7	10	9,7
10	7,9	10	8,9
10	9,6	10	9,5

17- Al valorar una solución de  $\text{Al(OH)}_3$  con  $\text{H}_2\text{SO}_3$   $0,1 \text{ N}$   $f = 1,0098$  se obtuvieron los resultados de la tabla. Exprese la concentración de la base en todas las unidades químicas.

Ácido ( $\text{cm}^3$ )	Base ( $\text{cm}^3$ )	Ácido ( $\text{cm}^3$ )	Base ( $\text{cm}^3$ )
10	8,8	10	8,9
10	8,7	10	9,7
10	7,9	10	8,9
10	8,6	10	8,5

22- ¿Cuál es la concentración de una solución de  $\text{H}_2\text{O}_2$ , expresada en volúmenes, si al valorar con  $\text{KMnO}_4$   $\text{N}=1$  y  $f= 0,997$  se gastan los valores de la tabla. Exprese las semi reacciones de oxidación y reducción que se llevan a cabo.

Oxidante ( $\text{cm}^3$ )	Reductor ( $\text{cm}^3$ )	Ácido ( $\text{cm}^3$ )	Oxidante ( $\text{cm}^3$ )	Reductor ( $\text{cm}^3$ )	Ácido ( $\text{cm}^3$ )
15,0	10	5	11,9	10	5
14,7	10	5	14,9	10	5
13,2	10	5	14,8	10	5
14,9	10	5	15,1	10	5

23- Una solución de  $\text{KMnO}_4$  cuya concentración es de  $0,316 \text{ g/dm}^3$  ha sido utilizada para valorar una solución de  $\text{H}_2\text{O}_2$ . En sucesivas titulaciones se han gastado:

Oxidante ( $\text{cm}^3$ )	Reductor ( $\text{cm}^3$ )	Ácido ( $\text{cm}^3$ )	Oxidante ( $\text{cm}^3$ )	Reductor ( $\text{cm}^3$ )	Ácido ( $\text{cm}^3$ )
10	9,0	5	10	6,6	5
10	9,7	5	10	9,6	5
10	9,2	5	10	9,5	5
10	9,9	5	10	9,1	5

Plantee las ecuaciones redox y exprese la concentración del  $\text{H}_2\text{O}_2$  en: Volúmenes; M; N y  $\text{g/dm}^3$ .

20 -¿Qué cantidad de solución de  $\text{H}_2\text{O}_2$  de concentración  $C = 18$  volúmenes se necesitará para decolorar completamente?:

- a)  $200 \text{ cm}^3$  de Sn de  $\text{KMnO}_4$  de concentración igual a  $30 \text{ \% m/v (so/sn)}$
- b)  $70 \text{ cm}^3$  de Sn de  $\text{KMnO}_4$  de concentración  $C = 3 \text{ M}$
- c)  $33 \text{ cm}^3$  de Sn de  $\text{KMnO}_4$  de concentración  $C = 108 \text{ g/dm}^3$

Expresar la concentración de una solución de  $\text{H}_2\text{O}_2$  de  $18$  volúmenes en N, M,  $\text{g/dm}^3$  y  $\text{\% m/v so/sn}$ .

21- Se necesita conocer la concentración de una solución de  $\text{H}_2\text{O}_2$  si  $V = 108 \text{ cm}^3$  de esta decoloran completamente  $200 \text{ cm}^3$  de  $\text{KMnO}_4$  de concentración  $C = 0,2 \text{ N}$ . Plantee las reacciones correspondientes.

22- Un volumen  $V = 26 \text{ cm}^3$  de permanganato de potasio  $0,63 \text{ M}$  son decolorados por  $V = 15 \text{ cm}^3$  de una solución de  $\text{H}_2\text{O}_2$ . Calcular la N, M, y la concentración en volúmenes de la solución de  $\text{H}_2\text{O}_2$

23- Un volumen  $V = 12 \text{ cm}^3$  de una solución de  $\text{H}_2\text{O}_2$  de concentración  $C = 17 \text{ g/dm}^3$  decoloran completamente  $32 \text{ cm}^3$  de una solución de  $\text{KMnO}_4$ . Calcular la concentración del oxidante en: N, M y  $\text{g/dm}^3$





**Experiencias y problemas**

- 24- Un volumen  $V = 80 \text{ cm}^3$  de  $\text{H}_2\text{O}_2$  decoloran completamente 1,2 g de  $\text{KMnO}_4$ . ¿Qué cantidad de peróxido será necesaria para decolorar completamente  $200 \text{ cm}^3$  de  $\text{KMnO}_4$  de concentración  $C = 0,2 \text{ N}$ ?
- 25- Un volumen  $V = 100 \text{ cm}^3$  de peróxido de Hidrógeno de concentración igual a  $C = 10$  volúmenes decoloran un volumen  $V = 80 \text{ cm}^3$  de  $\text{NaMnO}_4$ . ¿Cuál es la concentración en  $\text{N}$ ,  $\text{M}$  y  $\text{g/dm}^3$  de la solución de  $\text{NaMnO}_4$ ? Indicar las semi-reacciones de oxidación y reducción que tienen lugar.
- 26- Expresar la concentración de una solución oxidante ( $\text{NaMnO}_4$ ) en  $\text{g/dm}^3$ ;  $\text{N}$ ,  $\text{M}$  si es valorada con  $\text{H}_2\text{O}_2$  0,5 volúmenes. Datos de la titulación:  $V_{\text{ox}} = 16 \text{ cm}^3$ ;  $V_{\text{red}} = 10 \text{ cm}^3$ .

**7. Cuestionario**

1. Complete las definiciones de los siguientes términos:

En el análisis volumétrico, la .....se determina midiendo su capacidad de reacción con ..... Esta solución, es de..... capaz de reaccionar, completamente con la sustancia que se analiza. La valoración o..... implica conocer el ..... requerido para completar la reacción con el analito, contenido en un ..... conocido de muestra. Esto se consigue en el .....

El punto de equivalencia o punto estequiométrico es .....

..... se trata de un punto teórico. En la práctica se lo puede apreciar observando cambios físicos que ocurren en el ..... de la valoración.

Cuando el punto final y el de equivalencia no coinciden, la diferencia se llama .....

2. ¿Cómo define oxido reducción?
3. ¿Cuál es la justificación para agregar ácido sulfúrico diluido?



## TRABAJO EXPERIMENTAL Nº4 ENSAYOS DE SOLUBILIDAD Y PRECIPITACIÓN

### 1. Objetivos

- Introducir aspectos teóricos relacionados a la solubilidad y la precipitación;
- Relacionar y verificar las variaciones en la solubilidad de ciertos solutos en función de las condiciones de trabajo (concentración, presión, temperatura);
- Predecir/calcular la cantidad de soluto que precipitará en determinadas condiciones.

### 2. Introducción teórica

Solubilidad y precipitación son conceptos interrelacionados que describen cómo los solutos se disuelven en un solvente y pueden volver a formar un sólido, dadas ciertas condiciones. La solubilidad de una sustancia se define como la cantidad máxima de soluto que se puede disolver en una determinada porción de solvente, a una temperatura y presión específica. Este proceso es reversible y depende de un equilibrio dinámico entre las partículas disueltas y las que están en estado sólido.

$$\text{Coeficiente de solubilidad} = S = \frac{\text{masa de soluto}}{100 \text{ g de solvente}}^1$$

Cuando una solución se denomina **saturada**, se hace referencia a que esta ha alcanzado un punto en el que no puede disolver más soluto; cualquier cantidad adicional de este que sea incorporada ya no se solubilizará y comenzará a precipitar, formando un sólido visible.

Una solución saturada se encuentra en un estado de equilibrio, donde la tasa de disolución del soluto es igual a la tasa de precipitación. En otras palabras, el sistema alcanza un estado estable donde la concentración del soluto en solución permanece constante, definiendo así su solubilidad.

Las **soluciones insaturadas** son aquellas donde el soluto disuelto es menor al máximo posible a disolverse en determinado solvente a una temperatura y presión dada.

Por otro lado, si tenemos un determinado volumen de solución saturada en determinadas condiciones y luego se la somete a otras en las que la solubilidad es menor, el exceso de soluto cristaliza y puede precipitar. Sin embargo, en algunas ocasiones todo el soluto puede permanecer solubilizado. Dado que la cantidad de soluto es mayor que en una disolución saturada, se la considera una **disolución sobresaturada**. Este tipo de soluciones son inestables, y al agregar unas pocas cantidades de soluto, estas pueden obrar como núcleos para la cristalización, el exceso de soluto cristalizará y eventualmente precipitará.

#### 2.1. Factores que afectan la solubilidad

- Temperatura: en la mayoría de los casos, la solubilidad de los sólidos aumenta con la temperatura. Sin embargo, existen excepciones, donde la solubilidad disminuye al aumentar la temperatura ( $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{CaCO}_3$ , etc). En el caso de soluciones en las que el soluto se encuentra en estado gaseoso, lo más común es que la solubilidad disminuya al aumentar la temperatura.
- Naturaleza del soluto y solvente: la solubilidad también depende de las interacciones moleculares entre el soluto y el solvente. Por ejemplo, compuestos polares tienden a ser más solubles en solventes polares, mientras que los compuestos no polares son más solubles en solventes no polares.
- Presión: aunque la presión tiene un efecto notable sobre la solubilidad de los gases, su influencia en la solubilidad de sólidos y líquidos es generalmente menor. Para gases, la ley de Henry establece que la solubilidad de un gas en un líquido es directamente proporcional a la presión parcial del gas sobre la solución.
- Efecto del ion común: la adición de un ion que ya está presente en la solución puede disminuir la solubilidad del soluto debido a un desplazamiento en el equilibrio, favoreciendo la precipitación.

<sup>1</sup> Notar la similitud entre el coeficiente S y la unidad de concentración %m/m so/se



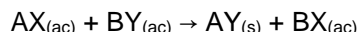
## Experiencias y problemas

- **Efecto salino:** es el efecto que se produce al introducir un ion diferente de los iones de la sal que se encuentra disuelta en la solución, dando por resultado el aumento de la solubilidad.
- **Agitación:** es un método mecánico que aumenta la movilidad de las moléculas en la solución, facilitando el transporte del disolvente a la superficie del soluto y acelerando el movimiento del soluto hacia la solución. Aunque la agitación no incrementa la solubilidad, sí reduce el tiempo necesario para que el sólido se disuelva.

### 2.2. Reacciones de Precipitación:

Las reacciones de precipitación ocurren cuando dos soluciones que contienen iones solubles se mezclan, y uno de los productos formados es un compuesto insoluble que precipita.

La ecuación general para una reacción de precipitación es:



Donde AX, BY y BX son compuestos solubles, mientras que AY es el producto formado durante la reacción.

Debemos tener presente que por reacción se obtiene una cantidad total de AY que podemos calcular por estequiometría (cantidad total formada), mientras que la existencia o no de precipitado al finalizar el proceso dependerá de las condiciones del mismo (solubilidad de la sustancia, temperatura a la que se encuentra, presión, etc). Esto quiere decir que, si el producto formado es altamente soluble y se encuentra a una temperatura elevada podría estar completamente disuelto. O en caso contrario, si el producto formado puede tener una solubilidad pequeña y al estar a una baja temperatura observaremos la presencia de precipitado.

Podemos establecer de forma general que, si observamos la presencia de precipitado, del total de la masa de soluto formado en la reacción ( $m_T$ ) una parte se encontrará disuelto en la solución, o dicho de otra manera, solubilizado ( $m_S$ ) y la otra parte se encontrará como sólido precipitado en el fondo ( $m_P$ ), siendo:

$$m_T = m_S + m_P$$

## 3. Desarrollo del Trabajo Experimental

### 3.1. Objetivos del trabajo

- Obtener datos de solubilidad del nitrato de potasio ( $KNO_3$ ) en agua a diferentes temperaturas.
- Graficar la curva de solubilidad del nitrato de potasio en solución acuosa.
- Determinar la cantidad de soluto utilizado mediante la curva graficada y la temperatura a la cual precipita en la solución.

### 3.2. Materiales necesarios

Tubos de ensayo, vaso de precipitado de 250 cm<sup>3</sup>, pipeta de 5 o 10 cm<sup>3</sup>, termómetro, nitrato de potasio de calidad comercial, balanza, agua destilada, trípode, mechero, tela de amianto.

### 3.3. Técnica operatoria

Para la construcción de una gráfica que relacione la solubilidad y la temperatura para soluciones acuosas de nitrato de potasio, previamente es necesario obtener los datos correspondientes mediante el desarrollo experimental, el cual consiste en incorporar una determinada cantidad de soluto en diferentes cantidades de solvente, y posteriormente organizar dichos datos en tablas adecuadas.

### Experiencia 1: Obtención de datos Solubilidad vs Temperatura

- Pesado del soluto.



### **Experiencias y problemas**

Utilizando una balanza de precisión, pesar 2,5 g de nitrato de potasio ( $\text{KNO}_3$ ).

- Adición de  $\text{KNO}_3$  al tubo de ensayo.

Transferir cuidadosamente el  $\text{KNO}_3$  pesado a un tubo de ensayo seco.

Verificar que toda la sal se haya depositado en el fondo del tubo, evitando que quede adherida a las paredes.

- Adición de agua destilada.

Utilizando una pipeta, agregar 2  $\text{cm}^3$  de agua destilada al tubo de ensayo.

Asegurarse de que el  $\text{KNO}_3$  entre en contacto completo con el solvente para facilitar su disolución.

- Marcado del nivel de la solución.

Con un marcador indeleble, realizar una marca en el tubo de ensayo a la altura del nivel de la solución.

Este paso es crucial para monitorear que el volumen de la solución no disminuya durante el calentamiento posterior.

- Calentamiento de la solución.

Preparar un baño María utilizando un vaso de precipitados con agua de red y un sistema de calentamiento compuesto por un mechero Bunsen, un trípode y una tela de amianto.

Colocar el tubo de ensayo con la solución de  $\text{KNO}_3$  en el baño María.

Calentar la solución gradualmente, asegurándose de que el agua del baño no llegue a hervir.

Monitorear constantemente el nivel de la solución en el tubo de ensayo, controlando que no disminuya debido a la evaporación. Si el nivel baja, agregar agua destilada hasta alcanzar la marca inicial.

Agitar suavemente el tubo de ensayo para facilitar la disolución del  $\text{KNO}_3$ .

- Medición de la temperatura.

Verificar que el sólido se haya disuelto completamente. Posteriormente introducir un termómetro en la solución.

Esperar 10 segundos para permitir que el termómetro registre la temperatura adecuadamente.

Retirar el tubo de ensayo del baño María.

Agitar suavemente, para garantizar que la temperatura sea homogénea en toda la solución, evitando golpear el termómetro con las paredes del tubo de ensayo.

- Enfriamiento y cristalización.

Dejar enfriar la solución lentamente a temperatura ambiente. Esto es crucial para evitar la formación de cristales a una temperatura fuera del equilibrio, lo que podría dar lugar a una medida incorrecta.

Observar y registrar la temperatura a la cual comienza la cristalización y precipitación de sólidos. Este punto de cristalización se identifica por un cambio de fase que libera calor, manteniendo la temperatura constante durante algunos segundos.

La temperatura registrada en este punto la asociaremos a la concentración de saturación de la solución, a la temperatura observada.

- Determinación del coeficiente de solubilidad.

Para determinar el coeficiente de solubilidad (concentración de saturación) a la temperatura medida, debemos tener en cuenta lo que colocamos en el tubo de ensayo (2,5 g So/ 2  $\text{cm}^3$  Se):

$$\begin{array}{l} 2 \text{ cm}^3 \text{ Se} \text{ ----- } 2,5 \text{ g So} \\ 100 \text{ cm}^3 \text{ Se} \text{ ----- } X = 125 \text{ g So} \end{array}$$



### Experiencias y problemas

Esto quiere decir que la concentración de saturación es de 125 g So por cada 100 cm<sup>3</sup> Se, para expresarlo en los términos del coeficiente de solubilidad, consideraremos que la densidad del agua es de 1 g/cm<sup>3</sup>, de esta manera los 100 cm<sup>3</sup> de solvente equivalen a 100 g del mismo. De esta manera, la relación en la solución sería:

$$100 \text{ g Se} \text{ ----- } 125 \text{ g So}$$

La cual representa la cantidad de soluto que puede disolverse en 100 g Se, para la temperatura a la cual observamos la aparición de cristales, quedando así el coeficiente de solubilidad:

$$S_{T_1} = 125 \frac{g \text{ So}}{100 g \text{ Se}} = 125 \% \frac{m \text{ So}}{m \text{ Se}}$$

Para obtener otro punto de solubilidad a una temperatura diferente, debemos obtener una solución con una relación de soluto/solvente distinta. Para ello, a la solución que utilizamos anteriormente, le añadimos 1,5 cm<sup>3</sup> de agua destilada (es decir, seguiremos utilizando el mismo tubo de ensayo), marcando el nuevo nivel de líquido, y procedemos a medir la temperatura a la cual aparecen los cristales, de la misma manera. Este procedimiento se debe repetir una vez más para obtener un tercer punto de solubilidad.

Con los pares de datos de solubilidad y temperatura registradas en una tabla (ver Tabla 1) se construye la curva de solubilidad de KNO<sub>3</sub> en agua en función de la temperatura.

Tabla 1: Modelo para organizar datos de solubilidad y temperatura.

Solubilidad [g So / 100 g Se]	Temperatura [°C]
$S_{T_1} = 125,00$	$T_1$
$S_{T_2}$	$T_2$
$S_{T_3}$	$T_3$

Para la construcción de una gráfica solubilidad vs temperatura para el KNO<sub>3</sub> en agua, se podrá utilizar cualquier programa de hoja de cálculo (como MS Excel, OpenOffice Calc, entre otros), o se podrá realizar a mano (a escala correspondiente). En la figura 1 se muestra un ejemplo de curva de solubilidad en función de la temperatura.

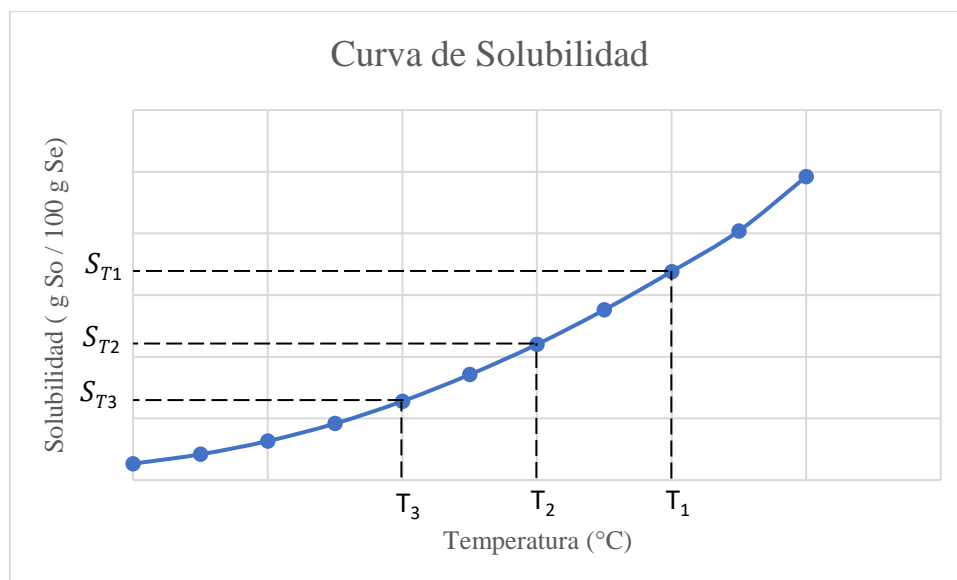


Figura 1. Ejemplo de curva de solubilidad en función de la temperatura.

### Experiencia 2: Obtención de la solubilidad de una solución incógnita

- Preparación de la muestra.



### Experiencias y problemas

Agregar el  $\text{KNO}_3$  brindado por el equipo de cátedra (cuya cantidad es una incógnita) a un tubo de ensayo seco, siguiendo los cuidados previamente indicados para evitar que el sólido quede adherido a las paredes del tubo.

- Adición de agua destilada.

Añadir 2  $\text{cm}^3$  de agua destilada al tubo de ensayo utilizando una pipeta.

Marcar el nivel del líquido en el tubo de ensayo con un marcador indeleble para monitorear posibles cambios en el volumen durante el calentamiento.

- Calentamiento.

Llevar la solución a calentamiento utilizando el baño María, tal como se realizó en las experiencias anteriores.

Agitar suavemente la solución hasta la solubilización del soluto en la solución.

- Enfriamiento, registro y análisis de la temperatura.

Extraer el tubo de ensayo del baño María y dejar enfriar lentamente a temperatura ambiente. Observar y registrar la temperatura de cristalización ( $T_x$ ), consultar la curva de solubilidad confeccionada previamente.

Extraer el valor de la solubilidad correspondiente ( $S_{T_x}$ ) según lo mostrado en la Figura 2.

Con el valor de la solubilidad y la cantidad de solvente utilizado, calcular la cantidad incógnita de soluto.

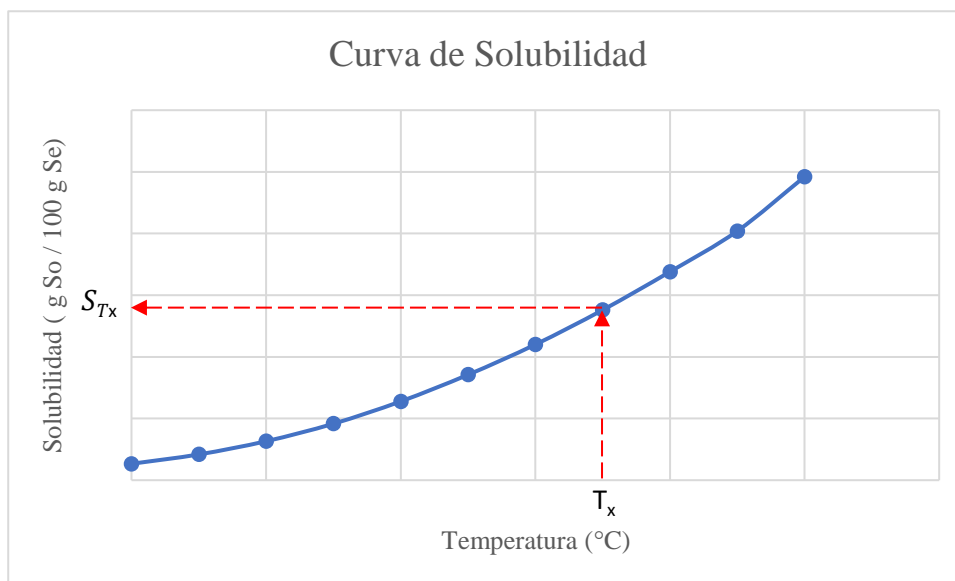


Figura 2. Determinación de la solubilidad para una solución incógnita.

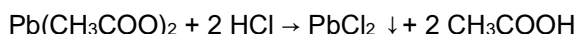
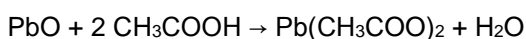
### 4. Problemas Propuestos

- 1) ¿Qué ocurriría si tenemos disueltos 200 g de nitrato de potasio ( $\text{KNO}_3$ ) en 300 g de agua a  $60^\circ\text{C}$  y enfriamos la disolución hasta los  $10^\circ\text{C}$ ? Justifique su respuesta con los cálculos correspondientes.
- 2) Con la información presentada en la tabla 2 y en la figura 3, indique si las siguientes soluciones son saturadas, insaturadas o sobresaturadas. Fundamente su respuesta indicando argumentos y criterios seleccionados para las conclusiones tomadas.
  - a) 37,3 g de  $\text{NaCl}$  en 100 g de agua  $60^\circ\text{C}$ .
  - b) 100 g de  $\text{AgNO}_3$  en 100 g de agua a  $20^\circ\text{C}$ .
  - c) 30 g de  $\text{KBr}$  en 100 g de agua a  $20^\circ\text{C}$ .
  - d) 25 g de  $\text{KMnO}_4$  en 100 g a  $60^\circ\text{C}$ .
  - e) 1 g de  $\text{BaSO}_4$  en 100 g de agua a  $60^\circ\text{C}$ .



**Experiencias y problemas**

- 3) La solubilidad del nitrato de plata ( $\text{AgNO}_3$ ) a  $18^\circ\text{C}$ , es de 211,6 g/100g Se.
  - a) ¿Cuántos gramos de  $\text{AgNO}_3$  se pueden disolver como máximo en 250 mL de agua a  $18^\circ\text{C}$ .
  - b) ¿Cuánto Nitrato de Plata hay que añadir a 500  $\text{cm}^3$  de agua para que se sature?
- 4) ¿Qué volumen de agua se requiere para disolver 32 g de nitrato de potasio ( $\text{KNO}_3$ ) en agua a  $40^\circ\text{C}$ ?
- 5) La solubilidad del nitrato de amonio ( $\text{NH}_4\text{NO}_3$ ) en agua, a diferentes temperaturas, expresada en gramos de soluto por cada 100 g de agua viene reflejada en la tabla 2.
  - a) Confeccionar la curva de solubilidad de esta sustancia.
  - b) Haciendo uso de dicha curva, determinar la solubilidad del nitrato de amonio a  $45^\circ\text{C}$ .
  - c) Se disuelve  $\text{NH}_4\text{NO}_3$  en 350 g de agua hirviendo hasta la saturación. Se deja enfriar la disolución obtenida hasta  $20^\circ\text{C}$ . Calcular la masa del precipitado que se obtiene y la cantidad solubilizada.
  - d) Se prepara una disolución de  $\text{NH}_4\text{NO}_3$  al 60 % m/m So/Se. ¿Estará saturada a  $20^\circ\text{C}$ ? Justifique su respuesta adecuadamente.
- 6) ¿Cuántos gramos de nitrato de sodio ( $\text{NaNO}_3$ ) se podrán disolver en 250 g de agua a  $25^\circ\text{C}$ ? Describa el razonamiento de su análisis y los pasos implementados.
- 7) Si se mezclan 1500 g de bromuro de potasio ( $\text{KBr}$ ) en 2 litros de agua destilada a  $80^\circ\text{C}$ .
  - a) ¿Qué tipo de solución obtendremos?
  - b) ¿Si dejamos enfriar hasta  $20^\circ\text{C}$ , quedará soluto sin disolver? En caso afirmativo indique el porcentaje del soluto que se disuelve y el que precipita.
- 8) Se mezclan 60 g de  $\text{KNO}_3$  con 100  $\text{cm}^3$  de agua y se calienta hasta disolución total. Luego, se deja descender la temperatura lentamente. (obtener datos de la Tabla 2)
  - a) ¿A qué temperatura se observaría el primer precipitado?
  - b) ¿Qué cantidad de precipitado se formará cuando la temperatura llegue a los  $20^\circ\text{C}$ ?
- 9) Se mezclaron 74 g de  $\text{NaNO}_3$  con 50 g de  $\text{H}_2\text{O}$  y se calentaron hasta observar disolución total, posteriormente se dejó enfriar lentamente hasta que aparezcan cristales del soluto. (obtener datos de la Tabla 2)
  - a) ¿A qué temperatura deberían aparecer los primeros cristales?
  - b) Si agregamos 30 g de  $\text{H}_2\text{O}$  y repetimos la experiencia ¿cuál sería la nueva temperatura de cristalización?
- 10) Se mezclaron 17,44 g de  $\text{H}_3\text{BO}_3$  con 200 g de  $\text{H}_2\text{O}$  y se calentaron hasta observar disolución total, posteriormente se dejó enfriar lentamente hasta que aparezcan cristales del soluto. (obtener datos de la Tabla 2)
  - a) ¿A qué temperatura deberían aparecer los primeros cristales?
  - b) Si agregamos 12,56 g de soluto y repetimos la experiencia ¿cuál sería la nueva temperatura de cristalización?
- 11) Según la reacción de formación del  $\text{PbCl}_2$



Después de hacer reaccionar  $\text{PbO}$  con suficiente cantidad de  $\text{CH}_3\text{COOH}$  se agregó 230 g de  $\text{H}_2\text{O}$  y luego  $\text{HCl}$  hasta reacción completa. Si la reacción se llevó a cabo a  $20^\circ\text{C}$  de temperatura y al finalizar se encontraban 3,55 g de precipitado de  $\text{PbCl}_2$  ¿cuál es la cantidad de  $\text{PbO}$  inicial? Desprecie los volúmenes de los ácidos agregados. (Obtener datos de la Tabla 2)

- 12) Si se parte de 6 g de  $\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2$  en 200 g  $\text{H}_2\text{O}$ , calcule la cantidad de  $\text{HCl}$  de  $d=1,1567 \text{ g/cm}^3$  que se deberá adicionar, y qué cantidad de precipitado se obtendrá a  $20^\circ\text{C}$  y a  $100^\circ\text{C}$ . (Utilice la tabla de Densidad-Concentración del práctico de soluciones).



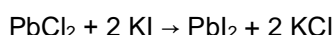


**Experiencias y problemas**

- 13) Se han hecho reaccionar 5 g de PbO con suficiente cantidad de CH<sub>3</sub>COOH de manera de asegurar toda la conversión del PbO en Pb(CH<sub>3</sub>COO)<sub>2</sub>. Posteriormente, se adiciona HCl para formar PbCl<sub>2</sub>. Calcule:
- ¿En qué cantidad de solvente a 100°C será solubilizado todo el PbCl<sub>2</sub> formado?
  - ¿Qué volumen de HCl de d=1,1290 g/cm<sup>3</sup> será necesario utilizar?
  - ¿Qué cantidad de precipitado podrá ser separado si enfriamos a 20°C la solución?

(Utilice la tabla de Densidad-Concentración del práctico de soluciones).

- 14) A 300 g de H<sub>2</sub>O se agregó PbCl<sub>2</sub> formando una solución saturada y un precipitado de 3,33 g a 20°C. Indique ¿Qué cantidad de PbO se utilizó al comienzo y cuántos gramos de HCl fueron utilizados?
- 15) Teniendo en cuenta la siguiente reacción de formación de PbI<sub>2</sub>:



Con 200 cm<sup>3</sup> de H<sub>2</sub>O desmineralizada se obtuvo una solución saturada a 100°C de PbCl<sub>2</sub> y la misma se enfría a 20°C, posteriormente se separa todo el precipitado mediante filtración.

- ¿Qué cantidad de PbCl<sub>2</sub> precipitará?
  - ¿Qué cantidad de KI será necesario agregar a la solución filtrada para obtener el máximo de PbI<sub>2</sub>?
  - ¿Cuánto de esta última sal quedará en solución a 20°C y cuánto precipitó?
- 16) Se prepararon 300 cm<sup>3</sup> de una solución de sulfato de cobre penta hidratado (CuSO<sub>4</sub> · 5H<sub>2</sub>O) cuya densidad es d = 1,180 g/cm<sup>3</sup>.
- ¿Cuál es la temperatura de saturación de la solución?
  - ¿Qué cantidad de precipitado obtendremos a 20°C?
- 17) Una solución de cloruro de sodio (NaCl) de concentración 295 g/dm<sup>3</sup> y volumen igual a 150 cm<sup>3</sup> se encuentra a 10°C. ¿La solución se encuentra saturada? Si no es así, calcular la cantidad de soluto que será necesario agregar para alcanzar la saturación. (Utilice la tabla de Densidad-Concentración del práctico de soluciones).
- 18) Observe la gráfica de solubilidad vs temperatura del KNO<sub>3</sub>. Si tenemos una disolución saturada de dicha sal en 500 g de agua a 20°C y calentamos hasta 60°C, ¿qué cantidad de nitrato de potasio habremos de añadir para que la disolución siga siendo saturada?



Tabla 2 - Solubilidad vs temperatura para compuestos inorgánicos.

	Temperatura (°C)											
	Compuesto	0	10	20	30	40	50	60	70	80	90	100
Solubilidad (g / 100 g Se)	AgNO <sub>3</sub>	122	170	222	300	376	455	525		669		952
	Ag <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	0,573	0,695	0,796	0,888	0,979	1,08	1,15	1,22	1,3	1,36	1,41
	BaCl <sub>2</sub> ·H <sub>2</sub> O	31,6	33,3	35,7	38,2	40,7	43,6	46,4	49,4	52,4		58,8
	Ba(OH) <sub>2</sub> ·8H <sub>2</sub> O	1,67	2,48	3,89	5,59	8,22	13,12	20,94		101,4		
	BaSO <sub>4</sub>	0,00015	0,0002	0,00024	0,00028			0,00036				
	CaSO <sub>4</sub> ·2H <sub>2</sub> O		0,1759	0,1928		0,209	0,2097		0,2047	0,1966		0,1619
	CuSO <sub>4</sub> ·5H <sub>2</sub> O	14,3	17,4	20,7	25	28,5	33,3	40		55		75,4
	H <sub>3</sub> BO <sub>3</sub>	2,66	3,57	5,04	6,6	8,72	11,54	14,81	16,73	23,75	30,38	40,25
	KCl	27,6	31	34	37	40	42,6	45,5	48,3	51,1	54	56,7
	KClO <sub>3</sub>	3,3	5	7,4	10,5	14	19,3	24,5		38,5		57
	K <sub>2</sub> Cr <sub>2</sub> O <sub>7</sub>	5	7	12	20	26	34	43	52	61	70	80
	KMnO <sub>4</sub>	2,83	4,4	6,4	9	12,56	16,89	22,2				
	KNO <sub>3</sub>	13,3	20,9	31,6	45,8	63,9	85,5	110	138	169	202	246
	K <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	7,35	9,22	11,11	12,97	14,76	16,5	18,17	19,75	21,4	22,8	24,1
	MgSO <sub>4</sub> ·6H <sub>2</sub> O	40,8	42,2	44,5	45,3		50,4	53,5	59,5	64,2	69	74
	NaCl	35,7	35,8	36	36,3	36,6	37	37,3	37,8	38,4	39	39,8
	NaHCO <sub>3</sub>	6,9	8,15	9,6	11,1	12,7	14,45	16,4				
	NaNO <sub>3</sub>	73	80	88	96	104	114	124		148		180
	NH <sub>4</sub> Cl	29,4	33,3	37,2	41,4	45,8	50,4	55,2	60,2	65,6	71,3	77,3
	NH <sub>4</sub> NO <sub>3</sub>	118,3		192	241,8	297	344	421	499	580	740	871
	PbCl <sub>2</sub>	0,6728		0,99	1,2	1,45	1,7	1,98		2,62		3,34
	PbI <sub>2</sub>			0,068								0,436

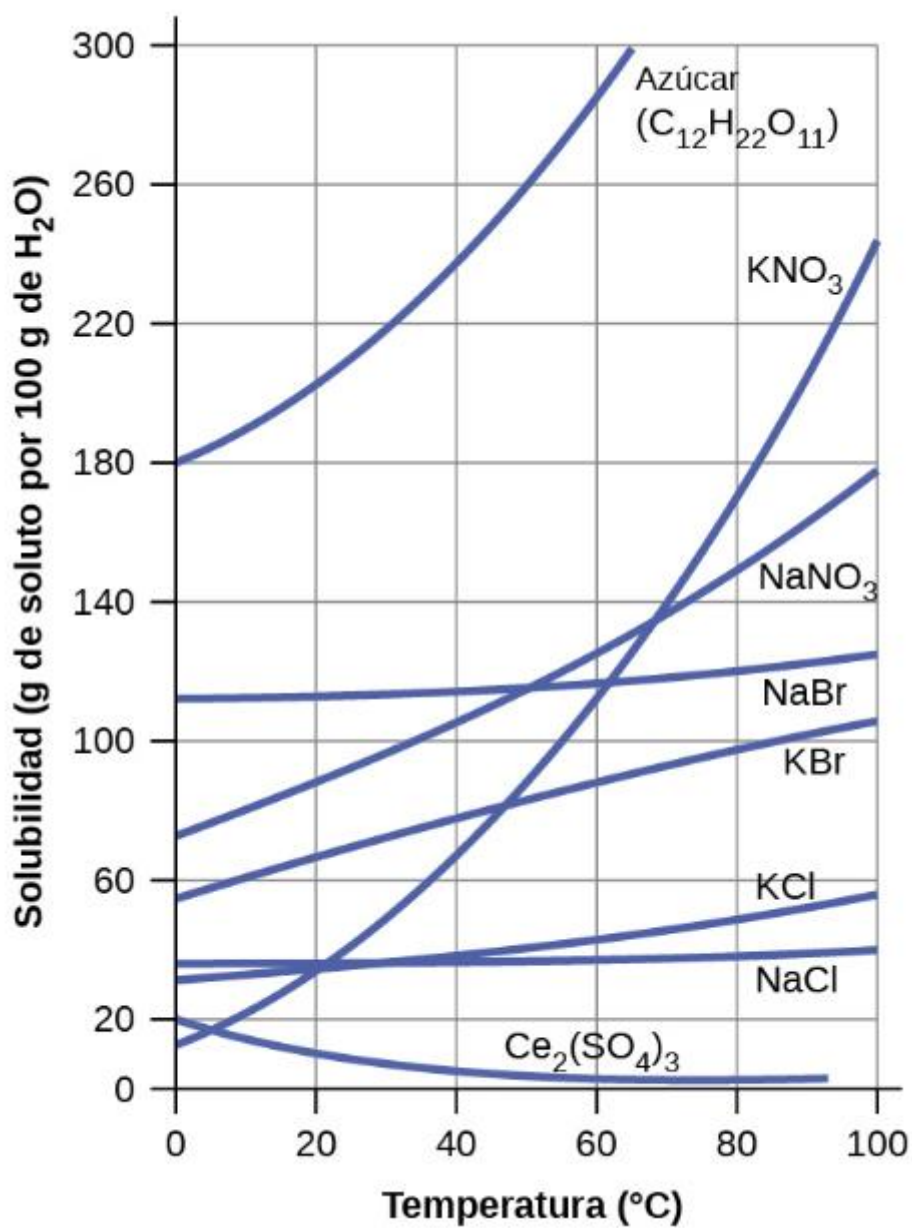


Figura 3 - Solubilidad vs temperatura *para* varios compuestos. Extraído de <https://openstax.org/books/qu%C3%ADmica-2ed/pages/11-3-solubilidad>



## TRABAJO EXPERIMENTAL Nº 5 DETERMINACIÓN DE LA MASA EQUIVALENTE

### 1. Introducción teórica

El concepto de masa equivalente y la ley de Richter fueron de gran utilidad para los químicos del siglo XVIII pues les permitió preparar nuevos compuestos sin conocer las masas atómicas de los elementos. En la actualidad el concepto de masa equivalente aún tiene gran importancia en los cálculos estequiométricos pues se infiere que las reacciones químicas siempre se producen en la relación equivalente gramo a equivalente gramo (un equivalente gramo de una sustancia reacciona o equivale químicamente, exactamente con un equivalente gramo de otra sustancia).

La masa equivalente gramo de una sustancia es la masa de un mol de equivalente, o sea es la masa de la misma que se combina, reemplaza o equivale a 8 g de oxígeno (O), o a 1,008 g de hidrógeno (H) o a la masa equivalente gramo de cualquier otro elemento o sustancia.

Además, la masa equivalente de un elemento en un compuesto dado se define como la relación entre la masa atómica del elemento y su número de oxidación (valor absoluto).

$$\text{Masa equivalente de un elemento} = \text{Masa atómica del elemento} / \text{número de}$$

Los métodos empleados para la determinación de la masa equivalente pueden ser:

1. **Gravimétrico**
2. **Volumétrico**

En ambos casos, se sustituye en una combinación química un elemento por otro de masa equivalente conocido y mediante medición de pesadas (en el método gravimétrico) o medición de volúmenes (en el método volumétrico) puede ser determinada, la **masa equivalente**. El desarrollo de este práctico se realizará mediante el método volumétrico.

El mismo consiste en el ataque a una determinada cantidad de metal, por un ácido. De la reacción se desprende hidrógeno que se recoge en una probeta. El volumen así obtenido corresponde a una cierta cantidad en gramos de hidrógeno que fue desplazada del ácido por el metal.

Ejemplo:



### 2. Objetivo del trabajo

Determinar la masa equivalente de elementos metálicos, midiendo el volumen de hidrógeno desplazado por una masa conocida del mismo metal que reacciona con ácido clorhídrico (método volumétrico).

### 3. Material necesario

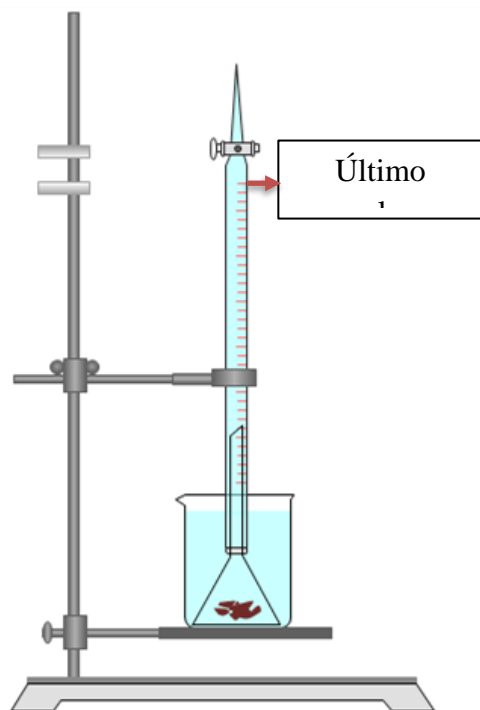
Un vaso de precipitado de 250 cm<sup>3</sup>, un embudo; una bureta de 25 cm<sup>3</sup>, un soporte universal, una pipeta, un termómetro y un trozo de metal.

### 4. Técnica operatoria

El metal se limpia previamente para retirar el óxido que recubre la superficie, utilizando a los efectos un material abrasivo. Posteriormente se determina la masa y se registra. Se coloca en un vaso de precipitado de 250 cm<sup>3</sup>, luego procedemos a cubrir el material metálico con el embudo invertido y montamos la bureta invertida, con la ayuda de un soporte universal, sobre el embudo encastrando el esparrago dentro de la bureta (como se muestra en la Fig. 1). Una vez montado el dispositivo llenamos el vaso de precipitado con agua desmineralizada y con la ayuda de una propipeta elevamos la altura de la columna de agua en la bureta y enrasamos en el valor donde termine la escala.



Entre las precauciones necesarias para realizar la experiencia sin inconvenientes se encuentran:



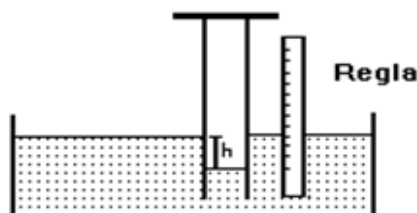
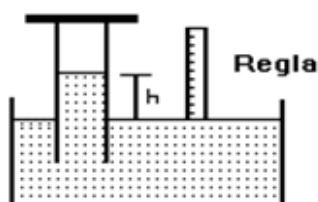
- En el sistema terminado no deben quedar burbujas de aire en el embudo o las paredes de la bureta.
- La superficie del metal debe estar libre de óxidos e impurezas.
- No se debe llenar al ras el vaso de precipitado, se debe dejar un cierto volumen para agregar el ácido.
- Controlar que la bureta no tenga perdidas (que no disminuya el nivel de la columna de agua antes de empezar el experimento).

A continuación, se vierte HCl en el vaso de precipitado, con la ayuda de una pipeta, hasta que se inicie el ataque al metal (se observa desprendimiento de burbujas). Si disminuye el burbujeo (ataque del ácido al metal), se agregará más HCl.

Se observa desprendimiento de  $H_2$  como consecuencia de la reacción, el  $H_2$  fluye por el esparrago del embudo y se recoge en la bureta. Al finalizar el ataque del metal (se consumió) se agrega agua caliente en el vaso de precipitado para arrastrar el  $H_2$  que queda en el embudo.

Se deja estabilizar el sistema y luego se realizan las siguientes mediciones:

- Volumen del gas que se deposita en la bureta mediante la escala graduada.
- El desnivel "h" (mm) existente entre el nivel interior de la bureta y el exterior del vaso de precipitado mediante el auxilio de una regla milimetrada como se muestra en la Fig 2 y 3.





*Fig. 2*

*Fig. 3*



Los datos que surjan de la experiencia se vuelcan en la tabla siguiente:

Masa del Metal	M =	
Temperatura del agua	T(agua) = °K	
Temperatura ambiente	T = °K	
Presión ambiente	H (mm Hg)	
Altura de la columna de agua	h (mm)	
Volumen del gas desprendido	v (cm <sup>3</sup> )	
Otros		

#### 4.1 Cálculos y resultados

El volumen V<sub>p</sub> (volumen práctico) obtenido, se debe reducir a C.N.P.T. (Condiciones Normales de Presión y Temperatura) mediante la ecuación de estado:

$$\frac{P \cdot V}{T} )_{cn} = \frac{P \cdot V}{T} )_{cp} \quad (1)$$

dónde:

**cn** = Condiciones Normales de Presión y Temperatura

**cp** = Condiciones Prácticas de Presión y Temperatura

Como el volumen que interesa es el del H<sub>2</sub>, habrá que calcular la presión parcial del mismo mediante:

$$P_{Ext.} = P_{H_2} + P_{Vapor \text{ de } H_2O} \pm P_{Col. \text{ Liq.}} \quad (2)$$

dónde:

**P<sub>Ext.</sub>** : Presión atmosférica en el momento del práctico  
**P<sub>H<sub>2</sub></sub>** : Presión parcial del hidrógeno  
**P<sub>Vapor de H<sub>2</sub>O</sub>** : Presión de vapor de agua  
**P<sub>Col. Liq.</sub>** : Presión de columna líquida

De acuerdo a la Figura 1, el valor de la columna es positivo, si el desnivel fuese de acuerdo a la Figura 2, el valor sería negativo.

**Existe aún la posibilidad de que no haya desnivel, en cuyo caso el valor de la presión de columna líquida será cero.**

De manera tal que reordenando la ecuación (2) será:

$$P_{H_2} = P_{Ext} - P_{Vapor \text{ de } H_2O} - P_{Col. \text{ Liq.}} \quad (\text{caso de la Fig. N° 1})$$

$$P_{H_2} = P_{Ext} - P_{Vapor \text{ de } H_2O} + P_{Col. \text{ Liq.}} \quad (\text{caso de la Fig. N° 2})$$

y despejando en la ecuación (1) V<sub>cn</sub> será:

$$V_{cn} = \frac{P \cdot V}{T} )_{cp} \cdot \frac{T}{P} )_{cn} \quad (3)$$

Datos de la experiencia:

**V<sub>cp</sub>:** ?      **T<sub>cp</sub>:** ?      **P<sub>ext</sub>:** ?      **y**      **h:** ?  
**T<sub>cn</sub>:**      **273,16**      **K**

**P<sub>cn</sub>: 760 mm de Hg = 1013,25 hPa**

¿Cómo puedo expresar los mm de la columna de agua en mm de Hg?

Para expresar los milímetros de columna de agua en mm de Hg es posible usar la siguiente fórmula:

$$\rho \cdot g \cdot h )_{mm \text{ agua}} = \rho \cdot g \cdot h )_{mm \text{ Hg}}$$

dónde:  $\rho$  : densidad      **g** : aceleración de la gravedad      **y**      **h** : altura de la columna de agua.





Como la aceleración de la gravedad es la misma para ambos miembros, la ecuación se transforma

$$h(\text{mm de Hg}) = \frac{h(\text{mm de agua}) \cdot \rho(\text{del agua})}{\rho(\text{del Hg})}$$

De ese modo la presión de columna de agua queda expresada en milímetros de mercurio.

#### 4.2. Cálculo de la masa equivalente

Reemplazando los datos en la ecuación (3), se obtiene el volumen medido en condiciones normales de presión y temperatura, luego

1 mol de H <sub>2</sub> en CNPT	▼	ocupa	22414 cm <sup>3</sup>
o 2 g/mol de H <sub>2</sub>	▼	ocupa	22414 cm <sup>3</sup>
o 1 g/mol de H <sub>2</sub>	▼	ocupa	11207 cm <sup>3</sup>

Recordando que **masa equivalente** de un metal es la **cantidad en gramos** del mismo que **desplazan a 1 gramo de H<sub>2</sub>**.

Entonces:  $V \text{ cm}^3 \text{ H}_2$  ▼ se obtienen con "m" gr. del metal

Para obtener 11207 cm<sup>3</sup> H<sub>2</sub> ▼ serán necesarios m' (= **Masa Equivalente del Metal**)

Recordar que 11207 cm<sup>3</sup> de H<sub>2</sub> en C.N.P.T. tienen una masa de 1 gramo.

#### 4.3. Error relativo porcentual

Una vez conocido el metal y con el auxilio de la Tabla Periódica de los elementos, se calcula el error de las masas equivalentes:

$$E \% = \frac{V_t - V_p}{V_t} \cdot 100$$

donde  $V_t$  : Valor teórico o real  
y  $V_p$  : Valor práctico.

### 5. Desarrollo de problemas tipo

1- Un metal bivalente reacciona con suficiente ácido fuerte de manera que el H<sub>2</sub> desprendido es recogido en una probeta gasométrica sobre agua. ¿Cuál será la masa equivalente del mismo si 1,38 g desprenden 1,4 dm<sup>3</sup> de H<sub>2</sub> medidos a 20 °C y 769 mm de Hg, si la altura de la columna de agua es de 13,6 cm y la presión de vapor a 20 °C es de 17 mm de Hg?. Con la ayuda de la Tabla Periódica indique de qué elemento se trata.

b) La ecuación estequiométrica para un metal bivalente sería



c) Como el volumen del gas hay que referirlo al hidrógeno y a C.N.P.T. se procederá de la siguiente manera:

$$\frac{P \cdot V}{T} )_{cn} = \frac{P \cdot V}{T} )_{cp}$$

Para aplicar la ecuación se necesitan ajustar los datos disponibles.

#### b.1) Cálculo de la presión parcial del hidrógeno

$$P_{H_2} = P_{Ext.} - (P_{Vapor \text{ de } H_2O} \pm P_{Col. \text{ Liq. }})$$

Estrategia: Para el cálculo de la Presión de Columna Líquida se procede de la siguiente manera:



$$h(\text{mm de Hg}) = \frac{h(\text{mm de agua}) \cdot \rho(\text{del agua})}{\rho(\text{del Hg})}$$

$$\text{Entonces: } h(\text{mmHg}) = (136 \text{ mm} \times 1,000 \text{ g/cm}^3) / 13,6 \text{ g/cm}^3 = 10 \text{ mmHg}$$

Reemplazando valores resulta:

$$P_{H_2} = 769 \text{ mm de Hg} - 17 \text{ mm de Hg} - 10 \text{ mm de Hg} = (769 - 27) \text{ mm de Hg} = 742 \text{ mm de Hg}$$

**b.2) Cálculo del volumen de hidrógeno en C.N.P.T.**

$$V_{cn} = \frac{P \cdot V}{T} \cdot \frac{T_{cp}}{P_{cp}} \cdot \frac{T_{cn}}{P_{cn}}$$

$$V_{cn} = \frac{1400 \text{ cm}^3 \cdot 742 \text{ mmHg} \cdot 273 \text{ K}}{293 \text{ K} \cdot 760 \text{ mmHg}} = \underline{1273,54 \text{ cm}^3 \text{ de H}_2 \text{ medidos en CNPT}}$$

**b.3) Cálculo de la Masa Equivalente, se tendrá en cuenta:**

"El volumen medido en condiciones normales corresponde a la cantidad desprendida cuando se hace reaccionar a 1,38 g del metal con suficiente ácido. La masa equivalente del metal corresponde a la masa del mismo cuando desplaza 11207 cm<sup>3</sup> de hidrógeno en condiciones normales de presión y temperatura"

Reemplazando en números:

si **1273,54 cm<sup>3</sup> de H<sub>2</sub>** se producen con **1,38 g de metal**

**1 g de Hidrogeno** ó **11207 cm<sup>3</sup> de H<sub>2</sub>** producirán **X= 12,14 g de metal**

Para identificar de qué elemento se trata, se deberá tener en cuenta que el metal es bivalente. Luego:

**Masa Equivalente = 12,14 g**

**Masa Molecular = Meq x Valencia = 12,14 gramos x 2 = 24,28 g**

De acuerdo a la tabla periódica, se observa que el elemento químico que corresponde al valor calculado es el **Mg (Magnesio)**.

**2 -** Calcular la masa equivalente de un metal bivalente, si 6,90 g del mismo desplazan todo el H<sub>2</sub> contenido en 250 cm<sup>3</sup> de solución de ácido clorhídrico (HCl) de concentración igual a 83,01 g/dm<sup>3</sup>

a) Planteando la ecuación estequiométrica se tiene:



Del análisis de esta ecuación se tiene que:

2 moles de ácido clorhídrico al reaccionar producen un mol de hidrógeno o sea 73g de HCl producen 22.414 cm<sup>3</sup> de hidrógeno (volumen molar).

Luego habrá que calcular la cantidad de HCl que hay en 250 cm<sup>3</sup> de la solución.

De la concentración de la misma y su volumen se tiene que:

$$\begin{array}{l} 1000 \text{ cm}^3 \text{ de Sn} \cdot \text{contienen} \quad 83,01 \text{ g de HCl} \\ 250 \text{ cm}^3 \text{ de Sn} \cdot \quad \quad \quad X = 20,75 \text{ g de HCl} \end{array}$$

Según la estequiometria se tiene que:

$$\begin{array}{l} 73 \text{ g de HCl} \cdot \text{producen} \quad 22414 \text{ cm}^3 \text{ de H}_2 \\ 20,75 \text{ g de HCl} \cdot \quad \quad \quad X = 6371 \text{ cm}^3 \text{ de H}_2 \end{array}$$

$$\begin{array}{l} 6371 \text{ cm}^3 \text{ de H}_2 \text{ se producen a partir de} \quad 6,90 \text{ g de metal} \\ 11207 \text{ cm}^3 \text{ de H}_2 \cdot \quad \quad \quad X = 12,14 \text{ g de metal} \end{array}$$

Para la masa atómica del metal, si es un metal bivalente se tiene:



Masa atómica = Masa equivalente  $\times 2 = 12,14 \text{ g} \times 2 = 24,28 \text{ g}$

De acuerdo a las masas atómicas en la Tabla Periódica este valor corresponde al metal Mg (magnesio).

### 6- Problemas propuestos

1- Determinar la masa equivalente de un metal haciendo reaccionar 0,22 g del mismo con suficiente ácido. El  $\text{H}_2$  desprendido se recoge en una probeta sobre agua, en la que se midió  $84,42 \text{ cm}^3$  de  $\text{H}_2$  a  $25^\circ \text{C}$  y 770 mm de Hg de presión externa. El desnivel de la columna líquida registró una altura de 66 mm. ¿Cuál es la masa equivalente del metal?

Considerar: Presión de Vapor del  $\text{H}_2\text{O}$  a  $25^\circ \text{C} = 23,7 \text{ mm Hg}$ ; Densidad del mercurio  $d = 13,6 \text{ g/cm}^3$

2- 0,243 g de un metal bivalente, desplazan todo el hidrógeno contenido en una solución de HCl de volumen es  $9,60 \text{ cm}^3$  y concentración  $C = 75 \text{ g/dm}^3$ . Indique la masa equivalente del metal y con el auxilio de una Tabla Periódica indique de qué metal se trataría.

3- 3,6 g. de magnesio reaccionan con suficiente cantidad de HCl de manera que desprenden  $4,36 \text{ dm}^3$  de  $\text{H}_2$  medidos a  $30^\circ \text{C}$  y 0,89 atmósfera. La  $P_{\text{Vapor de agua}} = 31,82 \text{ mm Hg}$  ¿Cuál es la masa equivalente del metal?

4- 0,45 g. de magnesio reaccionan con un ácido fuerte desprendiendo  $575 \text{ cm}^3$  de  $\text{H}_2$  medido en una probeta sobre agua a  $30^\circ \text{C}$ . ¿Cuál es la masa equivalente?

La Presión externa = 0,835 atmósfera;  $P_{\text{Vapor de agua}} = 31,82 \text{ mm Hg}$

5- Se obtiene un  $V = 228,84 \text{ cm}^3$  de hidrógeno al reaccionar 0,15 g del metal según la siguiente reacción a 0,97 atmósfera y  $30^\circ \text{C}$ .:  $\text{M} + 3 \text{HCl} \rightarrow \text{MCl}_3 + \frac{3}{2} \text{H}_2$

Si la  $P_{\text{Vapor de agua}} = 31,82 \text{ mm Hg}$ . ¿Cuál es la masa equivalente y de qué metal se trata?

6- 294 mg de un metal bivalente, desplazan todo el hidrógeno contenido en  $11 \text{ cm}^3$  de una solución de ácido clorhídrico de concentración  $C = 35,47 \text{ g/dm}^3$ . Calcular la masa del equivalente del metal.

7- Si se obtuvo  $740 \text{ cm}^3$  de  $\text{H}_2$  a  $30^\circ \text{C}$  en una probeta gasométrica sobre  $\text{H}_2\text{O}$  con la presión externa de 762 mm Hg; la  $P_{\text{Vapor de agua}} = 31,82 \text{ mm Hg}$  y una altura de columna líquida de 3 cm ¿Qué cantidad de Zn debió reaccionar?

8- Se obtuvieron  $V = 300 \text{ cm}^3$  de  $\text{H}_2$  a  $35^\circ \text{C}$  y 760 mm de Hg de presión externa. La  $P_{\text{Vapor de agua}}$  a esa temperatura es de 42,17 mm Hg y no se observa desnivel de agua en la probeta. Sabiendo que la reacción ocurre según:  $\text{Zn} + 2 \text{HCl} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$ , se desea conocer la cantidad de Zn que tuvo que reaccionar para obtener ese volumen de hidrógeno.

9- Calcular la masa equivalente de un metal bivalente que con 3,98 g. desplaza todo el  $\text{H}_2$  contenido en 12 g de HCl.

10- Se hizo reaccionar 0,205 g de un metal con suficiente HCl. El hidrógeno desprendido medido a 303,16 K y 760 mm de Hg se recogió en una probeta obteniendo el volumen de  $215 \text{ cm}^3$  ¿Cuál es la masa equivalente del metal?  $P_{\text{Vapor de agua}} = 31,82 \text{ mm de Hg}$ .

11- Se obtuvieron  $V_{\text{H}_2} = 250 \text{ cm}^3$  a  $25^\circ \text{C}$  y 760 mm Hg. de presión externa. A esa temperatura, la  $P_{\text{Vapor de agua}}$  es de 28,34 mm de Hg, no se observó desnivel en la probeta. Se desea conocer qué cantidad de Zn tuvo que reaccionar para obtener ese volumen de hidrógeno.

12- Se obtuvieron  $V = 875 \text{ cm}^3$  de  $\text{H}_2$  a  $20^\circ \text{C}$  y 755 mm Hg. de presión externa. A esa temperatura la presión de vapor de agua es de 28,34 mm de Hg. Se observó un desnivel en la probeta gasométrica  $h = 2,2 \text{ cm}$ . Se desea conocer qué cantidad de Zn tuvo que reaccionar para obtener dicha cantidad.

13- 0,5 g de Mg reaccionan con ácido sulfúrico desprendiendo  $V = 575 \text{ cm}^3$  de  $\text{H}_2$  medidos en una probeta sobre agua a  $30^\circ \text{C}$ . ¿Cuál es la masa equivalente del metal? Si Presión externa = 0,92 atmósfera y  $P_{\text{Vapor de agua}} = 34,2 \text{ mm de Hg}$ .



### Experiencias y problemas

14- 0,272 g de Mg reaccionan con HCl desprendiendo  $V = 300 \text{ cm}^3$  de  $\text{H}_2$  medidos en una probeta sobre agua a  $30^\circ\text{C}$ . ¿Cuál es la masa equivalente del metal? Si Presión externa = 0,978 atmósfera;  $P_{\text{Vapor de agua}} = 34,2 \text{ mm de Hg}$  y  $H_{\text{col. liq.}} = 80 \text{ mm}$ .

15- Al hacer reaccionar 0,315 g de metal se obtiene  $228,84 \text{ cm}^3$  de hidrógeno según la siguiente reacción:  $\text{M} + 3\text{HCl} \rightarrow \text{MCl}_3 + \frac{3}{2} \text{H}_2$  a una presión de 0,97 atmósfera y  $30^\circ\text{C}$ , ¿Cuál es la masa equivalente del metal?  $P_{\text{Vapor de agua}} = 34,2 \text{ mm de Hg}$

16- Se han hecho reaccionar completamente 0,34 g de un metal, con suficiente cantidad de HCl, de manera que los  $400 \text{ cm}^3$  de  $\text{H}_2$  desprendido se recoge en una probeta. La temperatura es de  $30^\circ\text{C}$  y la presión externa de 680 mm de Hg, ¿Cuál es la masa equivalente del metal?  $P_{\text{Vapor de agua}} = 34,2 \text{ mm de Hg}$

17- Todo el hidrógeno contenido en  $240 \text{ cm}^3$  de solución de HCl de concentración 1,2 % m/v So/Sn han sido desplazados por 0,958 g de Mg. ¿Cuál es la masa equivalente del metal?

18- Se obtiene hidrógeno al reaccionar 0,41 g del metal y se desplaza todo el hidrógeno contenido en  $100 \text{ cm}^3$  de solución ácida de concentración  $C = 10 \text{ g/dm}^3$  de acuerdo a:

$\text{M} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MSO}_4 + \text{H}_2$  ¿Cuál es la masa equivalente del metal y cual el elemento?

$R = 20,09 \text{ g/eq}$  y es Ca.



## 7. Tabla de presión de vapor del agua

$T (^{\circ}\text{C})$	$p (\text{mmHg})$	$T (^{\circ}\text{C})$	$p (\text{mmHg})$	$T (^{\circ}\text{C})$	$p (\text{mmHg})$	$T (^{\circ}\text{C})$	$p (\text{mmHg})$
10,0	9,209	14,9	12,706	19,8	17,319	24,7	23,337
10,1	9,271	15,0	12,788	19,9	17,427	24,8	23,476
10,2	9,333	15,1	12,870	20,0	17,535	24,9	23,616
10,3	9,395	15,2	12,953	20,1	17,644	25,0	23,756
10,4	9,458	15,3	13,037	20,2	17,753	25,1	23,897
10,5	9,521	15,4	13,121	20,3	17,863	25,2	24,039
10,6	9,585	15,5	13,205	20,4	17,974	25,3	24,182
10,7	9,649	15,6	13,290	20,5	18,085	25,4	24,329
10,8	9,714	15,7	13,375	20,6	18,197	25,5	24,471
10,9	9,779	15,8	13,461	20,7	18,309	25,6	24,617
11,0	9,844	15,9	13,547	20,8	18,422	25,7	24,764
11,1	9,910	16,0	13,634	20,9	18,536	25,8	24,921
11,2	9,976	16,1	13,721	21,0	18,650	25,9	25,060
11,3	10,042	16,2	13,809	21,1	18,765	26,0	25,209
11,4	10,109	16,3	13,898	21,2	18,880	26,1	25,359
11,5	10,176	16,4	13,987	21,3	18,996	26,2	25,509
11,6	10,244	16,5	14,076	21,4	19,113	26,3	25,660
11,7	10,312	16,6	14,166	21,5	19,231	26,4	25,812
11,8	10,380	16,7	14,256	21,6	19,349	26,5	25,964
11,9	10,449	16,8	14,347	21,7	19,468	26,6	26,117
12,0	10,518	16,9	14,438	21,8	19,587	26,7	26,271
12,1	10,518	17,0	14,530	21,9	19,707	26,8	26,426
12,2	10,518	17,1	14,622	22,0	19,827	26,9	26,582
12,3	10,518	17,2	14,715	22,1	19,948	27,0	26,739
12,4	10,518	17,3	14,809	22,2	20,070	27,1	26,897
12,5	10,518	17,4	14,903	22,3	20,193	27,2	27,055
12,6	10,518	17,5	14,997	22,4	20,316	27,3	27,214
12,7	10,518	17,6	15,092	22,5	20,440	27,4	27,374
12,8	10,518	17,7	15,188	22,6	20,565	27,5	27,535
12,9	10,518	17,8	15,284	22,7	20,690	27,6	27,696
13,0	11,231	17,9	15,380	22,8	20,815	27,7	27,858
13,1	11,305	18,0	15,477	22,9	20,941	27,8	28,021
13,2	11,379	18,1	15,575	23,0	21,068	27,9	28,185
13,3	11,453	18,2	15,673	23,1	21,196	28,0	28,349
13,4	11,528	18,3	15,772	23,2	21,324	28,1	28,514
13,5	11,604	18,4	15,871	23,3	21,453	28,2	28,680
13,6	11,639	18,5	15,971	23,4	21,583	28,3	28,847
13,7	11,756	18,6	16,071	23,5	21,714	28,4	29,015
13,8	11,833	18,7	16,171	23,6	21,845	28,5	29,184
13,9	11,910	18,8	16,272	23,7	21,977	28,6	29,354
14,0	11,987	18,9	16,374	23,8	22,110	28,7	29,525
14,1	12,065	19,0	16,477	23,9	22,243	28,8	29,697
14,2	12,144	19,1	16,581	24,0	22,377	28,9	29,870
14,3	12,223	19,2	16,685	24,1	22,512	29,0	30,043
14,4	12,302	19,3	16,789	24,2	22,648	29,1	30,217
14,5	12,382	19,4	16,894	24,3	22,785	29,2	30,392
14,6	12,462	19,5	16,999	24,4	22,922	29,3	30,568
14,7	12,543	19,6	17,165	24,5	23,060	29,4	30,745
14,8	12,624	19,7	17,212	24,6	23,198	29,5	30,923



Tabla de Presión de vapor del agua (cont.)

$T (^{\circ}\text{C})$	$p (\text{mmHg})$	$T (^{\circ}\text{C})$	$p (\text{mmHg})$	$T (^{\circ}\text{C})$	$p (\text{mmHg})$	$T (^{\circ}\text{C})$	$p (\text{mmHg})$
29,6	31,102	34,5	41,023	39,4	53,580	48,6	86,280
29,7	31,281	34,6	41,251	39,5	53,867	48,8	87,140
29,8	31,461	34,7	41,480	39,6	54,156	49,0	88,020
30,0	31,824	34,8	41,710	39,7	54,446	49,2	88,900
29,9	31,642	34,9	41,942	39,8	54,737	49,4	89,790
30,1	32,007	35,0	42,175	39,9	55,030	49,6	90,690
30,2	32,191	35,1	42,409	40,0	55,324	49,8	91,590
30,3	32,376	35,2	42,644	40,2	55,910	50,0	92,510
30,4	32,561	35,3	42,880	40,4	56,510	50,5	94,860
30,5	32,747	35,4	43,117	40,6	57,110	51,0	97,200
30,6	32,934	35,5	43,455	40,8	57,720	51,5	99,650
30,7	33,122	35,6	43,595	41,0	58,340	52,0	102,090
30,8	33,312	35,7	43,836	41,2	58,960	52,5	104,650
30,9	33,503	35,8	44,078	41,4	59,580	53,0	107,200
31,0	33,695	35,9	44,320	41,6	60,220	53,5	109,860
31,1	33,888	36,0	44,563	41,8	60,860	54,0	112,510
31,2	34,082	36,1	44,808	42,0	61,500	54,5	115,280
31,3	34,276	36,2	45,054	42,2	62,140	55,0	118,040
31,4	34,471	36,3	45,301	42,4	62,800	55,5	120,920
31,5	34,667	36,4	45,549	42,6	63,460	56,0	123,800
31,6	34,864	36,5	45,799	42,8	64,120	56,5	126,810
31,7	35,062	36,6	46,050	43,0	64,800	57,0	129,820
31,8	35,261	36,7	46,302	43,2	65,480	57,5	132,950
31,9	35,462	36,8	46,556	43,4	66,160	58,0	136,080
32,0	35,663	36,9	46,811	43,6	66,860	58,5	139,340
32,1	35,865	37,0	47,067	43,8	67,560	59,0	142,600
32,2	36,068	37,1	47,324	44,0	68,260	59,5	145,990
32,3	36,272	37,2	47,582	44,2	68,970	60,0	149,380
32,4	36,477	37,3	47,841	44,4	69,690	60,5	152,910
32,5	36,683	37,4	48,102	44,6	70,410	61,0	156,430
32,6	36,891	37,5	48,364	44,8	71,140	61,5	160,100
32,7	37,099	37,6	48,627	45,0	71,880	62,0	163,770
32,8	37,303	37,7	48,891	45,2	72,620	62,5	167,580
32,9	37,518	37,8	49,157	45,4	73,360	63,0	171,380
33,0	37,729	37,9	49,424	45,6	74,120	63,5	175,350
33,1	37,942	38,0	49,692	45,8	74,880	64,0	179,310
33,2	38,155	38,1	49,961	46,0	75,650	64,5	183,430
33,3	38,369	38,2	50,231	46,2	76,430	65,0	187,540
33,4	38,584	38,3	50,502	46,4	77,210	65,5	191,820
33,5	38,801	38,4	50,774	46,6	78,000	66,0	196,090
33,6	39,018	38,5	51,048	46,8	78,800	66,5	200,530
33,7	39,237	38,6	51,323	47,0	79,600	67,0	204,960
33,8	39,457	38,7	51,600	47,2	80,410	67,5	209,570
33,9	39,677	38,8	51,879	47,4	81,230	68,0	214,170
34,0	39,898	38,9	52,160	47,6	82,050	68,5	218,950
34,1	40,121	39,0	52,442	47,8	82,870	69,0	223,730
34,2	40,344	39,1	52,725	48,0	83,710	69,5	228,720
34,3	40,569	39,2	53,009	48,2	84,560	70,0	233,700
34,4	40,796	39,3	53,294	48,4	85,420	70,5	238,800



Tabla de presión de vapor del agua (cont.)

T (°C)	p (mmHg)	T (°C)	p (mmHg)	T (°C)	p (mmHg)	T (°C)	p (mmHg)
71,0	243,900	83,5	408,700	92,4	575,550	97,4	692,050
71,5	249,300	84,0	416,800	92,6	579,870	97,6	697,100
72,0	254,600	84,5	425,200	92,8	584,220	97,8	702,170
72,5	260,200	85,0	433,600	93,0	588,600	98,0	707,270
73,0	265,700	85,5	442,300	93,2	593,000	98,2	712,400
73,5	271,500	86,0	450,900	93,4	595,430	98,4	717,560
74,0	277,200	86,5	459,800	93,6	601,890	98,6	722,750
74,5	283,200	87,0	468,700	93,8	606,380	98,8	727,980
75,0	289,100	87,5	477,900	94,0	610,900	99,0	733,240
75,5	295,300	88,0	487,100	94,2	615,440	99,2	738,530
76,0	301,400	88,5	496,600	94,4	629,010	99,4	743,850
76,5	307,700	89,0	506,100	94,6	624,610	99,6	749,200
77,0	314,100	89,5	515,900	94,8	629,240	99,8	754,580
77,5	320,700	90,0	525,760	95,0	633,900	100,0	760,000
78,0	327,300	90,2	529,770	95,2	638,590	102,0	815,860
78,5	334,200	90,4	533,800	95,4	643,300	104,0	875,060
79,0	341,000	90,6	537,860	95,6	648,050	106,0	937,920
79,5	348,100	90,8	541,950	95,8	652,820	108,0	1,004,400
80,0	355,100	91,0	546,050	96,0	657,620	110,0	1,074,600
80,5	362,400	91,2	550,180	96,2	662,450	112,0	1,148,700
81,0	369,700	91,4	554,350	96,4	667,310	114,0	1,227,200
81,5	377,300	91,6	558,530	96,6	672,200	116,0	1,309,900
82,0	384,900	91,8	562,750	96,8	677,120	118,0	1,397,200
82,5	392,800	92,0	566,990	97,0	682,070		
83,0	400,600	92,2	571,260	97,2	687,040		

## Bibliografía

Blas, L. (1954). *Agenda del químico*. Ediciones Aguilar, S.A. Madrid, España.

Garret, A.B.; Haskins, J.F.; Hall Sisler, H.; Kurbatov, M.H. (1961). *Manual de Laboratorio de Química General*. Editorial Alhambra S.A. Mexico.

Ibarz Aznarez, J. 1982. *Problemas de Química General*. Editorial Marin S.A. Barcelona, España. pp347.

Maron y Prutton. (2002). *Fundamentos de Fisicoquímica*. México. Limusa S.A.

Rodríguez Santos, E. (1964). *Técnica Química de Laboratorio*. Editorial Gustavo Gili. Barcelona, España.

Semishin V. (1967). *Prácticas de Química General Inorgánica*. Ed. Mir Moscú.

Guía de Trabajos Prácticos de Laboratorio de las asignaturas Introducción a la Fisicoquímica y Química General. 2012. FCEQyN, UNaM. Revisión de las guías de años anteriores.

[http://datateca.unad.edu.co/contenidos/201604/201604\\_Modulo\\_exe/exefiscoq28enero/leccion\\_no\\_2\\_3\\_equilibrio\\_liquido\\_vapor\\_en\\_soluciones\\_reales.html](http://datateca.unad.edu.co/contenidos/201604/201604_Modulo_exe/exefiscoq28enero/leccion_no_2_3_equilibrio_liquido_vapor_en_soluciones_reales.html)

<http://apuntescientificos.org/binariosvm.html>.

[http://es.wikipedia.org/wiki/Valoraci%C3%B3n\\_%C3%A1cido-base](http://es.wikipedia.org/wiki/Valoraci%C3%B3n_%C3%A1cido-base).

[http://campus.fca.uncu.edu.ar/pluginfile.php/24514/mod\\_resource/content/1/Cap%203%20Vol.%20de%20Neutralizacion%20Introd%202015.pdf](http://campus.fca.uncu.edu.ar/pluginfile.php/24514/mod_resource/content/1/Cap%203%20Vol.%20de%20Neutralizacion%20Introd%202015.pdf)