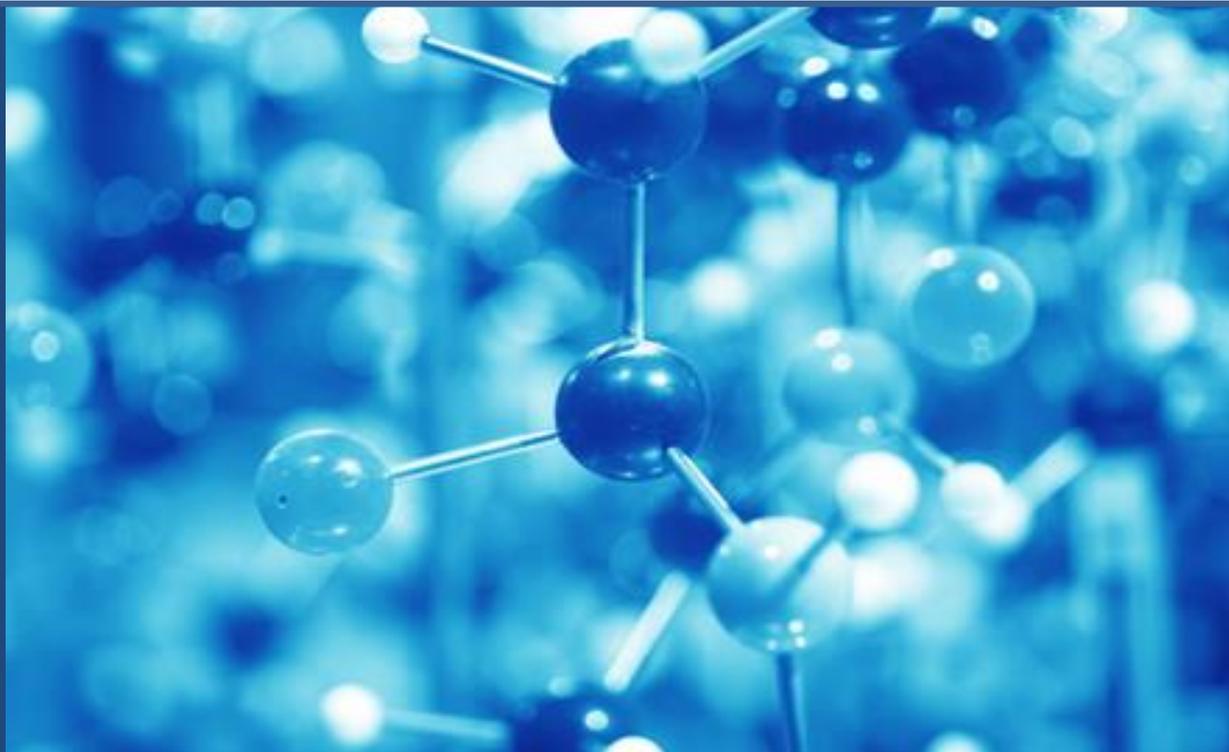




UNIVERSIDAD NACIONAL DE SAN LUIS

Facultad de Química, Bioquímica y Farmacia

Licenciatura y profesorado en Química



# *QUÍMICA FÍSICA I*

Guía de Problemas y Laboratorios

**2017**

<b>ÍNDICE</b>	
<b>REGLAMENTO INTERNO DE TRABAJOS PRÁCTICOS DE LABORATORIO</b>	<b>3</b>
Normas de Seguridad en el Laboratorio	4
<b>INTRODUCCIÓN</b>	<b>11</b>
Revisión de Matemáticas y otros conceptos básicos	11
Laboratorio N°1	13
<b>TEMA 1</b>	<b>24</b>
Gases Ideales: ecuación de estado	24
Gases Reales: ecuaciones de estado. Ley de los estados correspondientes	25
Mezcla de gases ideales y de gases reales	26
Trabajo Práctico de Laboratorio N°2	27
<b>TEMA 2</b>	<b>31</b>
Temperatura y Termometría	31
Calor, Trabajo, Primera Ley de la Termodinámica	32
Termoquímica	34
Trabajo Práctico de Laboratorio N°3	36
<b>TEMA 3</b>	<b>48</b>
Segunda Ley de la Termodinámica	48
Cambios de entropía en reacciones químicas y Energía libre de Gibbs	49
Coefficiente de Fugacidad	51
<b>TEMA 4</b>	<b>51</b>
Ecuación de Clapeyron. Ecuación de Clausius-Clapeyron. Regla de Trouton	51
Diagramas de fases	53
<b>TEMA 5</b>	<b>55</b>
Equilibrio entre fases. Regla de las fases	55
Equilibrio líquido-vapor de soluciones binarias	55
Ley de Henry	58
Propiedades Coligativas	58
Ley de distribución de Nernst	59
Trabajo Práctico de Laboratorio N°4	61
Trabajo Práctico de Laboratorio N°5	72
<b>TEMA 6</b>	<b>78</b>
Propiedades Molares Parciales	78
Ecuación de Gibbs- Duhem. Potencial químico. Actividad	79
Calor de Solución	79
Actividad	80
Trabajo Práctico de Laboratorio N°6	81
<b>TEMA 7</b>	<b>86</b>
Actividad. Teoría de Debye-Hückel	86
Conductividad de soluciones electrolíticas	86
Trabajo Práctico de Laboratorio N°7	89
<b>TEMA 8</b>	<b>95</b>
Equilibrio químico. Grado de avance	95
Ecuación de Van't Hoff	96
Principio de Le Chatellier	97
Trabajo Práctico de Laboratorio N°8	98
<b>TEMA 9</b>	<b>104</b>
Pilas Galvánicas	104
<b>TEMA 10</b>	<b>107</b>
Teoría cinética de los gases. Ley de distribución de Maxwell	107
Principio de equipartición de la energía	108

<b>Ley de distribución barométrica</b>	<b>108</b>
<b>TEMA 11</b>	<b>109</b>
<b>Función de partición</b>	<b>109</b>
<b>Aplicaciones de la Termodinámica Estadística</b>	<b>109</b>
<b>Tablas y anexos</b>	<b>111</b>

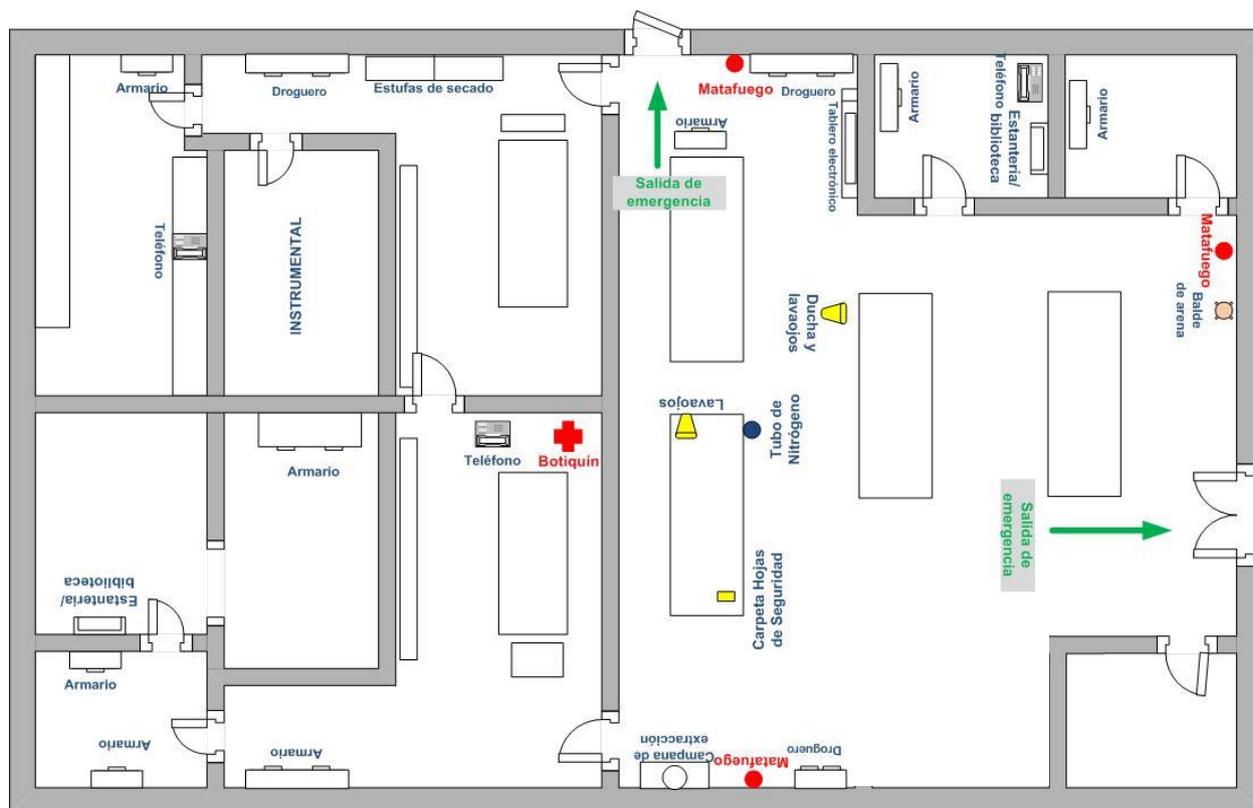
## **REGLAMENTO INTERNO DE TRABAJOS PRÁCTICOS DE LABORATORIO**

Los alumnos deberán aprobar el 100 % de los Trabajos Prácticos de Laboratorio (TPL). Para que un TPL sea **aprobado** se requiere la realización del mismo, la aprobación del cuestionario de laboratorio y la aprobación del informe final de la experiencia, el cual debe ser presentado en tiempo y forma. Sólo podrán recuperarse dos cuestionarios y dos informes.

1. Antes o durante el desarrollo del T.P.L. el personal docente evaluará en forma escrita u oral los conocimientos que el alumno debe tener para la realización del mismo (cuestionario).
2. Finalizado el T.P.L. cada alumno deberá presentar un informe final escrito e individual de la experiencia realizada, con los resultados requeridos en la guía correspondiente y su anexo. Dicho informe será aprobado o no según se encuentre dentro de las exigencias de los requerimientos de la Cátedra. El informe será presentado transcurrida una semana de su realización.
3. Cada comisión de trabajo estará integrada por un número de alumnos que el personal docente determinará según las necesidades experimentales.
4. Cada alumno asistirá al laboratorio munido de su correspondiente guardapolvo, repasador y los útiles necesarios para la confección del informe. Es importante que el alumno tome conocimiento de las normas de seguridad disponibles en la Guía de T.P.L.
5. Ninguna comisión de alumnos iniciará un trabajo experimental sin la autorización previa del personal docente; cualquier daño al instrumental de laboratorio utilizado será responsabilidad de la comisión y estará obligada a costear su reparación.
6. Cada comisión de alumnos dejará su sector de trabajo y el material utilizado en cada experiencia en las mismas condiciones de orden y limpieza en que fuera entregado.

## NORMAS DE SEGURIDAD EN EL LABORATORIO

Antes de empezar el trabajo en el Laboratorio de Química Física, conozca las salidas principales y de emergencia, extintores, duchas de seguridad y lavaojos en la Fig.1.



LABORATORIO DEL ÁREA DE QUÍMICA FÍSICA

Fig.1. Esquema espacial del Laboratorio de Química Física. Primer Piso, Barco UNSL.

A continuación se detallan algunas pautas de seguridad que Usted debe conocer e incorporar como hábitos en su práctica de laboratorio.

### PROTECCIÓN PERSONAL

- Use un guardapolvo en el laboratorio, ropa y calzado adecuados.
- Utilice antiparras de seguridad para evitar salpicaduras en los ojos.
- Evite el uso de lentes de contacto, ya que las salpicaduras con productos químicos o sus vapores pueden atravesar los lentes y provocar lesiones en los ojos.
- Utilice guantes principalmente al manipular sustancias corrosivas o tóxicas.
- El cabello largo supone un riesgo que puede generar accidentes por lo que úselo recogido.
- Evite pulseras, colgantes, mangas anchas, guardapolvos sueltos, etc. que puedan engancharse en montajes, equipos o máquinas.



## **NORMAS HIGIÉNICAS GENERALES**

- Está prohibido comer y/o beber en el laboratorio, como así también usar material del laboratorio para el consumo y/o conservación de alimentos y bebidas.
- Está prohibido fumar en todo ámbito cerrado de la U.N.S.L. según O.C.S. 25/00, y de manera especial en el laboratorio por razones de seguridad.
- Se recomienda no inhalar o probar productos químicos, especialmente si éstos no están debidamente rotulados.
- Cierre los frascos y botellas de productos químicos después de utilizarlos.
- Mantenga la mesada del laboratorio siempre limpia y ordenada, sin libros, ropa, bolsos, etc.
- El agua o los productos químicos que puedan haberse derramados sobre la mesada de trabajo tienen que ser limpiados inmediatamente. El suelo del laboratorio debe estar siempre seco.
- Si se produjera una concentración excesiva de vapores en el laboratorio, abra las ventanas y puertas inmediatamente.
- Se aconseja el lavado de manos después de cada experimento y antes de salir del laboratorio.
- Si deja reacciones en marcha durante la noche o en ausencia del personal, coloque una ficha de identificación (tipo de reacción, nombre del responsable, dirección y teléfono de contacto).
- Si Ud. es la última persona en salir del laboratorio, verifique que todo quede apagado y desconecte los instrumentos que correspondan.



## **MANIPULEO DEL MATERIAL DE VIDRIO**

- ✓ Evite forzar los tubos, matraces u otro material de vidrio, ya que en caso de romperse puede ocasionar cortes graves.
- ✓ Si se calientan recipientes de vidrio (tubos, vasos, etc.), ubíquelos en una plancha o tela de amianto. Ante la duda, tome el material con pinzas para evitar quemaduras.
- ✓ Para calentar un tubo de ensayo agárrelo con una pinza por la parte superior y con suave agitación, nunca por el fondo del tubo. Hágalo en forma inclinada y no apunte hacia una persona.
- ✓ Revise el material de vidrio que dispone en su mesada. No lo use si está roto o agrietado.

- ✓ Deposite los elementos de vidrio rotos en el contenedor destinado a tal fin.

## EMPLEO DE PRODUCTOS QUÍMICOS

Los productos químicos pueden ser peligrosos por sus propiedades tóxicas, corrosivas, inflamables o explosivas. Lea siempre las etiquetas de las botellas y frascos antes de usar. Por estas razones tenga en cuenta las siguientes recomendaciones:



- Los solventes orgánicos arden en presencia de llama o se descomponen de manera explosiva con el calor. Si utiliza un mechero Bunsen u otra fuente de calor, mantenga alejados los frascos con reactivos y solventes. Nunca caliente productos inflamables con un mechero. Apague el mechero y cierre la llave de paso de gas cuando no lo use.
- No inhale los vapores de productos químicos. Si trabaja con solventes volátiles hágalo bajo una campana extractora. Cuando realice alguna reacción donde no conozca totalmente el resultado, pruebe con una reacción en pequeña escala en la campana.
- Evite pipetear líquidos directamente con la boca. Use propipetas u otros dispositivos adecuados, o deje que el líquido suba por capilaridad en la pipeta.
- Nunca agregue agua sobre ácido ya que se producen proyecciones que pueden provocar quemaduras. Lo correcto es adicionar ácido sobre agua.
- Evite el contacto de productos químicos con la piel usando guantes.
- Si utiliza sustancias limpiadoras, como mezcla crómica, para limpiar el material de vidrio, hay que realizar la limpieza en campana extractora ya que se desprenden vapores de cloruro de cromo que son tóxicos. Es mejor utilizar una solución limpiadora que no contenga cromo.
- Las botellas se transportan siempre agarrándolas del fondo, nunca del tapón. Cuando esté manipulando frascos o productos de ensayo, nunca dirija la abertura en su dirección o a otras personas.
- Evite almacenar reactivos en lugares altos y de difícil acceso. No guarde líquidos volátiles en lugares donde pueden recibir luz.
- Tenga especial cuidado al utilizar nitrógeno o dióxido de carbono líquidos, ya que en contacto con la piel producen quemaduras.
- Los cilindros de gases se transportan en los carritos adecuados. Las válvulas de los cilindros deben ser abiertas lentamente con la mano.

## ROMBO DE SEGURIDAD

La Norma NFPA 704 establece un sistema de identificación de riesgos para que en un eventual incendio o emergencia, las personas afectadas puedan reconocer los riesgos de los materiales y su nivel de peligrosidad respecto del fuego y diferentes factores. Establece a través de un rombo seccionado en cuatro partes de diferentes colores, los grados de peligrosidad de la sustancia a clasificar (Fig.2).

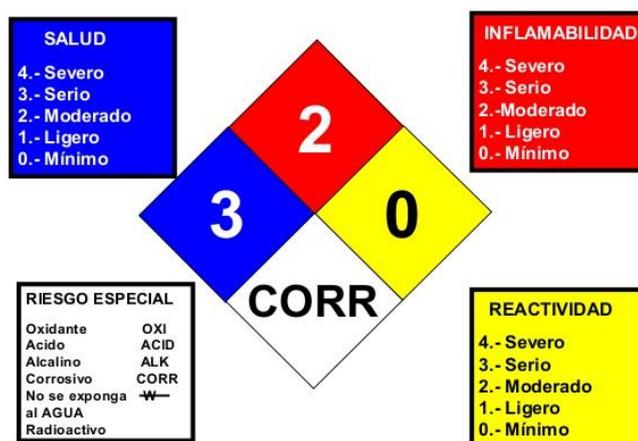


Fig. 2. Rombo de Seguridad según la Asociación Nacional de Protección contra incendios.

El sistema consiste en asignar colores y números, y dar una “clasificación” a un producto, manejando una escala del 0 al 4, dependiendo del grado de su peligrosidad. Cada uno de estos peligros está asociado a un color específico.

## ELIMINACIÓN DE RESIDUOS

Es necesario trabajar conscientemente y minimizar la cantidad de residuos desde el origen, limitando la cantidad de materiales que se compran y que se usan. Algunas recomendaciones para el desecho de los residuos:

- ✓ Realice una clasificación previa de los residuos, ya que el depósito indiscriminado de éstos provoca frecuentes accidentes en el personal de limpieza. En nuestro Laboratorio se encuentran disponibles dos bidones de color verde bajo la campana, los mismos se encuentran rotulados para su clasificación en residuos CLORADOS y ÁCIDOS-BASES.
- ✓ Los productos químicos tóxicos se depositan en contenedores especiales para tal fin. No tire directamente a la piletta productos que reaccionen con el agua (sodio, hidruros, halogenuros de ácidos), que sean inflamables (disolventes), que huelan mal (derivados del azufre) o que sean lacrimógenos



(polihalogenados como el cloroformo).

- ✓ Las sustancias químicas o las disoluciones que puedan verterse en las piletas, se diluirán previamente, sobre todo si se trata de ácidos y bases. También es recomendable neutralizar ácidos y bases previo a su descarte.
- ✓ No arroje a la pileta productos o residuos sólidos que puedan atascar o tapar las cañerías. En estos casos depositar los residuos en recipientes adecuados.

## PREVENCIÓN DE INCENDIOS

Para evitar incendios es necesario ser conscientes de las fuentes de ignición que hay en el área del laboratorio (llamas, fuentes de calor, equipos eléctricos). Así mismo es necesario asumir determinadas conductas de trabajo a saber:

- ✓ Los reactivos inflamables deben comprarse y almacenarse en cantidades lo más pequeñas posibles.
- ✓ Los líquidos inflamables se deben almacenar en armarios de seguridad y/o bidones de seguridad.
- ✓ No depositar juntas sustancias químicas reactivas incompatibles, por ejemplo, ácidos con sustancias inflamables.
- ✓ No se debe conservar éteres, parafinas y olefinas durante largos períodos de tiempo ya que se pueden formar peróxidos explosivos.
- ✓ Hay que asegurarse que el cableado eléctrico esté en buenas condiciones. Todos los tomacorrientes deben tener toma a tierra y tres patas. Los cables de los equipos eléctricos deben estar en buenas condiciones.

## ACCIONES A SEGUIR EN CASO DE EMERGENCIA

### FUEGO EN EL LABORATORIO

- Avisar inmediatamente al personal a cargo del laboratorio.
- En caso de fuego pequeño y localizado, apagarlo utilizando un extintor adecuado.
- Retirar los productos químicos inflamables que estén cerca del fuego.
- Cortar la llave de paso de gas.
- En caso de fuego en la ropa pedir ayuda, estirarse en el suelo y rodar  para apagar las llamas. Nunca utilizar extintor para eliminar el fuego de la ropa. Una vez apagado el fuego, mantener a la persona tendida, procurando que no tome frío y dar



asistencia médica inmediata.

- Si el foco de incendio es mayor, evacuar el laboratorio.



## QUEMADURAS

- Las pequeñas quemaduras producidas por material caliente tratarlas lavando la zona afectada con agua fría durante 10-15 minutos.
- Las quemaduras más graves requieren atención médica inmediata.
- No utilizar cremas o pomadas grasas.



## CORTES

- Lavar bien los cortes producidos por roturas de material de vidrio, con abundante agua, durante 10 minutos como mínimo.
- Si son pequeños y dejan de sangrar en poco tiempo, lavarlos con agua y jabón, taparlos con una venda o apósito adecuado.
- Si son grandes y no paran de sangrar, solicitar asistencia médica inmediata.



## DERRAMES DE PRODUCTOS QUÍMICOS SOBRE LA PIEL

Si se produce un derrame accidental de un producto químico, actúe rápidamente para su absorción, neutralización o eliminación. La actuación concreta a seguir para cada producto debe fijarse mediante la consulta a las fichas de seguridad de los mismos. Por ejemplo: *Líquidos inflamables*: absorber con carbón activo o productos específicos. *Ácidos*: neutralizar con bicarbonato o emplear productos específicos comercializados al efecto. *Bases*: neutralizar con bicarbonato o emplear productos específicos comercializados al efecto. En nuestro laboratorio se encuentra una Carpeta de Seguridad (ver ubicación en la Fig. 1) con las fichas correspondientes a los reactivos y solventes a utilizar en los TPL.

Los productos químicos que se vierten sobre la piel deben ser lavados inmediatamente con agua abundante, como mínimo durante 15 minutos. Las duchas de seguridad son utilizadas en aquellos casos en que la zona afectada del cuerpo sea grande y no sea suficiente el lavado en la canilla. Se recomienda sacar la ropa contaminada a la persona afectada lo antes posible mientras esté bajo la ducha.



Proporcionar asistencia médica a la persona afectada.

## CONTACTO DE PRODUCTOS QUÍMICOS EN LOS OJOS

Si se producen salpicaduras en los ojos, lavar los dos ojos con agua abundante durante 15 minutos como mínimo en el lavaojos. El tiempo es esencial (menos de 10 segundos), cuanto menor sea el tiempo transcurrido menor será el daño producido. Mantener los ojos abiertos con la ayuda de los dedos para facilitar el lavado debajo de los párpados.

Es necesario recibir asistencia médica, por pequeña que parezca la lesión.



## INHALACIÓN DE PRODUCTOS QUÍMICOS

- Conducir inmediatamente la persona afectada a un sitio con aire fresco.
- Dar asistencia médica inmediata.
- Al primer síntoma de dificultad respiratoria, iniciar respiración cardiopulmonar, sólo en el caso de estar debidamente entrenado.
- Tratar de identificar el vapor tóxico.



## ACTUACIÓN EN CASO DE INGESTIÓN DE PRODUCTOS QUÍMICOS

- Antes de cualquier actuación pedir asistencia médica. Disponer de información sobre los productos que se manipulan consultando sus fichas de seguridad o a un servicio de información toxicológica cuando sea posible. Acudir al médico con una etiqueta del producto.
- Si la persona está inconsciente, colocarlo en posición lateral con la cabeza de lado.
- Taparle con una manta para que no tenga frío.
- No dejarlo solo.
- No darle bebidas alcohólicas ni inducir al vómito sin saber de que tipo de producto se trata.

# INTRODUCCIÓN

## REVISIÓN DE MATEMÁTICAS Y OTROS CONCEPTOS BÁSICOS

1.- Dadas las siguientes ecuaciones:

a)  $\Delta G = 6,01 \times 10^3 - 0,022 \times 10^3 T$

$\Delta G$  [=] J mol<sup>-1</sup> si T [=] K

b)  $\Delta G = 40,70 \times 10^3 - 0,109 \times 10^3 T$

$\Delta G$  [=] J mol<sup>-1</sup> si T [=] K

Calcular gráfica y analíticamente: 1) El punto de corte con el eje de las "T" y el eje " $\Delta G$ "; 2) La pendiente de cada recta.; 3) El ángulo que forma cada recta con el eje de las abscisas.

2.- Para las siguientes funciones:

$$w = - \int_{8L}^{20L} \frac{n R T}{V} dV \text{ y } w = - \int_{8L}^{20L} P dV$$

donde  $n = 1$  mol;  $T = 292$  K y  $P = 1,2$  atm, calcular el área comprendida entre ambas curvas.

3.- Revisar el significado de los siguientes términos: sustancia químicamente pura, peso molecular, mol, sistema, sistema abierto, cerrado, aislado, medio ambiente, volumen molar, presión y temperatura estándar (CSPT), presión y temperatura normales (CNPT), propiedad extensiva e intensiva, proceso exotérmico y endotérmico, fracción molar, presión parcial, presión de vapor, fuerzas de Van der Waals, solubilidad, molalidad, molaridad.

4.- Hallar el valor que corresponde al mínimo para la siguiente función  $\Delta G_m = n R T$

$$\sum_{i=1}^2 Y_i \ln Y_i, \text{ siendo } n, R \text{ y } T \text{ constantes distintas}$$

de cero.

5.- Dada la propiedad  $G = G(P,T)$  expresar su  $dG$  en términos de derivadas parciales.

6.- Dada la siguiente ecuación  $P V = n R T$ , expresar  $dV$  en términos de derivadas parciales. ¿Es diferencial exacta?

7.- Integrar en forma indefinida:

a)  $d \ln K / dT = \Delta H / R T^2$

siendo  $\Delta H$  y  $R$  constantes

b)  $dQ/dT = C_p$

siendo  $C_p = a + bT + cT^2$

8.- Expresar en Kelvin las siguientes temperaturas: 52 °C, -15° C

9.- Gay Lussac hizo medidas de volumen de una masa fija de gas bajo presión constante y encontró que el volumen responde a la siguiente ecuación:

$$V = a + b t$$

Graficar dicha ecuación y determinar sus parámetros.

10.- Dados los siguientes datos experimentales, representar gráficamente y encontrar la relación existente entre ellos.

V / mL	1	3	10	15	18
m / g	0,8	2,4	8,1	12,0	14,2

11.- Encontrar la relación entre molalidad y la fracción molar del soluto.

12.- Experimentalmente se determinó que para preparar una solución saturada de NaCl en agua a 25 °C, se requieren 2,786 mL de agua por cada gramo de sal. Considerando que a la temperatura de trabajo, la densidad del agua es 0,99971 g mL<sup>-1</sup> y la densidad de la solución saturada de NaCl en agua es 1,198 g mL<sup>-1</sup>, calcular y expresar la solubilidad de la sal como: a) gramos de NaCl en 100 mL de agua; b) porcentaje peso en peso; c) gramos de soluto en 100 mL de solución saturada; d) concentración molar; e) concentración molal, f) fracción molar y g) fracción másica.

13.- Se hizo circular una corriente de 25 mA durante 5 min a través de una resistencia de 83 Ω. Calcular el calor generado en joules, ergios y calorías.

14.- Una manzana de 155 g cae de un árbol y es atrapada en el aire por un niño. Si la manzana cae desde una altura de 10 m, calcule:

- el trabajo realizado sobre la manzana por el campo gravitatorio de la tierra
- la energía cinética de la manzana en el momento anterior a ser atrapada.

15.- Realizar las siguientes conversiones de unidades aplicando el factor de equivalencia:

1 bar a mmHg

15 atm a N m<sup>-2</sup>

10 m<sup>3</sup> a L

7 cal a erg

1,06 x 10<sup>4</sup> cm<sup>6</sup>/mol<sup>2</sup> a L<sup>2</sup>/mol<sup>2</sup>

## LABORATORIO N°1

# INTRODUCCIÓN AL MANEJO DE EXCEL EN EL PROCESAMIENTO DE DATOS EXPERIMENTALES DE LABORATORIO



En este práctico aprenderá cómo realizar un correcto procesamiento de datos experimentales utilizando la herramienta Excel de Microsoft Office 2007 . Este programa posee varios usos y funciones que podrán ir asimilándose con el manejo cotidiano del mismo o realizando una capacitación específica en el manejo de Office. En este simple tutorial se comentarán sólo las funciones que necesitará para analizar y procesar los datos experimentales de los Trabajos Prácticos de Laboratorios de esta guía.

Este tutorial se divide en 4 secciones a través de las cuales se aprenderá a confeccionar una tabla de datos, realizar un ajuste lineal, determinar la ecuación correspondiente a la función representada y constituir funciones no lineales. Es importante que vaya realizando cada uno de los pasos y se detenga en los puntos conflictivos para analizarlos en profundidad. Siempre que le sea necesario puede hacer click en la ayuda del programa que se simboliza con  en la parte superior derecha de la vista principal del mismo.

## DESARROLLO TEÓRICO

### 1. Cómo crear una tabla de datos

Excel es un programa que utiliza **Hojas de cálculo** (Fig. 1) compuestas por *columnas*, que se indican con letras mayúsculas, y por *filas*, señaladas con números. La combinación de una fila y una columna forma lo que se denomina una *celda*.

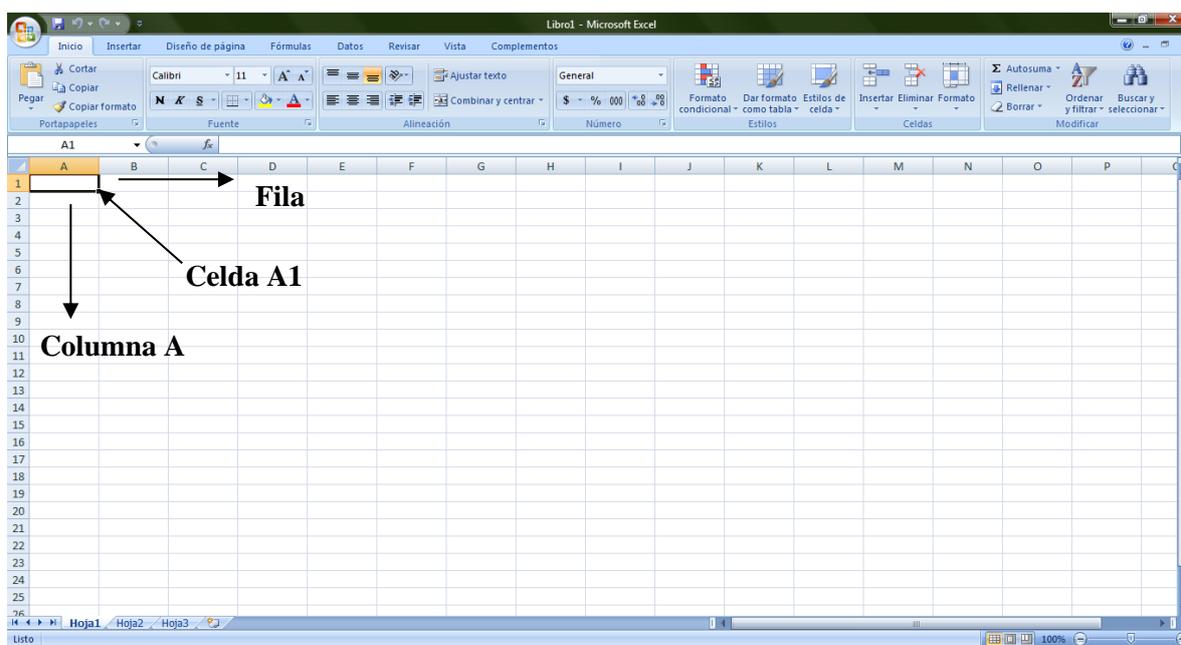


Figura 1: Vista principal de Excel Microsoft Office.

Para ingresar los datos se debe hacer click con el botón izquierdo del mouse en la celda correspondiente. En las mismas se puede introducir números, texto y operaciones matemáticas. El programa distingue entre valores numéricos y palabras: a los primeros los alinea a la derecha y a las segundas a la izquierda.

Por ejemplo, si en el laboratorio se miden los índices de refracción correspondientes a diez composiciones de Acetona ( $X_a$ ) en una mezcla Acetona-Cloroformo, estos datos pueden volcarse en una tabla de dos columnas y once filas. En las celdas A1 y B1 se introduce los nombres de las variables (índice de refracción y composición de Acetona). Luego, en cada celda de la columna A se colocan por separado los índices de refracción y en la columna B las composiciones de Acetona. RECUERDE QUE LAS UNIDADES DE MEDIDA, EN EL CASO DE POSEERLAS, SE COLOCAN EN LA PARTE SUPERIOR DE LA COLUMNA. En la *Figura 2* se muestra una tabla con 10 datos. Las modificaciones de formato se realizan utilizando los íconos destacados.

	A	B	C	D	E	F	G	H	I	J
1	Índice de Refracción	Xacetona								
2	1,43422	0,1								
3	1,426	0,2								
4	1,41706	0,3								
5	1,40858	0,4								
6	1,40028	0,5								
7	1,39076	0,6								
8	1,38296	0,7								
9	1,37272	0,8								
10	1,36464	0,9								
11	1,35548	1								
12										

*Figura 2: Tabla de datos.*

De esta forma se pueden organizar los datos en tablas que permitan visualizarlos y comprenderlos mejor, y así tomar decisiones más eficaces.

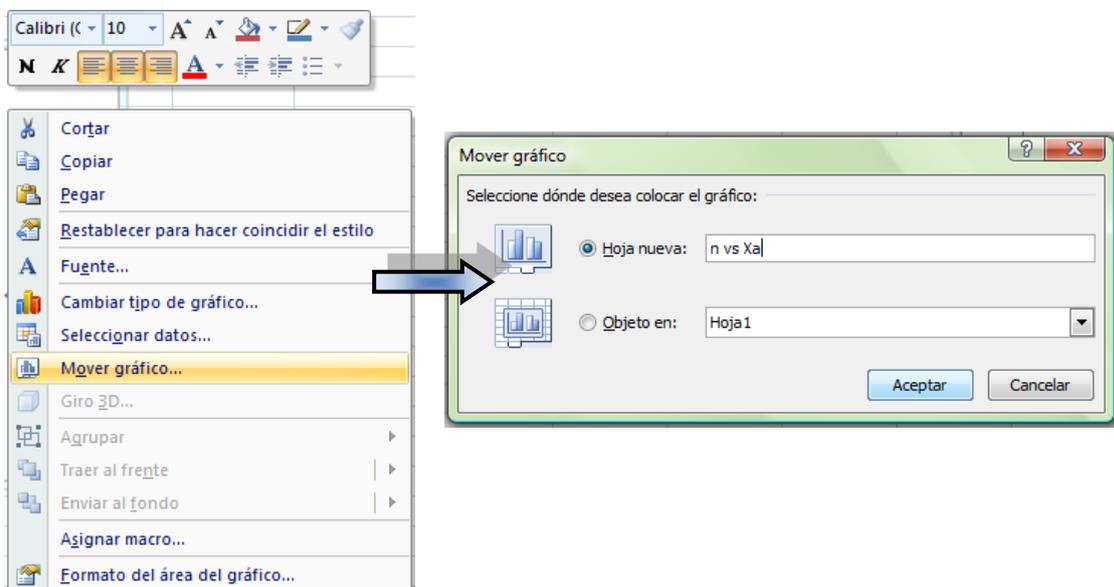
## 2. Representar gráficamente un ajuste lineal

Una vez que ya se tienen los valores ordenados en una tabla se puede pasar a la siguiente etapa del análisis. Para realizar una gráfica *Índice de refracción vs.  $X_a$*  a partir de la tabla anterior, debe dirigirse a la pestaña “**Insertar**”. El panel superior cambiará y mostrará los íconos que se detallan en la *Figura 3*. Aquí pueden distinguirse las diferentes representaciones que el programa permite realizar. En este caso se seleccionará “**Dispersión**”. Al hacer click en este ícono se desplegará un menú en el cual se mostrarán los tipos de dispersión que pueden utilizarse. Para este ejemplo se elegirá “**Dispersión sólo con marcadores**”.



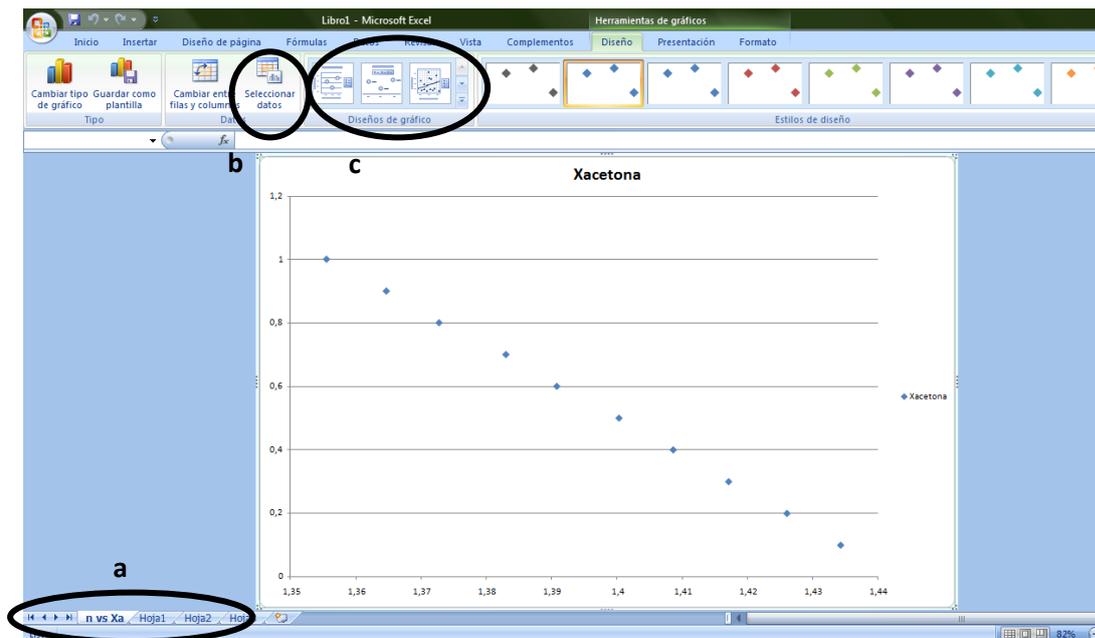
**Figura 3: Panel superior. Pestaña “Insertar”.**

Una vez realizados estos pasos, Excel crea automáticamente un gráfico en la hoja de cálculo en donde se encuentra la tabla. Sin embargo, los valores que le asigna a cada eje pueden no coincidir con lo que se quiere representar. Además, para poder trabajar sobre el gráfico de manera más sencilla es conveniente ubicarlo en una hoja nueva. Por lo tanto para corregir esto se hace click con el botón derecho del mouse sobre la figura y se selecciona “**Mover gráfico**” (Fig 4). Aparecerá una nueva pestaña que pregunta “dónde desea moverlo”. Seleccione “**Hoja Nueva**”. En la celda de la derecha se puede colocar el nombre del gráfico, por ej.  $\eta$  vs  $X_a$ .



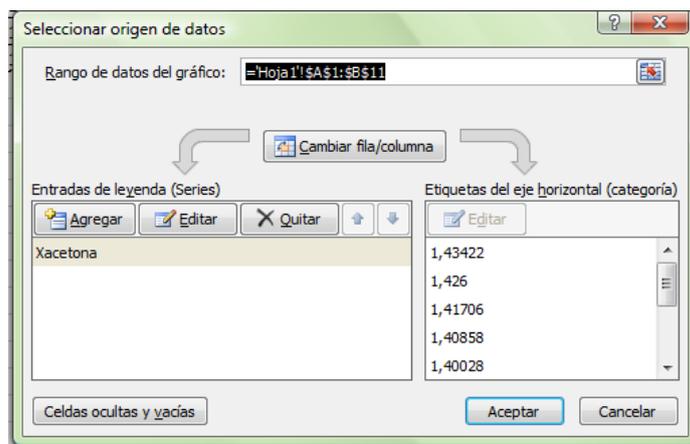
**Figura 4: Mover un gráfico a una hoja nueva.**

En la parte inferior de la vista del programa se encuentran las hojas de cálculo y los gráficos. Aquí aparecerá una nueva pestaña con el gráfico que se ha movido (Fig. 5-a). Luego, para colocar en cada eje los datos que se necesita representar, se hace click en “**Seleccionar datos**” (Fig. 5-b).



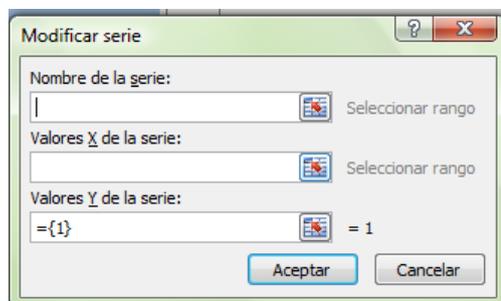
**Figura 5: Panel superior. Pestaña "Insertar".**

Aquí aparecerá una ventana que señala los datos que se han graficado en forma predeterminada. Para introducir los que nos interesan, primero se hace click en **"Quitar"** (Fig. 6).



**Figura 6: Seleccionar datos de una tabla.**

Luego en **"Agregar"**. Ahora aparecerá una ventana con los siguientes íconos que nos permiten ingresar los valores a partir de la tabla anteriormente confeccionada. De esta manera, haciendo click en este ícono para **"Valores X de la serie"**, se puede ingresar los datos que se quiere representar en las abscisas (en este caso los valores de  $X_a$ ) desde la Hoja 1 (Fig. 7).



**Figura 7: Modificar serie de datos.**

El conjunto de celdas de una columna o fila se denomina **rango**. Para ingresar el rango de datos correspondientes a los valores de x se selecciona la primera celda con el botón izquierdo del mouse y se mueve sin dejar de pulsar el botón hasta la última celda del rango deseado. El recuadro que parpadea, señala el rango que ha sido seleccionado (Fig. 8). Para cargar estos datos se hace click en . De la misma manera se seleccionan los datos del eje y. Y por último se presiona “**Aceptar**” para cargar los nuevos valores ingresados.

	A	B	C	D	E
1	Índice de Refracción	Xacetona			
2	1,43422	0,1			
3	1,426	0,2			
4	1,41706	0,3			
5	1,40858	0,4			
6	1,40028	0,5			
7	1,39076	0,6			
8	1,38296	0,7			
9	1,37272	0,8			
10	1,36464	0,9			
11	1,35548	1			
12					
13					
14					
15					
16					
17					

Modificar serie

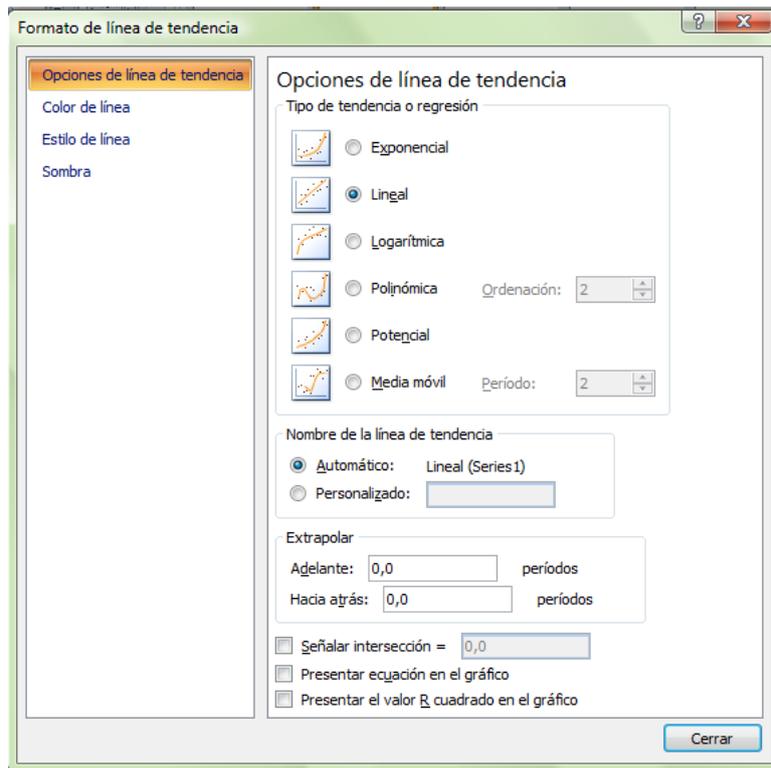
=Hoja1!\$B\$2:\$B\$11+Hoja1!\$B\$2:\$B\$11

Figura 8: Selección de un rango de datos.

Ahora sí, el gráfico presenta los datos en los ejes x e y según nuestro interés. Como el gráfico predeterminado por Excel no posee un formato con los rótulos de cada eje, para colocarlos se hace click en “**Diseños de gráficos**” y luego en “**Diseño 1**” en la parte superior de la vista (Fig. 5-c). Luego, haciendo doble click izquierdo sobre los rótulos insertados se puede escribir el nombre de la variable en cuestión (RECUERDE COLOCAR LAS UNIDADES ENTRE PARÉNTESIS). De la misma manera se puede proceder con el título del gráfico. Como sólo tenemos una serie de datos, se elimina el nombre de la serie haciendo un click con el botón izquierdo y luego pulsando la tecla “**Supr**”.

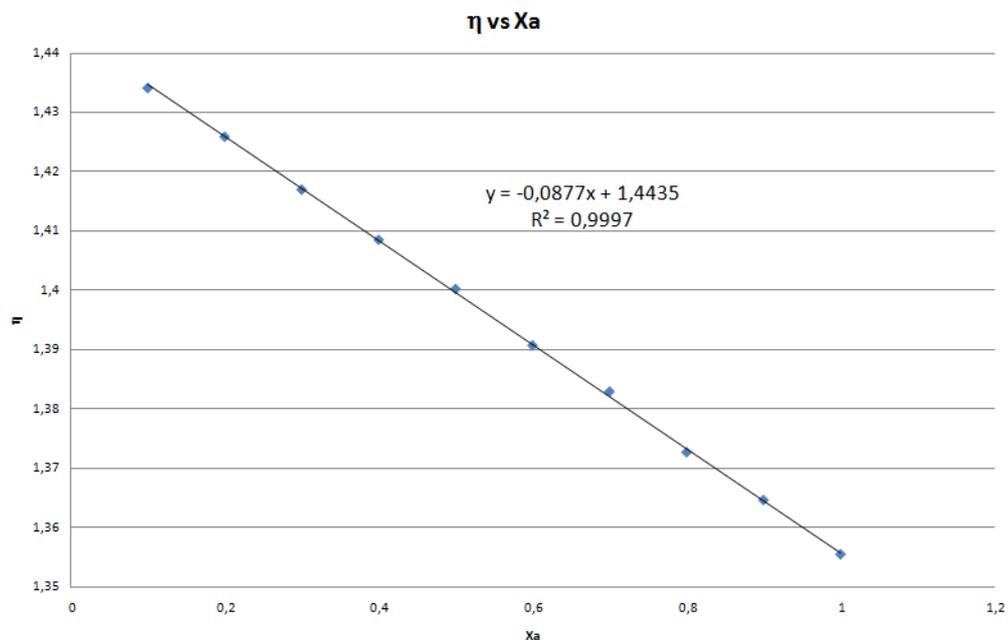
## 2.1 Obtener la ecuación de un ajuste lineal.

En el gráfico anterior se observa una tendencia lineal en la distribución de los puntos. Para obtener la ecuación que representa la relación de estos datos, primero se seleccionan los puntos del gráfico con el botón izquierdo del mouse. Luego, cuando aparece una ventana emergente, se selecciona en ella “**Agregar línea de tendencia**”. Una nueva ventana aparece en donde se encuentran las diferentes regresiones que Excel permite analizar. Además, aquí se muestran otras aplicaciones como: extrapolar hacia las ordenadas la tendencia encontrada (Fig. 9-a), presentar la ecuación del gráfico y presentar su R cuadrado entre otras (Fig. 9-b). Este último valor es un número de 0 a 1 que indica en cuánto se corresponden los valores estimados con los datos reales. Una línea de ajuste es más confiable en la medida en que su  $R^2$  más se acerca a 1.



**Figura 9: Agregar línea de tendencia.**

Para el conjunto de datos de este ejemplo se selecciona una regresión “Lineal” y se tildan las opciones de “Presentar ecuación en el gráfico” y “Presentar el valor de R cuadrado en el gráfico”. De esta manera se obtiene una representación lineal con su respectiva ecuación (Fig. 10).



**Figura 10: Representación gráfica de un ajuste lineal con su ecuación correspondiente.**

### 3. Resolver una operación matemática para un rango

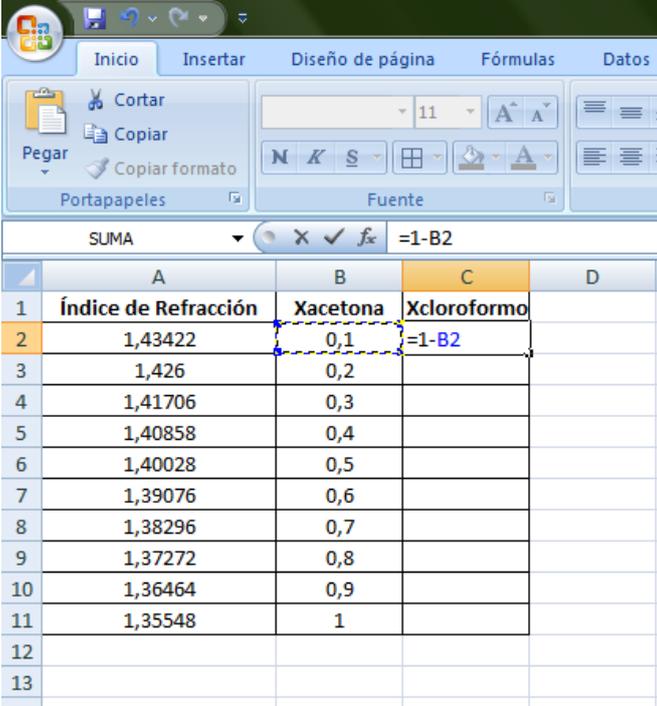
Cuando se analizan datos experimentales muchas veces se debe cambiar las unidades de trabajo, utilizar los datos obtenidos en una ecuación matemática o simplemente multiplicar por un factor determinado un cierto grupo de valores. Cuando se tienen pocos datos estos cálculos pueden realizarse celda por celda. Sin embargo, cuando se está estudiando una gran cantidad de resultados, este procedimiento es lento y tedioso. A continuación se explicará cómo realizar un mismo cálculo para todos los valores de un rango determinado.

Para el ejemplo del apartado N°1 (utilizando la misma tabla de datos) se va a graficar esta vez, el Índice de refracción vs fracción molar de cloroformo  $X_c$ . Se sabe que:

$$X_a + X_c = 1 \quad \text{Ec. 1}$$

$$X_c = 1 - X_a \quad \text{Ec. 2}$$

Se debe transformar entonces  $X_a$  en  $X_c$ . Para ello, se utilizará la columna C en donde se colocará  $X_{\text{cloroformo}}$  en la celda C1. Luego haciendo click en C2, se escribe el signo “=”. El símbolo “=” indica que a continuación se va a escribir un cálculo matemático. En este ejemplo el cálculo está representado por la Ec.2, por lo que se deberá escribir: “=1-valor de  $X_a$ ”. Los valores de  $X_a$  se encuentran en la columna B. Por lo tanto, para insertar el valor de  $X_a$  se escribe el nombre de la celda, para la celda C2 sería: “=1-B2”. Excel señala la celda que hemos seleccionado para nuestro cálculo con un color diferente para cada una de ellas (Fig. 11).

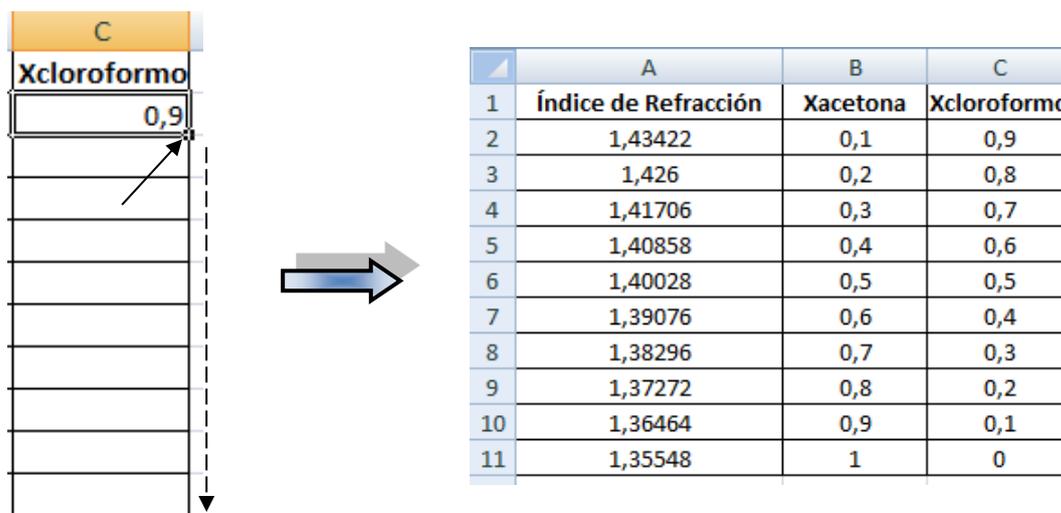


	A	B	C	D
1	Índice de Refracción	Xacetona	Xcloroformo	
2	1,43422	0,1	=1-B2	
3	1,426	0,2		
4	1,41706	0,3		
5	1,40858	0,4		
6	1,40028	0,5		
7	1,39076	0,6		
8	1,38296	0,7		
9	1,37272	0,8		
10	1,36464	0,9		
11	1,35548	1		
12				
13				

Figura 11: Operación matemática insertando el valor de una celda.

Luego se presiona “Enter” y se obtiene el resultado. Para extender este cálculo en todo el rango de datos se hace click izquierdo en la celda que contiene el resultado. Presionando nuevamente con el

botón izquierdo en la esquina inferior derecha señalada en la *Fig. 12*, se arrastra la selección hasta el final del rango. Excel automáticamente sigue el mismo patrón de cálculo en cada fila.



	A	B	C
1	Índice de Refracción	Xcetona	Xcloroformo
2	1,43422	0,1	0,9
3	1,426	0,2	0,8
4	1,41706	0,3	0,7
5	1,40858	0,4	0,6
6	1,40028	0,5	0,5
7	1,39076	0,6	0,4
8	1,38296	0,7	0,3
9	1,37272	0,8	0,2
10	1,36464	0,9	0,1
11	1,35548	1	0

*Figura 12: Operación matemática para un rango de datos.*



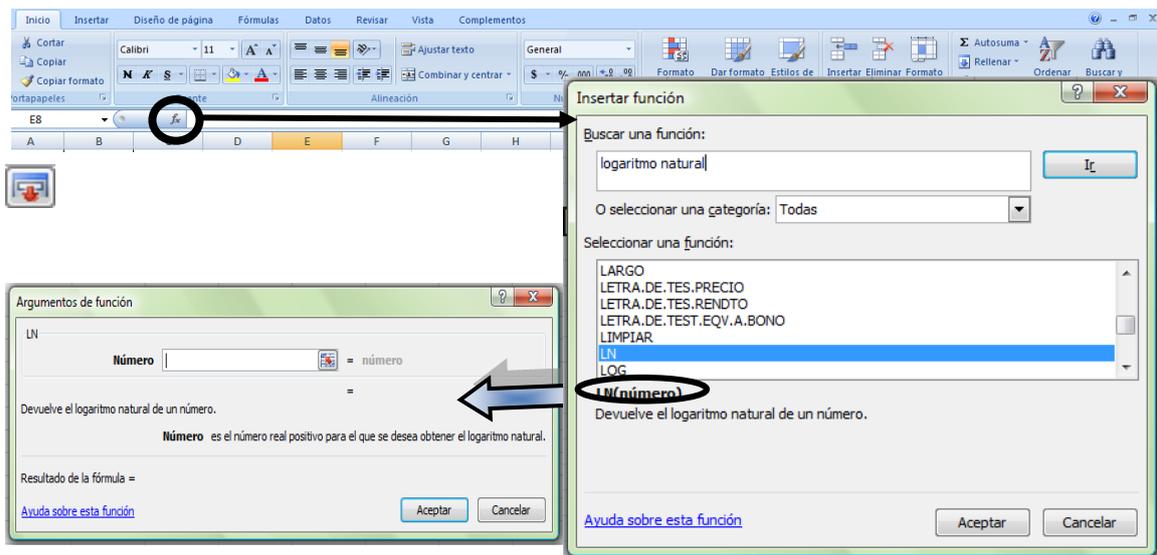
Para **facilitar la entrada del nombre de una celda** que se quiere utilizar en una operación, una vez ingresado el caracter “=” haciendo click con el botón izquierdo del mouse sobre la celda que se requiere (ej. B2), ésta se incorpora en la cuenta automáticamente.

**Se puede realizar operaciones matemáticas entre celdas.** Por ejemplo, si se quiere sumar  $X_a$  y  $X_c$ , se trabaja sobre una nueva columna (columna D). En la celda D2 se introduce la siguiente sentencia: “=B2+C2”. Al presionar “Enter” el resultado aparecerá en la celda D2. Luego, para que esta operación matemática se realice para todo el rango, se procede como se comentó anteriormente. El programa realizará: B2+C2 para la fila 2, B3+C3 para la fila 3, B4+C4 para la fila 4, B5+C5 para la fila 5 y así para todas las celdas que se establezcan.

Por otra parte, si uno desea **mantener un valor fijo** en todo el rango, es decir que a cada celda de la columna C se le sume el valor de B2, se debe colocar un signo “\$” antes y después de la letra de la columna correspondiente. En el ejemplo anterior en la primera celda se escribirá: “=\$B\$2+C2”. Esto determinará que cuando se arrastre la función para todo el rango, el programa calcule: B2+C2 para la fila 2, B2+C3 para la fila 3, B2+C4, para la fila 4, B2+C5 para la fila 5, etc.

Para conocer qué **funciones matemáticas** pueden realizarse y cómo se debe ingresar la operación en la celda, se debe hacer click en el ícono . Cuando aparece la ventana “Insertar función” (*Fig. 13*) se puede escribir la función en “Buscar una función” (seleccione categoría: Todas), o simplemente buscando en la lista que se despliega en “Seleccionar una función”.

Cuando se selecciona la función que se necesita, se presiona “Aceptar”. En la nueva ventana emergente se encuentran los casilleros correspondientes (con una breve descripción de lo que se solicita) para ingresar los datos implicados.



**Figura 13: Insertar una función.**

Nuevamente el ícono  $\text{fx}$  permite seleccionar una celda sin necesidad de insertar cada dígito. Note que en la parte inferior de la ventana “Insertar función”, aparece en **negritas** el formato de escritura que es necesario colocar para realizar la operación matemática correspondiente.

#### 4. Realizar un ajuste no lineal

Cuando se estudian datos experimentales, en algunos casos se prueban leyes, se observan nuevas tendencias y muchas veces se analiza si los datos obtenidos se ajustan a métodos de análisis ya establecidos por otros investigadores. En caso de realizar un ajuste no lineal se seguirán los siguientes pasos. Por ejemplo, en una experiencia de laboratorio se calculan valores de volúmenes de mezclas EtOH/H<sub>2</sub>O a partir de medidas de densidad. Se necesita ajustar los valores de volumen (V) vs moles de EtOH (n) a un polinomio de segundo grado. Para ello primero se realiza una tabla de datos, según se detalla en la *Figura 14*.

	A	B	C	D
1	V (ml)	n (mol)		
2	28,47	0,255		
3	25,66	0,204		
4	23,87	0,171		
5	21,18	0,12		
6	19,46	0,087		
7	15,91	0,01711		
8				

**Figura 14: Tabla de valores experimentales.**

Luego se confecciona un gráfico como se explicó en el apartado N°2. Una vez que se ha ingresado los valores de V y de n en los ejes correspondientes y se ha rotulado cada uno de ellos, se seleccionan los puntos graficados con el botón derecho y se escoge “**Agregar línea de tendencia**”. En la ventana de formato de la línea (*Fig. 9*), se selecciona la tendencia “**Polinómica**”, automáticamente la ordenación que aparece es 2, correspondiente a un polinomio de segundo grado. Si uno necesita modificar este orden lo puede hacer desde aquí pulsando la flecha hacia arriba que posee esta celda. En este caso se deja el número 2. Además, como se

realizó en el ejemplo de ajuste lineal, se seleccionan las opciones de “Presentar ecuación en el gráfico” y “Presentar el valor de R cuadrado en el gráfico”.

De esta manera, se obtiene una representación no lineal con su ecuación correspondiente:

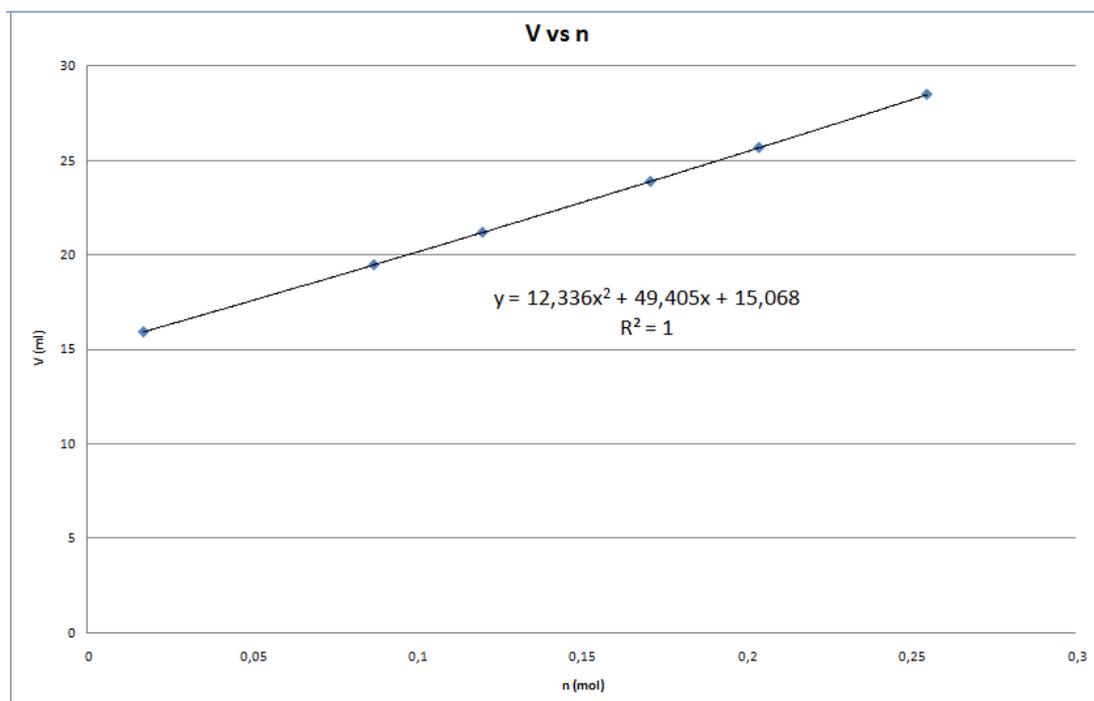
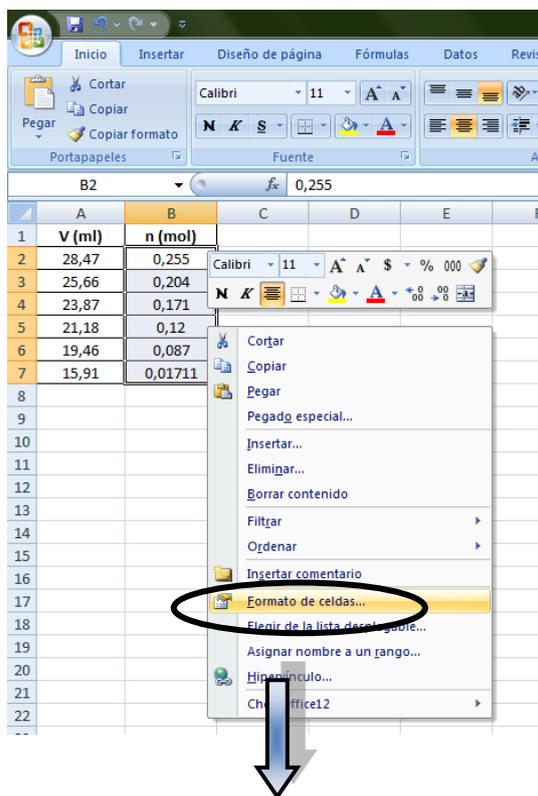


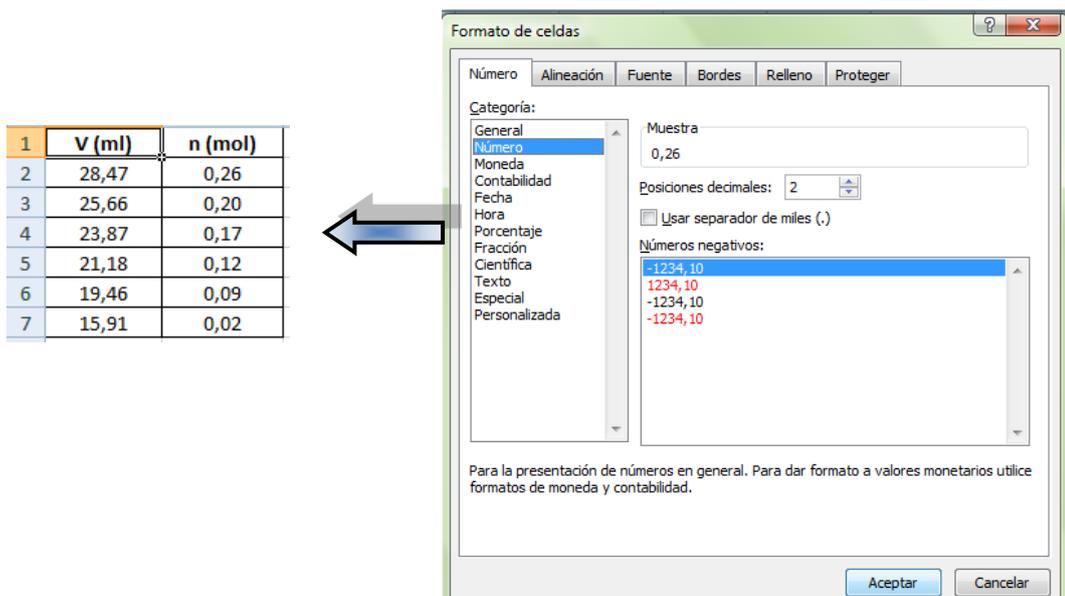
Figura 15: Representación gráfica de un ajuste no lineal con su ecuación correspondiente.



Si se observa la tabla de la Figura 14, se puede notar que los valores poseen diferentes cifras decimales. Para unificar el formato de los datos se selecciona el rango que se quiere modificar. De la ventana emergente se escoge “Formato de celdas”. Al hacer click aquí, la nueva ventana permite modificar la cantidad de decimales seleccionando la categoría “Número”.

En la lista de categorías que se encuentra en el lado izquierdo de la ventana se puede también elegir “Científica” para expresar los valores en notación científica. En Excel este tipo de notación se simboliza con una E para hacer referencia a “x10<sup>n</sup>”: ej.  $2 \times 10^{-5} = 2E-05$ . En este sector también se puede elegir la cantidad de decimales.





**Figura 16: Configurar el formato de las celdas.**

Lo que se ha desarrollado en este práctico puede realizarse siguiendo pasos alternativos. Es importante que pueda aplicar estos conocimientos en el análisis de los Prácticos de Laboratorio que se desarrollan en esta guía. A continuación se expondrán algunos ejercicios de aplicación:

**Ejercicio 1-** Explorar la variación de la presión  $P$  con el volumen de 1.5 moles de  $\text{CO}_2$  (g) cuando se comprime a (i)  $25^\circ\text{C}$  y (ii)  $100^\circ\text{C}$  desde  $30\text{ dm}^3$  hasta  $15\text{ dm}^3$ . Graficar los datos de  $P$  en función de  $1/V$  y comentar.

**Ejercicio 2-** Graficar la variación del volumen de 1.5 moles de  $\text{CO}_2$  (g) en un recipiente mantenido a (i) 1 bar y (ii) 0.5 bar cuando es enfriado desde 373 K hasta 273 K.



Para mayor información de los usos y funciones de Excel puede consultar:

<http://office.microsoft.com/es-hn/excel-help/CH010064824.aspx>

<http://www.tutorial-lab.com/tutoriales-excel/>

# TEMA 1

## GASES IDEALES: ECUACIÓN DE ESTADO

1.- A partir de las leyes de Boyle y de Charles, obtener la ecuación general para los gases ideales.

2.- En un estudio sobre el comportamiento de un gas, se obtuvieron los siguientes valores:

P / mmHg	V / m <sup>3</sup>
724	1,5
869	1,33
951	1,22
998	1,16
1230	0,94
1893	0,61
2250	0,51

Demostrar que responden a la Ley de Boyle.

3.- Calcular: (a) el volumen ocupado por 18 kg de etileno a 55°C y 35 bar, (b) la masa de etileno contenida en un cilindro de 0,25 m<sup>3</sup> a 50°C y 115 bar. Asumir comportamiento ideal.

Etileno: CH<sub>2</sub>CH<sub>2</sub>

4.- Un propietario utiliza 4000 m<sup>3</sup> de gas natural al año para calentar su casa. Considerando que el gas natural es CH<sub>4</sub> puro y que a 1 atm y 20 °C

se comporta idealmente, ¿cuál es la masa de gas empleada?

5.- El coeficiente de expansión térmica está definido como:

$$\alpha = \frac{1}{\bar{V}} \left( \frac{\partial \bar{V}}{\partial T} \right)_P$$

Determinar la expresión de  $\alpha$  usando la ecuación de estado para un gas ideal, indicar las dimensiones y calcular su valor para 0 °C.

6.- El coeficiente de compresibilidad  $\beta$  está definido por la ecuación:

$$\beta = -\frac{1}{\bar{V}} \left( \frac{\partial \bar{V}}{\partial P} \right)_T$$

Usando la ecuación general de los gases, encontrar su expresión y las dimensiones. Calcular su valor en condiciones normales.

7.- Usando las conclusiones obtenidas en los problemas anteriores, expresar el valor de la variación de "P" respecto de la temperatura a volumen constante como una cierta función de  $\alpha$  y  $\beta$  para un gas ideal.

**GASES REALES: ECUACIONES DE ESTADO. LEY DE LOS ESTADOS  
CORRESPONDIENTES**

8.- Representar una isoterma, una isobara y una isocora para un gas que obedece la ecuación:  $P(V - b) = RT$  donde  $V$  es el volumen molar y  $b$  es una constante.

9.- Encontrar una expresión que relacione el covolumen para un mol de gas con el volumen molecular.

10.- Etano, agua, benceno y helio en estado gaseoso obedecen la ecuación de Van der Waals. a) ¿Cuál de estos gases tiene las moléculas más grandes? b) ¿Cuál se aproxima más a la idealidad en condiciones normales de presión y temperatura?

11.- Calcular la presión en atmósfera, ejercidos por 2 moles de vapor de benceno, contenidos en un recipiente de 10 L a 25 °C: a) usando la ley del gas ideal y b) usando la ecuación de Van der Waals.

12.- Para un gas de Van der Waals:

a) Demostrar que  $T_c = 8a / 27bR$ ,  $V_c = 3nb$  y  $P_c = a / 27b^2$ , donde  $T_c$  es la temperatura crítica,  $V_c$  es el volumen crítico y  $P_c$  es la presión crítica.

b) Encontrar los valores de  $a$ ,  $b$  y  $R$  en función de las constantes críticas.

c) Deducir la ecuación de estado reducida. Explicar su significado.

13.- Sugerir la temperatura y la presión a la que 1 mol de a)  $H_2S$ ; b)  $CO_2$  y c) Ar estarán en estados que se corresponden con 1 mol de  $N_2$  a 1 atm y 25 °C.

14.- Comparar los volúmenes dados por: a) la ecuación del gas ideal; b) la ecuación de Van der Waals y c) el diagrama de compresibilidad para un mol de CO a 50 atm y 0 °C. La experiencia indica un volumen de 0,479 L/mol. Determinar el error porcentual según los tres métodos.

15.- Calcular las constantes de Van der Waals y estimar el radio de la molécula de metano.

16.- Cierta gas a 0 °C y 1 atm de presión tiene un valor de  $z = 1,00054$ . Calcular el valor de su covolumen.

17.- Utilizando el diagrama de compresibilidad generalizado determinar la presión del gas  $CO_2$ , sabiendo que un mol ocupa un volumen de 0,381 L a 40 °C.

18.- Para un gas de Van der Waals  $V_c = 3b$ ;  $P_c = a / 27b^2$  y  $T_c = 8a / 27bR$ . Evaluar numéricamente el factor de compresibilidad para un gas de Van der Waals en el punto crítico.

19.- El factor de compresibilidad para el  $N_2$  a – 50 °C y 800 atm de presión es 1,95; a 100 °C y

200 atm vale 1,10. Una cierta masa de nitrógeno ocupa un volumen de 1 L a  $-50\text{ }^{\circ}\text{C}$  y 800 atm. Calcular el volumen ocupado por la misma cantidad de nitrógeno a  $100\text{ }^{\circ}\text{C}$  y 200 atm.

20.- Para  $\text{C}_2\text{H}_6$  a  $25\text{ }^{\circ}\text{C}$ , se disponen de los siguientes coeficientes de virial  $B = -186\text{ cm}^3/\text{mol}$  y  $C = 1,06 \times 10^4\text{ cm}^6/\text{mol}^2$ .

a) Utilizar la ecuación del virial para calcular la presión ejercida por 1 mol de  $\text{C}_2\text{H}_6$  (g) en un recipiente de  $999\text{ cm}^3$  a  $25\text{ }^{\circ}\text{C}$ . Compararla con el resultado del gas ideal.

b) Utilizar la ecuación del virial para calcular el volumen ocupado por 1 mol de  $\text{C}_2\text{H}_6$  a 16 atm y  $25\text{ }^{\circ}\text{C}$ . Compararlo con el resultado del gas ideal.

21.- Utilizar la ecuación del virial válida para presiones bajas para estimar la densidad del Ar (g) a 273 K y 1 atm, y compare el resultado con la densidad de un gas ideal en las mismas condiciones.

22.- Calcular la presión ejercida por 74,8 g de  $\text{C}_2\text{H}_6$  en un recipiente de  $200\text{ cm}^3$  a  $37,5\text{ }^{\circ}\text{C}$  utilizando: a) la ecuación del gas ideal; b) la ecuación de Van der Waals y c) la ecuación del virial, sabiendo que para el etano  $B = -179\text{ cm}^3\text{ mol}^{-1}$  y  $C = 10400\text{ cm}^6\text{ mol}^{-2}$  a  $30\text{ }^{\circ}\text{C}$  y  $B = -157\text{ cm}^3\text{ mol}^{-1}$  y  $C = 9650\text{ cm}^6\text{ mol}^{-2}$  a  $50\text{ }^{\circ}\text{C}$ .

## MEZCLA DE GASES IDEALES Y DE GASES REALES

23.- Un gramo de  $\text{N}_2$  (g) y un gramo de  $\text{O}_2$  (g) son colocados en un recipiente de 2 L de capacidad a la temperatura de  $37\text{ }^{\circ}\text{C}$ . Calcular: a) La presión parcial del gas; b) La presión total del sistema; c) La composición de la mezcla en fracciones molares y porcentaje en moles.

24.- En una mezcla compuesta por 0,0786 moles de  $\text{C}_2\text{H}_6$  y 0,1214 moles de  $\text{CO}_2$  en un recipiente de  $700\text{ cm}^3$  a  $40\text{ }^{\circ}\text{C}$ , calcular la presión utilizando: a) la ecuación del gas ideal; b) la ecuación de Van der Waals y c) el factor de compresibilidad experimental  $Z = 0,9689$ .

25.- Calcular el volumen molar de una mezcla de gases conteniendo 40,1% en moles de  $\text{N}_2$  y 59,9 % de  $\text{C}_2\text{H}_4$  a 600 atm y  $50\text{ }^{\circ}\text{C}$  por los

siguientes métodos: a) gas ideal; b) el gráfico generalizado de Z; c) método pseudocrítico y d) usando el valor experimental de  $Z_m = 1,4$ .



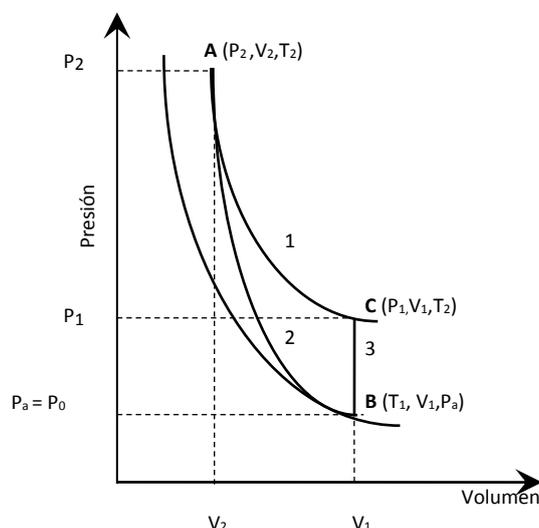
### INTRODUCCIÓN TEÓRICA

Cuando se estudia el comportamiento de los sistemas gaseosos aparecen, con frecuencia, relaciones entre las capacidades caloríficas a presión y volumen constante; así se define  $\gamma$  como la razón entre la capacidad calorífica a presión constante,  $C_P$ , y la capacidad calorífica a volumen constante,  $C_V$ .

$$\gamma = \frac{C_P}{C_V}$$

La determinación experimental de  $\gamma$  puede realizarse empleando el aparato de Clement y Desormes. A continuación se describen los fundamentos teóricos.

Una masa de gas cuyo estado inicial (punto A - Figura 1) está definido por una presión  $P_2$ , un volumen  $V_2$  y una cierta temperatura  $T_2$ , debe alcanzar un estado final (punto C) definido por  $P_1$ ,  $V_1$  y  $T_2$ . Este proceso puede realizarse de dos formas: **a)** expansión isotérmica, etapa 1; **b)** expansión adiabática seguido por un calentamiento isocórico (etapas 2 y 3, respectivamente).



*Figura 1: Diagrama de  $P$  vs  $V$  en el que se muestran los diferentes procesos por el que un gas en un estado inicial pasa a otro mediante distintas vías: Etapa 1: isotérmica; Etapa 2: adiabática; Etapa 3: isocórica.  $T_2 = T_a =$  temperatura ambiente,  $P_a =$  presión atmosférica.*

Demostraremos que es posible calcular  $\gamma$  como el cociente entre la pendiente de la curva adiabática y de la curva isotérmica (sin cometer error apreciable), suponiendo que:

a) el cambio de volumen experimentado en la expansión adiabática es pequeño ( $V_2$  difiere muy poco de  $V_1$ ), por lo tanto, las porciones de curvas AB y AC pueden considerarse como segmentos de rectas, AB y AC.

b) el valor de presión alcanzado en la etapa 2,  $P_0$ , es aproximadamente igual al valor de la presión atmosférica,  $P_a$ ; es decir:  $P_0 = P_a$ .

Para un proceso adiabático, la relación entre la presión y el volumen está dada por:

$$PV^\gamma = cte \quad (1)$$

Diferenciando la ecuación (1) obtenemos:

$$V^\gamma dP + P\gamma V^{\gamma-1} dV = 0$$

Operando matemáticamente esta ecuación se llega a la expresión (2):

$$\left(\frac{dP}{dV}\right)_{adiab} = -\gamma\left(\frac{P}{V}\right) \quad (2)$$

La ecuación (2) es la pendiente de la curva adiabática en un gráfico P vs. V (AB en la Figura 1).

Para un proceso isotérmico la relación entre la presión y el volumen es:

$$PV = cte \quad (3)$$

Diferenciando la ecuación (3) y operando matemáticamente, se obtiene:

$$P dV + V dP = 0$$

$$\left(\frac{dP}{dV}\right)_{isoter.} = -\left(\frac{P}{V}\right) \quad (4)$$

La ecuación (4) es la pendiente de la curva isotérmica (AC en la Figura 1).

Realizando el cociente entre las ecuaciones (2) y (4) se obtiene:

$$\gamma = \frac{\text{pendiente de la curva adiabática}}{\text{pendiente de la curva isotérmica}}$$

Analizando la Figura 1 y sabiendo que  $\Delta V = V_2 - V_1$  concluimos que:

$$\left(\frac{dP}{dV}\right)_{adiab.} = \frac{(P_2 - P_a)}{\Delta V} \quad (6)$$

$$\left(\frac{dP}{dV}\right)_{isoter.} = \frac{(P_2 - P_1)}{\Delta V} \quad (7)$$

Entonces:

$$\gamma = \frac{(P_2 - P_a)}{(P_2 - P_1)} \quad (8)$$

Si las presiones se miden con un manómetro de tubo abierto utilizando un líquido de densidad  $\rho$  (en nuestro caso agua), entonces:

$$P_2 = P_a + \rho g h_2 \quad (9)$$

$$P_1 = P_a + \rho g h_1 \quad (10)$$

siendo  $h_2$  y  $h_1$  las diferencias en las alturas de las columnas de líquido del manómetro.

De las ecuaciones (8), (9) y (10) concluimos que:

$$\gamma = \frac{h_2}{(h_2 - h_1)} \quad (11)$$

La ecuación (11) permite calcular experimentalmente el valor de  $\gamma$ .

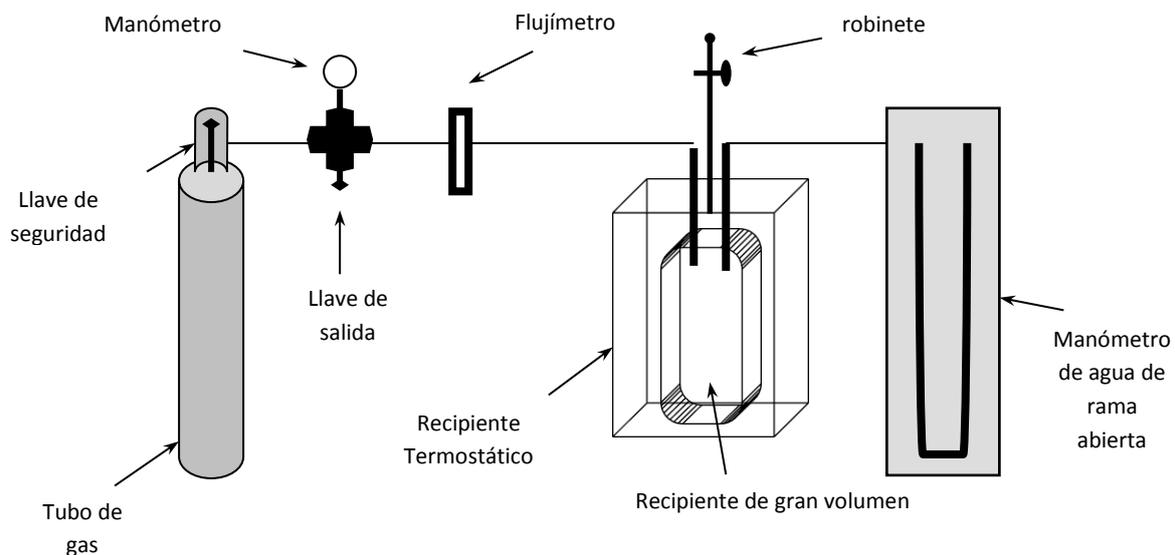
## TRABAJO PRÁCTICO DE LABORATORIO N° 1

### OBJETIVO

Determinar la razón entre la capacidad calorífica a presión constante y la capacidad calorífica a volumen constante de un gas a temperatura ambiente, utilizando el aparato de Clement y Desormes.

### MATERIAL NECESARIO

- Aparato de Clement y Desormes
- Tubo con el gas en estudio



*Figura 2: Esquema del aparato de Clement y Desormes, empleado en el presente trabajo práctico de laboratorio.*

## PROCEDIMIENTO

1. Estando cerrado el robinete, introduzca el gas al recipiente hasta que se establezca una diferencia de nivel entre las ramas del manómetro de aproximadamente 120 mm.
2. Espere que la presión se estabilice (aproximadamente 5 minutos).
3. Lea y anote el valor de  $h_2$ .
4. Gire el robinete para permitir la expansión adiabática del gas. Esta operación debe durar de 2 a 4 segundos, aproximadamente.
5. Espere que la presión se estabilice; 5 minutos aproximadamente.
6. Lea y anote el valor de  $h_1$ .
7. Repita el procedimiento al menos doce veces.

## CÁLCULOS

1. Con los valores de  $h_2$  y  $h_1$ , calcular el valor de  $\gamma$  para cada medida.
2. Determinar el valor de  $\gamma$  promedio.
3. Determinar el valor de  $\gamma$  a partir de los datos tabulados de  $C_p$  y  $C_v$  para el gas empleado y con éste calcular el error porcentual.

## ANEXO

1. Definir capacidad calorífica a presión constante y a volumen constante. Indicar sus unidades.
2. Definir  $\gamma$  e indique sus unidades. Calcular con datos de literatura los valores de  $\gamma$  a 25°C para los siguientes gases: a)  $O_2$ ; b)  $H_2$ .
3. Explore, usando el programa Excel, la variación de la presión de 1,5 mol de  $CO_2$  (g) con el volumen, cuando éste se comprime a: a) 273 K, b) 373 K desde 30 dm<sup>3</sup> hasta 15 dm<sup>3</sup>.
4. Demostrar que en un proceso adiabático se cumple:

$$-R \ln \frac{V_2}{V_1} = C_v \ln \frac{T_2}{T_1}$$

5. Teniendo en cuenta la experiencia en el laboratorio, encontrar la expresión que permite calcular  $\gamma$  sin considerar las porciones de curvas como segmentos de rectas.
6. Deducir la ecuación 1.
7. Graficar usando Excel, el proceso de expansión para un proceso adiabático desde  $V_{inicial}$  hasta  $V_{final}$  a 298 K usando el valor de  $\gamma$  experimental.

# TEMA 2

## TEMPERATURA Y TERMOMETRÍA

1.- Enunciar el Principio Cero de la Termodinámica.

2.- Hallar la ecuación de la recta de ordenadas °F y abscisa °C, si  $100\text{ °C} = 212\text{ °F}$  y  $0\text{ °C} = 32\text{ °F}$ . ¿Cuántos °C corresponden a  $70\text{ °F}$ ? Determinarlo gráfica y analíticamente. ¿A qué temperatura se igualan °F y °C?

3.- Indicar los puntos de fusión en grados Fahrenheit, Rankine, Kelvin y Centígrados de las siguientes sustancias: helio, oxígeno, agua, metanol y benceno.

4.- Determinar la variación de temperatura de un sistema que inicialmente se encuentra a  $120\text{ °C}$  y es calentado hasta  $250\text{ °C}$ . Expresar el resultado en °C, K, °F y R.

5.- Con base en la escala absoluta de temperatura T, existen  $273,15\text{ °}$  entre la temperatura de hielo y el cero absoluto de temperatura. Supongamos que queremos definir una escala de temperatura absoluta T', tal que el cero absoluto y la temperatura de hielo estén separados  $300\text{ °}$ . ¿Cuál será la temperatura de ebullición del agua en esta escala?

6.- Se normaliza un termómetro de Hg en vidrio a  $0\text{ °C}$  y  $100\text{ °C}$ . La ecuación que expresa el volumen de Hg como función de la temperatura es:

$$V_t = V_0 (1 + 1,8146 \times 10^{-4} t + 9,205 \times 10^{-9} t^2)$$

despreciando la dilatación del vidrio. ¿Qué temperatura se leerá en el termómetro a  $50\text{ °C}$ ?

7.- La temperatura centígrada, determinada por un termómetro de resistencia de platino se llama temperatura de platino  $t_{pt}$ , y se define a partir de la siguiente ecuación:

$$t_{pt} = 100 \frac{R - R_h}{R_v - R_h}$$

en el cual  $R_v$ ,  $R_h$  y  $R$  son las resistencias en el punto de vapor, punto de hielo y a la temperatura de platino  $t_{pt}$ . La resistencia de un cierto termómetro de platino es  $10000\ \Omega$  en el punto de hielo,  $13861\ \Omega$  en el punto de vapor y  $26270\ \Omega$  en el punto de azufre (en que  $t = 444,6\text{ °C}$ ) en la escala internacional.

a) Hallar la temperatura de platino en el punto de azufre.

b) Hallar la temperatura de platino en la que la resistencia es  $21000\ \Omega$  y determinar a qué temperatura centígrada corresponde.

## CALOR, TRABAJO, PRIMERA LEY DE LA TERMODINÁMICA

8.- Demostrar que el trabajo de expansión para un gas ideal es una diferencial inexacta.

9.- El volumen específico del ácido acético líquido excede al correspondiente sólido en el punto de fusión en  $0,1595 \text{ cm}^3 \text{ g}^{-1}$  a 1 atm de presión. Determinar el trabajo de expansión, en calorías, que acompañan a la fusión de un mol de ácido acético a la presión atmosférica normal.

10.- El agua se expande cuando se congela. ¿Cuánto trabajo realizan 100 g de agua cuando se congelan a  $0^\circ\text{C}$  y hacen estallar una cañería de agua que ejerce una presión opuesta de 1070 atm? Las densidades del agua y del hielo a  $0^\circ\text{C}$  son  $1,00$  y  $0,92 \text{ g cm}^{-3}$ , respectivamente.

11.- Un calorímetro se calibró con un calentador eléctrico que proporcionó 22,5 kJ de energía al calorímetro y aumentó su temperatura y la de su baño de agua de  $22,45$  a  $23,97^\circ\text{C}$ . ¿Cuál es la capacidad calorífica del calorímetro?

12.- a) ¿Cuántas calorías se necesitan para calentar 100 g de cobre desde  $10$  hasta  $100^\circ\text{C}$ ?

c) Si se le da la misma cantidad de calor a 100 g de aluminio a  $10^\circ\text{C}$ , ¿se calentarán más o menos que 100 g de cobre?

13.- Tres moles de un gas ideal a  $27^\circ\text{C}$  se expande isotérmicamente desde un volumen de 20 a 60 L. Calcular W, Q,  $\Delta U$  y  $\Delta H$  si el proceso

se realiza: a) contra una presión opuesta y constante de 1 atm; b) reversiblemente.

14.- Tres moles de un gas tipo Van der Waals a  $27^\circ\text{C}$  se expanden isotérmica y reversiblemente desde 20 L a 60 L. Calcular el trabajo producido y comparar con los resultados del problema anterior. Datos:  $a = 5,49 \text{ L}^2 \text{ atm mol}^{-2}$   $b = 0,064 \text{ L mol}^{-1}$

15.- Un mol de gas monoatómico ideal ( $C_v = 3/2 R$ ) evoluciona a través de un ciclo reversible siguiendo las etapas: a) calentamiento a presión constante desde 298 K y 1 atm hasta 596 K; b) compresión isotérmica hasta 2 atm; c) enfriamiento a volumen constante hasta alcanzar el estado inicial. Esquematizar el ciclo en un diagrama P-V y P-T. Completar la siguiente tabla.

Etapa	Proceso	Q/J	W/J	$\Delta U/J$	$\Delta H/J$
1 → 2					
2 → 3					
3 → 1					
Ciclo total					

16.- Un mol de gas ideal monoatómico ( $C_v = 3/2 R$ ), inicialmente en CSPT, se expande isotérmicamente hasta duplicar su volumen, luego en un proceso isocórico absorbe calor (813,7 cal) y finalmente, regresa a su estado inicial a presión constante. Suponiendo que todas las etapas son reversibles, complete la

información en la tabla siguiente y grafique el ciclo en un diagrama P-V.

Proceso	Q / cal	W / cal	$\Delta U$ / cal	$\Delta H$ / cal
1 $\rightarrow$ 2				
2 $\rightarrow$ 3				
3 $\rightarrow$ 1				
Ciclo total				

17.- 5 kg de oxígeno ocupan un volumen de 10 m<sup>3</sup> a una temperatura de 300 K. Hallar el trabajo necesario para hacer disminuir el volumen hasta 5 m<sup>3</sup>: a) a presión constante; b) a temperatura constante; c) ¿cuál es la temperatura al final de la transformación (a)?; d) ¿cuál es la presión al final del proceso (b)?; e) indicar ambos procesos en un diagrama P-V.

18.- Un mol de un gas sufre una expansión reversible isotérmica desde un volumen inicial V<sub>1</sub> a un volumen final 10V<sub>1</sub> y en el cambio realiza 10000 cal de trabajo. La presión inicial era de 100 atm. a) Calcular V<sub>1</sub>. b) Si hubiera dos moles de gas ¿cuál hubiera sido su temperatura?

19.- Se calienta un mol de gas ideal ( $C_v = 3/2 R$ ) a volumen V<sub>1</sub> constante, desde la presión inicial P<sub>1</sub> hasta que se duplica la presión, luego se expande isotérmicamente hasta que la presión alcanza su valor inicial y luego se disminuye el volumen a presión constante, hasta el valor primitivo del volumen. a) Representar estos procesos en el plano P-V y P-T. b) Calcular el W reversible que se entrega, en la transformación si P<sub>1</sub> = 2 atm y V<sub>1</sub> = 4 L

20.- El coeficiente de Joule - Thomson para un gas de Van der Waals está dado por:

$$\mu_{JT} = \left[ \frac{(2a / RT) - b}{C_p} \right]$$

Calcular el valor de  $\Delta H$  en calorías para la compresión isotérmica a 300 K de 1 mol de N<sub>2</sub> desde 1 hasta 500 atm.

21.- Si un gas se somete a una expansión politrópica reversible, se cumple que  $PV^k = a$ , donde  $a$  y  $k$  son constantes con  $k > 1$ . Calcular el trabajo para esta expansión si un mol de gas se expande de V<sub>1</sub> a V<sub>2</sub> y si T<sub>1</sub> = 300 °C, T<sub>2</sub> = 200 °C y  $k = 2$ ; b) Si  $C_v = 5 \text{ cal / K mol}$ . Calcular Q,  $\Delta U$  y  $\Delta H$ .

22.- Calcular el trabajo máximo que se obtiene por: a) expansión isotérmica; b) expansión adiabática, de 2 moles de N<sub>2</sub> inicialmente a 25 °C y desde 10 a 20 L. Suponer que N<sub>2</sub> es un gas ideal.

23.- Un mol de agua líquida se vaporiza a 100 °C y a 1 atm. El calor de vaporización es de 40,68 kJ mol<sup>-1</sup>. Suponiendo que el vapor es un gas perfecto y el volumen del agua líquida es despreciable, calcular: W, Q,  $\Delta U$  y  $\Delta H$ .

24.- 1 mol de aire es comprimido reversiblemente desde 1 bar hasta 5 bar a 25 °C por tres diferentes procesos: a) Calentamiento a volumen constante seguido de enfriamiento a presión constante; b) Compresión isotérmica y c) Compresión adiabática seguida de enfriamiento a volumen constante. Indicar cada proceso en un diagrama P-V. Si consideramos

que en estas condiciones el aire se comporta como un gas ideal diatómico.

25.- Para cada uno de los siguientes procesos, deducir si las cantidades Q, W, ΔU y ΔH son cero, positivas o negativas.

PROCESO	Q	W	ΔU	ΔH
a) fusión reversible de benceno sólido a 1 atm en el punto de fusión normal				
b) fusión reversible de hielo a 1 atm y 0 °C				

c) expansión reversible adiabática de un gas perfecto				
d) expansión reversible isotérmica de un gas perfecto				

## TERMOQUÍMICA

26.- Escribir la correspondiente reacción de formación y determinar el calor de formación de los siguientes compuestos a 25 °C: H<sub>2</sub>O (g), HBr (g), CO (g), MgCO<sub>3</sub> (s), CH<sub>4</sub> (g), CH<sub>3</sub>OH (l).

27.- Escribir la correspondiente reacción de combustión y determinar el calor de combustión a partir de sus calores de formación de los siguientes compuestos: CH<sub>3</sub>OH (l), HCHO (g), C<sub>2</sub>H<sub>5</sub>OH(l), C<sub>6</sub>H<sub>6</sub>(g)

28.- a) Calcular la entalpía de fusión de hielo (C<sub>p</sub> = 37,657 J mol<sup>-1</sup> K<sup>-1</sup>) en cal mol<sup>-1</sup> a una temperatura de -10 °C.

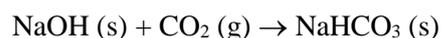
b) Calcular el cambio de entalpía para pasar de hielo a -10 °C a agua líquida a 25 °C.

29.- Calcular las entalpías de formación estándar de: a) KClO<sub>3</sub> (s) a partir de la entalpía

de formación del KCl y b) NaHCO<sub>3</sub> (s) a partir de las entalpías de formación de CO<sub>2</sub> y NaOH, juntamente con la siguiente información:



$$\Delta_r H^\circ = -89,4 \text{ kJ}$$

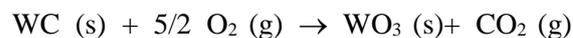


$$\Delta_r H^\circ = -127,5 \text{ kJ}$$

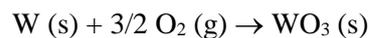
30.- Con los siguientes datos:



$$\Delta_r H^\circ_{298} = -94,052 \text{ Kcal mol}^{-1}$$



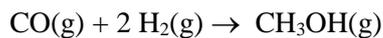
$$\Delta_r H^\circ_{298} = -285,80 \text{ Kcal mol}^{-1}$$



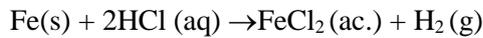
$$\Delta_r H^\circ_{298} = -200,16 \text{ Kcal mol}^{-1}$$

Calcular la entalpía estándar de formación de carburo de tungsteno, WC (s).

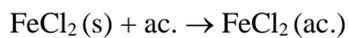
31.- Calcular el calor estándar de reacción para la reacción de síntesis de metanol a 800 °C



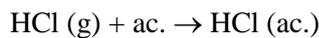
32.- Dados los siguientes datos:



$$\Delta H_{18^\circ\text{C}} = -21,0 \text{ kcal mol}^{-1}$$



$$\Delta H_{18^\circ\text{C}} = -19,5 \text{ kcal mol}^{-1}$$



$$\Delta H_{18^\circ\text{C}} = -17,5 \text{ kcal mol}^{-1}$$

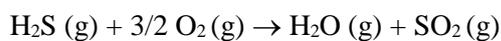


$$\Delta H_{18^\circ\text{C}} = -44,0 \text{ kcal mol}^{-1}$$

Calcular: a)  $\Delta_f H^\circ$  a 18°C, b)  $\Delta_f U^\circ$  a 18°C y c)

$\Delta_f H^\circ$  a 118°C de  $\text{FeCl}_2\text{(s)}$  ( $C_p \text{ FeCl}_2\text{(s)} = 77,404 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$ ).

33.- Para la reacción:



a) Encontrar  $\Delta H^\circ$  y  $\Delta U^\circ$  a 25 °C

b) Calcular  $\Delta H^\circ$  a 1000 K

c) Explicar por qué Ud. carece de información para encontrar  $\Delta H^\circ$  a 2500 K.

34.- Desarrollar una ecuación para calcular el calor de formación del  $\text{NH}_3\text{(g)}$  en función de la temperatura.

35.- Se introduce una muestra de azúcar de 0,727 g de D-ribosa ( $\text{C}_5\text{H}_{10}\text{O}_5$ ) en un calorímetro y se quema en presencia de oxígeno en exceso. A consecuencia de la ignición la temperatura se incrementa 0,910 K. En un experimento diferente realizado en el mismo calorímetro, la combustión de 0,825 g de ácido benzoico, cuya energía interna de combustión

es  $-3251 \text{ kJ mol}^{-1}$ , provoca un incremento de 1,940 K. Calcular la  $\Delta_{\text{comb}}U$  y  $\Delta_f H$  de D-ribosa.

36.- Calcular el calor liberado cuando se queman 10 g de ácido oxálico sólido ( $\text{C}_2\text{H}_2\text{O}_4$ ) a 25°C y presión constante.

## LABORATORIO N°3

### TERMOQUÍMICA EXPERIMENTAL

#### DETERMINACIÓN DEL CALOR DE FORMACIÓN DEL AGUA LÍQUIDA A PARTIR DE SUS IONES EN SOLUCIÓN ACUOSA



### INTRODUCCIÓN TEÓRICA

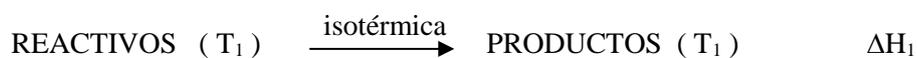
La parte de la Química que estudia los cambios térmicos que tienen lugar en las reacciones químicas se conoce como *Termoquímica*.

Cuando se produce una reacción química, hay enlaces que se rompen y nuevos enlaces que se forman. Dichas uniones contienen una determinada cantidad de energía. Como los enlaces que se rompen y los que se forman son distintos, la diferencia de energía que resulta del proceso se manifiesta en forma de calor o de cambios térmicos.

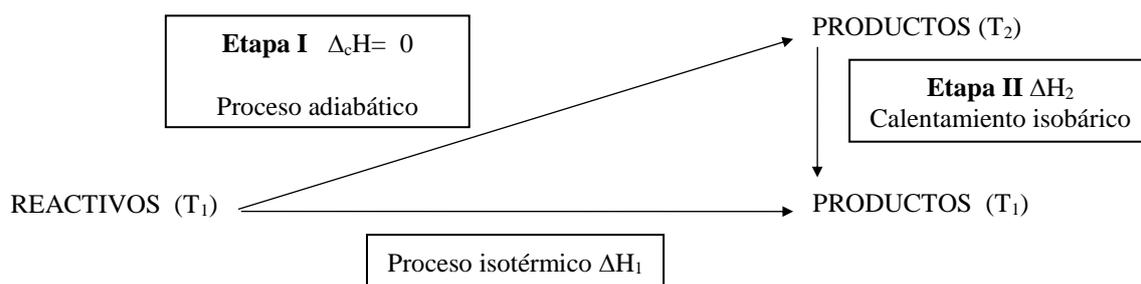
Para medir la magnitud de esos cambios térmicos se utilizan los *Calorímetros*, que pueden operar a presión constante o a volumen constante. Las reacciones donde algunas de las especies son gases, por ejemplo, las combustiones, se estudian en un calorímetro a volumen constante; las reacciones que no incluyen gases se estudian en uno a presión constante.

El calor absorbido o desprendido en una reacción química se denomina calor de reacción y si la misma es llevada a cabo a una presión exterior constante se llama entalpía de reacción ( $\Delta H$ ). Si al producirse la reacción química el sistema desprende calor al medio, se dice que es una reacción exotérmica y la entalpía de reacción lleva un signo negativo. Por el contrario, si al producirse la reacción el sistema absorbe calor del medio, se dice que la reacción es endotérmica y la entalpía de reacción es positiva.

Nos proponemos conocer el  $\Delta H$  de reacción, de un proceso a concentraciones finitas.

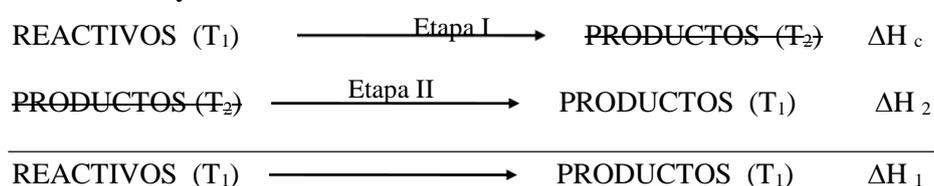


El valor  $\Delta H_1$  es el calor puesto en juego cuando esta reacción es efectuada isotérmicamente a  $T_1$ . Sin embargo, experimentalmente, toda reacción libera o absorbe calor, por lo tanto es imposible realizar la experiencia en condiciones isotérmicas. Para resolver este inconveniente, el cambio de estado operado en un sistema real puede desdoblarse en dos etapas (etapa I y etapa II), y se representa:



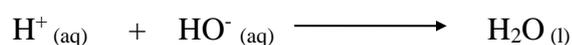
El procedimiento de combinar los calores de varias reacciones para obtener el de una reacción en especial es dado por la Ley de Hess, la cual postula que una reacción química, por cualquier camino que se lleve a cabo, desprende (o absorbe) la misma cantidad de calor.

Aplicando esta ley obtenemos:



Para que una reacción sea apropiada para su estudio calorimétrico es conveniente que sea rápida, de tal forma que durante su transcurso el intercambio de calor entre el calorímetro y el ambiente sea despreciable. Es preferible que la reacción sea completa para evitar tener que analizar la mezcla final con el objeto de determinar cuanto reactivo ha reaccionado. Es conveniente que la reacción sea “limpia” sin que se produzcan otras reacciones en una extensión considerable (reacciones secundarias o laterales).

El procedimiento a presión constante es particularmente aconsejable para la determinación de  $\Delta H$  de reacciones en solución o iónicas. Por todo lo expuesto, es que elegimos estudiar una reacción de neutralización entre un ácido fuerte y una base fuerte para calcular el calor de formación de un mol de  $\text{H}_2\text{O}_{(\text{liq.})}$ . La reacción entre  $\text{H}^+$  de un ácido y  $\text{HO}^-$  de una base en condiciones altamente diluidas:



nos brinda información sobre el calor de neutralización,  $\Delta_n H$ . Trabajamos con concentraciones diluidas a fin de que el calor de dilución sea despreciable. La reacción es llevada a cabo a presión constante y estándar en un vaso Dewar, el cual es un excelente aislante térmico, por lo que el proceso calorimétrico será adiabático.

El objetivo es determinar  $\Delta H_1$  a temperatura constante, donde  $\Delta H_1$  corresponde al calor de neutralización de la reacción en estudio:

$$\Delta H_1 = \Delta_c H + \Delta H_2 \quad (3)$$

Dado que en la etapa I ocurre un proceso adiabático ( $Q_p = 0$ ), entonces  $\Delta_c H = 0$ , y por lo tanto:

$$\Delta H_1 = \Delta H_2 \quad (4)$$

En la etapa II realizamos sólo un cambio de temperatura, es decir:

$$\Delta H_2 = \int_{T_2}^{T_1} [C_p(K) + C_p(P)] dT = \Delta H_1 \quad (5)$$

donde  $C_p(K)$  es la capacidad calorífica del calorímetro a presión constante (incluye  $C_p$  del agitador, del termómetro y de las diversas partes del frasco Dewar) y  $C_p(P)$  es la capacidad calorífica correspondiente a los reactivos (si la reacción no transcurre completamente), los productos y solventes intervinientes, también a presión constante. Generalmente el intervalo de temperatura es suficientemente pequeño como para considerar  $C_p(K)$  y  $C_p(P)$  constantes. Entonces:

$$C_p(K) + C_p(P) = C \quad (6)$$

donde  $C$  es la capacidad calorífica del sistema completo. Luego integrando la ecuación (5):

$$\Delta H_2 = C (T_1 - T_2) = \Delta H_1 \quad (7)$$

Puede notarse que si la temperatura aumenta en el proceso calorimétrico adiabático, entonces  $\Delta H_1$  es negativo y la reacción es exotérmica.

Para determinar  $\Delta H_1$  usando la ecuación (7) necesitamos conocer  $C$ . Su valor se puede determinar calentando los productos desde una temperatura  $T_3$  hasta  $T_4$ , haciendo pasar corriente a través de una resistencia enrollada, sumergida en la solución. El cambio de entalpía en este último proceso es:

$$\Delta H_3 = C (T_4 - T_3) \quad (8)$$

Se puede considerar sin demasiado error que  $C$  es constante en el rango de temperatura  $T_3$  a  $T_4$ .

Aplicando la primera ley de la Termodinámica para un sistema cerrado, donde sólo hay trabajo eléctrico ( $W_e$ ) a presión constante, el calor puesto en juego en el proceso es igual a la variación de entalpía del sistema:

$$dH = dQ_p + dW_e \quad (9)$$

Integrando la ecuación (9) y recordando que nuestro proceso es adiabático ( $Q_p=0$ ), se obtiene:

$$\Delta H_3 = W_e = i^2 \cdot R \cdot t \quad (10)$$

Combinando las ecuaciones (8) y (10):

$$C = \frac{i^2 \cdot R \cdot t}{(T_4 - T_3)} \quad (11)$$

siendo:  $i$  = intensidad de corriente (A);  $t$  = tiempo de flujo de corriente (s) y  $R$  = resistencia ( $\Omega$ ). Conocido el valor de  $C$  por la ecuación (11) podemos calcular el  $\Delta H_1$  a  $T = \text{cte.}$ , a través de la ecuación (7).

### TRABAJO PRÁCTICO DE LABORATORIO N° 3

#### OBJETIVO

Determinar el calor de formación del  $\text{H}_2\text{O}_{(\text{liq})}$  a partir de sus iones en solución acuosa, mediante la reacción de neutralización entre un ácido fuerte diluido y una base fuerte diluida.

#### MATERIAL NECESARIO

1. Reactivos: ácido clorhídrico, hidróxido de sodio, fenolftaleína, biftalato de potasio.
2. Vidrio: 1 bureta, 2 erlenmeyers, 4 vasos de precipitados, 2 probetas.
3. Instrumental: un cronómetro, un tester, un miliamperímetro (**H**), un calorímetro (ilustrado en la Figura 1) que consiste en un vaso Dewar (**A**), un termómetro sensible (**E**), un agitador (**C**), una resistencia de calentamiento (**R**).
4. Otros: parantes, portabureta.

#### PROCEDIMIENTO

1. Preparar las siguientes soluciones: NaOH 1,7 N y HCl 0,4 N y valorarlas.
2. Armar el calorímetro (Figura 1) y el circuito eléctrico correspondiente.
3. Verter 700 mL de HCl en el vaso **A** del calorímetro.
4. Agitar suavemente hasta alcanzar el equilibrio térmico del sistema. Cuando se nota una variación casi uniforme de la temperatura, registrar su valor en intervalos de un minuto, durante un período de cinco minutos.
5. Registrar la última lectura como  $T_1$  y verter 150 mL de NaOH agitando constantemente. Registrar la temperatura cada 15 segundos, durante un período de tres minutos o hasta que se alcance una velocidad de cambio constante.
6. Una vez efectuada la lectura correspondiente al tercer minuto, conectar la resistencia de calentamiento **R** (cuyo valor debe ser medido en este momento) y cuando se observa que el sistema ha aumentado en  $1,5^\circ\text{C}$ , interrumpir el suministro de corriente eléctrica. Se debe registrar el tiempo que duró el calentamiento y la intensidad de corriente empleada.

7. Se continúan las lecturas de temperatura-tiempo hasta que nuevamente la velocidad de cambio sea constante, momento en que se da por terminada la experiencia.

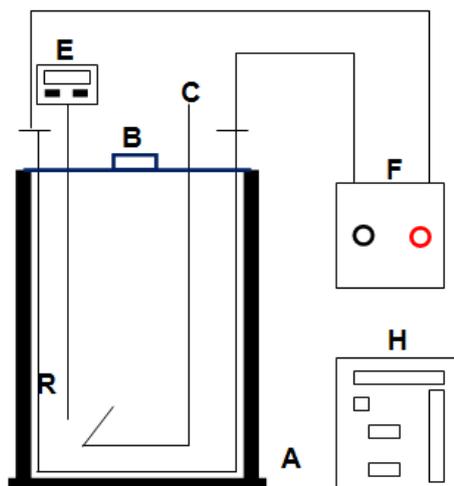
## CÁLCULOS Y GRAFICOS

Los datos obtenidos en la experiencia son temperatura versus tiempo.

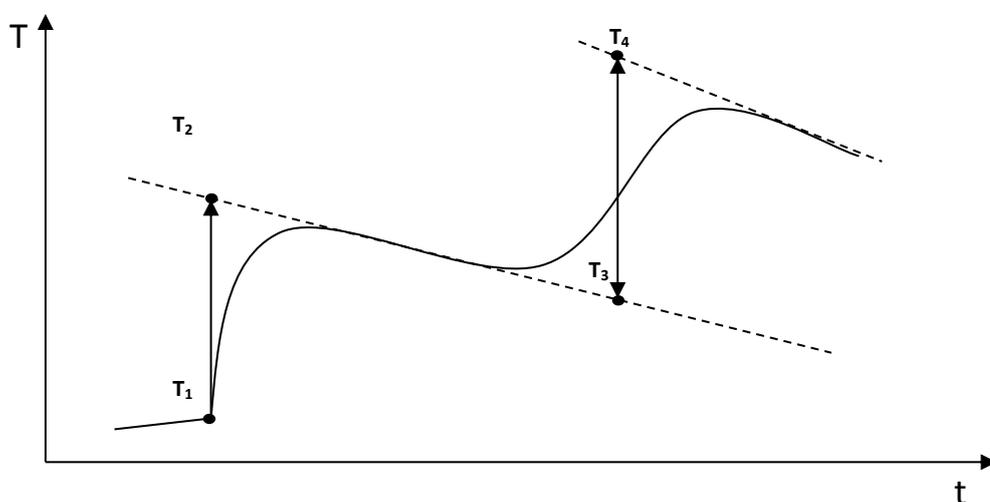
1. Construir una curva de temperatura versus tiempo, como se esquematiza en la Figura 2, usando una escala de temperatura muy extendida.
2. Extrapolar hacia atrás la línea recta obtenida después de la mezcla. Determinar el valor de temperatura extrapolado para el tiempo correspondiente al comienzo de la reacción  $T_2$ . Por este procedimiento se considera que la reacción, la respuesta del termómetro y el equilibrio térmico se alcanzan instantáneamente, y de esta manera se corrige el intercambio de calor con el medio exterior (pérdidas).

En este experimento se supone implícitamente que la velocidad de transferencia de calor entre el calorímetro y el medio exterior es constante desde el tiempo de mezcla hasta que se alcanza la velocidad de cambio lineal. Esta suposición no sería aceptable si la temperatura de la solución realmente cambiara tan lentamente después de la mezcla como el gráfico parecería indicar. Sin embargo, para reacciones iónicas en solución, el aumento de temperatura de la solución probablemente ocurre tan rápido como los reactivos pueden ser mezclados y el aumento más lento en las lecturas observadas es entonces debido principalmente a un retraso en la respuesta del termómetro. Cuando éste es el caso, el método dado antes para determinar  $T_2$  es válido.

3. Las curvas (precedentes y posterior) al calentamiento eléctrico se extrapolan con líneas rectas. Se traza una línea perpendicular al tiempo que corresponda a la mitad del período de calentamiento. El punto de corte de las extrapolaciones con la perpendicular determinará las temperaturas  $T_3$  y  $T_4$ .
4. Calcular  $C$  mediante la ecuación (11).
5. Calcular  $\Delta H_1$  para la reacción iónica en solución acuosa, mediante la ecuación (7).
6. Calcular  $\Delta H$  para la reacción de neutralización con formación de un mol de agua.
7. Calcular el error relativo porcentual respecto del dato de  $\Delta_f H_{(H_2O)}$  en J/mol extraído de bibliografía.



**Figura 1:** Esquema del sistema de medición, empleado en la presente experiencia. Referencias: **A)** Vaso Dewar, **B)** Tapa, **C)** Agitador de vidrio, **R)** Resistencia espiralada, **E)** Termómetro, **F)** Fuente, **H)** Multímetro.



**Figura 2:** Gráfico de Temperatura [=] °C vs. tiempo [=] s, de donde se determinará  $T_1$ ,  $T_2$ ,  $T_3$  y  $T_4$ .

## ANEXO

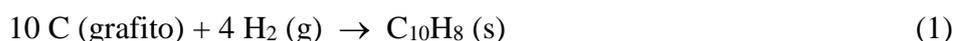
1. Escribir tres ejemplos de reacciones de formación.
2. Indicar como afectaría el resultado de  $\Delta H$  determinado en el laboratorio si la reacción se llevara a cabo: a) entre una solución de NaOH y una solución de  $H_2SO_4$  diluido b) entre una solución de NaOH y una solución de ácido débil.
3. Indicar como afectaría el resultado del  $\Delta H$  determinado en el laboratorio si en lugar de trabajar con soluciones diluidas se trabajara con soluciones concentradas. ¿Es de esperar un incremento en la T durante la reacción? ¿Por qué? ¿Qué sucede con el valor del calor de neutralización?
4. Comentar las diferencias, si las hubiere, entre el calor de formación de un mol de agua y el calor de neutralización.
5. Calcule el  $\Delta_r H^\circ$  para la reacción  $NaCl (aq) + AgNO_3 (aq) \longrightarrow AgCl (s) + NaNO_3 (aq)$ , a partir de la información en las tablas del Anexo.

## CALORIMETRÍA: DETERMINACIÓN DEL CALOR DE FORMACIÓN ESTÁNDAR DE UNA SUSTANCIA PURA A PARTIR DE SU CALOR DE COMBUSTIÓN

### INTRODUCCIÓN TEÓRICA

Una de las variables termodinámicas de mayor utilidad es el calor puesto en juego en las reacciones de formación de compuestos químicos. Una reacción de formación es aquella donde se forma un mol de un compuesto a partir de sus elementos en el estado de agregación más estable y el calor puesto en juego en esta reacción se denomina calor de formación. Con esta información y a través de la aplicación de la Ley de Hess se pueden calcular los calores estándares de reacción de numerosos procesos químicos. La Ley de Hess postula que la entalpía estándar de una reacción es la suma de las entalpías estándar de las reacciones individuales en las que se puede descomponer.

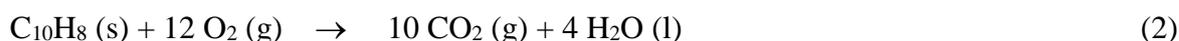
Por ejemplo, la reacción de formación de un hidrocarburo común como el naftaleno ( $C_{10}H_8$ ) es



y el calor de formación a una dada temperatura y presión está asociado con la variación de entalpía de esta reacción. En general, los calores de formación no pueden ser determinados llevando a cabo la reacción a partir de sus elementos, aún si los reactantes fueran combinados en la proporción estequiométrica correcta.

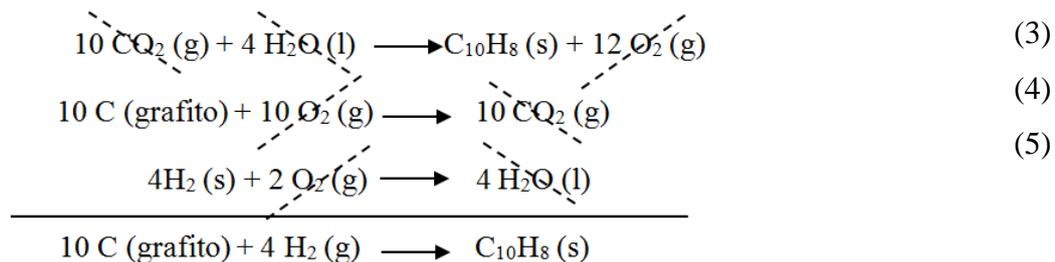
Una solución a este problema es la medida del calor de otra reacción que involucre exclusivamente al naftaleno como uno de los reactivos, como por ejemplo la reacción de combustión. El calor de combustión de un compuesto orgánico  $\Delta_c H$  es el calor puesto en juego en la combustión completa de un mol de sustancia, a una dada temperatura, en presencia de una cantidad suficiente de  $O_2$ . En la combustión completa de una sustancia orgánica el carbono se convierte en  $CO_2$ ; el hidrógeno, en  $H_2O$ ; el azufre, en  $SO_2$ ; el nitrógeno se desprende en estado libre; los halógenos se transforman en haluros de hidrógeno, etc. De esta manera medimos el flujo de calor de una reacción controlada y de estequiometría conocida.

La reacción involucrada para el caso del naftaleno sería:



Una vez que la entalpía de la reacción de combustión es determinada, el calor de formación del naftaleno puede ser obtenido por la aplicación de la Ley de Hess de acuerdo al

siguiente esquema de reacciones que involucra las reacciones de formación del  $\text{CO}_2$  y del  $\text{H}_2\text{O}$  y la reacción inversa de combustión:



En consecuencia la entalpía de formación de naftaleno resulta:

$$\Delta_f H^\circ [\text{C}_{10}\text{H}_8(\text{s})] = 10 \Delta_f H^\circ [\text{CO}_2(\text{g})] + 4 \Delta_f H^\circ [\text{H}_2\text{O}(\text{l})] - \Delta_c H^\circ [\text{C}_{10}\text{H}_8(\text{s})] \quad (6)$$

donde el  $\Delta_c H^\circ$  es la entalpía de combustión de naftaleno a temperatura constante.

### Mediciones Calorimétricas

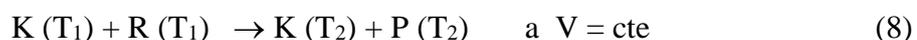
La Primera Ley de la Termodinámica que establece que la variación de energía interna de un sistema cerrado es igual a la transferencia de energía dentro del mismo en forma de calor o trabajo ( $\Delta U = Q + W$ ) es la base de la calorimetría, la cual consiste en estudiar la transferencia de calor en los sistemas haciendo uso de un calorímetro.

Supongamos que una reacción de combustión tiene lugar dentro de un recipiente rígido y sellado con paredes diatérmicas, los gases producidos no pueden realizar trabajo de expansión porque las paredes son rígidas. Según la primera ley, cualquier cambio en la energía interna del sistema debe originarse de la transferencia de energía como calor entre el sistema y el entorno:

$$\Delta U = Q_v \quad W_{\text{exp}}=0 \quad V=\text{cte} \quad (7)$$

donde el subíndice “v” enfatiza que el proceso ocurre a volumen constante, siendo el trabajo de expansión ( $W_{\text{exp}}$ ) nulo. Por lo tanto es posible medir el cambio de energía interna de un sistema de volumen constante, que no realiza ningún tipo de trabajo, mediante la evaluación de la transferencia de energía en forma de calor desde el sistema.

El equipo en el cual el sistema permanece a volumen constante se conoce como bomba calorimétrica. La reacción del compuesto tiene lugar dentro de un recipiente de metal hermético y resistente, el cual se sumerge en una cantidad conocida de agua. La muestra se enciende eléctricamente y el calor producido por la reacción química se calcula registrando el aumento de la temperatura del agua. El calor liberado por la combustión de la muestra es absorbido por el agua y el calorímetro. El proceso puede escribirse de la siguiente manera:



donde K simboliza el calorímetro, R los reactivos y P los productos. Como la bomba calorimétrica y el agua en la cual se sumerge constituyen un sistema adiabático, la temperatura final ( $T_2$ ) es distinta de la inicial ( $T_1$ ) y es posible establecer el siguiente balance de energía:

$$Q_{\text{total}} = Q_{\text{agua}} + Q_{\text{bomba}} + Q_{\text{reacción}} = 0 \quad (9)$$

donde “Q” representa al calor absorbido por el agua ( $Q_{\text{agua}}$ ) y por la bomba calorimétrica ( $Q_{\text{bomba}}$ ) y el calor producido en la combustión del compuesto ( $Q_{\text{reacción}}$ ). Así:

$$Q_{\text{reacción}} = - (Q_{\text{agua}} + Q_{\text{bomba}}) \quad (10)$$

El calor absorbido por el agua se puede calcular como:

$$Q_{\text{agua}} = m_{\text{agua}} c_{\text{agua}} \Delta T$$

siendo  $m_{\text{agua}}$  la masa de agua,  $c_{\text{agua}}$  el calor específico del agua y  $\Delta T$  el cambio de temperatura producido. De manera semejante se obtiene el término para el calor absorbido por la bomba:

$$Q_{\text{bomba}} = m_{\text{bomba}} c_{\text{bomba}} \Delta T \quad (11)$$

Si en los experimentos realizados se usa la misma bomba calorimétrica, la masa y el calor específico de la bomba son constantes, y si se trabaja de forma tal que la masa de agua sea siempre la misma, es posible reunir estos términos en uno solo:

$$(Q_{\text{agua}} + Q_{\text{bomba}}) = (m_{\text{agua}} c_{\text{agua}} + m_{\text{bomba}} c_{\text{bomba}}) \Delta T \quad (12)$$

de donde surge lo que denominaremos la “*constante del calorímetro*” K:

$$(m_{\text{agua}} c_{\text{agua}} + m_{\text{bomba}} c_{\text{bomba}}) = K \quad (13)$$

Por lo tanto el calor debido a la reacción de combustión (ecuación 10) se puede calcular como:

$$Q_{\text{reacción}} = - (Q_{\text{agua}} + Q_{\text{bomba}}) = - K \Delta T = \Delta_c U \quad (14)$$

Para expresar esta última ecuación por unidad de masa, se debe dividir por la masa de la sustancia en estudio ( $m_{\text{muestra}}$ ):

$$\Delta_c U = - K \Delta T / (m_{\text{muestra}}) \quad (15)$$

si se multiplica esta última expresión por el peso molecular del sólido ( $PM_{\text{muestra}}$ ):

$$\Delta_c U = [- K \Delta T / (m_{\text{muestra}})] PM_{\text{muestra}} \quad (16)$$

las unidades de  $\Delta_c E$  nos quedan en energía/mol.

Las mediciones realizadas en la bomba calorimétrica corresponden a la energía interna de combustión ( $\Delta_c U$ ), ecuación (15). Para obtener el valor de entalpía de combustión se usa la siguiente relación:

$$\Delta_c H = \Delta_c E + R T \Delta n_{\text{gas}} \quad (17)$$

donde  $\Delta n_{\text{gas}}$  es la variación de número de moles gaseosos entre los productos y reactivos.

En el caso que  $\Delta n_{\text{gas}}$  es igual a cero,  $\Delta_c H = \Delta_c U$ .

Generalmente la constante del calorímetro (K) se determina mediante la combustión de una masa conocida de un compuesto puro (por ejemplo, ácido benzoico) cuyo calor de combustión se conoce con exactitud. Se lleva a cabo la reacción de combustión en el calorímetro, se registra el cambio de temperatura debido a la reacción y se calcula K despejándola de la ecuación 14. De tablas se obtiene la variación de la entalpía molar de combustión del ácido benzoico ( $\Delta_c H_{\text{ác. benzoico}}$ ), lo cual es aproximadamente igual al  $\Delta_c U_{\text{ác. benzoico}}$ . En el cálculo de  $Q_{\text{reacción}}$  es necesario considerar la masa de ácido benzoico ( $m_{\text{ác. benzoico}}$ ) que se introduce en la bomba calorimétrica y el peso molecular ( $PM_{\text{ác. benzoico}}$ ). Con estas consideraciones la expresión para el cálculo de la constante del calorímetro es:

$$K = - Q_{\text{reacción}} / \Delta T = - \Delta_c U_{\text{ác. benzoico}} \cdot m_{\text{ác. benzoico}} / (\Delta T \cdot PM_{\text{ác. benzoico}}) \quad (18)$$

Conocida K y de las ecuaciones 7, 15, 16 y 17 se puede estimar el calor de combustión de una sustancia cualquiera.

## **TRABAJO PRÁCTICO DE LABORATORIO**

### **OBJETIVO**

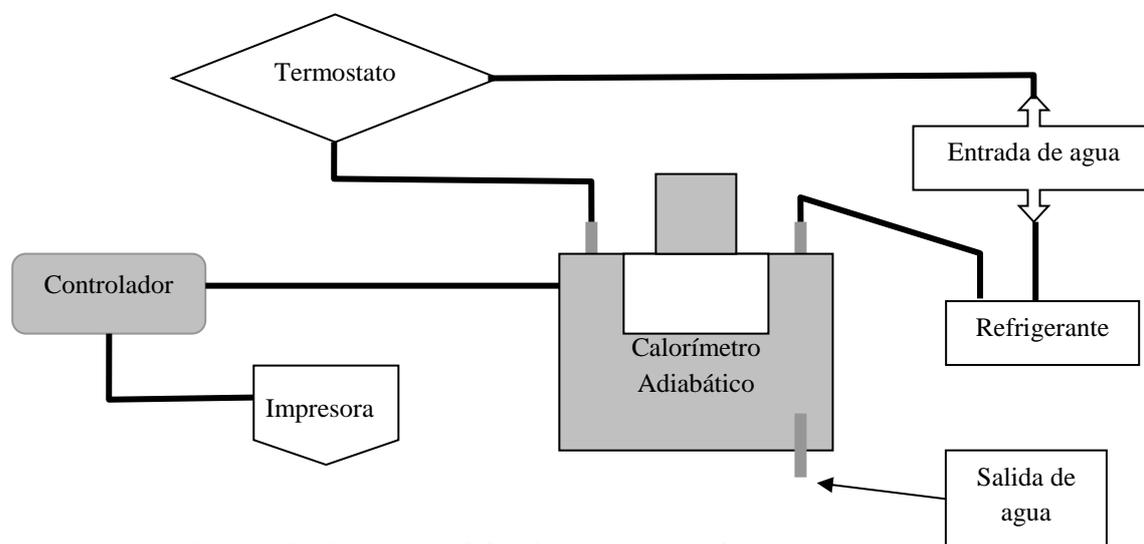
Determinar el calor de formación estándar de naftaleno puro a partir de su calor de combustión utilizando datos experimentales otorgados por el docente.

### **PROCEDIMIENTO**

1. Pesarse aproximadamente 1g de ácido benzoico y hacer una pastilla.
2. Pesarse exactamente la pastilla ( $m_{\text{ác. benzoico}}$ ).
3. Preparar la bomba calorimétrica colocando la pastilla de la sustancia patrón en la cápsula de ignición, llenándola con  $O_2$  a 30 atm.
4. Conectar los periféricos del aparato (refrigerante, calentador, fuente de agua, controlador automático, impresora y calorímetro).
5. Programar el controlador para la determinación de la constante del calorímetro (K).
6. Repetir los pasos 1, 2 y 3 con la muestra.
7. Programar el controlador para la determinación del calor de combustión de la muestra.

## CÁLCULOS

1. Determinar la constante del calorímetro K (ecuación 18).
2. Determinar la variación de la energía interna de combustión del naftaleno (ecuación 15 y 16).
3. Calcular el  $\Delta_c H^\circ$  del naftaleno (ecuación 17).
4. Con el valor del calor de combustión del naftaleno  $\Delta_c H^\circ$  calculado en el punto anterior y los datos de  $\Delta_f H^\circ$  estándar del  $\text{CO}_2$  (g) y del  $\text{H}_2\text{O}$  (l) obtenidos de la bibliografía, estimar el  $\Delta_f H^\circ$  estándar del naftaleno.
5. Estimar el error porcentual de  $\Delta_c H^\circ$  y  $\Delta_f H^\circ$  del naftaleno.



*Figura 1: Esquema del calorímetro a volumen constante.*

## ANEXO

1. Definir calor de formación y calor de combustión.
2. Escribir las reacciones termoquímicas para determinar el calor de formación estándar de naftaleno a partir de su calor de combustión.
3. Al quemar 120 mg de naftaleno en una bomba calorimétrica, la temperatura se incrementó 3,05 K. Calcular la constante del calorímetro.
4. Si se utiliza el calorímetro del problema 3, en las mismas condiciones de trabajo: ¿Qué incremento de temperatura se producirá al quemar 135 mg de fenol,  $\text{C}_6\text{H}_5\text{OH}$  (s)?

5. Al quemar 0,3212 gramos de glucosa en una bomba calorimétrica cuya constante es 641 J/K, la temperatura se incrementó en 7,739 K.
- Escribir la reacción de combustión de la glucosa.
  - Calcular la energía interna de combustión estándar.
  - Calcular la entalpía de combustión molar estándar.
  - Calcular la entalpía de formación estándar de la glucosa.

# TEMA 3

## SEGUNDA LEY DE LA TERMODINÁMICA

1.- Dibujar el ciclo ideal de Carnot y calcular la máxima eficiencia teórica para una máquina térmica reversible que opera entre 25 y 100 °C.

2.- Una máquina de Carnot recibe 250 kJ de calor desde una fuente caliente que opera a 525 °C y desprende calor a un depósito que absorbe calor a 50 °C. Calcular el calor entregado a la fuente fría.

3.- Un refrigerador que trabaja sobre el 50 % del rendimiento ideal opera en su interior a 0 °C y en el ambiente que lo rodea a 25 °C. Calcular la energía necesaria para congelar 1 kg de agua inicialmente a 0 °C y también el calor cedido al ambiente exterior durante el proceso. El calor latente de fusión del hielo es 334 J g<sup>-1</sup>.

4.- a) Calcular el cambio de entropía en una expansión isotérmica reversible de 0,035 mol de gas ideal, desde un volumen inicial de 0,89 hasta un volumen final de 2,98 dm<sup>3</sup> a 300 K.

b) ¿Cuál es el cambio de entropía si el mismo cambio de estado es llevado a cabo irreversiblemente a una presión externa constante igual a la presión final del sistema? Calcular el cambio de entropía en el medio exterior para cada caso, suponiendo que la transferencia de calor entre el sistema y el

medio exterior es reversible. Calcular el cambio de entropía total para el sistema y el medio exterior.

5.- Un termostato con agua se mantiene a la temperatura de 97 °C en un medio ambiente a la temperatura de 27 °C. Al cabo de cierto tiempo han escapado 1000 cal a través de la pared aislante del termostato. Calcular: a) la variación de entropía del agua del termostato; b) la variación de entropía del aire circundante. Indicar si el proceso es reversible o irreversible.

6.- Calcular la  $\Delta S$  que acompaña al calentamiento de un mol de gas ideal ( $C_v = 3/2 R$ ) desde 100 a 300 K: a) si el volumen es constante; b) si la presión es constante y c) ¿Cuál sería la  $\Delta S$  si se utilizan 3 moles de gas?

7.- Un mol de gas ideal monoatómico ( $C_v = 3/2 R$ ) se lleva desde 0 °C y 2 atm a -40 °C y 0,4 atm. Calcular  $\Delta S$  para este cambio de estado.

8.- Un mol de gas ideal inicialmente a 25 °C se expande: a) isotérmica y reversiblemente desde 20 a 40 L; b) isotérmica e irreversiblemente desde 20 a 40 L contra vacío. Calcular:  $\Delta U$ ;  $\Delta S$ ;  $Q$  y  $W$  para ambos casos (observar la relación entre  $T \Delta S$  y  $Q$ ).

9.-Calcular la  $\Delta S$  al solidificar un mol de agua a

a) 0 °C y b) a - 20 °C. Datos:  $\Delta_f H_{273\text{ K}} = 1436,4$  cal mol<sup>-1</sup>;  $C_p \text{ H}_2\text{O(s)} = 8,6$  cal mol<sup>-1</sup> K<sup>-1</sup>.

10.- Calcular el  $\Delta S$  cuando un mol de S se calienta desde 27 °C a 137 °C.

$$S_{\text{r6mb.}} C_p = 3,58 + 6,24 \times 10^{-3} T [=] \text{ cal mol}^{-1}$$

$$S_{\text{mon.}} C_p = 3,56 + 6,96 \times 10^{-3} T [=] \text{ cal mol}^{-1}$$

$$S_{\text{l6q.}} C_p = 5,40 + 5,00 \times 10^{-3} T [=] \text{ cal mol}^{-1}$$

$$T_{\text{fus } S_{\text{mon.}}} = 119 \text{ }^\circ\text{C} \quad T_{\text{trans. r6mb.} \rightarrow \text{mon}} = 95,6 \text{ }^\circ\text{C}$$

$$\Delta_{\text{fus}} H = 0,30 \text{ kcal mol}^{-1}$$

$$\Delta_{\text{trans}} H = 0,086 \text{ kcal mol}^{-1}$$

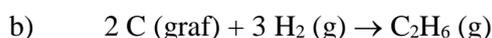
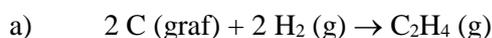
11.- Calcular la entropía molar del carbono grafito a 1500 K.

12.- Calcular la variaci6n de entropía cuando 1 kg de aire evoluciona desde 1 atm y 300 K hasta 8 atm y 650 K. ( $C_v = 5/2R$ )

13.- Calcular la variaci6n de entropía del sistema y del medio, junto con la correspondiente variaci6n total de entropía, cuando una muestra de 14 g de N<sub>2</sub> gas a 298 K y 1 bar dobla su volumen en: a) una expansi6n isot6rmica reversible; b) una expansi6n irreversible isot6rmica contra  $P_{\text{ex}} = 0$  y c) una expansi6n adiabática reversible.

## CAMBIOS DE ENTROPÍA EN REACCIONES QUÍMICAS Y ENERGÍA LIBRE DE GIBBS

14.- Calcular  $\Delta S$  a 1298 K para la reacci6n:



15.- Representar gráficamente los cambios de  $\Delta H^\circ$ ,  $T \cdot \Delta S^\circ$  y  $\Delta G^\circ$ , variando T en 100°, de acuerdo con los siguientes valores:

$$\Delta H^\circ = -5000 \text{ cal mol}^{-1}; \Delta S^\circ = 10 \text{ u.e}$$

$$\Delta H^\circ = -5000 \text{ cal mol}^{-1}; \Delta S^\circ = -10 \text{ u.e}$$

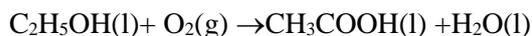
$$\Delta H^\circ = 5000 \text{ cal mol}^{-1}; \Delta S^\circ = 10 \text{ u.e}$$

$$\Delta H^\circ = 5000 \text{ cal mol}^{-1}; \Delta S^\circ = -10 \text{ u.e}$$

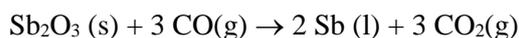
Comentar cada una de las gráficas obtenidas.

16.- A partir de los valores de entropías estándar y calores de combusti6n, calcular  $\Delta H^\circ$  y  $\Delta G^\circ$  para las reacciones y establecer si son termodinámicamente posibles:

17.- Calcular  $\Delta_r G^\circ$ ,  $\Delta_r H^\circ$  y  $\Delta_r S^\circ$  para la siguiente reacci6n a 25 °C:



18.- La variaci6n de la energía libre estándar con la temperatura para la reacci6n:



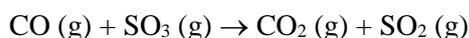
viene dada por la relaci6n:

$$\Delta G^\circ = -33,461 + 34,268 T \log T - 11,1 \times 10^{-3} T^2 + 0,96 \times 10^{-6} T^3 - 88,65 \times 10^{-9} T^4 \quad [=] \text{ cal}$$

Calcular  $\Delta G^\circ$  a 1000 K para la reacci6n:  $\text{Sb}_2\text{O}_3 (\text{s}) \rightarrow 2 \text{ Sb} (\text{l}) + 3/2 \text{ O}_2 (\text{g})$  si las energías libres estándar de formaci6n del CO<sub>2</sub> y CO a 1000 K

son  $-94,610$  y  $-47,942$  cal mol<sup>-1</sup>, respectivamente.

19.- Para la reacción:



Calcular  $\Delta G^\circ_{398}$ , suponiendo que  $\Delta C_p = 0$  entre 298 y 398 K.

20.- El etileno puede ser adquirido en cilindros, tanques, o por cañerías. Para la reacción:



- ¿Es espontánea la descomposición de C<sub>2</sub>H<sub>4</sub>?
- ¿Se descompone el C<sub>2</sub>H<sub>4</sub> a temperatura ambiente?
- Explicar cualquier discrepancia aparente entre las respuestas anteriores.

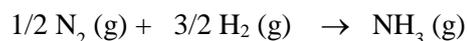
21. A partir de la siguiente ecuación:

$$\left(\frac{\partial G}{\partial P}\right)_T = V$$

- Calcular  $\Delta G$  cuando un mol de gas ideal a 300 K se comprime isotérmicamente al doble de su presión inicial.
- Calcular  $\Delta G$  cuando un mol de Hg se comprime de 1 a 100 atm, a 298 K ( $\rho = 13,5$  g cm<sup>-3</sup>).

22.- Calcular el cambio de energía libre que acompaña a la compresión de un mol de CO<sub>2</sub> a 60 °C desde 25 a 300 atm.

23.- Calcular  $\Delta_r G^\circ$  a 1000 K para la siguiente reacción:



Tener presente que el  $\Delta H^\circ$  varía con la temperatura (ver ejercicio 34 del Tema 2).

24.- Calcular  $\Delta G_{\text{molar}}$  para el hielo a -10 °C, condiciones en las que su densidad es 0,917 g cm<sup>-3</sup>, cuando se aumenta la presión desde 1 bar hasta 2 bar.

25.- a) Calcular  $\Delta S$  y  $\Delta G$  en la fusión de 50 g de hielo a 0 °C y 1 atm.

b) Calcular  $\Delta S$  y  $\Delta G$  correspondientes a la congelación de 10 g de agua superenfriada a -10 °C y 1 atm, manteniendo constantes T y P. Datos:  $C_{p\text{H}_2\text{O(s)}} = 0,5$  cal K<sup>-1</sup> g<sup>-1</sup> y  $C_{p\text{H}_2\text{O(l)}} = 1$  cal K<sup>-1</sup> g<sup>-1</sup>.

26.- Calcular  $\Delta U$  para la expansión isotérmica de un mol de gas de Van der Waals desde 20 a 80 L mol<sup>-1</sup> si  $a = 1,39$  L<sup>2</sup> atm mol<sup>-2</sup>. La expresión de la ecuación termodinámica de estado es:  $P = T \left(\frac{\partial P}{\partial T}\right)_V - \left(\frac{\partial U}{\partial V}\right)_T$

## ENTROPIA Y ENERGÍA LIBRE DE MEZCLAS. FUNCIONES EN EXCESO

27.- Considere los gases puros, A y B, cada uno a 25 °C y 1 atm de presión. Calcular la energía libre y la entropía con relación a los gases sin mezclar de:

- Una mezcla de 10 moles de A y 10 moles de B.
- Una mezcla de 10 moles de A y 20 moles de B.

c) Calcular el cambio en la energía libre si se añaden 10 moles de B a la mezcla de 10 moles de A con 10 moles de B.

28.- Un recipiente está dividido en dos compartimentos iguales. Uno contiene 1 mol de  $N_2$  a  $70^\circ F$  y 1 atm, el otro contiene 0,1 mol de  $O_2$  en las mismas condiciones. Si la barrera que separa los compartimentos es removida y los gases alcanzan el equilibrio, ¿cuál es el cambio de entropía?

29.- ¿Qué proporciones (en fracciones molares y masa) de hexano y heptano se deben mezclar para alcanzar la mayor entropía de mezcla?

30.- Un recipiente de  $5 \text{ dm}^3$  está dividido en dos compartimentos de igual tamaño. En el compartimento de la izquierda hay  $N_2$  a 1 atm y  $25^\circ C$ ; en el de la derecha hay  $H_2$  a la misma temperatura y presión. Calcular la entropía y la energía libre de mezcla al retirar la separación. Asumir que se trata de gases ideales.

31.- Un mol de  $O_2$  a 2 atm y  $60^\circ F$  está en un recipiente que se conecta con otro que contiene 2 moles de  $N_2$  a 0,68 atm y  $100^\circ F$ . Ambos recintos se comunican mediante una válvula y se mezclan los gases. Determinar: a) temperatura y presión de equilibrio después de la mezcla; b) variación de entropía de cada gas y de la mezcla. Asumir las condiciones de la experiencia de Joule.

## COEFICIENTE DE FUGACIDAD

32.- El coeficiente de fugacidad de un cierto gas a 200 K y 50 bar es 0,72. Calcular la diferencia entre su potencial químico y el de un gas ideal en el mismo estado.

33.- El factor de compresibilidad del gas de Van der Waals está dado por:

$$Z = 1 + [b - (a/RT)] (p/RT)$$

- a) Calcular la fugacidad del gas de Van der Waals.
- b) Estimar la fugacidad para el CO<sub>2</sub> y el H<sub>2</sub> a 200 atm y 0°C. Comentar los resultados

3.- Calcular la fugacidad del gas nitrógeno a 0°C y 50, 100, 200 y 400 atm

- a) a partir de los siguientes datos:

P / atm	PV/RT
50	0,9846
100	0,9846
200	1,0365
400	1,2557
800	1,7959
1000	2,0641

- b) haciendo uso de las curvas de fugacidad generalizadas.

## TEMA 4

### ECUACIÓN DE CLAPEYRON. ECUACIÓN DE CLAUSIUS-CLAPEYRON.

#### REGLA DE TROUTON

1.- Determinar la temperatura del equilibrio de la transformación de azufre rómbico a monoclinico a 1 atm.

2.- El volumen específico del H<sub>2</sub>O líquida es 1,0001 cm<sup>3</sup>/g y el del hielo 1,0907 cm<sup>3</sup>/g a 0 °C. Calcular a qué velocidad varía el punto de fusión del hielo con la presión en grado atm<sup>-1</sup>.

3.- El volumen específico del azufre monoclinico (estable por encima del punto de

transición) es mayor que el del azufre rómbico en 0,0126 cm<sup>3</sup>/g. El punto de transición a una atmósfera de presión es 95,5 °C y aumenta a la velocidad de 0,035 K / atm. Calcular el calor de transición.

4.- Calcular la presión de vapor del hielo a -15 °C, suponiendo que los cambios de entalpía son independientes de la temperatura. Dato: a 273 K la presión de vapor es 4,58 torr.

5.- La presión de vapor de  $\text{Cl}_2$  sólido son 2,64 torr a  $-112\text{ }^\circ\text{C}$  y 0,26 torr a  $-126,5\text{ }^\circ\text{C}$ . Las presiones de vapor del  $\text{Cl}_2$  líquido son 11,9 torr a  $-100\text{ }^\circ\text{C}$  y 58,7 torr a  $-80\text{ }^\circ\text{C}$ . Calcular: a)  $\Delta_{\text{sublim}}H$  b)  $\Delta_{\text{vapor}}H$  c)  $\Delta_{\text{fusion}}H$  y d) la temperatura del punto triple.

6.- Naftaleno ( $\text{C}_{10}\text{H}_8$ ) funde a  $80,2\text{ }^\circ\text{C}$ . Si la presión de vapor de naftaleno líquido es 10 torr a  $85,8\text{ }^\circ\text{C}$  y 40 torr a  $119,3\text{ }^\circ\text{C}$ , calcular: a) la entalpía de vaporización; b) el punto de ebullición normal y c) la entropía de vaporización en el punto de ebullición normal.

7. Utilizar la ecuación de Antoine para calcular las presiones de vapor del agua a  $25$  y a  $150\text{ }^\circ\text{C}$  y compárelas con los valores experimentales, 23,77 torr y 3569 torr, respectivamente.

8.- Muchas bacterias pueden sobrevivir a  $100\text{ }^\circ\text{C}$  formando esporas. La mayoría de las esporas bacterianas mueren a  $120\text{ }^\circ\text{C}$ . Por eso las autoclaves que se utilizan para esterilizar los instrumentos médicos y de laboratorio aumentan la presión para elevar el punto de ebullición del agua hasta  $120\text{ }^\circ\text{C}$ . a) ¿A qué presión hierve el agua a  $120\text{ }^\circ\text{C}$ ? b) ¿Cuál es el punto de ebullición del agua en la cima del Aconcagua (6959 m) donde la presión atmosférica es 0,40 atm?

9.- Dado los siguientes datos de presión de vapor de cierta cetona ( $\text{PM} = 150,2\text{ g/mol}$ ), calcular la entalpía de vaporización de la cetona y el punto de ebullición normal.

T / $^\circ\text{C}$	P / Torr
57,4	1
100,4	10
133,0	40
157,3	100
203,5	400
227,5	760

10.- Determinar el valor de  $\Delta_v H$ , a partir de los siguientes datos para cloroformo:

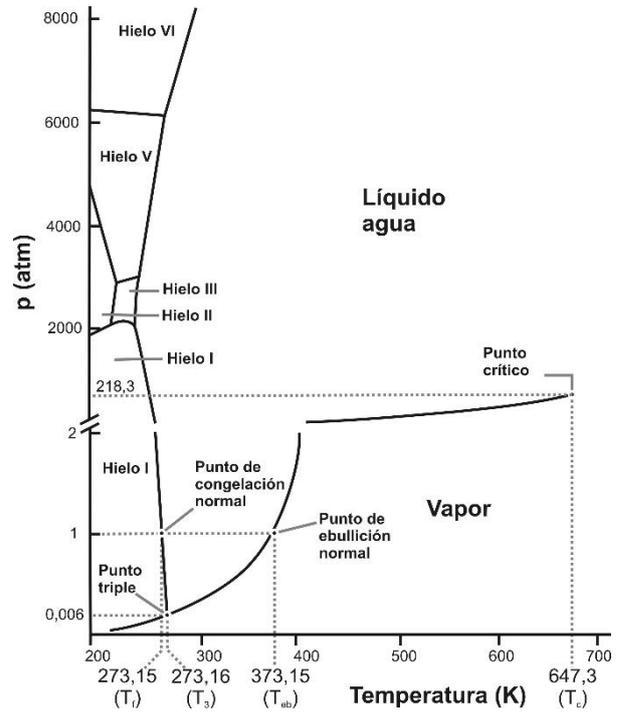
T / $^\circ\text{C}$	Pv(mmHg)
20	160
30	248
40	369
50	535

11.- El punto de ebullición normal del  $\text{CS}_2$  es  $319,4\text{ K}$ . Estimar los valores de  $\Delta_{\text{vap}}H$  y  $\Delta_{\text{vap}}S$  a la temperatura de ebullición normal.

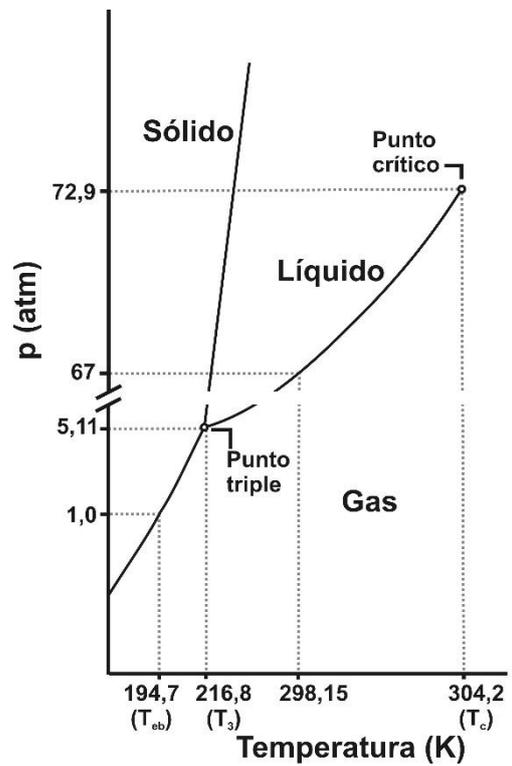
12.- Predecir la entalpía molar estándar de evaporación de bromo y de etano a partir de sus respectivos puntos de ebullición normales.

## DIAGRAMAS DE FASES

13.- Utilizando la siguiente figura describir los cambios que se observarán cuando vapor de agua a 1 atm y 400 K se enfríe a presión constante hasta 260 K.



14.- Utilizando el diagrama de fases indicar qué se observará cuando una muestra de  $\text{CO}_2$  inicialmente a 1 atm y 298 K se someta al siguiente ciclo: a) calentamiento isobárico hasta 308 K; b) compresión isotérmica hasta 75 atm; c) enfriamiento isobárico hasta 210 K; d) descompresión isotérmica hasta 1 atm; e) calentamiento isobárico hasta 298 K. Aplicar la regla de las fases en cada una de las regiones en que está dividido el diagrama, en las curvas de equilibrio y en el punto triple.



# TEMA 5

## EQUILIBRIO ENTRE FASES EN SISTEMAS MULTICOMPONENTES

1.- Indicar cuantas fases y cuántos componentes existen en:

- a) Un matraz cerrado lleno hasta la mitad de agua líquida, y la otra mitad con aire saturado de vapor.
- b) Un matraz cerrado de 1 litro a 100 °C que contiene 2 g de agua líquida.
- c) Una mezcla de aceite y agua que se han dispersado en forma de emulsión.
- d)  $N_2(g)$  y  $O_2(g)$
- e) Idem a d) pero con un catalizador sólido que favorece la formación de  $NO(g)$
- f)  $NaCl(s)$  y una disolución acuosa saturada de  $NaCl$  conteniendo algo de  $HCl$ .
- g) Una solución acuosa de  $NaNO_3$
- h) Una solución acuosa de acetato de amonio

- i) El sistema g) a una T suficientemente elevada para que consista solo en sólido seco y vapor de agua
- j) El sistema g) enfriado hasta que aparezca un sólido y este sólido se transforme en el hidróxido del metal.

2.- Aplicando la regla de las fases calcular el número de grados de libertad de los siguientes sistemas:

- a)  $CaCO_3(s) \Leftrightarrow CO_2(g) + CaO(s)$
- b)  $2 H_2O(l) \Leftrightarrow (H_2O)_2(l)$
- c)  $PCl_5(g) \Leftrightarrow PCl_3(g) + Cl_2(g)$
- d)  $H_2O$ -alcohol etílico
- e)  $H_2O$ -benceno + alcohol etílico
- f) hielo  $\Leftrightarrow$  agua líquida  $\Leftrightarrow$  agua vapor

## EQUILIBRIO LÍQUIDO-VAPOR DE SOLUCIONES BINARIAS

3.- Las mezclas de benceno y tolueno se comportan casi idealmente a 30 °C, la presión de vapor del benceno puro es 118,2 mmHg y la del tolueno 36,7 mmHg. Determinar las presiones parciales y composición del vapor en equilibrio con una mezcla líquida consistente en pesos iguales de los dos constituyentes.

4.- Los líquidos A y B forman disolución ideal. A 50 °C, la presión de vapor total de una disolución compuesta de 1 mol de A y 2 moles de B es 250 mmHg, al añadir 1 mol más de A a la disolución, la presión de vapor aumenta a 300 mmHg. Calcular  $P_A^\circ$  y  $P_B^\circ$ .

5.- Dado el sistema binario acetonitrilo-nitrometano:

- Construir el diagrama de equilibrio líquido-vapor a 75°C en función de la fracción molar de acetonitrilo. Comentar.
- Construir el diagrama de equilibrio líquido-vapor a 70 kPa en función de la fracción molar de acetonitrilo.
- Determinar la temperatura donde aparece la primera burbuja de vapor y la primera gota de líquido para una solución de composición global constante de 60 % molar en acetonitrilo a 70 kPa.

6.- Las presiones de vapor de C<sub>2</sub>H<sub>5</sub>OH y H<sub>2</sub>O sobre soluciones de estos dos a 20 °C son:

% p/p C <sub>2</sub> H <sub>5</sub> OH	P <sub>C<sub>2</sub>H<sub>5</sub>OH</sub> / torr	P <sub>H<sub>2</sub>O</sub> / torr
0	0	17,5
20	12,6	15,9
40	20,7	14,7
60	25,6	14,1
80	31,2	11,3
100	43,6	0

Determinar si las soluciones agua-etanol pueden considerarse soluciones ideales (gráfica y analíticamente)

7.- Los líquidos A y B son disoluciones ideales. Una mezcla de vapores que es 40 % molar en A está contenida en un dispositivo de cilindro y pistón que se mantiene a una temperatura constante T. El sistema se comprime luego lentamente. Suponiendo que P<sub>A</sub><sup>o</sup> y P<sub>B</sub><sup>o</sup> son 0,4 y 1,2 atm respectivamente a la temperatura T, calcular la presión total a la cual empieza a

condensarse el líquido y su composición. Calcular la composición de la solución cuyo punto de ebullición normal es T.

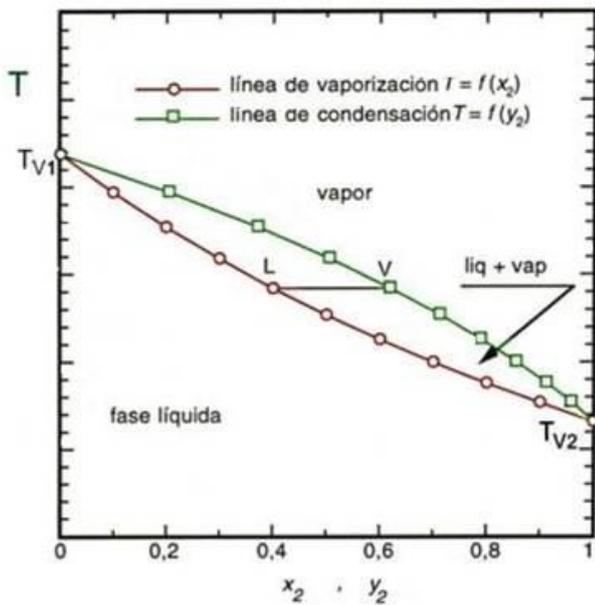
8.- Cuando una mezcla de H<sub>2</sub>O y clorobenceno (mutuamente inmiscibles) se destila a una presión externa de 740,2 mmHg, se encuentra que la mezcla hierve a 90,3 °C. A esta temperatura la presión de vapor del H<sub>2</sub>O pura es 530,1 mmHg. Calcular el porcentaje en peso de clorobenceno en el destilado.

9.- Dibujar el diagrama de equilibrio líquido – vapor a temperatura constante para una solución binaria ideal, cuyo componente A tiene una presión de vapor de 74,7 torr y el componente B, 22,3 torr a 20 °C.

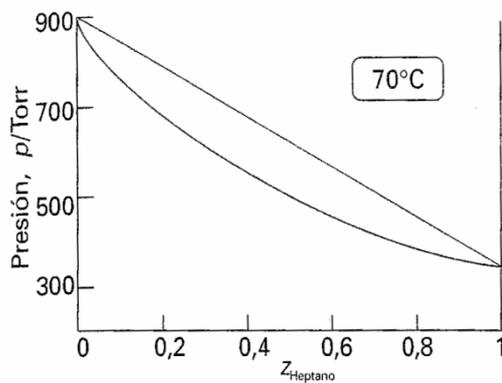
- Localizar la composición del vapor en equilibrio con el líquido cuya composición es X<sub>B</sub> = 0,72.
- Ubicar las fracciones molares de cada fase si la presión del sistema es 46 torr y la fracción molar global del sistema es 0,6.

10.- En el sistema que se muestra en la figura, suponga que se calienta una disolución líquida con fracción molar del componente 2 igual a 0,30 en un recipiente cerrado, manteniendo la presión constante en el diagrama.

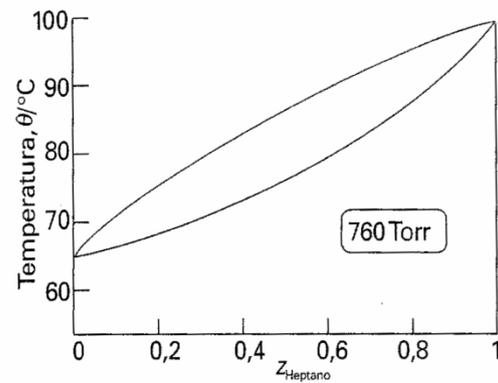
- Calcular la composición del primer vapor formado.
- Calcular la composición de la última gota de líquido que se vaporiza.
- Calcular la composición de cada una de las fases presentes cuando se ha vaporizado la mitad de los moles de líquido.



11.- La siguiente figura muestra los diagramas de fases experimentales de las soluciones casi ideales de hexano y heptano.



- Indicar las fases presentes en cada región del diagrama.
- Estimar la presión de vapor a 70 °C para una solución que contiene 1 mol de hexano y 1 mol de heptano al comenzar la vaporización por reducción de la presión externa.
- ¿Cuál es la presión de vapor de la solución a 70 °C cuando queda sólo una gota de líquido?
- Estimar a partir de las figuras la fracción molar de hexano en la fase líquida y gaseosa para las condiciones dadas en b.
- ¿Cuáles son las fracciones molares para las condiciones dadas en la parte c.?
- ¿Qué cantidad de sustancia hay en las fases líquida y gaseosa cuando  $z_{\text{heptano}} = 0,40$  a 80 °C y 760 torr?



## LEY DE HENRY

12.- En el siguiente cuadro se indica la fracción molar de metilbenceno (A) en butanona, en una mezcla líquida y una mezcla gaseosa en equilibrio a 303,15 K y la presión total P.

$X_A$	$Y_A$	P /kPa	$X_A$	$Y_A$	P /kPa
0	0	36,07	0,604	0,340	23,40
0,090	0,041	34,12	0,719	0,445	20,70
0,248	0,115	30,90	0,802	0,543	18,59
0,358	0,176	28,63	0,910	0,728	15,50
0,519	0,278	25,24	1	1	12,29

Asumir que se trata de una mezcla gaseosa ideal y calcular las presiones parciales de los dos componentes. Representarlos en función de sus fracciones molares respectivas en la solución líquida y hallar las constantes de la ley de Henry para ambos componentes.

13.- Chen y Lee estudiaron el equilibrio líquido – vapor de ciclohexanol con distintos gases a presiones elevadas (*J.Chem. Eng. Data* **41**, 339, 1996). Entre los resultados obtenidos se encuentran los siguientes valores de fracción molar de ciclohexanol en la fase gaseosa (Y) y en la fase líquida (X) a 393,15 K en función de la presión cuando el gas disuelto es CO<sub>2</sub>.

P / bar	$Y_{cic}$	$X_{cic}$
10	0,0267	0,9741
20	0,0149	0,9464
30	0,0112	0,9204
40	0,00947	0,892
60	0,00835	0,836
80	0,00921	0,773

Determinar la constante de Henry del CO<sub>2</sub> en ciclohexanol.

14.- Se obtuvieron los siguientes resultados para la presión de vapor (P<sub>2</sub>) del Br<sub>2</sub> a 25 °C en soluciones de dicho elemento (X<sub>2</sub>) en CCL<sub>4</sub>:

$X_2, 10^5$	P <sub>2</sub> , mm Hg
394	1,52
420	1,60
599	2,39
1020	4,27
1300	5,43
2360	9,57
2380	9,83

Comprobar si satisface la Ley de Henry:

- en el intervalo de concentraciones dadas.
- hasta  $X_2 = 1$ . ( $P^{\circ}_{Br_2} = 213 \text{ mmHg}$ ).

## PROPIEDADES COLIGATIVAS

15.- El calor de fusión del ácido acético (CH<sub>3</sub>COOH) es de 44,7 cal/g, en la temperatura de fusión 16,58 °C. Calcular la constante de disminución de la temperatura de congelación para el mismo ácido.

16.- Al agregar 3 gramos de sustancia a 100 g de CCL<sub>4</sub>, la temperatura de ebullición de esta aumenta en 0,6 °C. Las constantes para este sistema son:  $K_v = 5,03 \text{ grado kg mol}^{-1}$  y  $K_f =$

31,8 grado  $\text{kg mol}^{-1}$ . La densidad del  $\text{CCl}_4$  es  $1,59 \text{ g mL}^{-1}$  y puede considerarse como la densidad de la solución. Calcular: a) la disminución de la temperatura de congelamiento; b) el peso molecular del soluto; c) la presión osmótica de la solución a  $25^\circ\text{C}$  y d) la disminución relativa de la presión de vapor.

17.- Dada una disolución de 50 g de glucosa ( $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ ), en un kilo de agua bajo una presión externa de  $1,013 \times 10^5 \text{ N m}^{-2}$  (1 atm) calcular, suponiendo comportamiento ideal: a) la presión de vapor a  $100^\circ\text{C}$  y b) el punto de ebullición de la solución.

18.- Calcular para una disolución acuosa de sacarosa a  $20^\circ\text{C}$  con una molalidad igual a  $1 \text{ mol kg}^{-1}$ : a) la presión osmótica termodinámica y b) la presión osmótica de acuerdo a la ecuación de Vant'Hoff.

Datos: a  $20^\circ\text{C}$ , 1 mol de sacarosa por kg de agua es equivalente a 0,825 mol de sacarosa por  $\text{dm}^3$  de disolución y la densidad del agua es  $0,998 \text{ g mL}^{-1}$ . El valor experimental es  $27,2 \times 10^5 \text{ N m}^{-2}$ .

19.- El benceno puro se congela a  $5,4^\circ\text{C}$  y una disolución de 0,223 g de ácido fenilacético ( $\text{C}_6\text{H}_5\text{CH}_2\text{COOH}$ ) en 4,4 g de benceno se congela a  $4,47^\circ\text{C}$ . El calor latente de fusión del benceno es  $9,89 \text{ kJ mol}^{-1}$ . Calcular el peso molecular del ácido fenilacético y comentar el resultado.

20.- La presión de vapor del benceno a  $60,6^\circ\text{C}$  es 400 torr, pero desciende a 386 torr cuando se disuelven 19,0 g de un compuesto orgánico no volátil en 500 g de benceno. Calcular la masa molar del compuesto orgánico.

21.- La presión osmótica de una disolución acuosa a 300 K es 120 kPa. Calcular el punto de congelación de la disolución.

22.- Cuando se disuelve 1 g de  $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$  (urea) en 200 g del disolvente A, el punto de congelación de A disminuye en  $0,25^\circ\text{C}$ . Cuando se disuelven 1,5 g de Y, que es un no electrolito, en 125 g del mismo disolvente A, el punto de congelación de A disminuye en  $0,20^\circ\text{C}$ . a) Calcular el peso molecular de Y; b) El punto de congelación de A es  $12^\circ\text{C}$  y su peso molecular es 200, calcular el  $\Delta_{\text{fus}}H$  de A.

## LEY DE DISTRIBUCIÓN DE NERNST

23.- 100 mL de una solución 0,01M de  $\text{NH}_3$  en cloroformo, se agitan con 10 mL de agua hasta que se obtiene un equilibrio de distribución a  $18^\circ\text{C}$ . Calcular el número de moles de  $\text{NH}_3$  que quedan en la capa de cloroformo después de la extracción.  $K_d = 27,5$  para el sistema a  $18^\circ\text{C}$ .

24.- El coeficiente de partición de un compuesto nitrogenado entre  $\text{C}_6\text{H}_6$  y agua pura es 3, siendo más soluble en  $\text{C}_6\text{H}_6$ . A 100 mL de una solución acuosa que contenía 10 g de esta sustancia se le realizaron 4 extracciones consecutivas con 25

mL de  $C_6H_6$ . Encontrar la cantidad de sustancia que se extrajo en cada oportunidad.

25.- Encontrar la cantidad del componente nitrogenado del problema anterior si que se

realiza una sola extracción con 100 mL de  $C_6H_6$ .  
¿Qué conclusiones puede señalar al comparar los resultados?

## LABORATORIO N°4

### EQUILIBRIO LÍQUIDO – VAPOR: DETERMINACIÓN DEL DIAGRAMA DE TEMPERATURA vs. COMPOSICIÓN PARA LA MEZCLA ACETONA - CLOROFORMO



#### INTRODUCCIÓN TEÓRICA

Una solución es una mezcla totalmente homogénea de distintas especies químicas, dispersas en tamaño molecular, cuyas propiedades fisicoquímicas son iguales en toda la extensión de dicha mezcla. En general, conviene denominar “solvente” al componente de la mezcla que está en mayor proporción y soluto (o solutos) a los componentes disueltos en el solvente.

Es un hecho bien conocido que el potencial químico de un líquido puro,  $\mu^o$ , disminuye cuando forma parte de una solución. Esta característica sirve de base para la separación de los componentes de una solución líquida en los procesos de destilación.

#### Soluciones binarias ideales

##### Disminución de la presión de vapor de una solución con soluto no volátil

Supongamos una solución binaria, a temperatura constante, en la cual el soluto es no volátil. Entonces, de acuerdo con la ley de Raoult podemos escribir:

$$P_1 = P^o_1 \cdot x_1 = P^o_1 (1 - x_2)$$

o reordenándola:

$$\Delta P = P^o_1 - P_1 = P^o_1 \cdot x_2 \quad (1)$$

siendo  $\Delta P = P^o_1 - P_1$ , la disminución de la presión de vapor. La ecuación (1) nos indica que la disminución de la presión de vapor del solvente, es una función lineal de la fracción molar del soluto en la solución,  $x_2$ . Aún cuando el soluto sea no volátil, se puede establecer en la solución ideal, al menos teóricamente que:

$$P_2 = P^o_2 \cdot x_2 \quad (2)$$

##### Presión de vapor con ambos constituyentes volátiles

Cuando ambos constituyentes de la solución son volátiles podemos escribir:

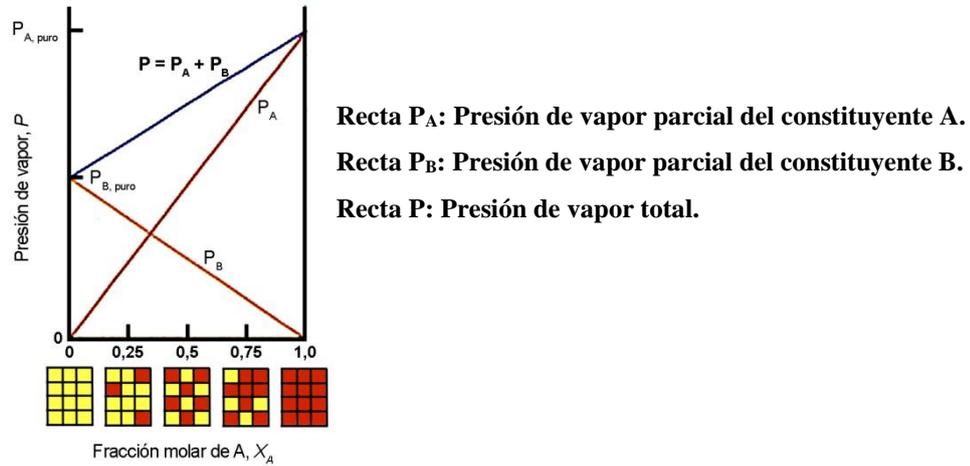
$$P_1 = P^o_1 \cdot x_1 \quad P_2 = P^o_2 \cdot x_2 = P^o_2 (1 - x_1) \quad (3)$$

Si la presión total sobre la solución es P, entonces:

$$P = P_1 + P_2 = P^o_1 \cdot x_1 + P^o_2(1 - x_1) = P^o_1 x_1 + P^o_2 - P^o_2 x_1$$

$$P = P_2^o + (P_1^o - P_2^o) \cdot x_1 \quad (4)$$

La ecuación (4) que relaciona la presión de vapor total sobre la mezcla con la fracción molar del componente 1 en el líquido, establece que P es una función lineal de  $x_1$ , tal como se muestra en la Figura 1.



**Figura 1**

La presión total también puede expresarse como una función de la fracción molar del constituyente 1 en la fase vapor,  $y_1$ . Para lograr este objetivo realizaremos los siguientes pasos:

- 1.- Reemplazamos en la ecuación (4),  $P = P_1/y_1$  (relación entre la presión total y la presión parcial del constituyente 1 en la fase vapor, Ley de Dalton). Así:

$$y_1 = \frac{P_1}{P_2^o + (P_1^o - P_2^o) \cdot x_1} \quad (5)$$

2.- En la ecuación (5) sustituimos,  $P_1 = P_1^o \cdot x_1$  (Ley de Raoult)

$$y_1 = \frac{P_1^o \cdot x_1}{P_2^o + (P_1^o - P_2^o) \cdot x_1} \quad (6)$$

despejando  $x_1$  obtenemos:

$$x_1 = \frac{P_2^o \cdot y_1}{P_1^o + (P_2^o - P_1^o) \cdot y_1} \quad (7)$$

3.- Reemplazando la ecuación (7) en la (4), y operando, obtenemos la relación buscada. Así:

$$P = \frac{P_1^o \cdot P_2^o}{P_1^o + (P_2^o - P_1^o) \cdot y_1} \quad (8)$$

Si graficamos la ecuación (8) obtenemos una curva tal como la que se muestra en la figura 2.

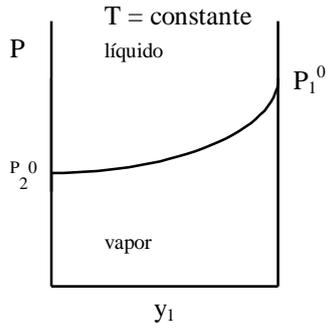


Figura 2

Las dos curvas anteriores sólo describen estados líquidos (figura 1) o gaseosos (figura 2). A fin de visualizar mejor el problema, es conveniente reunir las dos gráficas en una sola, de manera tal que en ella se pueda apreciar el panorama completo del fenómeno; para ello se representa la presión de vapor total  $P$  versus  $X_1$ , siendo  $X_1$  la fracción molar total del constituyente 1. Así:

$$X_1 = \frac{x_1 \cdot n' + y_1 n''}{n} \quad (9)$$

siendo  $n = n_1 + n_2 = n' + n'' =$  número total de moles del sistema;  $n_1, n_2 =$  número total de moles de los constituyentes 1 y 2, respectivamente;  $n' = n_1' + n_2' =$  número total de moles presentes en la fase líquida;  $n'' = n_1'' + n_2'' =$  número total de moles presentes en la fase vapor;  $n_1', n_2' =$  número de moles de los constituyentes 1 y 2 en la fase líquida, respectivamente;  $n_1'', n_2'' =$  número de moles de los constituyentes 1 y 2 en la fase vapor, respectivamente;  $x_1 = n_1' / n' =$  fracción molar del constituyente 1 en la fase líquida;  $y_1 = n_1'' / n'' =$  fracción molar del constituyente 1 en la fase vapor. La figura 3 muestra la gráfica de  $P$  versus  $X_1$ . La superficie encerrada por las dos curvas corresponde a la zona donde coexisten líquido y vapor.

En el diagrama de fases líquido-vapor de  $P$  frente a  $X_1$  a  $T$  constante para dos líquidos que forman una disolución ideal presenta tres regiones (Figura 3). En cualquier punto por encima de las dos curvas de la figura 3 sólo existe líquido. En cualquier punto por debajo de ambas curvas sólo existe vapor. En un punto intermedio  $a$  entre las dos curvas existen dos fases: una líquida, cuya composición viene dada por el punto  $l$  ( $x_1$ ), y otra vapor, cuya composición viene dada por el punto  $v$  ( $y_1$ ). La composición global del

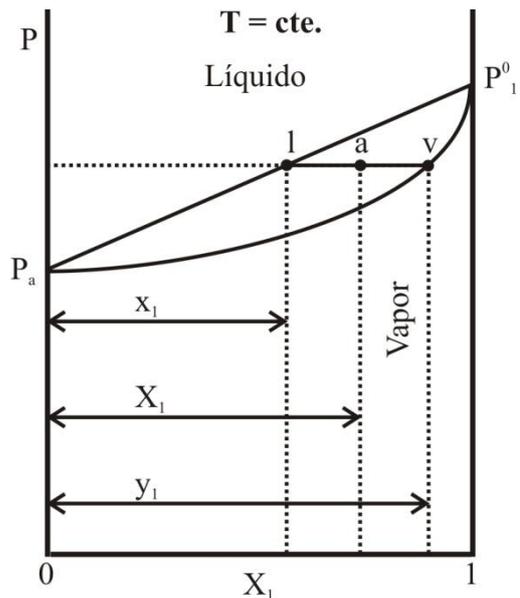


Figura 3

sistema bifásico viene dada por el valor de  $X$  en el punto **a** ( $X_1$ ). Este valor global  $X_1$  es diferente de las fracciones molares del componente 1 en las dos fases en equilibrio. La línea horizontal **l-a-v** se denomina línea de conjunción o de unión. Una línea de conjunción en un diagrama de fases es una línea cuyos extremos corresponden a las composiciones de dos fases en equilibrio entre ellas. Los extremos de una línea de conjunción se encuentran en los límites de la región bifásica. La región de dos fases comprendida entre las curvas del líquido y del vapor es una zona del diagrama de fases en la que es imposible la existencia de una fase homogénea única.

Un punto en esta zona de dos fases de un diagrama de fases da la composición global del sistema, y las composiciones de las dos fases en equilibrio vienen dadas por los puntos situados en los extremos de la línea de conjunción a través de ese punto.

### Cambios de estado por reducciones isotérmicas de la presión

Para el sistema mostrado en la figura 4, el cual permanece a temperatura constante, se cumple que:

1. En el punto **a** el sistema es completamente líquido y permanece así hasta que al reducirse la presión alcanza el punto **l**.
2. En el punto **l** aparece la primera señal de vapor con una composición  $y_1$ . Al disminuir más la presión, se llega al punto **a'**; durante esta reducción, la composición del líquido varía a lo largo de la línea **l'** y la del vapor, a lo largo de **v'**. En **a'** el líquido tiene una composición  $x'_1$  y el vapor una composición  $y'_1$ . Al reducir aún más la presión se llega al punto **v''**; en este punto sólo existe un vestigio de líquido cuya composición es  $x''$  y el vapor posee una composición  $Y_1$ . Continuando con la disminución de presión se arriba al punto **a''**; en el estado final **a''** sólo existe vapor cuya composición es  $Y_1$ .

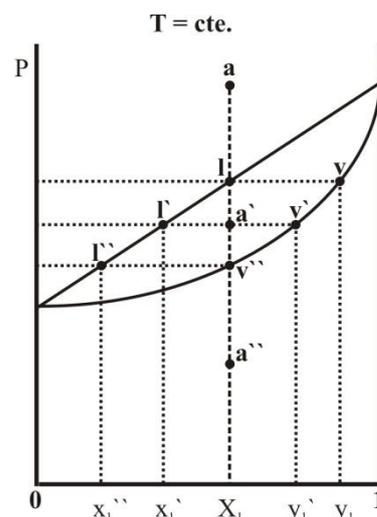


Figura 4

Este método es útil para separar mezclas de sustancias que se descomponen a la temperatura de destilación aplicando los métodos normales.

Para el caso de soluciones reales cuyo comportamiento no sea muy distinto del ideal, las gráficas que se obtienen son similares a la figura 4, excepto que la curva de composición del líquido no es una línea recta.

## Diagramas Temperatura –Composición

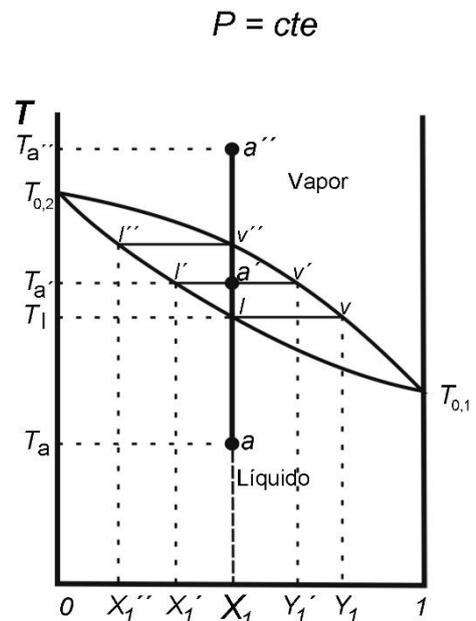
Dado que las relaciones siguientes:  $T = f(x_1)$  y  $T = f''(y_1)$  no son sencillas de obtener, nos limitaremos a describir la forma y diferencias que presentan los diagramas **T** versus **X<sub>1</sub>** con respecto a los gráficos **P** versus **X<sub>1</sub>**.

1. Ni la curva líquida ni la de vapor son líneas rectas.
2. La región líquida está situada en la parte inferior y la región vapor en la superior (ver figura 5); a  $P = cte.$  el líquido es estable a bajas temperaturas mientras que el vapor lo es a altas temperaturas.
3. La inclinación de la región bifásica (líquido - vapor) es opuesta a la que presentan los diagramas **P** versus **X<sub>1</sub>**; ello se debe a que el constituyente más volátil (mayor  $P^0$ ) tiene menor punto de ebullición ( $T_0$ ).
4. En los diagramas **T** versus **X<sub>1</sub>** la variable que permanece constante es la presión del sistema.

### Cambios de estado por calentamiento isobárico

Ahora analizaremos lo que sucede cuando una mezcla líquida a  $P = cte.$  se calienta desde una temperatura inicial  $T_a$  (baja) hasta una temperatura final  $T_{a''}$  (alta).

1. En el punto **a** el sistema es completamente líquido, siendo su composición **X<sub>1</sub>**. La temperatura del sistema es  $T_a$ .
2. Al aumentar la temperatura, el sistema permanece totalmente líquido hasta alcanzar la temperatura  $T_1$ . En este momento (punto **l**) aparece la primera señal de vapor con una composición **y<sub>1</sub>**. La composición del líquido es **X<sub>1</sub>**.
3. Continuando el calentamiento se llega al punto **a'** ( $T_{a'}$ ). Durante esta transformación la composición del líquido cambia en forma continua a lo largo de la línea **l'**, y la del vapor lo hace a lo largo de la línea **v'**. En el punto **a'** la composición del líquido es **x<sub>1</sub>'** y la del vapor **y<sub>1</sub>'**.
4. Cuando se llega al punto **v''** sólo hay vestigios de líquido cuya composición es **x<sub>1</sub>''**. La composición del vapor en equilibrio con el líquido es **Y<sub>1</sub>**.



**Figura 5**

$(T_0)_1$  = temperatura de ebullición del constituyente 1 puro.  
 $(T_0)_2$  = temperatura de ebullición del constituyente 2 puro.

5. Por un calentamiento adicional arribamos al punto  $a''$  (correspondiente a la temperatura final  $T_{a''}$ ). El sistema es totalmente gaseoso siendo su composición idéntica a la de la mezcla original, o sea,  $Y_1$ .

### Destilación fraccionada

El hecho de que al calentar (a  $P = \text{cte.}$ ) una mezcla líquida el vapor (en equilibrio con el líquido) sea más rico en el constituyente más volátil (de menor temperatura de ebullición), sirve de base para la separación de mezclas volátiles por destilación. En síntesis, el proceso de destilación consiste en calentar una mezcla líquida, extraer el vapor y condensarlo. El vapor condensado constituye el destilado y el líquido restante el residuo. El destilado se ha enriquecido en el constituyente más volátil y el residuo se ha empobrecido en ese constituyente.

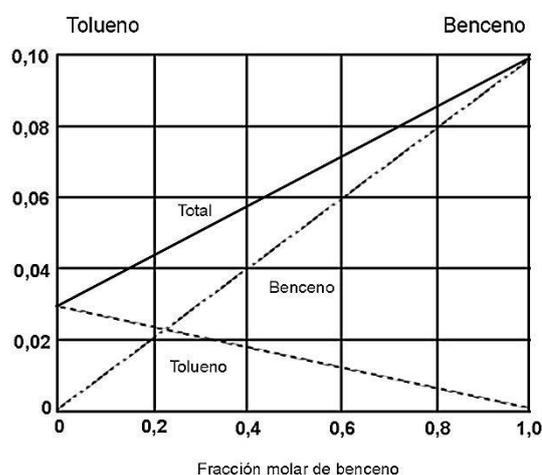
La destilación fraccionada consiste en repetir este proceso hasta obtener un destilado cuya composición es casi igual a la composición del líquido más volátil puro, y un residuo de composición casi la misma que el constituyente menos volátil puro.

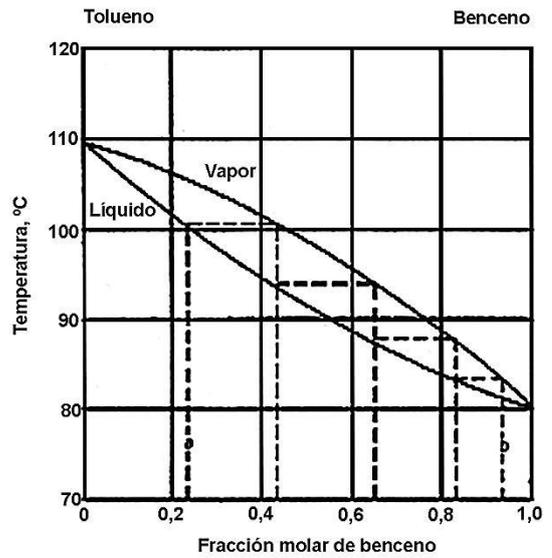
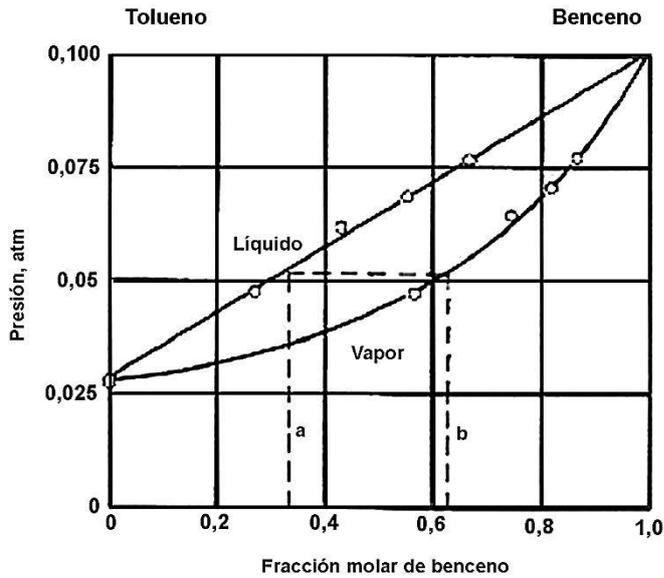
### Soluciones reales

Experimentalmente se ha comprobado que las soluciones reales se comportan de distintas maneras respecto a la Ley de Raoult. En base a esto, las clasificaremos arbitrariamente en:

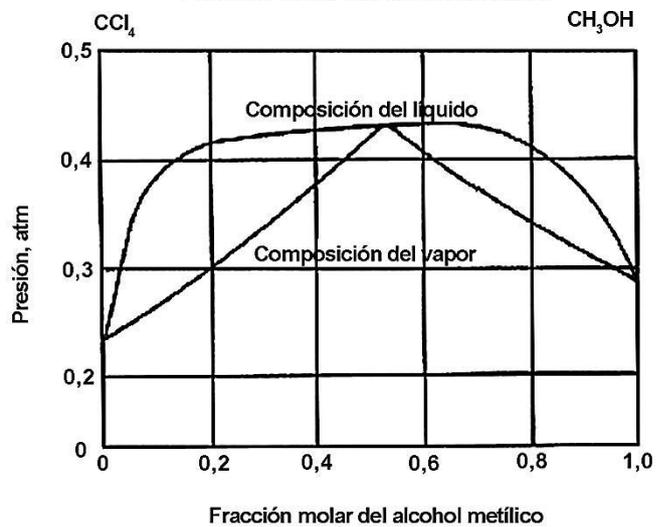
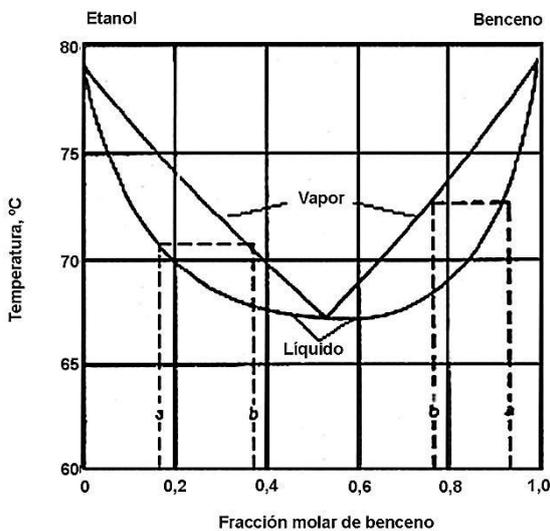
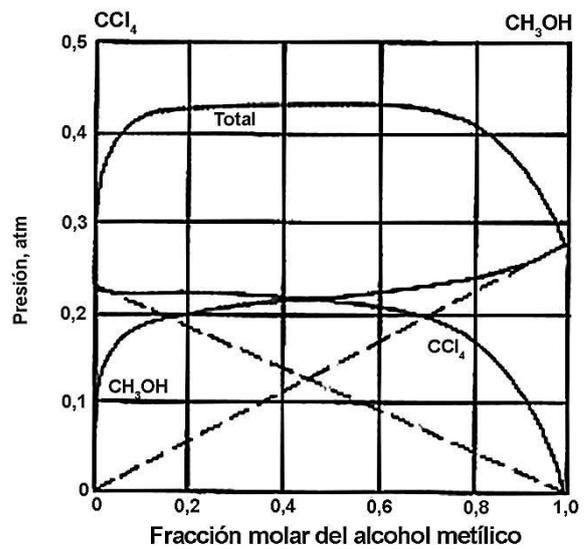
#### Soluciones Tipo 1:

Cumplen satisfactoriamente con la ley de Raoult; así, la presión de vapor total real es, prácticamente, la suma de las presiones de vapor parciales. Ejemplos: tetracloruro de carbono-benceno; tetracloroetileno-benceno; metanol-agua; benceno-tolueno; bromuro de etileno-bromuro de propileno; yoduro de etilo-bromuro de etilo; etc.

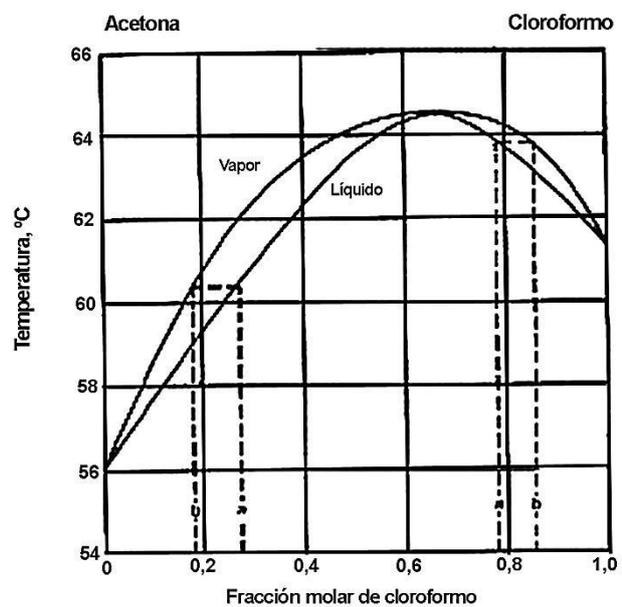
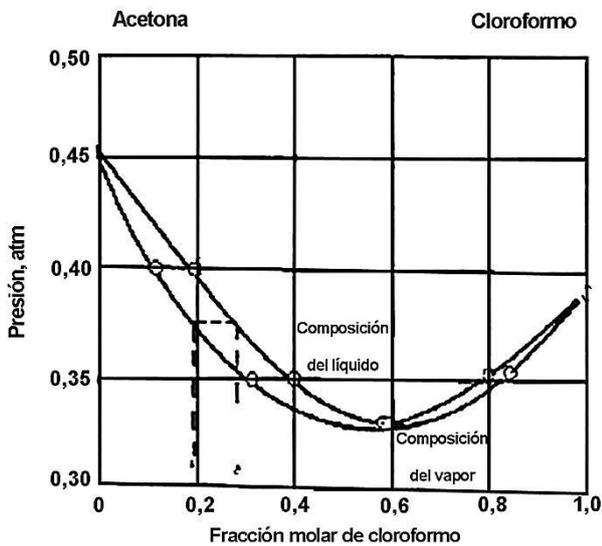
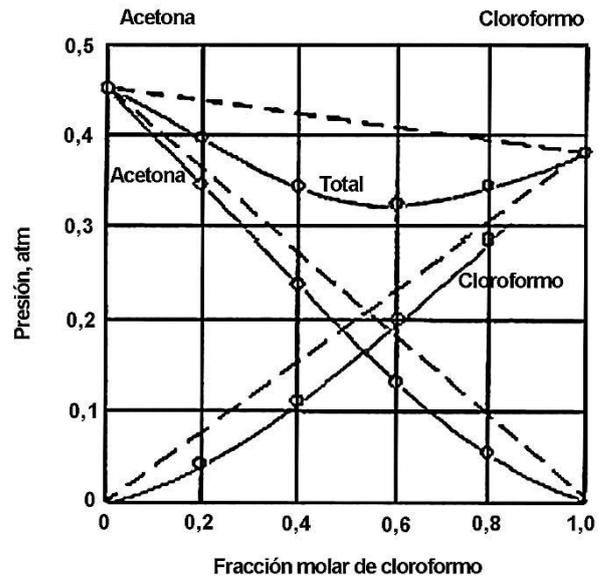




Soluciones Tipo 2: Presentan desviaciones positivas con respecto a la Ley de Raoult. La presión de vapor total real es mayor que la calculada suponiendo comportamiento ideal de la solución. Ejemplos: benceno-metanol; agua-etanol; acetona-disulfuro de carbono; benceno-etanol; agua-dioxano; etc.



Soluciones Tipo 3: Presentan desviaciones negativas respecto de la Ley de Raoult. La presión de vapor total real es menor que la calculada suponiendo solución ideal. Ejemplos: cloroformo-acetona; agua-ácido fórmico; agua-ácido nítrico, etc.



## AZEÓTROPOS

Las soluciones que presentan desviaciones positivas o negativas de la Ley de Raoult muestran un máximo o un mínimo en la curva de temperatura de ebullición en función de la composición. A estas mezclas se las denomina azeótropos. Este tipo de mezclas no se pueden separar por destilación fraccionada. En realidad, lo que se logra es la separación de uno de los constituyentes puros, siendo el resto una mezcla de ambos constituyentes (el azeótropo). A fin de ejemplificar lo dicho anteriormente, analicemos la Figura 6 en donde se muestra el comportamiento de un azeótropo de punto de ebullición mínima.

1.- Si la mezcla de composición *a*, se calienta a  $P = \text{cte.}$ , al llegar a la temperatura  $T$ , se formará el vapor cuya composición es la misma que el líquido; por lo tanto, el destilado tendrá la misma composición que el líquido original; no hay separación.

2.- Si se calienta una mezcla de composición *b*, al llegar a la temperatura  $T_1$ , aparece la primera señal de vapor, cuya composición es *v*; el destilado es más rico en el constituyente de menor temperatura de ebullición. El fraccionamiento de esta mezcla produce un residuo líquido del constituyente menos volátil (el constituyente 1), prácticamente puro y un destilado cuya composición es la del azeótropo.

3.- Si la composición de la mezcla original es *c*, el fraccionamiento origina un destilado cuya composición es la del azeótropo y un residuo de composición casi igual a la del constituyente 2 puro.

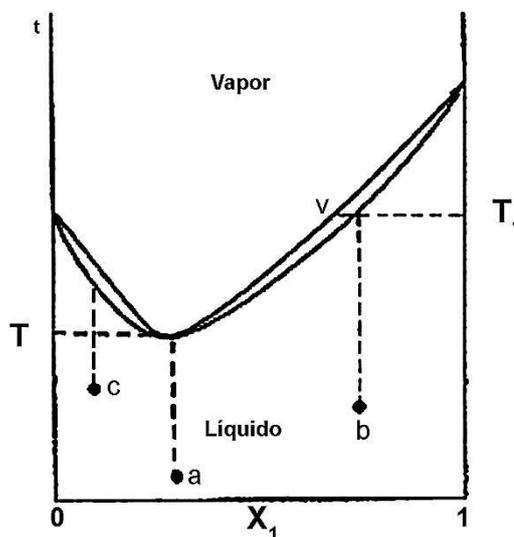


Figura 6

## TRABAJO PRACTICO DE LABORATORIO N° 4

### OBJETIVO

Determinar la temperatura de ebullición y la composición de la mezcla cloroformo-acetona.

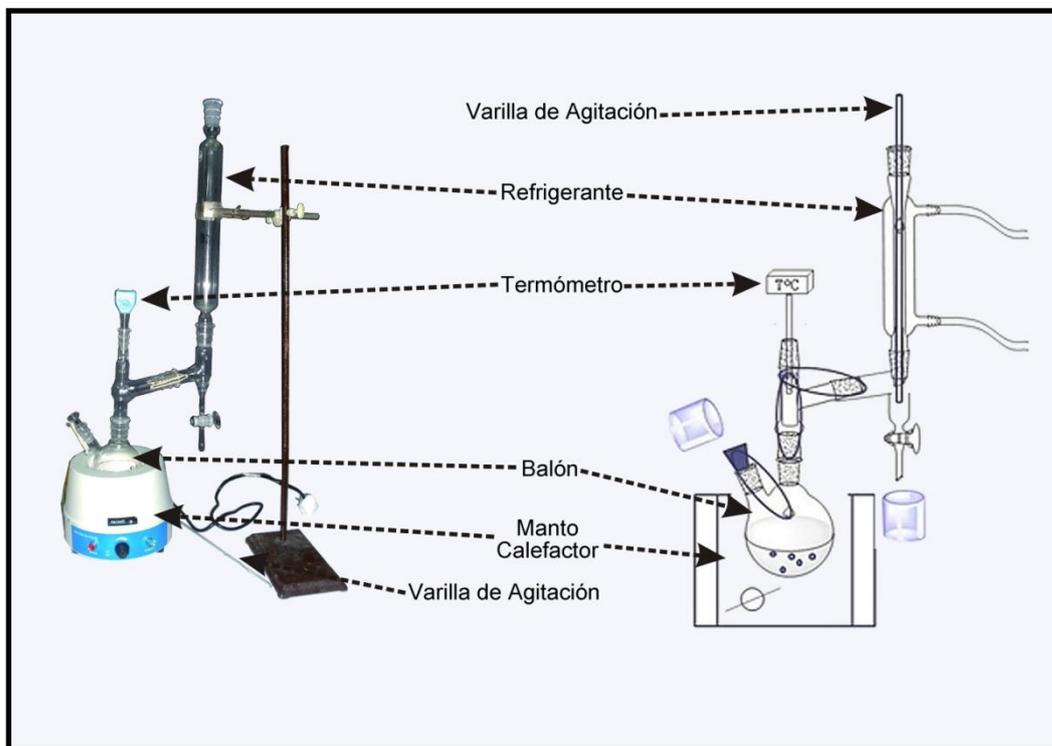
### MATERIAL NECESARIO

1. Reactivos: cloroformo, acetona.
2. Vidrio: equipo de destilación (1 balón de 200 mL con salida lateral, 1 refrigerante, conexiones), 20 tubos de vidrio con tapa hermética, 1 pipeta graduada de 10 mL, 1 pipeta graduada de 5 mL, 1 probeta de 50 mL, 25 pipetas Pasteur, 1 embudo, 2 vasos de precipitación de 100 mL.
3. Instrumental: refractómetro, manto calefactor, termómetro.
4. Otros: 1 propipeta, 2 parantes, 2 agarraderas, algodón.

### PROCEDIMIENTO

1. Armar el equipo de destilación teniendo en cuenta la figura 7.

2. A fin de evitar confusiones durante la realización de la experiencia, los tubos de vidrio con tapa hermética deben rotularse como D1 (destilado 1), R1 (residuo 1), D2, R2, etc.
3. Colocar en el balón 50 mL de acetona pura, calentar y determinar su temperatura de ebullición.



*Figura 7: Esquema del equipo.*

4. Agregar al balón 2 mL de cloroformo. Calentar hasta temperatura constante, suspender el calentamiento y recoger en el tubo D1 el destilado. Cuando el líquido ha dejado de ebullicir, extraer del balón 0,5 ml de residuo, colocándolos en el tubo R1. Leer el índice de refracción del destilado y del residuo.
5. Adicionar, en forma sucesiva, las siguientes cantidades de cloroformo: 4, 4, 10, 10, 5, 10, 10 mL, procediendo en la misma forma que en el paso 4, pero recogiendo muestras cuando la temperatura se mantiene constante después de cada agregado. Determinar los índices de refracción de cada muestra.
6. Limpiar y secar el balón, enjuagarlo con cloroformo puro. Adicionar 50 mL de cloroformo puro y proceder de la misma forma que se hizo para acetona. En este caso, adicionar las cantidades siguientes de acetona: 4, 4, 2, 1, 1 mL. Extraer las distintas muestras (destilado y residuo) cuando la temperatura permanece constante después de cada agregado de acetona. Medir los índices de refracción de cada muestra.

## CÁLCULOS Y GRÁFICOS

1. Con los índices de refracción leídos y haciendo uso de la curva de calibración (Ejercicio 11 de la guía “*Revisión de Matemáticas y conceptos básicos*”), obtener la concentración de todas las muestras de destilado y residuo.
2. Graficar el diagrama de equilibrio líquido – vapor de la mezcla acetona – cloroformo.
3. Determinar el punto de ebullición y la composición de la mezcla azeotrópica.
4. Calcular el ER% utilizando como valores teóricos los extraídos del gráfico de la página 42 de esta guía.

## ANEXO

1. Defina azeótropo. Ejemplifique: a) azeótropo con desviación positiva; b) azeótropo con desviación negativa.
2. ¿El azeótropo cloroformo-acetona presenta punto de ebullición máximo o mínimo? ¿Qué tipo de interacciones se ponen de manifiesto en esta mezcla azeotrópica?
3. ¿A qué se denomina línea de conjunción?
4. A 90 °C la presión de vapor de tolueno es 400 torr y la de o-xileno es 150 torr. ¿Cuál es la composición de la mezcla líquida que ebulle a 90 °C cuando la presión es 0,5 atm? ¿Cuál es la composición del vapor producido?
5. Los siguientes datos de temperatura y composición se obtuvieron de una mezcla de o-xileno y tolueno a 760 torr, donde  $x$  es la fracción molar en el líquido e  $y$  es la fracción molar en el vapor en equilibrio. Los puntos de ebullición son 110,6°C para tolueno y 125,6 °C para o-xileno.

T / °C	$x_T$	$y_T$
110.6	1	1
110,9	0,908	0,923
112,0	0,795	0,836
114,0	0,615	0,698
115,8	0,527	0,624
117,3	0,408	0,527
119,0	0,300	0,410
121,1	0,203	0,297
123,0	0,097	0,164
125.6	0	0

- a) Graficar el diagrama temperatura-composición para la mezcla
- b) ¿Cuál es la composición de vapor en equilibrio con el líquido de composición  $x_T = 0,250$ ?
- c) ¿Cuál es la composición de vapor en equilibrio con el líquido de composición  $x_O = 0,250$ ?
- d) Aplicar la Regla de las Fases en cada región y en cada curva en que queda dividido el diagrama
- e) ¿Puede considerarse que la mezcla tolueno-o-xileno se comporta idealmente? ¿Por qué?



## INTRODUCCIÓN TEÓRICA

La regla termodinámica que rige el equilibrio entre fases es la llamada **Regla de las Fases**, cuya formulación matemática es:

$$F = C - P + 2$$

siendo:  $F$  = número de grados de libertad;  $C$  = número de componentes del sistema en estudio;

$P$  = número de fases presentes en el sistema

Fase: es una porción de materia física y químicamente uniforme. Los componentes de una fase no pueden separarse por medios mecánicos tales como tamizado, centrifugación, etc.

Número de componentes: es el menor número de especies químicas diferentes e independientes, necesarias para especificar la composición de cada una de las fases del sistema. Una forma práctica de definir el número de componentes del sistema, es hacerlo igual al número total de especies químicas presentes en el sistema menos el número de reacciones diferentes que ocurren, entre dichas especies químicas. Por ejemplo, para el sistema formado por: carbonato de calcio, óxido de calcio y dióxido de carbono, hay tres especies químicas diferentes (que son las tres mencionadas) y una reacción química, que es:



Por lo tanto, el número de componentes es:

$$C = 3 - 1 = 2$$

Número de Grados de Libertad: es el menor número de variables de estado intensivas que es necesario determinar para fijar los valores de todas las demás variables intensivas. Otra definición frecuentemente utilizada es la siguiente: es el menor número de variables intensivas que se pueden modificar arbitrariamente sin que varíe el número de fases presentes en el sistema.

## Potencial Químico

Para establecer la condición de equilibrio entre las fases de un dado sistema a presión y temperatura constantes es necesario considerar la propiedad potencial químico.

En un sistema formado por dos o más fases en equilibrio térmico y mecánico, la materia puede fluir de una fase a la otra. La energía libre de cada una de las fases depende de las variables siguientes: a.- Temperatura; b.- Presión y c.- Número de moles de cada uno de los constituyentes de las fases.

En cualquier instante la energía de Gibbs es:  $G = G(T, P, n_1, \dots, n_k)$ . Por lo tanto, la diferencial total de la energía libre de Gibbs puede escribirse de la forma:

$$dG = \left(\frac{\partial G}{\partial P}\right)_{T, N_j} dP + \left(\frac{\partial G}{\partial T}\right)_{P, N_j} dT + \left(\frac{\partial G}{\partial n_1}\right)_{T, P, n_{j \neq 1}} dn_1 + \dots + \left(\frac{\partial G}{\partial n_k}\right)_{T, P, n_{j \neq k}} dn_k \quad (1)$$

donde el subíndice  $N_j$  indica que los moles de todos los componentes permanecen constantes. En un proceso reversible sin cambio de composición donde sólo hay trabajo P-V, la diferencial de la energía libre de Gibbs está expresada como:

$$dG = -SdT + VdP \quad (2)$$

En consecuencia:

$$\left(\frac{\partial G}{\partial T}\right)_{P, N_j} = -S \quad \left(\frac{\partial G}{\partial P}\right)_{T, N_j} = V$$

Sustituyendo estas expresiones en la ecuación (1) se obtiene la siguiente ecuación:

$$dG = VdP - SdT + \sum_{i=1}^k \left(\frac{\partial G}{\partial n_i}\right)_{T, P, n_{j \neq i}} dn_i \quad (3)$$

Definimos el potencial químico  $\mu_i$  del componente  $i$  en un sistema como:

$$\mu_i = \left(\frac{\partial G}{\partial n_i}\right)_{T, P, n_{j \neq i}} \quad (4)$$

Por lo que la ecuación (3) toma la forma:

$$dG = -S.dT + V.dP + \sum_i \mu_i .dn_i \quad (5)$$

*Teniendo en cuenta la ecuación (4) concluimos que el potencial químico del componente "i" es la velocidad de cambio de la energía libre de Gibbs por mol del componente "i", cuando se mantiene constante la temperatura, la presión y el número de moles de los otros componentes que constituyen el sistema.*

### **Criterio de equilibrio en términos de propiedades intensivas**

Algunos criterios de equilibrio entre fases pueden establecerse en términos de las propiedades intensivas P, T y  $\mu$ . Estamos familiarizados con el hecho de que dos fases, tales como el hielo y agua, para estar en equilibrio deben tener la misma presión y temperatura. Esto puede apreciarse considerando que se transfiere reversiblemente una cantidad de calor,  $dq$ , desde la fase  $\alpha$  a la fase  $\beta$  (ambas fases están en equilibrio a T y P); la condición de equilibrio en un sistema aislado es que la entropía del sistema no se modifique por la transferencia de calor; así, en este caso,

$$dS = dS_{\alpha} + dS_{\beta}$$

donde  $dS_{\alpha}$  y  $dS_{\beta}$ , son los cambios de entropía que experimentan las fases  $\alpha$  y  $\beta$ . Dado que el proceso es reversible, se cumple que

$$\frac{-dq}{T_{\alpha}} + \frac{dq}{T_{\beta}} = 0 \quad \text{o} \quad T_{\alpha} = T_{\beta} \quad (6)$$

Que la presión debe ser la misma en las dos fases en equilibrio puede probarse considerando que la fase  $\alpha$  incrementa su volumen en una cantidad infinitesimal,  $dV$ , y que la fase  $\beta$  disminuye su volumen en la misma cantidad. Si la temperatura y el volumen del sistema, como un todo, se mantienen constantes, entonces:  $dA = dA_{\alpha} + dA_{\beta} = 0$

$$\text{o} \quad -P_{\alpha} \cdot dV + P_{\beta} \cdot dV = 0$$

y por lo tanto:

$$P_{\alpha} = P_{\beta} \quad (7)$$

Una restricción adicional puede derivarse considerando la transferencia de una pequeña cantidad de sustancia,  $dn_i$  moles, desde la fase  $\alpha$  a la fase  $\beta$ ; estando ambas fases en equilibrio. Si la temperatura y la presión del sistema, como un todo, se mantienen constantes, entonces:

$$dG = dG_{\alpha} + dG_{\beta} = 0 \quad \text{o} \quad -\mu_{i\alpha} \cdot dn_i + \mu_{i\beta} \cdot dn_i = 0$$

y por lo tanto,

$$\mu_{i\alpha} = \mu_{i\beta} \quad (8)$$

Así, el potencial químico de un componente es el mismo en todas las fases en equilibrio.

Si las fases  $\alpha$  y  $\beta$  no están en equilibrio y una pequeña cantidad,  $dn_i$  moles, de la especie  $i$  es transferida desde la fase  $\alpha$  a la fase  $\beta$ , tratando de establecer el equilibrio, a temperatura y presión constantes se cumple:

$$dG = dG_{\alpha} + dG_{\beta} < 0 \quad \text{o} \quad -\mu_{i\alpha} \cdot dn_i + \mu_{i\beta} \cdot dn_i < 0$$

Si  $dn_i$  es positiva, entonces:

$$\mu_{i\alpha} > \mu_{i\beta} \quad (9)$$

Así, una sustancia tenderá a pasar espontáneamente desde la fase donde tiene mayor potencial químico a aquella donde tiene menor potencial químico. De la misma manera, una sustancia difundirá espontáneamente de una región donde su concentración y potencial químico son mayores a una donde su potencial químico sea menor.

### Coefficiente de reparto de Nernst

Supongamos dos fases líquidas ( $\alpha$  y  $\beta$ ), y un soluto (2) distribuido entre ellas. En el equilibrio se cumple:

$$\mu_{2\alpha} = \mu_{2\beta}$$

siendo  $\mu_{2\alpha}$  = potencial químico del soluto 2 en la fase líquida  $\alpha$ ;  $\mu_{2\beta}$  = potencial químico del soluto 2 en la fase líquida  $\beta$ . De la relación entre la actividad y el potencial químico para cada especie en cada fase ( $\mu_i = \mu_i^* + R.T. \ln a_i$ ) podemos escribir:

$$\mu_{2\alpha}^* + R T \ln a_{2\alpha} = \mu_{2\beta}^* + R T \ln a_{2\beta} \quad (10)$$

$$\frac{\mu_{2\alpha}^* - \mu_{2\beta}^*}{R T} = \ln \frac{a_{2\beta}}{a_{2\alpha}} \quad (11)$$

$$K = \exp\left(\frac{\mu_{2\alpha}^* - \mu_{2\beta}^*}{R T}\right) = \frac{a_{2\beta}}{a_{2\alpha}} \quad (12)$$

$$K = \frac{a_{2\beta}}{a_{2\alpha}} \quad (13)$$

siendo K el coeficiente de distribución de Nernst. Su valor es una función de la temperatura. La ecuación (13) no es aplicable cuando el soluto sufre asociaciones o disociaciones en una o en ambas fases.

Cuando se trabaja con soluciones diluidas el coeficiente de distribución de Nernst puede expresarse en términos de concentraciones ( $a = \gamma C$ ). De esta manera:

$$K = \frac{C_{2\beta}}{C_{2\alpha}} \quad (14)$$

En este caso el coeficiente es función de la temperatura y de la concentración.

El fenómeno de distribución de uno o más solutos entre dos fases inmiscibles entre sí, es la base de los métodos cromatográficos y de los procesos de extracción (sólido-líquido, líquido-líquido, etc.).

## TRABAJO PRÁCTICO DE LABORATORIO N° 5

### OBJETIVO

Determinar el valor del coeficiente de distribución de Nernst de yodo en los disolventes agua y tetracloruro de carbono.

## MATERIAL NECESARIO

- 1.- Reactivos y soluciones: I<sub>2</sub>, CCl<sub>4</sub>, Na<sub>2</sub>S<sub>2</sub>O<sub>3</sub> 0,01 N y 0,10 N, agua, solución de almidón.
- 2.- Vidrio: 1 ampolla de decantación, 5 erlenmeyers de 125 mL con tapa esmerilada, 2 buretas de 50 mL, 2 buretas de 25 mL, 1 pipeta de doble aforo de 10 mL, 1 pipeta doble aforo de 5 mL, 2 embudos para bureta, 1 pipeta de 1 mL, 2 vasos de precipitación de 50 mL, matríz de 1000 mL.

## PROCEDIMIENTO

1. Adicionar a la ampolla de decantación 50 mL de I<sub>2</sub> en Cl<sub>4</sub>C y 50 mL de agua destilada medidos con bureta.
2. Agitar enérgicamente la ampolla durante una hora y media. Pasado este tiempo, se deja reposar la ampolla a fin de que separen las dos fases.
3. Descargar la fase orgánica en un erlenmeyer, desechar la interfase y dejar la fase acuosa en la ampolla.
4. Tomar dos alícuotas de 10 mL de la fase acuosa y titularlas con solución 0,01N de Na<sub>2</sub>S<sub>2</sub>O<sub>3</sub> usando almidón como indicador. Anotar el título de la solución de tiosulfato.
5. Tomar dos alícuotas de 5 mL de la fase orgánica y titularlas con solución 0,10 N de Na<sub>2</sub>S<sub>2</sub>O<sub>3</sub>. Anotar el título de la solución de tiosulfato.

## CÁLCULOS

1. Calcular la concentración de la muestra en ambas fases utilizando la ecuación.

### Fase acuosa

$$N_M = \frac{(N_T \cdot V_T)}{V_M}$$

### Fase Orgánica

$$N_M = \frac{(N_T \cdot V_T)}{V_M}$$

siendo: N<sub>M</sub> = Normalidad de la muestra (incógnita a determinar).

N<sub>T</sub> = Normalidad del reactivo titulante (Na<sub>2</sub>S<sub>2</sub>O<sub>3</sub>).

V<sub>M</sub> = Volumen de la alícuota (volumen de la muestra).

V<sub>T</sub> = Volumen gastado de reactivo titulante.

2. Calcular el coeficiente de distribución de Nernst.

$$K = \frac{C_{acuosa}}{C_{organica}}$$

3. Obtener el error porcentual sabiendo que el valor tabulado del coeficiente de reparto de Nernst para este sistema es 0,012 (Kolthoff).

$$ER\% = \frac{|K_T - K_{\text{exp}}|}{K_T} \cdot 100$$

### **ANEXO**

1. ¿Qué es el potencial químico? Dé su expresión matemática.
2. Justificar por qué el tratamiento se realiza con concentraciones y no con actividad.
3. ¿Cuál es la reacción de titulación realizada en el práctico de laboratorio?
4. Explicar que significado tiene el coeficiente de distribución de Nernst y de qué depende.
5. Si el valor de  $K < 1$ , ¿en qué fase la concentración de soluto es mayor?

# TEMA 6

## PROPIEDADES MOLARES PARCIALES

1.- Se midieron las densidades de soluciones acuosas de sulfato de cobre (II) a 20 °C, según se indica a continuación. Determinar el volumen molar parcial de  $\text{CuSO}_4$  en el rango medido.

$m(\text{CuSO}_4) / \text{g}$	$\rho / \text{g cm}^{-3}$
5	1,051
10	1,107
15	1,167
20	1,230

en donde  $m(\text{CuSO}_4)$  es la masa de  $\text{CuSO}_4$  disuelto en 100 g de solución.

2.- Aminabhavi y col. examinaron mezclas de ciclohexano con varios alcanos de cadena larga (*J.Chem. Eng. Data* 41, 526, 1996). Entre sus datos se encuentran las siguientes mediciones de la densidad de una mezcla de ciclohexano y pentadecano, en función de la fracción molar de ciclohexano ( $X_{\text{CH}}$ ) a 298,15 K:

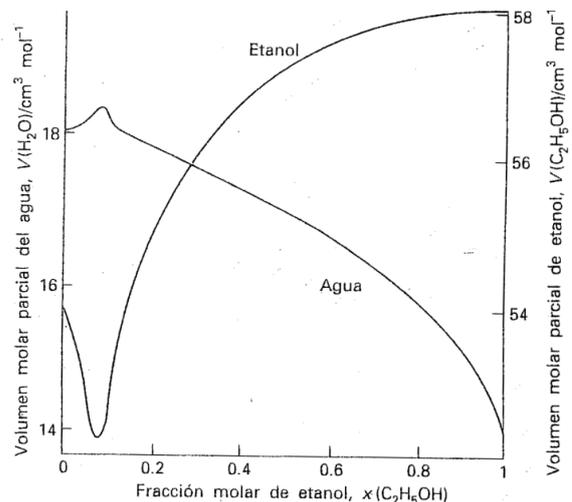
$X_{\text{CH}}$	$\rho / \text{g cm}^{-3}$
0,6965	0,7661
0,7988	0,7674
0,9004	0,7697

Calcular el volumen molar parcial de cada componente en una mezcla con fracción molar de ciclohexano de 0,7988.

3.- Haciendo uso de la siguiente figura, responda:

a) ¿Qué proporciones en volumen de etanol y agua se deben mezclar para producir 100  $\text{cm}^3$  de una solución de 50 % en masa de etanol?

b) ¿Qué cambio de volumen se obtiene al agregar 1  $\text{cm}^3$  de etanol a la mezcla?



4.- Un laboratorio requiere de 2 L de una solución anticongelante que consiste en 30 % mol de metanol en agua. ¿Qué volúmenes de metanol y de agua a 25 °C se deben mezclar para formar los 2 L de anticongelante a 25 °C? Los volúmenes molares parciales para el metanol y el agua en una solución de 30 % mol son 38,632  $\text{cm}^3 \text{mol}^{-1}$  y 17,765  $\text{cm}^3 \text{mol}^{-1}$ , respectivamente. Los volúmenes molares de metanol y agua puros a 25 °C, son 40,727  $\text{cm}^3 \text{mol}^{-1}$  y 18,068  $\text{cm}^3 \text{mol}^{-1}$ .

5.- El volumen de una solución acuosa de cloruro de sodio a 25 °C se midió a una serie de molalidades  $m$  y se encontró que se ajusta a la expresión:

$$V = 1003 + 16,62.m + 1,77.m^{3/2} + 0,12.m^2$$

donde  $V$  es el volumen de la solución en mL. Calcular el volumen molar parcial de los componentes cuando la concentración es 0,1 mol kg<sup>-1</sup>.

### ECUACIÓN DE GIBBS- DUHEM. FUNCIONES EN EXCESO

6.- Los valores experimentales del volumen molar parcial de K<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> (ac) a 298 K se expresan como:  $V_2 = 32,280 + 18,216 m^{1/2}$  [=] cm<sup>3</sup> mol<sup>-1</sup> en donde  $m$  es la molalidad de la sal. Escribir una ecuación para el volumen molar de agua en la solución utilizando la ecuación de Gibbs-Duhem. El volumen de agua pura a 298 K es 18,079 cm<sup>3</sup> mol<sup>-1</sup>.

7.- El volumen molar parcial de una sal B en agua a 298 K puede expresarse como:  $V_B = 6,218 + 5,146 m - 7,147 m^2$  V<sub>B</sub> [=] cm<sup>3</sup> mol<sup>-1</sup> en donde  $m$  es la molalidad de la sal. Escribir una ecuación para el volumen molar

de agua ( $V_{H_2O}^0 = 18,079$  cm<sup>3</sup> mol<sup>-1</sup>) en la solución utilizando la ecuación de Gibbs-Duhem.

8.- La energía de Gibbs de exceso de soluciones de metilhexano (MCH) y tetrahidrofurano (THF) a 303,15 K se expresa como:  $G^E = RT(1-X)[0,4857 - 0,1077(2X-1) + 0,0191(2X-1)^2]$  G<sup>E</sup> [=] J si R= [=] J mol<sup>-1</sup> K<sup>-1</sup>, en donde  $X$  es la fracción molar de MCH. Calcular la energía de Gibbs de mezcla de una solución de 1 mol de MCH y 3 moles de THF. G.

### CALORES DE SOLUCIÓN

9.- Se disponen de los siguientes datos a 25 °C:

	$\Delta H^\circ /$ kJ mol <sup>-1</sup>
HCl <sub>(g)</sub> + 100 ac. → HCl .100 ac.	-73,61
NaHO <sub>(s)</sub> + 100 ac. → NaHO.100 ac.	- 44,04
NaCl <sub>(s)</sub> + 200 ac. → NaCl .200 ac.	+ 4,23

Con estos datos de los calores de solución y los calores de formación pertinentes, calcular el  $\Delta H^\circ$  para la reacción:



10.- Calcular el calor de solución del ácido sulfúrico para las diversas soluciones y graficar  $\Delta H$  vs. fracción molar de agua.

solución	$\Delta_f H^\circ / \text{kJmol}^{-1}$
----------	----------------------------------------

H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> (l)	-813,99
H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> (l) . 1 ac.	-841,79
H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> (l) . 2 ac.	-855,44
H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> (l) . 4 ac.	-867,88
H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> (l) . 10 ac.	-880,53
H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> (l) . 20 ac.	-884,92

H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> (l) . 100 ac.	-887,64
H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> (l) . ∞ ac.	-909,27

### ACTIVIDAD

11.- Las presiones de vapor de C<sub>2</sub>H<sub>5</sub>OH y H<sub>2</sub>O sobre soluciones de estos dos a 20 °C son:

% p/p C <sub>2</sub> H <sub>5</sub> OH	P <sub>C<sub>2</sub>H<sub>5</sub>OH</sub> / torr	P <sub>H<sub>2</sub>O</sub> / torr
0	0	17,5
20	12,6	15,9
40	20,7	14,7
60	25,6	14,1
80	31,2	11,3
100	43,6	0

- a) Encuentre la actividad y el coeficiente de actividad de cada componente en las soluciones anteriores.
- b) Graficar el coeficiente de actividad  $\gamma$  versus la fracción molar para cada componente.

## LABORATORIO N°6

### PROPIEDADES MOLARES PARCIALES: DETERMINACIÓN DEL VOLUMEN DE MEZCLA Y VOLÚMENES MOLARES PARCIALES EN SOLUCIONES DE ETANOL Y AGUA



#### INTRODUCCIÓN TEÓRICA

Normalmente después de la mezcla de dos líquidos se observa que el volumen de la disolución es distinto de la suma de los volúmenes de los componentes puros. Por ejemplo, la adición de 50 mL de agua a 50 mL de etanol a 20°C y 1 atm da una disolución cuyo volumen es de 96,5 mL en estas condiciones de temperatura y presión. Esto es debido por un lado a la diferencia entre las fuerzas intermoleculares existentes en la disolución y las existentes en los componentes puros, y por otro, a las diferencias entre el empaquetamiento de las moléculas en la disolución y su empaquetamiento en los componentes puros por diferencias de tamaño y forma de las moléculas que se mezclan.

Así la termodinámica de las disoluciones se formula en términos de las propiedades molares parciales. Si  $X$  es cualquier propiedad extensiva termodinámica, tal que  $X=X(T, P, n_1, n_2, \dots, n_i, \dots, n_j)$ , donde  $n_1, n_2, n_i, n_j$  son el número de moles del componente 1, 2,  $i$ , y  $j$  del sistema, respectivamente, entonces:

$$dX = \left( \frac{\partial X}{\partial T} \right)_{P,N} .dT + \left( \frac{\partial X}{\partial P} \right)_{T,N} .dP + \sum_i^j \bar{X}_i .dn_i$$

donde:  $\bar{X}_i = \left[ \frac{\partial X}{\partial n_i} \right]_{T,P,n_{j \neq i}}$  = cantidad molar parcial del componente  $i$  del sistema.

Si integramos la ecuación de  $dX$  para un sistema de composición definida, a presión y temperatura constantes obtenemos:  $X_{T,P,N} = \sum_i^j n_i . \bar{X}_i$  donde el subíndice  $N$  indica composición constante.

#### Significado físico de la propiedad molar parcial

De la definición de  $\bar{X}_i$ , observamos que una propiedad molar parcial es el incremento que resulta en la propiedad  $X$  del sistema, cuando se adiciona, a temperatura y presión constantes, un mol de la sustancia " $i$ " a una cantidad tan grande del sistema que su composición permanece virtualmente invariable. Sin embargo, una interpretación más útil la obtenemos de la última ecuación que establece que: la suma de los términos  $n_i \bar{X}_i$ , para todos los

constituyentes es igual al valor total de la propiedad  $X$  para el sistema de composición dada, a  $P$  y  $T$  constantes. De aquí, la propiedad molar parcial  $\bar{X}_i$ ; de cualquier constituyente se puede considerar como la contribución de un mol de dicho componente al valor total de la propiedad  $X$  del sistema.

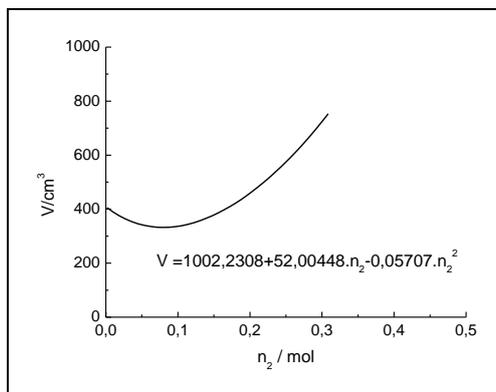
## Determinación de las cantidades molares parciales

### I.- Método directo o de las tangentes

Si nuestro sistema es una mezcla binaria de los componentes 1 y 2, siendo el componente 1 el solvente y 2 el soluto, en vista de la definición de la propiedad molar parcial, un método para su determinación, consiste en graficar el valor de la propiedad extensiva  $X$  vs.  $n_2$ , a  $T$ ,  $P$  y  $n_1$  constantes. La pendiente de la curva para cualquier composición particular dará el valor de  $\bar{X}_2$ , se puede obtener el correspondiente valor de  $\bar{X}_1$  mediante la relación:

$$X = n_1 \cdot \bar{X}_1 + n_2 \cdot \bar{X}_2$$

Una forma de determinar volúmenes molares parciales es ajustar datos del volumen de una disolución obtenidos con  $n_1$  fijo a un polinomio de  $n_2$ . Entonces, derivando se puede calcular  $\bar{V}_2$  (figura 1).

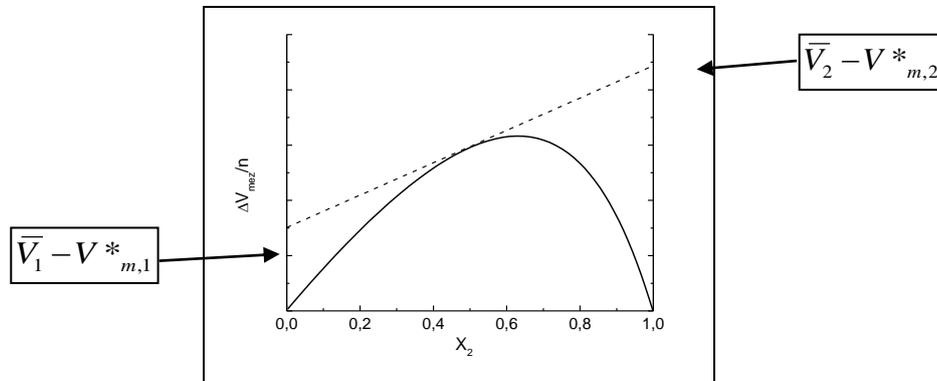


**Figura 1:** Volumen de una solución binaria ( $V$ ) en función del número de moles de soluto ( $n_2$ ).

### II.- Método de las ordenadas o de las intersecciones

Este método presenta la ventaja de dar simultáneamente las propiedades molares parciales de ambos constituyentes de una mezcla binaria. Sea  $n = n_1 + n_2$  el número total de moles de una disolución de dos componentes. Se representa  $\Delta V_{mez}/n$  (variación del volumen del proceso de mezcla por el número de moles totales) frente a  $X_2$  (fracción molar de 2) y se dibuja la recta tangente a la curva en un punto correspondiente a alguna composición concreta. El punto de corte de esta recta tangente con el eje  $\Delta V_{mez}/n$  (correspondiente a  $X_2 = 0$  y  $X_1 = 1$ )

corresponde a  $\bar{V}_1 - V_{m,1}^*$  a la composición dada. La intersección de la misma tangente con la línea vertical en  $X_2 = 1$  da el valor de  $\bar{V}_2 - V_{m,2}^*$  para la misma composición especificada. Como se conocen los volúmenes molares  $V_{m,1}^*$  y  $V_{m,2}^*$  de los componentes puros, se pueden calcular los volúmenes molares parciales  $\bar{V}_1$  y  $\bar{V}_2$  para la misma composición.



El cambio de volumen  $\Delta V_{mez}$  producido en el proceso de mezclar los componentes puros para formar la disolución a temperatura y presión constantes es la diferencia entre el volumen real de la disolución  $V$  y el volumen total de los componentes puros sin mezclar  $V^*$  a las mismas condiciones de T y P:

$$\Delta V_{mez} = V - V^*$$

$$V = \sum_i n_i \bar{V}_i \qquad V^* = \sum_i n_i V_{m,i}^*$$

donde  $n_i$  son moles de la sustancia  $i$ ;  $\bar{V}_i$  es el volumen molar parcial del componente  $i$  mientras que  $V_{m,i}^*$  es el volumen molar de la sustancia pura  $i$ .

## TRABAJO PRÁCTICO DE LABORATORIO N° 6

### OBJETIVO

Determinar la variación del volumen del proceso de mezcla y los volúmenes molares parciales de los componentes de una solución binaria.

### MATERIAL NECESARIO

- 1.- Reactivos: agua destilada, etanol.
- 2.- Vidrio: 11 erlenmeyers de vidrio con tapa, 2 buretas de 25 mL, jeringas de 2 mL.
- 3.- Instrumental: densímetro, termómetro, balanza analítica.
- 4.- Otros: parante de hierro, portaburetas.

## PROCEDIMIENTO

1. Preparar las soluciones según el cuadro, registrando el peso de cada componente.

$n_2$  constate:

Nº de tubo	Volumen de agua / mL	Peso de agua / g	Volumen de etanol / mL	Peso de etanol / g
1	1		15	
2	5		15	
3	7		15	
4	10		15	
5	12		15	
6	15		15	

$n_1$  constante

Nº de tubo	Volumen de agua / mL	Peso de agua / g	Volumen de etanol / mL	Peso de etanol / g
1	15		15	
2	15		12	
3	15		10	
4	15		7	
5	15		5	
6	15		1	

2. Encender el equipo (llave "power"). Cargar el densímetro con agua bidestilada cuidando que no queden burbujas en el interior del tubo de muestreo. Esperar aproximadamente 2 min. Leer el valor de la densidad y registrarlo como  $\rho_0$ .
3. Descargar el densímetro, haciendo uso de la jeringa, y proceder a secarlo, para ello introducir la manguera en el orificio lateral inferior y levantar la llave "pump". Debe reproducir el valor de densidad del aire cuando el tubo está perfectamente limpio y seco.
4. Cargar el densímetro (con la jeringa correspondiente) con la solución N° 1, esperar aproximadamente 2 minutos. Leer el valor de la densidad y registrarlo como  $\rho_1$ .
5. Proceder de igual manera con el resto de las soluciones.

## CÁLCULOS Y GRÁFICAS

1. Calcular para cada mezcla preparada: peso total de solución; volumen de solución; volumen total de los componentes puros sin mezclar; número de moles de cada componente; fracción molar de soluto.
2. Graficar volumen de solución vs.  $n_1$  (con  $n_2$ =cte) y volumen de solución vs.  $n_2$  (con  $n_1$ =cte).

3. Calcular los volúmenes molares parciales de cada componente y graficarlos en función de la fracción molar de soluto.

4. Determinar  $\frac{\Delta V_{\text{mez}}}{n}$  y graficarlo en función de la fracción molar de soluto.

5. Analizar los resultados obtenidos con datos de literatura para  $x_2=0,23$ .

## ANEXO

1. Definir propiedad molar parcial y diga su significado físico.
2. Describa brevemente los dos métodos utilizados para determinar el volumen molar parcial.
3. En el método de las tangentes, ¿es posible ajustar los datos experimentales a un polinomio de tercer grado?
4. A 25 °C, la densidad de una solución etanólica al 50 % en masa es 0,914 g cm<sup>-3</sup>. Dado que el volumen molar parcial del agua en la solución es de 17,4 cm<sup>3</sup> mol<sup>-1</sup>, ¿cuál es el volumen molar parcial del etanol?
5. A 18 °C, el volumen total de una solución formada por MgSO<sub>4</sub> y 1 kg de agua se ajusta a la expresión:

$$V = 1001,21 + 34,69 (m - 0,070)^2$$

Calcular los volúmenes molares parciales de la sal y del solvente cuando  $m = 0,050$  mol kg<sup>-1</sup>.

# TEMA 7

## ACTIVIDAD. TEORÍA DE DEBYE-HÜCKEL

1.- A continuación se indican los coeficientes de actividad medio de soluciones acuosas de NaCl a 25 °C. Verificar que cumplen la ley límite de Debye-Hückel y que con la ley extendida se obtiene mayor coincidencia.

C /mmol kg <sup>-1</sup>	$\gamma_{\pm}$
1	0,9649
2	0,9519
5	0,9275
10	0,9024
20	0,8712

2.- Calcular el coeficiente de actividad medio a 25 °C en las soluciones:

- a) 0,010 mol dm<sup>-3</sup> de MgCl<sub>2</sub>
- b) 0,1 mol dm<sup>-3</sup> Na<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>
- c) 0,005 mol L<sup>-1</sup> de ZnSO<sub>4</sub>
- d) 0,5 mol L<sup>-1</sup> de ZnSO<sub>4</sub>

3.- Calcular el coeficiente de actividad iónico medio y la actividad iónica media de una solución de LaCl<sub>3</sub> 10<sup>-2</sup> M a 25 °C.

## CONDUCTIVIDAD DE SOLUCIONES ELECTROLÍTICAS.

4.- ¿Qué peso de cobre se depositará en el cátodo en el paso de 0,473 A de intensidad de corriente durante 5 min a través de una disolución de sulfato de cobre?

5.- Una solución acuosa de AuCl<sub>3</sub> se electroliza con una corriente de 0,5 A hasta depositar 1,2 g de Au en el cátodo siendo ésta la única reacción. Calcule: a) el número de equivalentes de Au depositados; b) el número de Faradays que han pasado a través del circuito; c) la carga transportada y d) la duración de la electrólisis.

6.- La resistencia de una celda de conductividad que contiene una solución 0,1 N de KCl es de 192,3  $\Omega$  a 25 °C. Cuando esta celda contiene una solución de NaCl 0,003186 M, presenta una resistencia de 6363  $\Omega$ . Calcular la conductividad molar de la solución de NaCl.

7.- Belcher (*J.Am.Chem.Soc.* **60**, 2746, 1938) ha medido las siguientes conductividades molares de propionato sódico a 25 °C. Los valores obtenidos son:

$\Lambda / \Omega^{-1}\text{mol}^{-1}\text{cm}^2$	$C / \text{mol L}^{-1}$
82,53	0,002178
81,27	0,004180
79,72	0,007870
77,88	0,014270
75,64	0,025970

- a) ¿Cuál es la conductividad molar límite del propionato de sodio? ¿Cuál es la diferencia respecto al valor tabulado?
- b) Para una solución de ácido propiónico cuya concentración es 1 M la conductividad molar es  $1,4 \Omega^{-1} \text{mol}^{-1} \text{cm}^2$ . ¿Cuál es el grado de disociación del electrolito en esta disolución?
- c) Deducir el valor de la constante de disociación del ácido propiónico.

8.- La conductividad específica de una solución saturada de  $\text{AgIO}_4$  es  $1,19 \times 10^{-6} \Omega^{-1} \text{cm}^{-1}$  superior a la del agua utilizada para preparar la disolución a 25 °C. Calcular el producto de solubilidad y la solubilidad de la sal a esta temperatura.

9.- Se disponen de los siguientes datos experimentales:

conductividad de una solución acuosa saturada de sulfato de plomo =  $3,48 \times 10^{-5} \text{ S cm}^{-1}$ ;

conductividad del agua =  $2,67 \times 10^{-6} \text{ S cm}^{-1}$ .

Calcule  $K_{\text{ps}}^a$ ,  $K_{\text{ps}}^c$  y la solubilidad de sulfato de plomo en agua a 25 °C.

10.- Se prepara una solución saturada de sulfato de plomo usando como disolvente una solución 0,01 m de  $\text{KNO}_3$  a 25 °C. ¿Qué sucede con el valor de  $K_{\text{ps}}^a$ ,  $K_{\text{ps}}^c$  y la concentración de los iones  $\text{Pb}^{2+}$  y  $\text{SO}_4^{2-}$  en la disolución?

11.- Calcular la concentración de  $\text{Pb}^{2+}$  en la disolución saturada de  $\text{PbSO}_4$  en presencia de  $\text{CuSO}_4$  en una concentración final de 0,01 m a 25 °C.

12.- A 18 °C, la conductividad del agua saturada de  $\text{CaF}_2$  es  $3,6 \times 10^{-5} \text{ S cm}^{-1}$  y la del agua utilizada para preparar la disolución es  $0,15 \times 10^{-5} \text{ S cm}^{-1}$ . Calcular el  $K_{\text{ps}}$  y la solubilidad de la sal suponiendo que sólo están presentes los iones  $\text{Ca}^{2+}$  y  $\text{F}^-$ .



## INTRODUCCIÓN TEÓRICA

La conductividad eléctrica es un fenómeno de transporte en el cual la carga eléctrica en forma de electrones o de iones se mueve a través del sistema. En un conductor metálico el transporte de la corriente eléctrica se hace por medio de electrones, los cuales se encuentran sueltos en el retículo cristalino del metal, y la resistencia que presenta el mismo al pasaje de la corriente está dada por la expresión que vincula la resistencia  $R$  del conductor con las dimensiones del mismo y expresa que:

$$R = \rho \frac{l}{A} \quad (1)$$

donde  $l$  = longitud del conductor (cm);  $A$  = área de una sección transversal del conductor (cm<sup>2</sup>);  $\rho$  = resistividad (ohm.cm).

El transporte de corriente en las soluciones de electrolitos se efectúa por medio de iones, pero es más conveniente, en este caso, hablar de la capacidad que tienen las soluciones para conducir la corriente, lo que se denomina *conductancia*, en vez de la resistencia que oponen al paso de la misma. La conductancia se define como la inversa de la resistencia. Invirtiendo (1) se tiene:

$$L = \frac{1}{R} = \frac{1}{\rho} \frac{A}{l} = \kappa \frac{A}{l} \quad (2)$$

donde  $\frac{1}{R}$  = conductancia de la solución [=] ohm<sup>-1</sup> = Siemens (S) y  $\kappa = \frac{1}{\rho}$  conductividad específica o conductividad de la solución (ohm<sup>-1</sup> cm<sup>-1</sup> o S cm<sup>-1</sup>).

Como no se puede tener un trozo de solución como en el caso del conductor metálico, para medir la conductividad se sumerge en la solución dos electrodos (celda de medición) donde  $A$  es el área de los electrodos y  $l$  su separación, y se mide la resistencia del volumen de solución contenido entre ellos, como se indica en la figura 1. Ordenando la ecuación (2)

$$\kappa = \frac{1}{R} \frac{l}{A} \quad (3)$$

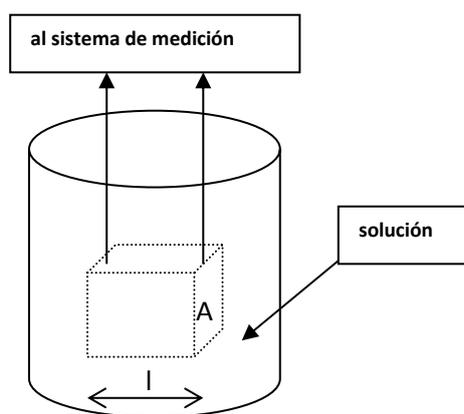
La relación  $l/A$  es constante para una celda determinada y se denomina Constante de celda,  $K_{\text{celda}}$  (cm<sup>-1</sup>); entonces

$$\kappa = \frac{K_{\text{celda}}}{R} \quad (4)$$

Para determinar la constante de una celda se utiliza una solución patrón, generalmente de KCl de una concentración determinada y que tiene una conductividad específica conocida. Midiendo la resistencia la solución con la celda cuya constante  $K_{\text{celda}}$  se quiere determinar y la temperatura de la solución, la constante de la celda se estima como

$$K_{\text{celda}} = \kappa_{\text{KCl}} \cdot R_{\text{KCl}} \quad (5)$$

siendo  $\kappa_{\text{KCl}}$  = conductividad de la solución de KCl a la concentración dada y a la temperatura de la experiencia ( $\text{S cm}^{-1}$ ) y  $R_{\text{KCl}}$  = resistencia de la solución de KCl (ohm).



*Figura 1*

El circuito tradicional para medir conductancia es el puente de Wheatstone, convenientemente modificado para operar con corriente alterna, de manera de evitar los efectos de electrólisis y polarización electródica.

Actualmente los puentes de conductividad tienen sistemas electrónicos que permiten, una vez equilibradas las resistencias, convertir estas señales para mostrar el valor de conductividad en una pantalla. Estos puentes digitales de conductividad deben ser calibrados antes de efectuar las mediciones conductimétricas.

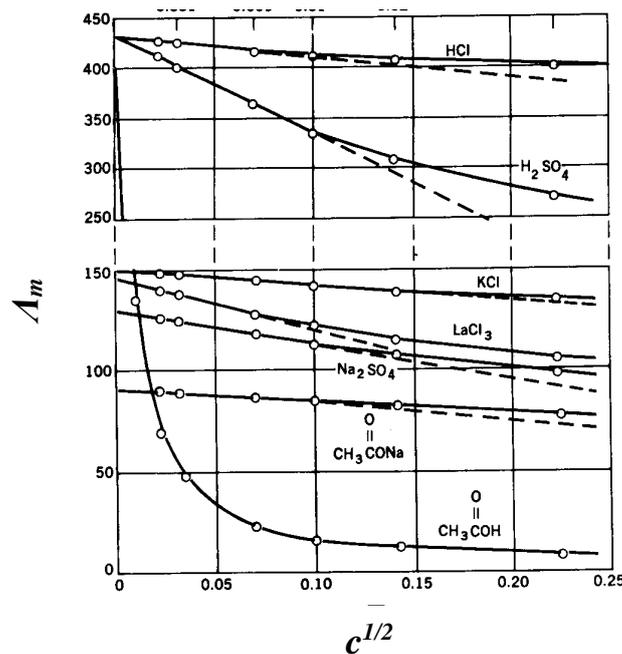
### **Conductividad molar**

Puesto que el número de portadores de carga por unidad de volumen aumenta normalmente al aumentar la concentración del electrólito, la conductividad de la disolución  $\kappa$  aumenta, por lo general, cuando aumenta la concentración del electrólito. Para obtener una medida de la capacidad de transporte de corriente de una cantidad dada de electrólito en disolución se define la conductividad molar  $\Lambda_m$  de un electrólito en disolución como:

$$\Lambda_m = \frac{\kappa}{c} \cdot 1000 [=] \text{ S cm}^2 \text{ mol}^{-1} \quad (6)$$

siendo  $c$  la concentración estequiométrica molar del electrolito. Para un electrolito fuerte sin apareamiento de iones, la concentración de iones es directamente proporcional a la concentración estequiométrica del electrolito; por lo tanto, podría pensarse que al dividir  $\kappa$  por  $c$  se obtendría una cantidad que es independiente de la concentración. Sin embargo,  $\Lambda_m$  para  $\text{NaCl(ac)}$ ,  $\text{KBr(ac)}$ , etc. varía algo con la concentración. Esto es debido a que las interacciones entre iones afectan la conductividad  $\kappa$  y estas interacciones cambian cuando cambia  $c$ .  $\Lambda_m$  depende tanto del disolvente como del electrolito.

En la figura 2 se representa  $\Lambda_m$  en función de  $c^{1/2}$  para algunos electrolitos en disolución acuosa. El rápido aumento de  $\Lambda_m$  para ácido acético a medida que  $c \rightarrow 0$  se debe a un aumento del grado de disociación de este ácido débil al disminuir  $c$ . El descenso lento de  $\Lambda_m$  para  $\text{HCl}$  y  $\text{KCl}$  a medida que  $c$  aumenta se debe a las atracciones entre los iones de carga opuesta que hacen disminuir la conductividad. A concentraciones muy altas, la conductividad  $\kappa$  de la mayoría de los electrolitos fuertes disminuye cuando la concentración aumenta.



**Figura 2:** Comportamiento de  $\Lambda_m$  frente a  $c^{1/2}$  de diferentes electrolitos en solución acuosa.

A dilución infinita, las fuerzas interiónicas tienden a cero y los iones se mueven independientemente. Esto quedó expresado por Kohlrausch de la siguiente manera:

$$\Lambda_\infty = \nu^+ \lambda_\infty^+ + \nu^- \lambda_\infty^- \quad (7)$$

donde  $\lambda_{\infty}^{+}$  y  $\lambda_{\infty}^{-}$  son las conductividades iónicas a dilución infinita para el catión y el anión, respectivamente. La aplicación práctica e inmediata de la idea de una contribución independiente de los iones a dilución infinita es el camino para deducir el valor de la conductividad límite de electrólitos débiles, lo que no sería posible lograr si se intentara la extrapolación gráfica. Por ejemplo, la conductividad molar límite para el ácido acético (HAcO) se puede calcular a partir de las conductividades molares límites de acetato de sodio (NaAcO), HCl y NaCl de la siguiente manera:

$$\Lambda_{\infty}(\text{HAcO}) = \Lambda_{\infty}(\text{NaAcO}) + \Lambda_{\infty}(\text{HCl}) - \Lambda_{\infty}(\text{NaCl})$$

Kohlrausch encontró que la conductividad molar depende de la concentración del electrolito y en soluciones diluidas de electrólitos fuertes esta dependencia es lineal, expresándose por la ecuación:

$$\Lambda = \Lambda_{\infty} - B\sqrt{c} \quad (8)$$

siendo B una constante para cada electrolito a una dada temperatura.

La conductividad molar de electrólitos débiles desciende más rápidamente. El grado de disociación de un electrolito viene relacionado con la conductividad equivalente por

$$\alpha = \Lambda / \Lambda_{\infty} \quad (9)$$

Ostwald encontró una relación para explicar la variación de la conductividad molar de los electrólitos débiles con la concentración, que es la siguiente:

$$\Lambda = \Lambda_{\infty} \frac{\sqrt{K}}{\sqrt{c}} \quad (10)$$

tomando logaritmos:

$$\log \Lambda = \log(\Lambda_{\infty} \sqrt{K}) - 0,5 \log c \quad (11)$$

graficando  $\log \Lambda$  vs.  $\log c$ , se obtendrá una recta de cuya ordenada al origen se puede calcular la constante de disociación del electrolito K.

## TRABAJO PRÁCTICO DE LABORATORIO N° 7

### OBJETIVOS

Determinar el valor de la conductividad molar a dilución infinita de electrolitos fuertes y débiles.

Aplicar las medidas de conductividad para determinar la constante de ionización del ácido acético.

## MATERIAL NECESARIO

1. Reactivos: cloruro de sodio, ácido clorhídrico, acetato de sodio, hidróxido de sodio, biftalato de potasio, fenolftaleína, ácido acético, agua de conductividad.
2. Vidrios: 1 matraz de 100 mL, 2 matraces de 500 mL, matraces de 50 mL, 2 buretas de 50 mL, vasos de precipitación.
3. Instrumental: celda de conductividad, termostato, termómetro.
4. Otros: cable, parante metálico, portaburetas, agarraderas.

## PROCEDIMIENTO

1. Preparar las siguientes soluciones: 100 mL de KCl 0,01 N; 500 mL de NaCl 0,05 N; 500 mL de HCl 0,05 N; 500 mL de acetato de sodio 0,05 N y 500 mL de ácido acético 0,5 N. Titular las soluciones de HCl y ácido acético. Preparar diluciones a partir de las soluciones “madre” de NaCl, HCl, acetato de sodio y ácido acético (ver tablas 1 y 2).
2. Calibrar el puente de conductividad usando la solución del KCl 0,01N, manteniendo la temperatura del termostato a 25 °C.
3. Una vez calibrado el puente de conductividad, medir la conductividad de las distintas soluciones termostatzadas (25 °C) y además del agua destilada usada en la preparación de las soluciones. Registrar los datos en las siguientes tablas.

Tabla 1. Electrólitos fuertes

Nº	mL “madre”	C / M	$C^{1/2}/M^{1/2}$	$\kappa / \mu\text{S cm}^{-1}$	$\kappa / \text{S cm}^{-1}$	$\Lambda_m$
1						
2						
3						
4						
5						

Tabla 2. Electrólito débil

Nº	mL “madre”	C / M	$C^{1/2}/M^{1/2}$	Log C	$\kappa / \text{S cm}^{-1}$	$\Lambda_m$	Log $\Lambda_m$
1							
2							
3							
4							
5							

## CÁLCULOS Y GRÁFICAS

1. Calcular  $\Lambda_m$  para NaCl, HCl y NaCH<sub>3</sub>COO.
2. Graficar  $\Lambda_m$  versus  $C^{1/2}$  para los tres electrolitos fuertes
3. Estimar del gráfico anterior el valor de la conductividad molar a dilución infinita ( $\Lambda_\infty$ ) para cada electrolito a la temperatura de trabajo. Comparar con el valor calculado de tablas y determinar el error relativo porcentual.
4. Calcular  $\Lambda_\infty$  para ácido acético usando los valores de  $\Lambda_\infty$  de NaCl, HCl y NaCH<sub>3</sub>COO . Comparar con el valor tabulado y determinar el error relativo porcentual.
5. Graficar  $\Lambda_m$  vs.  $C^{1/2}$  para el ácido acético.
6. Graficar  $\log \Lambda_m$  versus  $\log C$  para el ácido acético.
7. Determinar la magnitud de la constante de disociación del ácido acético, a la temperatura de la experiencia. Calcular el error relativo respecto del dato de bibliografía.

## ANEXO

1. Definir electrolito. ¿Cómo se clasifican?
2. ¿Qué entiende por conductividad molar a dilución infinita?
3. Realizar un esquema del puente de Wheatstone y describa su uso para medir conductividad.
4. Calcular  $\Lambda_\infty$  a 25 y 35 °C de los siguientes electrolitos: nitrato de sodio y nitrato de amonio.
5. Se midió la conductividad de soluciones de diferentes concentraciones de KCl, a 25 °C, con el objeto de calcular la constante de la celda. Los datos obtenidos se muestran en la tabla

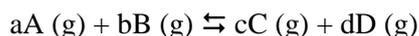
KCl / M	L / S
1	0.08912
0,1	0.01025
0,01	0.001134

Calcular la constante  $K_{\text{celda}}$ . ¿Qué comentarios puede realizar al respecto de los valores obtenidos?

# TEMA 8

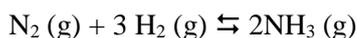
## EQUILIBRIO QUÍMICO. GRADO DE AVANCE

1.- Para la siguiente reacción gaseosa:



suponiendo comportamiento ideal, obtener la relación funcional entre  $K_p$ ,  $K_c$  y  $K_y$ , estableciendo cuáles de ellas dependen de la presión.

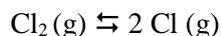
2.- Para la reacción:



Calcular la constante de equilibrio a 298 K.

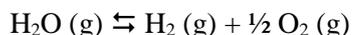
3.- Una mezcla inicialmente formada por 3 partes de  $H_2$  y 1 parte de  $N_2$  contiene 15,3 % en volumen de amoníaco en equilibrio a la temperatura de 200 °C y  $P = 1$  atm. Calcular la constante de equilibrio a esta temperatura, suponiendo comportamiento ideal.

4.- La constante de equilibrio de la reacción:



es  $2,45 \times 10^{-7}$  a 1000 K. Suponiendo comportamiento ideal y que inicialmente hay 1 mol de  $Cl_2$ , calcular el grado de disociación a esta temperatura.

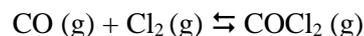
5.- La energía de Gibbs estándar de reacción de descomposición



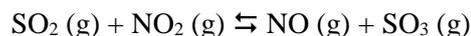
es 118,08 kJ mol<sup>-1</sup> a 2300 K. ¿Cuál es el grado de disociación del  $H_2O$  a 2300 K y 1 bar? Al inicio hay 1 mol de  $H_2O$ .

6.- Un sistema cerrado contiene inicialmente 5,8 moles de  $O_2$  y 6,2 moles de  $O_3$  a 298 K. Debido a la reacción de formación de ozono una vez alcanzado el equilibrio se encuentran 7,1 moles de  $O_3$ . Calcular la constante de equilibrio a 298 K y 1 atm.

7.- Cierta mezcla gaseosa, mantenida a una temperatura constante de 395 °C, tiene las siguientes presiones parciales iniciales:  $P_{(Cl_2)} = 351,4$  torr;  $P_{(CO)} = 342,0$  torr;  $P_{(COCl_2)} = 0$  torr. En el equilibrio, la presión total tiene un valor de 439,5 torr. El volumen  $V$  se mantiene constante. Calcular  $K_p$  a 395 °C para la reacción:

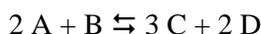


8.- Una mezcla de reacción se prepara mezclando 0,1 moles de  $SO_2$ , 0,2 moles de  $NO_2$ , 0,1 moles de  $NO$  y 0,15 moles de  $SO_3$  en un vaso de reacción de 5 L. A la reacción:



se le permite alcanzar el equilibrio a 460 °C, cuando  $K_c = 85$ . ¿Cuál es la concentración de equilibrio de cada sustancia?

9.- Para la reacción en fase gaseosa:



al mezclar 1 mol de A, 2 moles de B y 1 mol de D y dejar que llegue al equilibrio a 25 °C, se

obtuvo una mezcla con 0,9 mol de C a 1 bar de presión total. Calcular: a) las fracciones molares de cada sustancia en el equilibrio; b)  $K_x$ ; c)  $K$  y d)  $\Delta_r G^\circ$ .

### ECUACIÓN DE VAN'T HOFF

10.- A presión atmosférica constante, el  $N_2O_4$  está 50 % disociado a 60 °C y 79 % a 100 °C. Calcular el calor de disociación de  $N_2O_4$ . La reacción es:



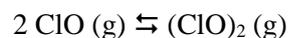
11.- La tabla siguiente muestra la variación con la temperatura de la constante de equilibrio de la reacción:



T / K	$K_p$
350	$3,98 \times 10^{-4}$
400	$1,41 \times 10^{-2}$
450	$1,86 \times 10^{-1}$
500	1,48

- Calcular la variación de entalpía de la reacción en este intervalo de temperatura.
- Calcular a 425 K en condiciones estándar la variación de energía libre.

12.- Se cree que la dimerización del ClO en la estratósfera del invierno antártico cumple un importante papel en la grave disminución del ozono estacional de esa región. Las siguientes constantes de equilibrio se basan en mediciones realizadas por R.A. Cox y C.A. Hayman (*Nature* **332**, 796, 1988) sobre la reacción:

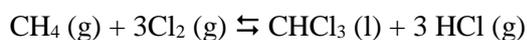


- Determinar los valores de  $\Delta_r H^\circ$  y  $\Delta_r S^\circ$  para esta reacción.
- Calcular la entalpía de formación estándar y la entropía molar estándar de  $(ClO)_2$  sabiendo que  $\Delta_f H^\circ(ClO) = 101,8 \text{ kJ mol}^{-1}$  y  $S_f^\circ(ClO) = 226,6 \text{ J mol}^{-1} K^{-1}$

T / K	K	T / K	K
233	$4,13 \times 10^8$	273	$3,20 \times 10^6$
248	$5,00 \times 10^7$	280	$9,62 \times 10^5$
258	$1,45 \times 10^7$	288	$4,28 \times 10^5$
268	$5,37 \times 10^6$	295	$1,67 \times 10^5$

## PRINCIPIO DE LE CHATELLIER

13.- Calcular la energía libre de Gibbs estándar y la constante de equilibrio a a) 25 °C y b) 50 °C de la reacción:



Suponer que la entalpía de la reacción es independiente de la temperatura. ¿El aumento de temperatura favorece la producción de  $\text{CHCl}_3$ ?

Datos:  $\Delta_f H^\circ = -134,1 \text{ kJ mol}^{-1}$

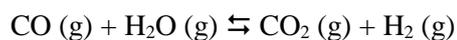
$$\Delta_f G^\circ = -73,7 \text{ kJ mol}^{-1}$$

14.- Para la reacción de descomposición de  $\text{PCl}_5$  (g) calcule  $K_p$  a 298 K y a 500 K, suponiendo comportamiento de gas ideal. Si se parte de  $\text{PCl}_5$  puro, calcular las fracciones molares de todas las especies presentes en el equilibrio a 500 K y

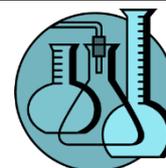
1 bar. ¿El aumento de presión favorece la descomposición de  $\text{PCl}_5$ ? ¿El aumento de temperatura favorece la descomposición de  $\text{PCl}_5$ ?



15.- Para la siguiente reacción:



- Si se incrementa la presión parcial de  $\text{CO}_2$  ¿qué sucede con la presión parcial de  $\text{H}_2$ ?
- Si la presión parcial de  $\text{CO}$  disminuye ¿qué sucede con la presión parcial de  $\text{CO}_2$ ?
- Si disminuye la concentración de  $\text{CO}$  ¿qué sucede con la concentración de  $\text{H}_2$ ?
- Si la reacción se lleva a cabo a 1000 K ¿se formará más  $\text{CO}_2$ ?



## INTRODUCCIÓN TEÓRICA

Supongamos un sistema cerrado compuesto por una serie de sustancias reaccionantes a una determinada presión  $P$  y temperatura  $T$ . Así:



donde  $a$ ,  $b$ ,  $c$  y  $d$  son los coeficientes estequiométricos de los reactivos (A y B) y de los productos (C y D), respectivamente. Cuando una reacción química se verifica simultáneamente en las dos direcciones se alcanza un estado de equilibrio donde el sistema parece ESTACIONARIO a la  $T$  y  $P$  dada.

Supongamos que en un sistema ocurre un cambio infinitesimal de izquierda a derecha, es decir, se consume  $dn_A$  y  $dn_B$ . La energía libre de Gibbs que acompaña al proceso en términos de los potenciales químicos de cada uno de los componentes,  $\mu_i$  es:

$$(dG)_{T,P} = \mu_A dn_A + \mu_B dn_B + \mu_C dn_C + \mu_D dn_D \quad (2)$$

Los cambios  $dn_A$ ,  $dn_B$ ,  $dn_C$  y  $dn_D$  no son independientes, pues están vinculados por la estequiometría de la reacción; en consecuencia, cuando “ $a$ ” moles de A y “ $b$ ” moles de B reaccionan para formar “ $c$ ” moles de C y “ $d$ ” moles de D, se dice que ha transcurrido una unidad de reacción. Si al cabo de cierto tiempo han transcurrido  $\xi$  unidades de reacción, el número de moles de cada sustancia será:

$$\begin{aligned} n_A &= n_A^0 - a.\xi & n_B &= n_B^0 - b.\xi \\ n_C &= n_C^0 + c.\xi & n_D &= n_D^0 + d.\xi \end{aligned} \quad (3)$$

siendo  $n_A^0$ ,  $n_B^0$ ,  $n_C^0$  y  $n_D^0$ , los números iniciales de moles de los reactivos y productos. El término  $\xi$  se denomina “**grado de avance**”.

Diferenciando las ecuaciones (3), teniendo en cuenta que los números iniciales de moles son constantes, obtenemos:

$$\begin{aligned} dn_A &= -a.d\xi & dn_B &= -b.d\xi \\ dn_C &= +c.d\xi & dn_D &= +d.d\xi \end{aligned} \quad (4)$$

Reemplazando las ecuaciones (4) en la ecuación (2), obtenemos:

$$(dG)_{T,P} = [(\mu_C.c + \mu_D.d) - (\mu_A.a + \mu_B.b)]. d\xi \quad (5)$$

$$o \quad \left( \frac{dG}{d\xi} \right)_{T,P} = (\mu_C \cdot c + \mu_D \cdot d) - (\mu_A \cdot a + \mu_B \cdot b) = \Delta G_{T,P} \quad (6)$$

Analizando la ecuación (6) observamos que  $\left( \frac{dG}{d\xi} \right)_{T,P}$  puede ser positivo, negativo o nulo. Entonces si:

$$\left( \frac{dG}{d\xi} \right)_{T,P} = (+), \text{ la reacción no es espontánea.} \quad (7)$$

$$\left( \frac{dG}{d\xi} \right)_{T,P} = (-), \text{ la reacción es espontánea.} \quad (8)$$

$$\left( \frac{dG}{d\xi} \right)_{T,P} = 0, \text{ la reacción está en equilibrio.} \quad (9)$$

$$\text{siendo por definición:} \quad - \left( \frac{dG}{d\xi} \right)_{T,P} = \mathbf{afinidad} \quad (10)$$

Concluyendo, podemos escribir que en el equilibrio  $[\Delta G_{T,P}]$  se cumple:

$$(\mu_C \cdot c + \mu_D \cdot d) - (\mu_A \cdot a + \mu_B \cdot b) = 0 \quad (11)$$

lo que representa la condición fundamental para el equilibrio químico.

Así, para una reacción química cualquiera a T y P constante,

$$\Delta G_{T,P} = \sum_P \nu_P \cdot \mu_P - \sum_R \nu_R \cdot \mu_R \quad (12)$$

y, en el equilibrio:

$$\Delta G_{T,P} = \sum_P \nu_P \cdot \mu_P - \sum_R \nu_R \cdot \mu_R = 0 \quad (13)$$

siendo  $\nu_R, \nu_P$  = los coeficientes estequiométricos de los reactivos y de los productos, respectivamente;  $\mu_R, \mu_P$  = potencial químico de los reactivos y de los productos, respectivamente.

Recordando que el potencial químico de la especie “i” puede expresarse como  $\mu_i = \mu_i^\# + R T \ln a_i$ , la ecuación (12) puede escribirse de la forma:

$$\Delta G_{T,P} = [(c \cdot \mu_C^\# + d \cdot \mu_D^\#) - (a \cdot \mu_A^\# + b \cdot \mu_B^\#)] + R T \ln \frac{a_C^c \cdot a_D^d}{a_A^a \cdot a_B^b}$$

donde  $\Delta G^\#_{T,P} = [(c \cdot \mu_C^\# + d \cdot \mu_D^\#) - (a \cdot \mu_A^\# + b \cdot \mu_B^\#)] = \text{variación de la energía libre estándar}$

Entonces:

$$\Delta G_{T,P} = \Delta G^\#_{T,P} + R T \ln \frac{a_C^c \cdot a_D^d}{a_A^a \cdot a_B^b} \quad (14)$$

En el equilibrio  $\Delta G_{T,P} = 0$ , por lo tanto

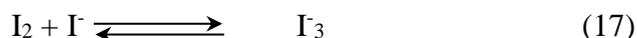
$$\Delta G^{\#}_T = -R T \ln \left[ \frac{a_C^c \cdot a_D^d}{a_A^a \cdot a_B^b} \right]_{equil.} = -R T \ln K \quad (15)$$

siendo  $K$  la constante termodinámica de equilibrio, la cual da la relación entre las actividades de los productos y las actividades de los reactivos en el equilibrio:

$$K = \left[ \frac{a_C^c \cdot a_D^d}{a_A^a \cdot a_B^b} \right]_{equil.} \quad (16)$$

La constante  $K$  sólo es función de la temperatura y su dependencia con dicha variable es de tipo exponencial.

Aplicamos estos conceptos a la siguiente reacción que transcurre en fase acuosa:



La constante termodinámica de equilibrio para esta reacción:

$$K_a = \frac{a_{I_3^-}}{a_{I_2} \cdot a_{I^-}} = \frac{[I_3^-]_w}{[I_2]_w \cdot [I^-]_w} \cdot \frac{\gamma_{I_3^-}}{\gamma_{I_2} \cdot \gamma_{I^-}} \quad (18)$$

siendo  $a_{I_3^-}, a_{I_2}, a_{I^-}$  = actividad en el equilibrio del anión triyoduro, del yodo molecular y del anión yoduro en la fase acuosa, respectivamente;  $[I_3^-]_w, [I_2]_w, [I^-]_w$  = concentración en el equilibrio del ion triyoduro, del yodo molecular y del anión yoduro en la fase acuosa;  $\gamma_{I_3^-}, \gamma_{I_2}, \gamma_{I^-}$  sus respectivos coeficientes de actividad.

En soluciones diluidas, los coeficientes de actividad no difieren sensiblemente de la unidad, por lo tanto la ecuación (18) puede ser escrita de la forma:

$$K_a \cong K_c = \frac{[I_3^-]_w}{[I_2]_w \cdot [I^-]_w} \quad (19)$$

Del análisis de la ecuación (19) vemos que para calcular  $K_c$  es necesario determinar el valor de las tres concentraciones en el equilibrio.

Observando la reacción química (ecuación 17) podemos establecer los siguientes balances:

$$\text{Concentración total del yodo en agua } C_T = [I_2]_w + [I_3^-]_w \quad (20)$$

$$\text{Concentración total de KI en agua } C = [I^-]_w + [I_3^-]_w \quad (21)$$

Para evaluar las distintas incógnitas experimentalmente se procede de la siguiente forma:

1.- Se forma un sistema de dos fases (tetracloruro de carbono y agua), colocando en la fase orgánica el I<sub>2</sub> (que se ha de distribuir entre ambas fases) y en la acuosa KI (que solo permanece en esta fase).

<i>Fase Orgánica</i> [I <sub>2</sub> ] <sub>o</sub>	<i>Fase Acuosa</i> [I <sub>2</sub> ] <sub>w</sub> + [I <sub>3</sub> ] <sub>w</sub> = [I <sub>2</sub> ] <sub>w</sub>
--------------------------------------------------------	------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------

2.- Establecidos ambos equilibrios a la temperatura de la experiencia, se extraen alícuotas de ambas fases que se titulan con solución de tiosulfato de sodio para conocer la concentración de yodo. Mediante este procedimiento se puede calcular:

$$2.a.- \text{ Alícuota de la fase acuosa: } C_T = (N_t \cdot V_t) / V_M \quad (22)$$

siendo N<sub>t</sub> = normalidad del reactivo titulante (Na<sub>2</sub>S<sub>2</sub>O<sub>3</sub>); V<sub>t</sub> = volumen gastado del reactivo titulante para arribar al punto final de la valoración; V<sub>M</sub> = volumen de la alícuota

$$2.b.- \text{ Alícuota de la fase orgánica: } [I_2]_0 = (N_t \cdot V_t) / V_M \quad (23)$$

N<sub>t</sub>, V<sub>t</sub> y V<sub>M</sub>, tienen el mismo significado que en el punto 2.a.- y [I<sub>2</sub>]<sub>0</sub>, es la concentración de yodo molecular en la fase orgánica cuando se ha alcanzado el equilibrio.

En ambos casos, la reacción de titulación del I<sub>2</sub> con el tiosulfato de sodio es la siguiente:



En fase acuosa se utiliza como indicador una solución de almidón soluble al 2%, el cual debe adicionarse en la vecindad del punto final a fin de no cometer error por defecto. En cambio la fase orgánica es autoindicadora.

3.- Utilizando el valor del coeficiente de distribución de Nernst (determinado en el Trabajo Práctico de Laboratorio N° 4) y el dato obtenido en el punto 2.b.- se calcula el valor de la concentración de yodo molecular en la fase acuosa (cuando se ha alcanzado el equilibrio). O sea:

$$[I_2]_w = K \cdot [I_2]_0 \quad (24)$$

4.- Con el dato de [I<sub>2</sub>]<sub>w</sub> y C<sub>T</sub>, se calcula la concentración de anión triyoduro (cuando se ha logrado el equilibrio), [I<sub>3</sub>]<sub>w</sub>.

$$[I_3]_w = C_T - [I_2]_w \quad (25)$$

5.- Conociendo C y [I<sub>3</sub>]<sub>w</sub>, determinamos el valor de [I<sup>-</sup>]<sub>w</sub>. Así,

$$[I^-]_w = C - [I_3]_w \quad (26)$$

El valor de C (concentración analítica de yoduro de potasio) no es necesario determinarlo ya que es la concentración de KI que nosotros adicionamos como fase acuosa.

6.- Determinado los valores de las tres incógnitas se procede al cálculo de  $K_c$ , a la temperatura de la experiencia. La magnitud de  $K_c$  depende de la temperatura, concentración y fuerza iónica de la solución.

## TRABAJO PRACTICO DE LABORATORIO N° 8

### OBJETIVO

Calcular el valor de la constante de equilibrio de la siguiente reacción en fase acuosa a una dada presión y temperatura:  $I_2 + I^- \rightleftharpoons I_3^-$

### MATERIAL NECESARIO

- 1.- Reactivos y soluciones:  $I_2$ ,  $CCl_4$ ,  $Na_2S_2O_3$  0,10 N, KI, HCl, agua, solución de almidón.
- 2.- Vidrio: 1 ampolla de decantación, 5 erlenmeyers de 125 mL con tapa esmerilada, 2 buretas de 50 mL, 2 buretas de 25 mL, 1 pipeta de doble aforo de 10 mL, 1 pipeta doble aforo de 5 mL, 2 embudos para bureta, 1 pipeta de 1 mL, 2 vasos de precipitación de 50 mL, matríz de 1000 mL.

### PROCEDIMIENTO

1. Colocar en la ampolla de decantación 50 mL de KI 0,4 N y 50 ml de  $I_2$  en  $Cl_4C$ , medidos con bureta.
2. Agitar durante una hora y media aproximadamente.
4. Completado el tiempo antes mencionado, separar ambas fases. Extraer de cada erlenmeyer 5 mL de fase acuosa y 10 mL de fase orgánica.
5. Titular las alícuotas de la fase orgánica con la solución de tiosulfato de sodio 0,1 N. Realizar las titulaciones por duplicado.
6. Titular las alícuotas de la fase acuosa con el  $Na_2S_2O_3$  0,1 N usando almidón como indicador. Realizar las titulaciones por duplicado.

### CÁLCULOS

Según los datos obtenidos de las titulaciones calcular:

1.-  $C_T = (N_t \cdot V_t) / V_M$

2.-  $[I_2]_0 = (N_t \cdot V_t) / V_M$

3.-  $[I_2]_w = K \cdot [I_2]_0$

$$4.- [I_3]_w = C_T - [I_2]_w$$

$$5.- [I]_w = C - [I_3]_w$$

$$6.- K_c = [I_3]_w / [I_2]_w \cdot [I]_w$$

7.- Calcular el error relativo porcentual teniendo en cuenta el valor de bibliografía ( $K_c=769$  a  $25^\circ\text{C}$ , Kolthoff).

Los datos de **K** (coeficiente de reparto de Nernst) que se utilizaran en este Trabajo Práctico son los determinados en el Trabajo Práctico de Laboratorio: Equilibrio entre fases.

### ANEXO

1.- Definir grado de avance y afinidad.

2.- Dada la reacción  $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3 \cdot \text{H}_2\text{O} (\text{s}) \longrightarrow 2 \text{NH}_3 (\text{g}) + \text{CO}_2 (\text{g}) + 2\text{H}_2\text{O} (\text{l})$ . Escribir la constante de equilibrio verdadera, la constante de equilibrio en función de las presiones parciales y la constante de equilibrio en función de la presión total del sistema.

3.- ¿Considera Usted que la constante de equilibrio obtenida en el laboratorio representa la verdadera constante termodinámica? ¿Por qué?

4.- ¿Qué establece el Principio de Le Chatelier?

5.- Determinar el efecto que produce duplicar la presión sobre la composición de equilibrio en la reacción de síntesis del  $\text{NH}_3$ .

# TEMA 9

## PILAS GALVÁNICAS

1.- Utilizando una tabla de potenciales de electrodo estándar de reducción: a) escribir las celdas electroquímicas; b) calcular la f.e.m.; c) calcular los cambios de energía libre, para las siguientes reacciones:

- 1)  $\frac{1}{2} \text{Br}_2 + \text{Ag} \rightarrow \text{AgBr}_{(s)}$
- 2)  $\text{H}_2 + \text{Cu}^{2+} \rightarrow 2 \text{H}^+ + \text{Cu}$
- 3)  $2 \text{Fe}^{3+} + \text{Sn}^{2+} \rightarrow 2 \text{Fe}^{2+} + \text{Sn}^{4+}$

2.- Electrodo de Pt fueron introducidos en soluciones de tres cuplas redox (CR) a 303 K, y estas medias celdas fueron conectadas (cada una de ellas por separado) a un electrodo de calomel saturado (ECS) a 303 K. De esta manera se armaron las siguientes celdas:

- a) -CR 1 // ECS + fem = + 0,54 v
- b) -CR 2 // ECS + fem = + 0,11 v
- c) -ECS // CR 3 + fem = + 0,32 v

Calcular los valores de  $\varepsilon_{\text{red}}$  para las tres cuplas redox a 303 K si el  $\varepsilon_{\text{red}}$  del ECS a 303 K es + 0,242 v.

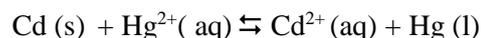
3.- Dada la siguiente pila:



Calcular  $\Delta G^\circ$ ,  $\Delta S^\circ$  y  $\Delta H^\circ$ , sabiendo que fem normal de la pila vale 0,2224 voltios a 25 °C y que el coeficiente de temperatura de dicha pila

es -0,000645 voltios/°C. Además escribir cada una de las hemirreacciones que ocurren en los electrodos y la reacción total de la pila. Calcular el valor de la constante de equilibrio para la reacción total.

4.- Construir la celda y determine los cambios de energía para la reacción:

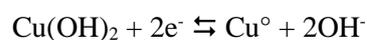


Si la f.e.m. de la celda está dada por:

$$\varepsilon = 0,6708 - 1,02 \cdot 10^{-4} (T - 298) - 2,4 \cdot 10^{-6} (T - 298)^2 \quad [=] \text{ volt}$$

donde T es la temperatura en K. ¿Cuáles son los valores de  $\Delta G^\circ$ ,  $\Delta H^\circ$  y  $\Delta S^\circ$  a 45 °C?

5.- Calcular la constante del producto de solubilidad del  $\text{Cu}(\text{OH})_2$  a 298 K a partir de los datos:



$$\varepsilon^\circ = -0,224 \text{ v}$$

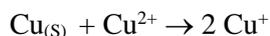


$$\varepsilon^\circ = 0,337 \text{ v}$$

6.- El potencial de reducción, referido al de hidrógeno estándar, de un electrodo de Ce(III) - Ce (IV) contiene iones Ce(III) en una concentración 0,015 M es de + 1,5 v a 25 °C. Calcular la concentración de iones Ce(IV) en

solución, dado que el potencial de reducción estándar del electrodo es + 1,57 v.

7.- Cuando Cu metálico es agitado con una solución de una sal de cobre procede la reacción:



Cuando se ha establecido el equilibrio a 20 °C,  $(\text{Cu}^{2+})/(\text{Cu}^+)^2 = 2,02 \times 10^4$ . Si el potencial estándar del electrodo de Cu/Cu<sup>2+</sup> sobre la escala de hidrógeno es 0,33 v, ¿cuál es el potencial estándar del electrodo Cu/Cu<sup>+</sup>?

8.- La celda de Clark consiste en un electrodo de Zn amalgamado en una solución saturada de ZnSO<sub>4</sub> y un electrodo de mercurio cubierto con Hg<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>. Formular la celda, la reacción de la celda y calcular el calor de la reacción a 25 °C dado que a T (K) la f.e.m. de la celda ( $\epsilon_T$ ) es:

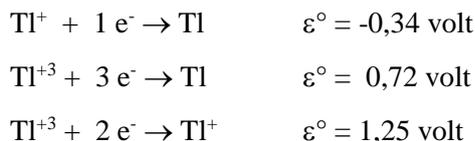
$$\epsilon_T = 1,4328 - 0,00119 (T - 288) - 7 \times 10^{-5} (T - 288)^2 \quad [=] \text{ volt}$$

9.- Escribir la reacción global, calcular la f.e.m y  $\Delta G^\circ$  para las siguientes celdas:

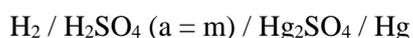
- a)  $\text{Ti}/\text{Ti}^+ // \text{Ti}^{+3}/\text{Ti}$
- b)  $\text{Ti}/\text{Ti}^+ // \text{Ti}^{+3}, \text{Ti}^+/\text{Pt}$
- c)  $\text{Ti}/\text{Ti}^{+3} // \text{Ti}^{+3}, \text{Ti}^+/\text{Pt}$

¿Qué comentarios puede realizar respecto de los resultados obtenidos?

Datos:

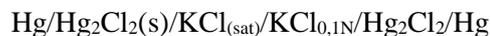


10.- A 25 °C, la fem de la celda:



es de 0,61201 volt en  $\text{H}_2\text{SO}_4 = 4 \text{ m}$ ;  $\epsilon^\circ = 0,61515 \text{ volt}$ . Calcular el coeficiente de actividad iónico medio en  $\text{H}_2\text{SO}_4 4 \text{ m}$ .

11.- Se dispone de la siguiente pila:

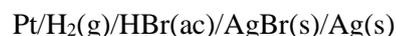


Se midió la fem a distintas temperaturas y 1 atm de presión dando los siguientes valores:

Fem / v	T / °C
0,0854	9,9
0,0877	15,0
0,0882	20,0
0,0905	25,2
0,0913	30,0

- a) Determine el coeficiente de temperatura para esta pila.
- b) Calcule las propiedades termodinámicas  $\Delta G^\circ$ ,  $\Delta H^\circ$  y  $\Delta S^\circ$  a 25 °C.
- c) Calcular el  $\Delta G^\circ$  empleando los valores tabulados de  $\epsilon$  y estimar el error porcentual con los datos experimentales.
- d) Graficar  $\Delta G^\circ$ ,  $\Delta H^\circ$  y  $T \cdot \Delta S^\circ$  vs. T .

12.- Se ha medido el potencial estándar de la pila:

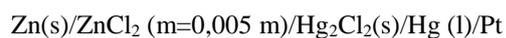


en un amplio rango de temperaturas, observándose que los datos satisfacen el siguiente polinomio:

$$\epsilon^\circ (\text{voltios}) = 0,07131 - 4,99 \times 10^{-4} (T-298) - 3,45 \times 10^{-6} (T-298)^2 \text{ con T en K.}$$

Evaluar la variación de energía de Gibbs, de entalpía y de entropía estándar de la reacción a 298 y a 373 K.

13.- Dada la siguiente pila:



- Escribir las hemirreacciones y la reacción global de la pila
- ¿Qué tipos de electrodos componen la pila?
- Calcular la  $\varepsilon^\circ$  de la pila
- Escribir la ecuación de Nerst correspondiente a la pila
- Si la  $\varepsilon$  de la pila es 1,2272 v, determinar el  $\gamma_{\pm}$  del electrolito
- Calcular  $\gamma_{\pm}$  a partir de la ley límite de Debye Hückel. Comparar con el valor obtenido en (e).
- Obtener los valores de  $\Delta G^\circ$ ,  $\Delta G$  y la constante de equilibrio para la reacción global de la pila.

14.- A partir de las medidas de potencial del cinc se ha determinado que  $d\varepsilon^0/dT$  es  $-1 \times 10^{-4} \text{ v}/^\circ$  a  $25^\circ\text{C}$ . Calcular la entropía estándar del ión  $\text{Zn}^{2+}$ .

15.- Completar el siguiente cuadro:

Hemi-reacción	Tipo de electrodo	$\varepsilon^\circ_{\text{reducción}}$	Diagrama del electrodo
		0	
	metal /ion metálico		
	Oxido-reducción		
$\text{AgBr} + e^- \rightarrow \text{Ag} + \text{Br}^-$			

# TEMA 10

## TEORÍA CINÉTICA DE LOS GASES. LEY DE DISTRIBUCIÓN DE MAXWELL

1.- A partir de la ley de distribución de Maxwell:  $dn_c = 4 \pi N A^3 \exp(-\beta c^2) c^2 dc$ , encontrar una expresión para A y  $\beta$ .

2.- A partir de la ley de distribución de Maxwell encontrar una expresión para el cálculo de la velocidad más probable.

3.- Encontrar una expresión para la velocidad media de las moléculas.

4.- Deducir la ley de distribución de Maxwell como distribución de energía.

5.- Calcular la fracción de moléculas con velocidad comprendida en el intervalo del 0,1 % de la velocidad más probable, para el oxígeno a 0 °C. ¿Cuál es el efecto: a) al pasar del oxígeno a hidrógeno y b) al elevar la temperatura a 100 °C?

6.- Supóngase que en un instante cualquiera, todas las moléculas en un recipiente tienen la misma energía de traslación,  $2 \times 10^{-14}$  ergios. Con el transcurso del tiempo, el movimiento se hace caótico y las energías se distribuyen finalmente según Maxwell.

a) Calcular la temperatura final del sistema.

b) ¿Qué fracción de moléculas se encuentran al final en el intervalo de energías  $1,98 \times 10^{-14}$  y  $2,02 \times 10^{-14}$  ergios.

7.- Disponer en orden de valores crecientes y calcule para la molécula de CO a 0 °C la velocidad más probable de las moléculas de un gas, la velocidad cuadrática media y la velocidad promedio. ¿Se puede esperar que la diferencia entre estas tres velocidades aumente, disminuya o permanezca constante al aumentar la temperatura?

8.- Calcular la velocidad cuadrática media, la velocidad promedio y la velocidad más probable de una molécula de oxígeno a 300 K y 500 K. Comparar con los valores para el hidrógeno.

9.- a) Calcular la energía cinética de un mol de un gas a 300 K y 500 K en calorías.

b) Calcular la energía cinética promedio en calorías y ergios de una molécula a 300 K.

10.- a) Comparar la velocidad cuadrática media de una molécula de O<sub>2</sub> con una molécula de CCl<sub>4</sub>.

b) Comparar sus energías cinéticas.

## PRINCIPIO DE EQUIPARTICIÓN DE LA ENERGÍA

11.- Calcular el número de grados de libertad traslacionales, rotacionales y vibracionales, de las siguientes moléculas:  $H_2$ , He,  $CO_2$ ,  $H_2O$ ,

$NH_3$ . Determinar en cada caso el valor de la energía total promedio y  $C_v$ . Comparar con los datos experimentales.

## LEY DE DISTRIBUCIÓN BAROMÉTRICA

12.- ¿Para qué incremento de altitud se reduce la presión atmosférica terrestre a la mitad? Considerar la temperatura media de la superficie (250 K) y el peso molecular medio del aire.

13.- Calcular la diferencia en las lecturas barométricas entre el primero y el cuarto piso de un edificio al nivel del mar si cada piso tiene 10 pies de altura, considerando la temperatura 298 K.

14.- La composición del aire seco a nivel del mar, expresado en % en peso, es aproximadamente  $N_2 = 75,52$  ;  $O_2 = 23,15$ ; Ar = 1,28;  $CO_2 = 0,046$ .

- Calcular el peso molecular del aire
- Calcular la presión parcial de cada componente si la presión total es 1 atm.
- Calcular las presiones parciales de cada componente, la presión total y la composición molar de la atmósfera a 100 km de altura y 25 °C.

# TEMA 11

## FUNCIÓN DE PARTICIÓN

- 1.- Escribir una expresión para la función de partición de una molécula lineal asumida como un rotor rígido.
- 2.- Evaluar la función de partición para una molécula con un número infinito de niveles de energía no degenerados igualmente espaciados.
- 3.- Calcular la proporción de moléculas de yodo en sus estados vibracionales fundamental, primero y segundo excitados a 25 °C. El número de onda vibracional es 214,6 cm<sup>-1</sup>.
- 4.- Calcular la entropía de un sistema de N osciladores armónicos independientes y evaluarla utilizando los datos vibracionales del vapor de yodo a 25 °C.
- 5.- Calcule la entropía molar estándar del argón gaseoso a 25 °C.

## APLICACIONES DE LA TERMODINÁMICA ESTADÍSTICA

- 6.- Obtener la expresión para la presión de un gas de partículas independientes.
- 7.- Evaluar la función de partición rotacional de <sup>1</sup>H<sup>35</sup>Cl a 25 °C, sabiendo que B = 10,591 cm<sup>-1</sup>.
- 8.- Los números de onda de los tres modos normales del H<sub>2</sub>O son 3656,7 cm<sup>-1</sup>; 1594,8 cm<sup>-1</sup> y 3755,8 cm<sup>-1</sup>. Calcular la función de partición vibracional a 1500 K.
- 9.- Calcular  $\Delta G^\circ_{\text{molar}}$  para el H<sub>2</sub>O (g) a 1500 K dados A=27,8778 cm<sup>-1</sup>, B=14,5092 cm<sup>-1</sup> y C=9,2869 cm<sup>-1</sup> y la información obtenida en el problema anterior.
- 10.- Estimar la C<sub>v molar</sub> del H<sub>2</sub>O (g) a 100 °C. Las constantes rotacionales de la molécula de agua son: 27,9, 14,5 y 9,3 cm<sup>-1</sup>.
- 11.- Calcular la constante de equilibrio para la reacción de disociación
$$\text{Na}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{Na}(\text{g})$$
a 1000 K a partir de los siguientes datos:  
B=0,1547 cm<sup>-1</sup>  
v=159,2 cm<sup>-1</sup>  
D<sub>0</sub>=70,4 kJ mol<sup>-1</sup>

Los átomos de Na tienen términos fundamentales dobles.

# TABLAS Y ANEXOS

## Tabla Periódica de los Elementos

**IUPAC Periodic Table of the Elements**

Key:		atomic number	
Symbol		name	
standard atomic weight			
1	H	1.007 14(1)	hydrogen
2	He	4.003	helium
3	Li	6.941	lithium
4	Be	9.012	beryllium
5	B	10.81	boron
6	C	12.011	carbon
7	N	14.007	nitrogen
8	O	15.999	oxygen
9	F	18.998	fluorine
10	Ne	20.180	neon
11	Na	22.990	sodium
12	Mg	24.305	magnesium
13	Al	26.982	aluminum
14	Si	28.086	silicon
15	P	30.974	phosphorus
16	S	32.06	sulfur
17	Cl	35.45	chlorine
18	Ar	39.948	argon
19	K	39.098	potassium
20	Ca	40.078	calcium
21	Sc	44.956	scandium
22	Ti	47.867	titanium
23	V	50.942	vanadium
24	Cr	51.996	chromium
25	Mn	54.938	manganese
26	Fe	55.845	iron
27	Co	58.933	cobalt
28	Ni	58.693	nickel
29	Cu	63.546	copper
30	Zn	65.38	zinc
31	Ga	69.723	gallium
32	Ge	72.630	germanium
33	As	74.922	arsenic
34	Se	78.96	selenium
35	Br	79.904	bromine
36	Kr	83.80	krypton
37	Rb	85.468	rubidium
38	Sr	87.62	strontium
39	Y	88.906	yttrium
40	Zr	91.224	zirconium
41	Nb	92.906	niobium
42	Mo	95.94	molybdenum
43	Tc		technetium
44	Ru	101.07	ruthenium
45	Rh	102.905	rhodium
46	Pd	106.42	palladium
47	Ag	107.868	silver
48	Cd	112.411	cadmium
49	In	114.818	indium
50	Sn	118.710	tin
51	Sb	121.757	antimony
52	Te	127.6	tellurium
53	I	126.905	iodine
54	Xe	131.29	xenon
55	Cs	132.905	caesium
56	Ba	137.327	barium
57	La	138.905	lanthanum
58	Ce	140.12	cerium
59	Pr	140.908	praseodymium
60	Nd	144.24	neodymium
61	Pm		promethium
62	Sm	150.36	samarium
63	Eu	151.964	europium
64	Gd	157.25	gadolinium
65	Tb	158.925	terbium
66	Dy	162.5	dysprosium
67	Ho	164.930	holmium
68	Er	167.259	erbium
69	Tm	168.930	thulium
70	Yb	173.054	ytterbium
71	Lu	174.967	lutetium
72	Hf	178.49	hafnium
73	Ta	180.948	tantalum
74	W	183.84	tungsten
75	Re	186.207	rhenium
76	Os	190.23	osmium
77	Ir	192.222	iridium
78	Pt	195.084	platinum
79	Au	196.967	gold
80	Hg	200.59	mercury
81	Tl	204.38	thallium
82	Pb	207.2	lead
83	Bi	208.980	bismuth
84	Po		polonium
85	At		astatine
86	Rn		radon
87	Fr		francium
88	Ra		radium
89-103	actinoids		
104	Rf		rutherfordium
105	Db		dubnium
106	Sg		seaborgium
107	Bh		bohrium
108	Hs		hassium
109	Mt		meitnerium
110	Ds		darmstadtium
111	Rg		roentgenium
112	Cn		copernicium
113	Nh		nihonium
114	Fl		flerovium
115	Mc		moscovium
116	Lv		livermorium
117	Ts		tennessine
118	Og		oganeson
119	Uue		unbinilium
120	Uub		ununbium
121	Uut		ununtrium
122	Uuq		ununquadium
123	Uup		ununpentium
124	Uuq		ununhexium
125	Uuh		ununheptium
126	Uuo		ununoctium
127	Uu11		unununennium
128	Uu12		ununbinilium
129	Uu13		ununtrienium
130	Uu14		ununquadrium
131	Uu15		ununpentium
132	Uu16		ununhexium
133	Uu17		ununheptium
134	Uu18		ununoctium
135	Uu19		ununennium
136	Uu20		ununbinilium
137	Uu21		ununtrienium
138	Uu22		ununquadrium
139	Uu23		ununpentium
140	Uu24		ununhexium
141	Uu25		ununheptium
142	Uu26		ununoctium
143	Uu27		ununennium
144	Uu28		ununbinilium
145	Uu29		ununtrienium
146	Uu30		ununquadrium
147	Uu31		ununpentium
148	Uu32		ununhexium
149	Uu33		ununheptium
150	Uu34		ununoctium
151	Uu35		ununennium
152	Uu36		ununbinilium
153	Uu37		ununtrienium
154	Uu38		ununquadrium
155	Uu39		ununpentium
156	Uu40		ununhexium
157	Uu41		ununheptium
158	Uu42		ununoctium
159	Uu43		ununennium
160	Uu44		ununbinilium
161	Uu45		ununtrienium
162	Uu46		ununquadrium
163	Uu47		ununpentium
164	Uu48		ununhexium
165	Uu49		ununheptium
166	Uu50		ununoctium
167	Uu51		ununennium
168	Uu52		ununbinilium
169	Uu53		ununtrienium
170	Uu54		ununquadrium
171	Uu55		ununpentium
172	Uu56		ununhexium
173	Uu57		ununheptium
174	Uu58		ununoctium
175	Uu59		ununennium
176	Uu60		ununbinilium
177	Uu61		ununtrienium
178	Uu62		ununquadrium
179	Uu63		ununpentium
180	Uu64		ununhexium
181	Uu65		ununheptium
182	Uu66		ununoctium
183	Uu67		ununennium
184	Uu68		ununbinilium
185	Uu69		ununtrienium
186	Uu70		ununquadrium
187	Uu71		ununpentium
188	Uu72		ununhexium
189	Uu73		ununheptium
190	Uu74		ununoctium
191	Uu75		ununennium
192	Uu76		ununbinilium
193	Uu77		ununtrienium
194	Uu78		ununquadrium
195	Uu79		ununpentium
196	Uu80		ununhexium
197	Uu81		ununheptium
198	Uu82		ununoctium
199	Uu83		ununennium
200	Uu84		ununbinilium
201	Uu85		ununtrienium
202	Uu86		ununquadrium
203	Uu87		ununpentium
204	Uu88		ununhexium
205	Uu89		ununheptium
206	Uu90		ununoctium
207	Uu91		ununennium
208	Uu92		ununbinilium
209	Uu93		ununtrienium
210	Uu94		ununquadrium
211	Uu95		ununpentium
212	Uu96		ununhexium
213	Uu97		ununheptium
214	Uu98		ununoctium
215	Uu99		ununennium
216	Uu100		ununbinilium
217	Uu101		ununtrienium
218	Uu102		ununquadrium
219	Uu103		ununpentium
220	Uu104		ununhexium
221	Uu105		ununheptium
222	Uu106		ununoctium
223	Uu107		ununennium
224	Uu108		ununbinilium
225	Uu109		ununtrienium
226	Uu110		ununquadrium
227	Uu111		ununpentium
228	Uu112		ununhexium
229	Uu113		ununheptium
230	Uu114		ununoctium
231	Uu115		ununennium
232	Uu116		ununbinilium
233	Uu117		ununtrienium
234	Uu118		ununquadrium
235	Uu119		ununpentium
236	Uu120		ununhexium
237	Uu121		ununheptium
238	Uu122		ununoctium
239	Uu123		ununennium
240	Uu124		ununbinilium
241	Uu125		ununtrienium
242	Uu126		ununquadrium
243	Uu127		ununpentium
244	Uu128		ununhexium
245	Uu129		ununheptium
246	Uu130		ununoctium
247	Uu131		ununennium
248	Uu132		ununbinilium
249	Uu133		ununtrienium
250	Uu134		ununquadrium
251	Uu135		ununpentium
252	Uu136		ununhexium
253	Uu137		ununheptium
254	Uu138		ununoctium
255	Uu139		ununennium
256	Uu140		ununbinilium
257	Uu141		ununtrienium
258	Uu142		ununquadrium
259	Uu143		ununpentium
260	Uu144		ununhexium
261	Uu145		ununheptium
262	Uu146		ununoctium
263	Uu147		ununennium
264	Uu148		ununbinilium
265	Uu149		ununtrienium
266	Uu150		ununquadrium
267	Uu151		ununpentium
268	Uu152		ununhexium
269	Uu153		ununheptium
270	Uu154		ununoctium
271	Uu155		ununennium
272	Uu156		ununbinilium
273	Uu157		ununtrienium
274	Uu158		ununquadrium
275	Uu159		ununpentium
276	Uu160		ununhexium
277	Uu161		ununheptium
278	Uu162		ununoctium
279	Uu163		ununennium
280	Uu164		ununbinilium
281	Uu165		ununtrienium
282	Uu166		ununquadrium
283	Uu167		ununpentium
284	Uu168		ununhexium
285	Uu169		ununheptium
286	Uu170		ununoctium
287	Uu171		ununennium
288	Uu172		ununbinilium
289	Uu173		ununtrienium
290	Uu174		ununquadrium
291	Uu175		ununpentium
292	Uu176		ununhexium
293	Uu177		ununheptium
294	Uu178		ununoctium
295	Uu179		ununennium
296	Uu180		ununbinilium
297	Uu181		ununtrienium
298	Uu182		ununquadrium
299	Uu183		ununpentium
300	Uu184		ununhexium
301	Uu185		ununheptium
302	Uu186		ununoctium
303	Uu187		ununennium
304	Uu188		ununbinilium
305	Uu189		ununtrienium
306	Uu190		ununquadrium
307	Uu191		ununpentium
308	Uu192		ununhexium
309	Uu193		ununheptium
310	Uu194		ununoctium
311	Uu195		ununennium
312	Uu196		ununbinilium
313	Uu197		ununtrienium
314	Uu198		ununquadrium
315	Uu199		ununpentium
316	Uu200		ununhexium
317	Uu201		ununheptium
318	Uu202		ununoctium
319	Uu203		ununennium
320	Uu204		ununbinilium
321	Uu205		ununtrienium
322	Uu206		ununquadrium
323	Uu207		ununpentium
324	Uu208		ununhexium
325	Uu209		ununheptium
326	Uu210		ununoctium
327	Uu211		ununennium
328	Uu212		ununbinilium
329	Uu213		ununtrienium
330	Uu214		ununquadrium
331	Uu215		ununpentium
332	Uu216		ununhexium
333	Uu217		ununheptium
334	Uu218		ununoctium
335	Uu219		ununennium
336	Uu220		ununbinilium
337	Uu221		ununtrienium
338	Uu222		ununquadrium
339	Uu223		ununpentium
340	Uu224		ununhexium
341	Uu225		ununheptium
342	Uu226		ununoctium
343	Uu227		ununennium
344	Uu228		ununbinilium
345	Uu229		ununtrienium
346	Uu230		ununquadrium
347	Uu231		ununpentium
348	Uu232		ununhexium
349	Uu233		ununheptium
350	Uu234		ununoctium
351	Uu235		ununennium
352	Uu236		ununbinilium
353	Uu237		ununtrienium
354	Uu238		ununquadrium
355	Uu239		ununpentium
356	Uu240		ununhexium
357	Uu241		ununheptium
358	Uu242		ununoctium
359	Uu243		ununennium
360	Uu244		ununbinilium
361	Uu245		ununtrienium
362	Uu246		

## General Data and Fundamental Constants



Speed of light in vacuum	$c_0$	$299\,792\,458\text{ m s}^{-1}$ (defined)
Elementary charge	$e$	$1.602\,176\,53(14) \times 10^{-19}\text{ C}$
Boltzmann constant	$k_B$	$1.380\,650\,5(24) \times 10^{-23}\text{ J K}^{-1}$
Planck constant	$h$ $\hbar = h/2\pi$	$6.626\,069\,3(11) \times 10^{-34}\text{ J s}$ $1.054\,571\,68(18) \times 10^{-34}\text{ J s}$
Avogadro constant	$L, N_A$	$6.022\,141\,5(10) \times 10^{23}\text{ mol}^{-1}$
Gas constant	$R$	$8.314\,472\text{ (15) J K}^{-1}\text{ mol}^{-1}$
Faraday constant	$F$	$9.648\,533\,83(83) \times 10^4\text{ C mol}^{-1}$
Atomic mass constant (dalton, or unified atomic mass unit, $m(^{12}\text{C})/12$ )	$m_u = \text{Da} = u$	$1.660\,538\,86(28) \times 10^{-27}\text{ kg}$
Electron rest mass	$m_e$	$9.109\,382\,6(16) \times 10^{-31}\text{ kg}$
Proton rest mass	$m_p$	$1.672\,621\,71(29) \times 10^{-27}\text{ kg}$
Neutron rest mass	$m_n$	$1.674\,927\,28(29) \times 10^{-27}\text{ kg}$
Permeability of vacuum (or magnetic constant)	$\mu_0$	$4\pi \times 10^{-7}\text{ H m}^{-1}$ (defined) Note: $\text{H m}^{-1} = \text{N A}^{-2} = \text{N s}^2 \text{C}^{-2}$
Permittivity of vacuum (or electric constant)	$\epsilon_0 = 1/\mu_0 c_0^2$	$8.854\,187\,816\dots \times 10^{-12}\text{ F m}^{-1}$ Note: $\text{F m}^{-1} = \text{C}^2 \text{J}^{-1} \text{m}^{-1}$
Bohr magneton	$\mu_B = e \hbar / 2m_e$	$9.274\,009\,49(60) \times 10^{-24}\text{ J T}^{-1}$
Nuclear magneton	$\mu_N = (m_e / m_p) \mu_B$	$5.050\,783\,43(43) \times 10^{-27}\text{ J T}^{-1}$
Landé g-factor for free electron	$g_e$	$2.002\,319\,304\,371\,8(75)$
Fine structure constant	$\alpha = \mu_0 e^2 c_0 / 2h$	$7.297\,352\,568(24) \times 10^{-3}$
Second radiation constant	$c_2 = hc_0/k$	$1.438\,775\,2(25) \times 10^{-2}\text{ m K}$
Stefan-Boltzmann constant	$\sigma = 2\pi^5 k^4 / 15h^3 c_0^2$	$5.670\,400(40) \times 10^{-8}\text{ W m}^{-2} \text{K}^{-4}$
Bohr radius	$a_0 = 4\pi \epsilon_0 \hbar^2 / m_e e^2$	$5.291\,772\,108(18) \times 10^{-11}\text{ m}$
Hartree energy	$E_h = \hbar^2 / m_e a_0^2$	$4.359\,744\,17(75) \times 10^{-18}\text{ J}$
Rydberg constant	$R_\infty = E_h / 2hc_0$	$1.097\,373\,156\,852\,5(73) \times 10^7\text{ m}^{-1}$

Standard acceleration of free fall $g_n$	$9.806\,65\text{ m s}^{-2}$ (defined)
Gravitational constant $G$	$6.674\,2(10) \times 10^{-11}\text{ m}^3 \text{kg}^{-1} \text{s}^{-2}$
Zero of Celsius scale	$273.15\text{ K}$ (defined)
Molar volume of ideal gas, $p = 1\text{ bar}$ and $T = 273.15\text{ K}$	$22.710\,981\,40(10)\text{ L mol}^{-1}$
Standard atmosphere	$101\,325\text{ Pa}$ (defined)
$RT$ at $298.15\text{ K}$	$2.4790\text{ kJ mol}^{-1}$

### PRESSURE CONVERSION FACTORS

	Pa	atm	Torr
1 Pa =	1	$9.869\,23 \times 10^{-6}$	$7.500\,62 \times 10^{-3}$
1 atm =	101 325	1	760
1 Torr =	133.322	$1.315\,79 \times 10^{-3}$	1

Example of the use of this table: 1 atm = 101 325 Pa  
Notes: 1 mmHg = 1 Torr ; 1 bar =  $10^5$  Pa

### ENERGY CONVERSION FACTORS

	energy $E$	molar energy $E_m$	wavenumber $\bar{\nu}$
	eV	$E_h$	$\text{cm}^{-1}$
1 aJ	$10^{-18}$	6.241 509	0.229 3713
1 eV	$1.602\,177 \times 10^{-19}$	1	$3.674\,932 \times 10^2$
1 $E_h$	$4.359\,744 \times 10^{-18}$	27.211 38	1
1 kJ/mol	$1.660\,539 \times 10^{21}$	$1.036\,427 \times 10^{-2}$	$3.808\,799 \times 10^4$
1 $\text{cm}^{-1}$	$1.986\,446 \times 10^{-23}$	$1.239\,842 \times 10^{-4}$	$4.556\,335 \times 10^{-6}$

Example of the use of this table: 1 eV corresponds to 'or' is equivalent to 96.485 34 kJ/mol  
Note: 1 cal = 4.184 J

Source: The National Institute of Standards and Technology (NIST) reference on Constants, Units, and Uncertainties (2002 values)  
<<http://physics.nist.gov/cuu/constants>>

## Ajuste por Mínimos Cuadrados

Dado un conjunto de datos que se alinean gráficamente puede encontrarse la mejor recta aplicando Mínimos Cuadrados. Sea la recta  $y = m x + b$ , la pendiente “ $m$ ” y la ordenada al origen “ $b$ ” pueden ser determinadas por las siguientes fórmulas.

$$m = \frac{N \sum xy - \sum x \sum y}{N \sum x^2 - (\sum x)^2}$$

$$b = [ \sum y \sum x^2 - \sum x \sum x,y ] / [ N \sum x^2 - (\sum x)^2 ]$$

$$\sigma_x = \left[ \frac{\sum x^2 - \frac{(\sum x)^2}{N}}{N-1} \right]^{1/2}$$

$$\sigma_y = \left[ \frac{\sum y^2 - \frac{(\sum y)^2}{N}}{N-1} \right]^{1/2}$$

siendo el coeficiente de regresión R:  $R = \frac{m \cdot \sigma_x}{\sigma_y}$  el cual refleja cuan bueno es el ajuste ( $R \rightarrow 1$ ).

Las calculadoras científicas permiten el análisis de regresión lineal de una serie de datos. Sugerimos leer el manual de instrucción de la calculadora para conocer la secuencia para realizar el ajuste por mínimos cuadrados.

Así mismo los programas de computación como Excel, Origin permiten realizar el ajuste y mostrar los datos en una gráfica. Promovemos el aprendizaje de estas herramientas informáticas para el tratamiento de datos tanto de problemas numéricos como de valores experimentales.

## Conversión de Unidades

En muchos problemas cotidianos es frecuente la necesidad de realizar conversiones de unidades, situación que también es común en la Química Física. Una técnica sencilla para realizar la conversión de unidades, en un solo paso y que se usará en el desarrollo de la asignatura, consiste en multiplicar por un factor de equivalencia, que no es más que la razón entre la equivalencia expresada en la unidad deseada y la unidad existente.

Por ejemplo: *Expresar la entalpía de vaporización del agua en cal/mol*

De tablas se obtiene el valor de la entalpía de vaporización: 40656 J/mol. Para expresar la entalpía en cal/mol se debe multiplicar por el factor de equivalencia entre j y cal, que es igual a **la razón o fracción**

que tiene por numerador la unidad de medida deseada (cal) y en el denominador la unidad de medida que se desea transformar (J), es decir:

$$40656 \frac{J}{mol} = 40656 \frac{J}{mol} \frac{0,239 \text{ cal}}{1 J}$$

Al realizar la multiplicación, se simplifican las unidades de J y el resultado queda expresado en cal/mol

$$40656 \frac{J}{mol} = 40656 \frac{J}{mol} \frac{0,239 \text{ cal}}{1 J} = 11912 \frac{\text{cal}}{mol}$$

En el caso que las unidades presenten exponentes, la fracción por la cual se debe multiplicar debe conservar dicho exponente en la unidad de medida.

De manera semejante, si se trata de un cociente de unidades las cuales se desean convertir, se debe multiplicar por tantos factores como unidades a convertir.

Por ejemplo: *Expresar 20 cm/s en m/min. En este caso son dos unidades a convertir (cm y s) por lo tanto debo multiplicar por dos factores (factor 1 y factor 2).*

$$20 \frac{cm}{s} \cdot \frac{1m}{100cm} \cdot \frac{60 s}{1 \text{ min}} = 12 \frac{m}{\text{min}}$$

**Factor 1**    **Factor 2**

Equivalencias de capacidades y volúmenes

Pulg. <sup>3</sup>	Pie <sup>3</sup>	Yarda <sup>3</sup>	Onzas flúidas de U. S.		Cuartos (qt) de U. S.		Galones de U. S.	Bushels de U. S.	Litros	cm <sup>3</sup>	m <sup>3</sup>
			Líquidos	Aridos	Líquidos	Aridos					
1	0.03787	0.02143	0.5541	0.01732	0.01488	0.04329	0.04650	0.01639	16.39	1.639 × 10 <sup>-5</sup>	
1 798	1	0.03704	957.5	29.92	25.71	7.481	0.8036	28.32	28 320	0.02832	
46 656	27	1	25 853	807.9	694.3	202.0	21.70	764.6	764 559	0.7646	
1.805	0.001044	0.043868	1	0.03125	0.02686	0.007812	0.03392	0.02957	29.57	2.957 × 10 <sup>-5</sup>	
57.75	0.03342	0.001238	32	1	0.8594	0.25	0.02686	0.9463	946.3	9.463 × 10 <sup>-4</sup>	
67.20	0.03889	0.00144	128	4	1	1	0.03125	1.101	1 101	11.01 × 10 <sup>-4</sup>	
231	0.1337	0.004951	1 192	1	3 437	1	0.1074	3 785	3 785	3.785 × 10 <sup>-3</sup>	
2 150.42	1.244	0.04609	1	1.057	32	1	1	35.24	35 238	3.524 × 10 <sup>-2</sup>	
61.03	0.03531	0.001308	33.81	1	0.9081	0.2642	0.02838	1	1 000	1 × 10 <sup>-3</sup>	

Equivalencias de densidades

g por cm <sup>3</sup>	Kg por m <sup>3</sup>	Lb. por pulg. <sup>3</sup>	Lb. por pie <sup>3</sup>	Lb. por yarda <sup>3</sup>	Lb. por galón de U. S.	Tons (2 000 lb.) por yarda <sup>3</sup>	Tons (2 240 lb.) por yarda <sup>3</sup>	Toneladas métricas por m <sup>3</sup>
27.68	27 680	0.0003613	1 728	46 656	0.008345	0.8428 × 10 <sup>-3</sup>	0.7525 × 10 <sup>-3</sup>	0.001
0.01602	16.02	0.0005787	1	27	231	23.33	20.83	27.68
0.005933	5.9327	0.0002143	0.03704	1	0.1337	0.01350	0.012054	0.01602
0.1198	119.8	0.004329	7.481	202.0	0.004951	0.0005	0.0004464	0.005933
1.187	1 187	0.04287	74.07	2 000	1	0.1010	0.09017	0.1198
1.329	1 329	0.0401	82.96	2 240	11.09	1	0.8929	1.187
						1.12	1	1.329

Equivalencias de masas

Kg	Gramos	Onzas			Libras			Toneladas		Gramos
		Troy y apoth.	Avoir.	Troy y apoth.	Avoir.	Corta	Larga	Métrica		
1	15 432	32.15	35.27	2 6792	2 205	0.001102	0.009842	0.001	1 000.0	
0.06480	1	0.002083	0.002286	0.000174	0.0001429	0.07143	0.06378	0.06480	0.0648	
0.03110	480	1	1.09714	0.08333	0.06857	0.03429	0.03061	0.03110	31.1	
0.02835	437.5	0.9115	1	0.07595	0.0625	0.03125	0.02790	0.02835	28.35	
0.3732	5 760	12	13.17	1	0.8229	0.04114	0.03673	0.03732	373.2	
0.4536	7 000	14.58	16	1.215	1	0.0005	0.04464	0.04536	453.59	
907.2	1406	29 167	32 000	2 431	2 000	1	0.8929	0.9072	907.184	
1 016	15 680 000	32 667	35 840	2 792	2 240	1.12	1	1 016	1 016 047	
1 000	15 432 356	32 151	35 274	2 679	2 205	1.102	0.9842	1 000	1 000 000	
0.001	15.432	0.03215	0.03527	0.00268	0.00220	0.051102	0.0461	0.001	1	

\* Dr. Lewis V. Judson, del National Bureau of Standards.

### Equivalencias de pesos y masas por unidad de longitud

Para alambres, tubos, carriles, etc.

Gramos por cm	Kg por Km	Kg por m	Granos por pulg.	Lb. por pie	Lb. por yarda	Lb. por milla
1	100	0.1	39.1983	0.067197	0.201591	354.80
10	1 000	1	0.391983	0.00067197	0.00201591	3.54800
0.025511	2.5511	0.0025511	391.983	0.67197	2.01591	3 548.00
14.8816	1 488.16	1.48816	1	0.00171429	0.00514286	9.0514
4.96054	496.054	0.49605	583.333	1	3	5 280
0.0028185	0.28185	0.00028185	194.444	0.33333	1	1 760
			0.11048	0.00018939	0.00056818	1

### Equivalencias de medidas lineales

Kilómetro (Km)	Metro (m)	Centímetro (cm)	Milímetro (mm)	Pulgada (pulg. o in.)	Pie (ft.)	Yarda (Yrd.)	Micrón ( $\mu$ )	Milimicrón (m $\mu$ )	Toesa (rod)	Cadenas (chains)	Millas (miles)	Millas náuticas
1	1 000	10 <sup>5</sup>	10 <sup>6</sup>	39 370	3 280.83	1 093.61	10 <sup>6</sup>	10 <sup>12</sup>	198.838	49.710	0.62137	0.5396
0.001	1	100	1 000	39.37	3.28083	1.09361	10 <sup>9</sup>	10 <sup>9</sup>	0.19884	0.049710	0.0006214	0.0005396
10 <sup>-8</sup>	0.01	1	10	0.3937	0.032808	0.010936	10 <sup>6</sup>	10 <sup>6</sup>	0.0019884	0.0004971	0.0000062	0.0000054
10 <sup>-6</sup>	0.001	0.1	1	0.03937	0.0032808	0.0010936	10 <sup>3</sup>	10 <sup>3</sup>	0.0001989	0.0000497	0.00000062	0.00000054
2.54 × 10 <sup>-5</sup>	0.0254	2.540	25.40005	1	0.083333	0.02778	25 400	2.54 × 10 <sup>7</sup>	0.000505	0.0012626	0.0000158	0.0000137
3.048 × 10 <sup>-4</sup>	0.30480	30.480	304.801	12	1	1	304 801	3.048 × 10 <sup>8</sup>	0.0606	0.015152	0.00018939	0.00016447
9.144 × 10 <sup>-4</sup>	0.914402	91.440	914.4	36	3	1	914 402	9.144 × 10 <sup>8</sup>	0.1818	0.045455	0.0005682	0.0004934
10 <sup>-8</sup>	10 <sup>-5</sup>	10 <sup>-4</sup>	10 <sup>-3</sup>	3.937 × 10 <sup>-5</sup>	3.2808 × 10 <sup>-6</sup>	1.0936 × 10 <sup>-6</sup>	1	10 <sup>3</sup>				
10 <sup>-12</sup>	10 <sup>-9</sup>	10 <sup>-7</sup>	10 <sup>-6</sup>	3.937 × 10 <sup>-8</sup>	3.2808 × 10 <sup>-9</sup>	1.0936 × 10 <sup>-9</sup>	10 <sup>-3</sup>	1				

### Equivalencia de áreas

m <sup>2</sup>	Pulg. <sup>2</sup>	Pie <sup>2</sup>	Yd. <sup>2</sup>	Rods. <sup>2</sup>	Cadenas <sup>2</sup>	Acres	Millas <sup>2</sup> o secciones	cm <sup>2</sup>	mm <sup>2</sup>
1	1 550	10.76	1.196	0.0395	0.002471	0.0002471	0.0000003861	10 000	10 <sup>6</sup>
0.0006452	1	0.006944	0.0007716	0.00002551	0.000001594	0.0000001594	0.0000003861	6.452	645.2
0.09290	144	1	0.1111	0.003673	0.00296	0.002296	0.002491	929.0	92 903
0.8361	1 296	9	1	0.03306	0.007066	0.002066	0.00328	8 361	836 131
25.29	39 204	272.25	30.25	1	0.0625	0.00625	0.009766	252 930	25.29 × 10 <sup>6</sup>
404.7	627 264	4 356	484	16	1	0.1	0.001562	4 046 873	404.7 × 10 <sup>6</sup>
4 047	6 272 640	43 560	4 840	160	10	1	0.001562	40 468 726	4 047 × 10 <sup>6</sup>
2 589 998	.....	27 878 400	3 097 600	102 400	6 400	640	1	25.9 × 10 <sup>9</sup>	25.9 × 10 <sup>11</sup>

**Equivalencias de calor, energía o trabajo †**

Julios = 10 <sup>7</sup> ergios	Kgm	Lb.-pie	Kw.-hr.	Hp.-hr.	Litros-atm.	Cal. †	B.t.u.	cal. †
1	0.10197	0.7376	0.062773	0.063725	0.009869	0.02390	0.09478	0.2390
9.80665	1	7.233	0.62724	0.63653	0.09678	0.02344	0.09296	2.3438
1.356 × 10 <sup>6</sup>	1.383 × 10 <sup>5</sup>	1	0.63766	0.650505	0.01388	0.03524	0.001285	0.3241
3.6 × 10 <sup>6</sup>	3.671 × 10 <sup>5</sup>	2.655 × 10 <sup>6</sup>	1	1.341	35 534.3	860.57	3 412.76	860 565
2.6845 × 10 <sup>6</sup>	2.7375 × 10 <sup>5</sup>	1.98 × 10 <sup>6</sup>	0.7455	1	26 494	641.62	2 545	641 615
101.33	10.333	74.73	0.042815	0.043774	1	0.02422	0.09604	24 218
4 184	426.7	3 086	0.001162	0.001558	41.29	1	3.9657	1 060
1 055	107.58	778.16	0.042930	0.043930	10.41	0.252	1	232
4.184	0.4267	3.086	0.041162	0.041558	0.04129	0.001	0.00397	1

1 term = 100 000 B.t.u. = 25 200 Cal.

**Equivalencias de presiones †**

Megabarios o megadinas por cm <sup>2</sup>	Kg por cm <sup>2</sup>	Lb. por pulg. <sup>2</sup>	Toneladas cortas por pie <sup>2</sup>	Atm.	Columnas de mercurio a 0° C.		Columnas de agua a 15° C.			Kg por m <sup>2</sup>	mm. de mercurio	
					Pies		Pulg.	m	Pulg.			Pies
					m	Pulg.						
1	1.0197	14.50	1.044	0.9869	0.7500	29.53	10.21	401.8	33.48	10 197	750.062	
0.9807	1	14.22	1.024	0.9678	0.7355	28.96	10.01	394.05	32.84	10 000	735.559	
0.06895	0.07031	1	0.072	0.06804	0.03171	28.06	0.7037	27.70	2.309	144	51.7147	
0.9576	0.9765	13.89	1	0.9450	0.7182	28.28	9.773	384.8	32.06	703.1	718.26	
1.0133	1.0332	14.696	1.058	1	0.76	29.92	10.34	407.14	33.93	9 765	760	
1.3333	1.3596	19.34	1.392	1.316	1	39.37	13.61	535.7	44.64	10 333	760	
0.03386	0.03453	0.4912	0.03536	0.03342	0.02540	1	0.3456	13.61	1.134	19 596	1 060	
0.09798	0.09991	1.421	0.1023	0.0967	0.07349	1	1	39.37	3.281	204.633	25.400	
0.002489	0.002538	0.0361	0.002599	0.002456	0.001667	0.07349	0.02540	1	5.19768	999.1	73.4898	
0.02986	0.03045	0.4332	0.03119	0.02947	0.0224	0.8819	0.3048	12	62.3722	304.5	22.3997	

1 g por cm<sup>2</sup> = 980.655 dinas por cm<sup>2</sup> = 0.45762 poundal por pulg.<sup>2</sup>

1 dina por cm<sup>2</sup> = 0.001019716 g por cm<sup>2</sup> = 0.000466642 poundal por pulg.<sup>2</sup>

1 poundal por pulg.<sup>2</sup> = 2 142.97 dinas por cm<sup>2</sup> = 2.18536 g por cm<sup>2</sup> = 0.031081 lb. por pulg.<sup>2</sup>

† La caloría termoquímica (caloría pequeña o caloría gramo) se define por 4.1840 julios absolutos y su abreviatura es cal.; la caloría grande o kilo-caloría es 1 000 veces la pequeña y se representa por Kcal. y a veces por Cal.

**Equivalencias de potencia †**

hp. inglés (350 lb.-pie por seg.)	HP métrico (o C. V.)	Kw (1 000 julios por seg.)	Kgm por seg.	Lb.-pie por seg.	Cal.† por seg.	B.t.u. por seg.	cal.† por seg.
1	1.0138	0.7457	76.04	550	0.1782	0.7068	178.23
0.9863	1	0.7355	75	542.5	0.1758	0.6971	175.79
1.341	1.3596	1	101.97	757.56	0.2390	0.9478	239.01
0.01315	0.01333	0.009807	1	7.233	0.00294	0.009295	2.3438
0.001818	0.001843	0.001356	0.1383	1	0.000324	0.001285	0.3240
5.611	5.689	4.1840	426.7	3 086	1	3.966	1 000
1.415	1.434	1.055	107.58	778.16	0.2522	1	252.16
0.005611	0.005689	0.004184	0.4267	3.086	0.001	0.00397	1

1 boiler hp. (caballo de caldera) = 33 475 B.t.u. por hr. = 8 435.4 Cal.  
 por hr.;  
 1 ton refrigeration, intensidad de refrigeración necesaria para hacer 1 to-  
 nelada corta (2 000 lb.) de hielo en 1 día = 200 B.t.u. por min. =  
 50.4 Cal. o frigorías por min.

**Equivalencias de velocidades**

cm por seg.	m por seg.	m por min.	Km por hr.	Pies por seg.	Pies por min.	Millas por hr.	Nudos (millas náuticas por hr.)
1	0.01	0.6	0.036	0.03281	1.9685	0.02237	0.01943
100	1	60	3.6	3.281	196.85	2.237	1.943
1.667	0.01667	1	0.06	0.0347	3.281	0.03728	0.03238
27.78	0.2778	16.67	1	0.9113	54.68	0.6214	0.53960
30.48	0.3048	18.29	1.097	1	60	0.6818	0.59209
0.5080	0.005080	0.3048	0.01829	1	1	0.01136	0.00987
44.70	0.4470	26.82	1.609	1.467	88	1	0.86839
51.48	0.5148	30.887	1.8532	1.6889	101.337	1.15155	1

**Equivalencias de medidas angulares**

Círculo	Grados sexagesimales	Grados centesimales	Minutos	Segundos	Radianos
1	360	400	21 600	1 296 000	6.283185
0.00278	1	1.11111	60	3 600	0.017453
0.0025	0.9000	1	54	3 240	0.015708
0.0000463	0.01667	0.01852	1	60	0.0002909
7.7 × 10 <sup>-7</sup>	0.00028	0.00031	0.01667	1	0.0000048481
0.159155	57.2958	63.662	3 437.75	206 265	1

**Equivalencias de conductividades térmicas †**

Cal.† por hr. por cm <sup>2</sup> por ° C.†	Vatios internacionales por cm <sup>2</sup> por ° C.	B.t.u. por hr. por pie <sup>2</sup> por ° F.	B.t.u. por día por pie <sup>2</sup> por ° F.
1	0.2390	2 901.0	69 624
0.000278	1	693.5	16 643
0.0000754	0.000278	1	19.34
0.00000314	0.0000754	0.8058	24.0
0.000000314	0.00000314	1	1
860.6	3 600	0.04167	1

**Equivalencias de flujos caloríficos †**

Cal.† por seg. por cm <sup>2</sup>	Cal. por hr. por cm <sup>2</sup> †	B.t.u. por hr. por pie <sup>2</sup>	B.t.u. por día por pie <sup>2</sup>	Vatios por cm <sup>2</sup>
1	3 600	13 263	318 322	4.183
0.000278	1	3.684	88.42	0.001162
0.0000754	0.2714	1	24	0.0003154
0.00000314	0.01131	0.04167	1	0.00001314
0.2390	860.6	3 171	76 094	1

† 1 caloría termoquímica o caloría pequeña (cal.) se define por 4.1840 julios absolutos.  
 † Dr. Lewis V. Judson y Carl S. Cragoe, del National Bureau of Standards.

## Tablas de datos

Tabla 1. Segundo coeficiente del virial  $B / \text{cm}^3 \text{mol}^{-1}$

	100 K	273 K	373 K	600 K
Aire	-167.3	-13.5	3.4	19.0
Ar	-187.0	-21.7	-4.2	11.9
CH <sub>4</sub>		-53.6	-21.2	8.1
CO <sub>2</sub>		-142	-72.2	-12.4
H <sub>2</sub>	-2.0	13.7	15.6	
He	11.4	12.0	11.3	10.4
Kr		-62.9	-28.7	1.7
N <sub>2</sub>	-160.0	-10.5	6.2	21.7
Ne	-6.0	10.4	12.3	13.8
O <sub>2</sub>	-197.5	-22.0	-3.7	12.9
Xe		-153.7	-81.7	-19.6

Ref. P. Atkins y J. de Paula, *Química Física*, Ed. Médica Panamericana, Argentina, 2008.

Tabla 2. Constantes críticas de los gases

	Masa molar	$\omega$	$T_c/\text{K}$	$P_c/\text{bar}$	$Z_c$	$V_c$ $\text{cm}^3 \text{mol}^{-1}$	$T_n/\text{K}$
Metano	16.043	0.012	190.6	45.99	0.286	98.6	111.4
Etano	30.070	0.100	305.3	48.72	0.279	145.5	184.6
Propano	44.097	0.152	369.8	42.48	0.276	200.0	231.1
<i>n</i> -Butano	58.123	0.200	425.1	37.96	0.274	255.	272.7
<i>n</i> -Pentano	72.150	0.252	469.7	33.70	0.270	313.	309.2
<i>n</i> -Hexano	86.177	0.301	507.6	30.25	0.266	371.	341.9
<i>n</i> -Heptano	100.204	0.350	540.2	27.40	0.261	428.	371.6
<i>n</i> -Octano	114.231	0.400	568.7	24.90	0.256	486.	398.8
<i>n</i> -Nonano	128.258	0.444	594.6	22.90	0.252	544.	424.0
<i>n</i> -Decano	142.285	0.492	617.7	21.10	0.247	600.	447.3
Isobutano	58.123	0.181	408.1	36.48	0.282	262.7	261.4
Isooctano	114.231	0.302	544.0	25.68	0.266	468.	372.4
Ciclopentano	70.134	0.196	511.8	45.02	0.273	258.	322.4
Ciclohexano	84.161	0.210	553.6	40.73	0.273	308.	353.9
Metilciclopentano	84.161	0.230	532.8	37.85	0.272	319.	345.0
Metilciclohexano	98.188	0.235	572.2	34.71	0.269	368.	374.1
Etileno	28.054	0.087	282.3	50.40	0.281	131.	169.4
Propileno	42.081	0.140	365.6	46.65	0.289	188.4	225.5
1-Buteno	56.108	0.191	420.0	40.43	0.277	239.3	266.9
<i>cis</i> -2-Buteno	56.108	0.205	435.6	42.43	0.273	233.8	276.9
<i>trans</i> -2-Buteno	56.108	0.218	428.6	41.00	0.275	237.7	274.0
1-Hexeno	84.161	0.280	504.0	31.40	0.265	354.	336.3
Isobutileno	56.108	0.194	417.9	40.00	0.275	238.9	266.3
1,3-Butadieno	54.092	0.190	425.2	42.77	0.267	220.4	268.7
Ciclohexeno	82.145	0.212	560.4	43.50	0.272	291.	356.1
Acetileno	26.038	0.187	308.3	61.39	0.271	113.	189.4
Benceno	78.114	0.210	562.2	48.98	0.271	259.	353.2
Tolueno	92.141	0.262	591.8	41.06	0.264	316.	383.8
Etilbenceno	106.167	0.303	617.2	36.06	0.263	374.	409.4
Cumeno	120.194	0.326	631.1	32.09	0.261	427.	425.6
<i>o</i> -Xileno	106.167	0.310	630.3	37.34	0.263	369.	417.6
<i>m</i> -Xileno	106.167	0.326	617.1	35.36	0.259	376.	412.3
<i>p</i> -Xileno	106.167	0.322	616.2	35.11	0.260	379.	411.5
Estireno	104.152	0.297	636.0	38.40	0.256	352.	418.3
Naftaleno	128.174	0.302	748.4	40.51	0.269	413.	491.2
Bifenilo	154.211	0.365	789.3	38.50	0.295	502.	528.2

	Masa molar	$\omega$	$T_c/K$	$P_c/\text{bar}$	$Z_c$	$V_c$ $\text{cm}^3 \text{mol}^{-1}$	$T_n/K$
Formaldehído	30.026	0.282	408.0	65.90	0.223	115.	254.1
Acetaldehído	44.053	0.291	466.0	55.50	0.221	154.	294.0
Acetato de metilo	74.079	0.331	506.6	47.50	0.257	228.	330.1
Acetato de etilo	88.106	0.366	523.3	38.80	0.255	286.	350.2
Acetona	58.080	0.307	508.2	47.01	0.233	209.	329.4
Metil etil cetona	72.107	0.323	535.5	41.50	0.249	267.	352.8
Éter dietílico	74.123	0.281	466.7	36.40	0.263	280.	307.6
Éter metil <i>t</i> -butílico	88.150	0.266	497.1	34.30	0.273	329.	328.4
Metanol	32.042	0.564	512.6	80.97	0.224	118.	337.9
Etanol	46.069	0.645	513.9	61.48	0.240	167.	351.4
1-Propanol	60.096	0.622	536.8	51.75	0.254	219.	370.4
1-Butanol	74.123	0.594	563.1	44.23	0.260	275.	390.8
1-Hexanol	102.177	0.579	611.4	35.10	0.263	381.	430.6
2-Propanol	60.096	0.668	508.3	47.62	0.248	220.	355.4
Fenol	94.113	0.444	694.3	61.30	0.243	229.	455.0
Etilenglicol	62.068	0.487	719.7	77.00	0.246	191.0	470.5
Ácido acético	60.053	0.467	592.0	57.86	0.211	179.7	391.1
Ácido <i>n</i> -Butírico	88.106	0.681	615.7	40.64	0.232	291.7	436.4
Ácido benzoico	122.123	0.603	751.0	44.70	0.246	344.	522.4
Acetonitrilo	41.053	0.338	545.5	48.30	0.184	173.	354.8
Metilamina	31.057	0.281	430.1	74.60	0.321	154.	266.8
Etilamina	45.084	0.285	456.2	56.20	0.307	207.	289.7
Nitrometano	61.040	0.348	588.2	63.10	0.223	173.	374.4
Tetracloruro de carbono	153.822	0.193	556.4	45.60	0.272	276.	349.8
Cloroformo	119.377	0.222	536.4	54.72	0.293	239.	334.3
Diclorometano	84.932	0.199	510.0	60.80	0.265	185.	312.9
Cloruro de metilo	50.488	0.153	416.3	66.80	0.276	143.	249.1
Cloruro de etilo	64.514	0.190	460.4	52.70	0.275	200.	285.4
Clorobenceno	112.558	0.250	632.4	45.20	0.265	308.	404.9
Tetrafluoroetano	102.030	0.327	374.2	40.60	0.258	198.0	247.1
Argón	39.948	0.000	150.9	48.98	0.291	74.6	87.3
Kriptón	83.800	0.000	209.4	55.02	0.288	91.2	119.8
Xenón	131.30	0.000	289.7	58.40	0.286	118.0	165.0
Helio 4	4.003	-0.390	5.2	2.28	0.302	57.3	4.2
Hidrógeno	2.016	-0.216	33.19	13.13	0.305	64.1	20.4
Oxígeno	31.999	0.022	154.6	50.43	0.288	73.4	90.2
Nitrógeno	28.014	0.038	126.2	34.00	0.289	89.2	77.3
Aire†	28.851	0.035	132.2	37.45	0.289	84.8	
Cloro	70.905	0.069	417.2	77.10	0.265	124.	239.1
Monóxido de carbono	28.010	0.048	132.9	34.99	0.299	93.4	81.7
Dióxido de carbono	44.010	0.224	304.2	73.83	0.274	94.0	
Disulfuro de carbono	76.143	0.111	552.0	79.00	0.275	160.	319.4
Sulfuro de hidrógeno	34.082	0.094	373.5	89.63	0.284	98.5	212.8
Dióxido de azufre	64.065	0.245	430.8	78.84	0.269	122.	263.1
Trióxido de azufre	80.064	0.424	490.9	82.10	0.255	127.	317.9
Óxido nítrico (NO)	30.006	0.583	180.2	64.80	0.251	58.0	121.4
Óxido nitroso (N <sub>2</sub> O)	44.013	0.141	309.6	72.45	0.274	97.4	184.7
Cloruro de hidrógeno	36.461	0.132	324.7	83.10	0.249	81.	188.2
Cianuro de hidrógeno	27.026	0.410	456.7	53.90	0.197	139.	298.9
Agua	18.015	0.345	647.1	220.55	0.229	55.9	373.2
Amoniaco	17.031	0.253	405.7	112.80	0.242	72.5	239.7
Ácido nítrico	63.013	0.714	520.0	68.90	0.231	145.	356.2
Ácido sulfúrico	98.080	...	924.0	64.00	0.147	177.	610.0

† Seudoparámetros para  $y_{N_2} = 0.79$  y  $y_{O_2} = 0.21$ . Vea las ecuaciones (6.97)-(6.99)

Ref. J. M. Smith, H. C. Van Ness y M. M. Abbott, *Introducción a la Termodinámica en Ingeniería Química*, Ed. Mc Graw Hill Interamericana, México, 2007.

Tabla 3. Coeficientes de Van der Waals

	$a/(\text{atm dm}^6 \text{ mol}^{-2})$	$b/(10^{-2} \text{ dm}^3 \text{ mol}^{-1})$		$a/(\text{atm dm}^6 \text{ mol}^{-2})$	$b/(10^{-2} \text{ dm}^3 \text{ mol}^{-1})$
Ar	1,337	3,20	H <sub>2</sub> S	4,484	4,34
C <sub>2</sub> H <sub>4</sub>	4,552	5,82	He	0,0341	2,38
C <sub>2</sub> H <sub>6</sub>	5,507	6,51	Kr	5,125	1,06
C <sub>6</sub> H <sub>6</sub>	18,57	11,93	N <sub>2</sub>	1,352	3,87
CH <sub>4</sub>	2,273	4,31	Ne	0,205	1,67
Cl <sub>2</sub>	6,260	5,42	NH <sub>3</sub>	4,169	3,71
CO	1,453	3,95	O <sub>2</sub>	1,364	3,19
CO <sub>2</sub>	3,610	4,29	SO <sub>2</sub>	6,775	5,68
H <sub>2</sub>	0,2420	2,65	Xe	4,137	5,16
H <sub>2</sub> O	5,464	3,05			

Ref. P. Atkins y J. de Paula, *Química Física*, Ed. Médica Panamericana, Argentina, 2008.

Tabla 4. Entalpías de enlace promedio  $\Delta H^\circ (A-B) / \text{kJ mol}^{-1}$

	H	C	N	O	F	Cl	Br	I	S	P	Si
H	436										
C	412	348(i) 612(ii) 838(iii) 518(a)									
N	388	305(i) 613(ii) 890(iii)	163(i) 409(ii) 946(iii)								
O	463	360(i) 743(ii)	157	146(i) 497(ii)							
F	565	484	270	185	155						
Cl	431	338	200	203	254	242					
Br	366	276				219	193				
I	299	238				210	178	151			
S	338	259			496	250	212		264		
P	322									201	
Si	318		374	466							226

(i) Enlace simple, (ii) enlace doble, (iii) enlace triple, (a) aromático.  
 Datos: HCP and L. Pauling, *The nature of the chemical bond*. Cornell University Press (1960).

Ref. P. Atkins y J. de Paula, *Química Física*, Ed. Médica Panamericana, Argentina, 2008.

Tabla 5. Coeficiente de fugacidad de nitrógeno a 273 K

$p/\text{atm}$	$\phi$	$p/\text{atm}$	$\phi$
1	0.99955	300	1.0055
10	0.9956	400	1.062
50	0.9812	600	1.239
100	0.9703	800	1.495
150	0.9672	1000	1.839
200	0.9721		

Ref. P. Atkins y J. de Paula, *Química Física*, Ed. Médica Panamericana, Argentina, 2008.

Tabla 6. Constantes de la ecuación de Antoine para las presiones de vapor de especies puras

Nombre	Fórmula	Parámetros de la ecuación de Antoine			Intervalo de temperatura °C	$\Delta H_n$ kJ/mol	$t_n$ °C
		A <sup>†</sup>	B	C			
Acetona	C <sub>3</sub> H <sub>6</sub> O	14.3145	2756.22	228.060	-26 — 77	29.10	56.2
Ácido acético	C <sub>2</sub> H <sub>4</sub> O <sub>2</sub>	15.0717	3580.80	224.650	24 — 142	23.70	117.9
Acetronitrilo*	C <sub>2</sub> H <sub>3</sub> N	14.8950	3413.10	250.523	-27 — 81	30.19	81.6
Benceno	C <sub>6</sub> H <sub>6</sub>	13.7819	2726.81	217.572	6 — 104	30.72	80.0
<i>iso</i> -Butano	C <sub>4</sub> H <sub>10</sub>	13.8254	2181.79	248.870	-83 — 7	21.30	-11.9
<i>n</i> -Butano	C <sub>4</sub> H <sub>10</sub>	13.6608	2154.70	238.789	-73 — 19	22.44	-0.5
1-Butanol	C <sub>4</sub> H <sub>10</sub> O	15.3144	3212.43	182.739	37 — 138	43.29	117.6
2-Butanol*	C <sub>4</sub> H <sub>10</sub> O	15.1989	3026.03	186.500	25 — 120	40.75	99.5
<i>iso</i> -Butanol	C <sub>4</sub> H <sub>10</sub> O	14.6047	2740.95	166.670	30 — 128	41.82	107.8
<i>tert</i> -Butanol	C <sub>4</sub> H <sub>10</sub> O	14.8445	2658.29	177.650	10 — 101	39.07	82.3
Tetracloruro de carbono	CCl <sub>4</sub>	14.0572	2914.23	232.148	-14 — 101	29.82	76.6
Clorobenceno	C <sub>6</sub> H <sub>5</sub> Cl	13.8635	3174.78	211.700	29 — 159	35.19	131.7
1-Clorobutano	C <sub>4</sub> H <sub>9</sub> Cl	13.7965	2723.73	218.265	-17 — 79	30.39	78.5
Cloroformo	CHCl <sub>3</sub>	13.7324	2548.74	218.552	-23 — 84	29.24	61.1
Ciclohexano	C <sub>6</sub> H <sub>12</sub>	13.6568	2723.44	220.618	9 — 105	29.97	80.7
Ciclopentano	C <sub>5</sub> H <sub>10</sub>	13.9727	2653.90	234.510	-35 — 71	27.30	49.2
<i>n</i> -Decano	C <sub>10</sub> H <sub>22</sub>	13.9748	3442.76	193.858	65 — 203	38.75	174.1
Diclorometano	CH <sub>2</sub> Cl <sub>2</sub>	13.9891	2463.93	223.240	-38 — 60	28.06	39.7
Éter dietílico	C <sub>4</sub> H <sub>10</sub> O	14.0735	2511.29	231.200	-43 — 55	26.52	34.4
1,4 Dioxeno	C <sub>4</sub> H <sub>8</sub> O <sub>2</sub>	15.0967	3579.78	240.337	20 — 105	34.16	101.3
<i>n</i> -Eicosano	C <sub>20</sub> H <sub>42</sub>	14.4575	4680.46	132.100	208 — 379	57.49	343.6
Etanol	C <sub>2</sub> H <sub>6</sub> O	16.8958	3795.17	230.918	3 — 96	38.56	78.2
Etilbenceno	C <sub>8</sub> H <sub>10</sub>	13.9726	3259.93	212.300	33 — 163	35.57	136.2
Etilenglicol*	C <sub>2</sub> H <sub>6</sub> O <sub>2</sub>	15.7567	4187.46	178.650	100 — 222	50.73	197.3
<i>n</i> -Heptano	C <sub>7</sub> H <sub>16</sub>	13.8622	2910.26	216.432	4 — 123	31.77	98.4
<i>n</i> -Hexano	C <sub>6</sub> H <sub>14</sub>	13.8193	2696.04	224.317	-19 — 92	28.85	68.7
Metanol	CH <sub>4</sub> O	16.5785	3638.27	239.500	-11 — 83	35.21	64.7
Acetato de metilo	C <sub>3</sub> H <sub>6</sub> O <sub>2</sub>	14.2456	2662.78	219.690	-23 — 78	30.32	56.9
Metil etil cetona	C <sub>4</sub> H <sub>8</sub> O	14.1334	2838.24	218.690	-8 — 103	31.30	79.6
Nitrometano*	CH <sub>3</sub> NO <sub>2</sub>	14.7513	3331.70	227.600	56 — 146	33.99	101.2
<i>n</i> -Nonano	C <sub>9</sub> H <sub>20</sub>	13.9854	3311.19	202.694	46 — 178	36.91	150.8
<i>iso</i> -Octano	C <sub>8</sub> H <sub>18</sub>	13.6703	2896.31	220.767	2 — 125	30.79	99.2
<i>n</i> -Octano	C <sub>8</sub> H <sub>18</sub>	13.9346	3123.13	209.635	26 — 152	34.41	125.6
<i>n</i> -Pentano	C <sub>5</sub> H <sub>12</sub>	13.7667	2451.88	232.014	-45 — 58	25.79	36.0
Fenol	C <sub>6</sub> H <sub>6</sub> O	14.4387	3507.80	175.400	80 — 208	46.18	181.8
1-Propanol	C <sub>3</sub> H <sub>8</sub> O	16.1154	3483.67	205.807	20 — 116	41.44	97.2
2-Propanol	C <sub>3</sub> H <sub>8</sub> O	16.6796	3640.20	219.610	8 — 100	39.85	82.2
Tolueno	C <sub>7</sub> H <sub>8</sub>	13.9320	3056.96	217.625	13 — 136	33.18	110.6
Agua	H <sub>2</sub> O	16.3872	3885.70	230.170	0 — 200	40.66	100.0
<i>o</i> -Xileno	C <sub>8</sub> H <sub>10</sub>	14.0415	3358.79	212.041	40 — 172	36.24	144.4
<i>m</i> -Xileno	C <sub>8</sub> H <sub>10</sub>	14.1387	3381.81	216.120	35 — 166	35.66	139.1
<i>p</i> -Xileno	C <sub>8</sub> H <sub>10</sub>	14.0579	3331.45	214.627	35 — 166	35.67	138.3

Basado principalmente en la información presentada por B.E. Poling, J. M. Prausnitz y J. P. O'Connell, *The Properties of Gases and Liquids*, 5a ed., Apéndice A, McGraw-Hill, Nueva York, 2001.

\* Parámetros de Antoine adaptados de Gmehling y colaboradores. Véase pie de página 2, p. 791.

† Parámetros A de Antoine ajustados para reproducir el valor listado de  $t_n$ .

**Ref.** J. M. Smith, H. C. Van Ness y M. M. Abbott, *Introducción a la Termodinámica en Ingeniería Química*, Ed. Mc Graw Hill Interamericana, Méjico, 2007.

Tabla 7. Entalpías de fusión y de vaporización estándar a la temperatura de transición  $\Delta_{tr}H^\circ$  / kJ mol<sup>-1</sup>

	$T_f$ /K	Fusión	$T_{eb}$ /K	Vaporización		$T_f$ /K	Fusión	$T_{eb}$ /K	Vaporización
Elementos					CO <sub>2</sub>	217.0	8.33	194.6	25.23 s
Ag	1234	11.30	2436	250.6	CS <sub>2</sub>	161.2	4.39	319.4	26.74
Ar	83.81	1.188	87.29	6.506	H <sub>2</sub> O	273.15	6.008	373.15	40.656
Br <sub>2</sub>	265.9	10.57	332.4	29.45					44.016 a 298 K
Cl <sub>2</sub>	172.1	6.41	239.1	20.41	H <sub>2</sub> S	187.6	2.377	212.8	18.67
F <sub>2</sub>	53.6	0.26	85.0	3.16	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	283.5	2.56		
H <sub>2</sub>	13.96	0.117	20.38	0.916	NH <sub>3</sub>	195.4	5.652	239.7	23.35
He	3.5	0.021	4.22	0.084					
Hg	234.3	2.292	629.7	59.30	Compuestos orgánicos				
K	336.4	2.35	1031	80.23	CH <sub>4</sub>	90.68	0.941	111.7	8.18
I <sub>2</sub>	386.8	15.52	458.4	41.80	CCl <sub>4</sub>	250.3	2.5	350	30.0
N <sub>2</sub>	63.15	0.719	77.35	5.586	C <sub>2</sub> H <sub>6</sub>	89.85	2.86	184.6	14.7
Na	371.0	2.601	1156	98.01	C <sub>6</sub> H <sub>6</sub>	278.61	10.59	353.2	30.8
O <sub>2</sub>	54.36	0.444	90.18	6.820	C <sub>6</sub> H <sub>14</sub>	178	13.08	342.1	28.85
Xe	161	2.30	165	12.6	C <sub>10</sub> H <sub>8</sub>	354	18.80	490.0	51.51
					CH <sub>3</sub> OH	175.2	3.16	337.2	35.27
Compuestos inorgánicos									
CCl <sub>4</sub>	250.3	2.47	349.9	30.00	C <sub>2</sub> H <sub>5</sub> OH	158.7	4.60	352	37.99 a 298 K
									43.5

Ref. P. Atkins y J. de Paula, *Química Física*, Ed. Médica Panamericana, Argentina, 2008.

Tabla 8. Entropías estándar ( $\Delta_{tr}S^\circ$  / J K<sup>-1</sup> mol<sup>-1</sup>) (y temperaturas) de transición de fase a 1 atm

	Fusión (a $T_f$ )	Vaporización (a $T_{eb}$ )
Ar	14.17 (a 83.8 K)	74.53 (a 87.3 K)
Br <sub>2</sub>	39.76 (a 265.9 K)	88.61 (a 332.4 K)
C <sub>6</sub> H <sub>6</sub>	38.00 (a 278.6 K)	87.19 (a 353.2 K)
CH <sub>3</sub> COOH	40.4 (a 289.8 K)	61.9 (a 391.4 K)
CH <sub>3</sub> OH	18.03 (a 175.2 K)	104.6 (a 337.2 K)
Cl <sub>2</sub>	37.22 (a 172.1 K)	85.38 (a 239.0 K)
H <sub>2</sub>	8.38 (a 14.0 K)	44.96 (a 20.38 K)
H <sub>2</sub> O	22.00 (a 273.2 K)	109.0 (a 373.2 K)
H <sub>2</sub> S	12.67 (a 187.6 K)	87.75 (a 212.0 K)
He	4.8 (a 1.8 K y 30 bar)	19.9 (a 4.22 K)
N <sub>2</sub>	11.39 (a 63.2 K)	75.22 (a 77.4 K)
NH <sub>3</sub>	28.93 (a 195.4 K)	97.41 (a 239.73 K)
O <sub>2</sub>	8.17 (a 54.4 K)	75.63 (a 90.2 K)

Ref. P. Atkins y J. de Paula, *Química Física*, Ed. Médica Panamericana, Argentina, 2008.

Tabla 9. Entalpías y entropías de vaporización estándar de líquidos en su punto de ebullición normal

	$\Delta_{vap}H^\ominus$ / (kJ mol <sup>-1</sup> )	$\theta_{eb}$ / °C	$\Delta_{vap}S^\ominus$ / (J K <sup>-1</sup> mol <sup>-1</sup> )
Agua	40.7	100.0	+109.1
Benceno	30.8	80.1	+87.2
Ciclohexano	30.1	80.7	+85.1
Decano	38.75	174	+86.7
Dimetiléter	21.51	-23	+86
Disulfuro de carbono	26.74	46.25	+83.7
Etanol	38.6	78.3	+110.0
Mercurio	59.3	356.6	+94.2
Metano	8.18	-161.5	+73.2
Metanol	35.21	65.0	+104.1
Sulfuro de hidrógeno	18.7	-60.4	+87.9
Tetracloruro de carbono	30.00	76.7	+85.8

Ref. P. Atkins y J. de Paula, *Química Física*, Ed. Médica Panamericana, Argentina, 2008.

Tabla 10. Datos termodinámicos para compuestos orgánicos a 298 K

	$M/(\text{g mol}^{-1})$	$\Delta_f H^\ominus/(\text{kJ mol}^{-1})$	$\Delta_f G^\ominus/(\text{kJ mol}^{-1})$	$S_m^\ominus/(\text{J K}^{-1} \text{mol}^{-1})$	$C_{p,m}^\ominus/(\text{J K}^{-1} \text{mol}^{-1})$	$\Delta_c H^\ominus/(\text{kJ mol}^{-1})$
C (s) (grafito)	12.011	0	0	5.740	8.527	-393.51
C (s) (diamante)	12.011	+1.895	+2.900	2.377	6.113	-395.40
CO <sub>2</sub> (g)	44.010	-393.51	-394.36	213.74	37.11	
<b>Hidrocarburos</b>						
CH <sub>4</sub> (g), metano	16.04	-74.81	-50.72	186.26	35.31	-890
CH <sub>3</sub> (g), metil	15.04	+145.69	+147.92	194.2	38.70	
C <sub>2</sub> H <sub>2</sub> (g), etino	26.04	+226.73	+209.20	200.94	43.93	-1300
C <sub>2</sub> H <sub>4</sub> (g), eteno	28.05	+52.26	+68.15	219.56	43.56	-1411
C <sub>2</sub> H <sub>6</sub> (g), etano	30.07	-84.68	-32.82	229.60	52.63	-1560
C <sub>3</sub> H <sub>6</sub> (g), propeno	42.08	+20.42	+62.78	267.05	63.89	-2058
C <sub>3</sub> H <sub>6</sub> (g), ciclopropano	42.08	+53.30	+104.45	237.55	55.94	-2091
C <sub>3</sub> H <sub>8</sub> (g), propano	44.10	-103.85	-23.49	269.91	73.5	-2220
C <sub>4</sub> H <sub>8</sub> (g), 1-buteno	56.11	-0.13	+71.39	305.71	85.65	-2717
C <sub>4</sub> H <sub>8</sub> (g), <i>cis</i> -2-buteno	56.11	-6.99	+65.95	300.94	78.91	-2710
C <sub>4</sub> H <sub>10</sub> (g), <i>trans</i> -2-buteno	56.11	-11.17	+63.06	296.59	87.82	-2707
C <sub>4</sub> H <sub>10</sub> (g), butano	58.13	-126.15	-17.03	310.23	97.45	-2878
C <sub>5</sub> H <sub>12</sub> (g), pentano	72.15	-146.44	-8.20	348.40	120.2	-3537
C <sub>5</sub> H <sub>12</sub> (l)	72.15	-173.1				
C <sub>6</sub> H <sub>6</sub> (l), benceno	78.12	+49.0	+124.3	173.3	136.1	-3268
C <sub>6</sub> H <sub>6</sub> (g)	78.12	+82.93	+129.72	269.31	81.67	-3302
C <sub>6</sub> H <sub>12</sub> (l), ciclohexano	84.16	-156	+26.8		156.5	-3920
C <sub>6</sub> H <sub>14</sub> (l), hexano	86.18	-198.7		204.3		-4163
C <sub>6</sub> H <sub>5</sub> CH <sub>3</sub> (g), metil- benceno (tolueno)	92.14	+50.0	+122.0	320.7	103.6	-3953
C <sub>7</sub> H <sub>16</sub> (l), heptano	100.21	-224.4	+1.0	328.6	224.3	
C <sub>8</sub> H <sub>18</sub> (l), octano	114.23	-249.9	+6.4	361.1		-5471
C <sub>8</sub> H <sub>18</sub> (l), isooctano	114.23	-255.1				-5461
C <sub>10</sub> H <sub>8</sub> (s), naftaleno	128.18	+78.53				-5157
<b>Alcoholes y fenoles</b>						
CH <sub>3</sub> OH (l), metanol	32.04	-238.66	-166.27	126.8	81.6	-726
CH <sub>3</sub> OH (g)	32.04	-200.66	-161.96	239.81	43.89	-764
C <sub>2</sub> H <sub>5</sub> OH (l), etanol	46.07	-277.69	-174.78	160.7	111.46	-1368
C <sub>2</sub> H <sub>5</sub> OH (g)	46.07	-235.10	-168.49	282.70	65.44	-1409
C <sub>6</sub> H <sub>5</sub> OH (s), fenol	94.12	-165.0	-50.9	146.0		-3054
<b>Ácidos carboxílicos, hidroxiácidos y ésteres</b>						
HCOOH (l), fórmico	46.03	-424.72	-361.35	128.95	99.04	-255
CH <sub>3</sub> COOH (l), acético	60.05	-484.5	-389.9	159.8	124.3	-875
CH <sub>3</sub> COOH (aq)	60.05	-485.76	-396.46	178.7		
CH <sub>3</sub> CO <sub>2</sub> (aq)	59.05	-486.01	-369.31	86.6	-6.3	
(COOH) <sub>2</sub> (s), oxálico	90.04	-827.2			117	-254
C <sub>6</sub> H <sub>5</sub> COOH (s), benzoico	122.13	-385.1	-245.3	167.6	146.8	-3227
CH <sub>3</sub> CH(OH)COOH (s), láctico	90.08	-694.0				-1344
CH <sub>3</sub> COOC <sub>2</sub> H <sub>5</sub> (l), acetato de etilo	88.11	-479.0	-332.7	259.4	170.1	-2231
<b>Aldehídos y cetonas alifáticos</b>						
HCHO (g), metanal	30.03	-108.57	-102.53	218.77	35.40	-571
CH <sub>3</sub> CHO (l), etanal	44.05	-192.30	-128.12	160.2		-1166
CH <sub>3</sub> CHO (g)	44.05	-166.19	-128.86	250.3	57.3	-1192
CH <sub>3</sub> COCH <sub>3</sub> (l), propanona	58.08	-248.1	-155.4	200.4	124.7	-1790
<b>Azúcares</b>						
C <sub>6</sub> H <sub>12</sub> O <sub>6</sub> (s), $\alpha$ -D-glucosa	180.16	-1274				-2808
C <sub>6</sub> H <sub>12</sub> O <sub>6</sub> (s), $\beta$ -D-glucosa	180.16	-1268	-910	212		
C <sub>6</sub> H <sub>12</sub> O <sub>6</sub> (s), $\beta$ -D-fructosa	180.16	-1266				-2810
C <sub>12</sub> H <sub>22</sub> O <sub>11</sub> (s), sacarosa	342.30	-2222	-1543	360.2		-5645
<b>Compuestos nitrogenados</b>						
CO(NH <sub>2</sub> ) <sub>2</sub> (s), urea	60.06	-333.51	-197.33	104.60	93.14	-632
CH <sub>3</sub> NH <sub>2</sub> (g), metilamina	31.06	-22.97	+32.16	243.41	53.1	-1085
C <sub>6</sub> H <sub>5</sub> NH <sub>2</sub> (l), anilina	93.13	+31.1				-3393
CH <sub>2</sub> (NH <sub>2</sub> )COOH (s), glicina	75.07	-532.9	-373.4	103.5	99.2	-969

 Ref. P. Atkins y J. de Paula, *Química Física*, Ed. Médica Panamericana, Argentina, 2008.

Tabla 11. Datos termodinámicos para compuestos inorgánicos a 298 K

	$M/(\text{g mol}^{-1})$	$\Delta_f H^\ominus/(\text{kJ mol}^{-1})$	$\Delta_f G^\ominus/(\text{kJ mol}^{-1})$	$S_m^\ominus/(\text{J K}^{-1} \text{mol}^{-1})$	$C_{p,m}^\ominus/(\text{J K}^{-1} \text{mol}^{-1})$
<b>Aluminio</b>					
Al (s)	26.98	0	0	28.33	24.35
Al (l)	26.98	+10.56	+7.20	39.55	24.21
Al (g)	26.98	+326.4	+285.7	164.54	21.38
Al <sup>3+</sup> (g)	26.98	+5483.17			
Al <sup>3+</sup> (aq)	26.98	-531	-485	-321.7	
Al <sub>2</sub> O <sub>3</sub> (s, $\alpha$ )	101.96	-1675.7	-1582.3	50.92	79.04
AlCl <sub>3</sub> (s)	133.24	-704.2	-628.8	110.67	91.84
<b>Argón</b>					
Ar (g)	39.95	0	0	154.84	20.786
<b>Antimonio</b>					
Sb (s)	121.75	0	0	45.69	25.23
SbH <sub>3</sub> (g)	124.77	+145.11	+147.75	232.78	41.05
<b>Arsénico</b>					
As (s, $\alpha$ )	74.92	0	0	35.1	24.64
As (g)	74.92	+302.5	+261.0	174.21	20.79
As <sub>4</sub> (g)	299.69	+143.9	+92.4	314	
AsH <sub>3</sub> (g)	77.95	+66.44	+68.93	222.78	38.07
<b>Azufre</b>					
S (s, $\alpha$ ) (rómbo)	32.06	0	0	31.80	22.64
S (s, $\beta$ ) (monoclinico)	32.06	+0.33	+0.1	32.6	23.6
S (g)	32.06	+278.81	+238.25	167.82	23.673
S <sub>2</sub> (g)	64.13	+128.37	+79.30	228.18	32.47
S <sup>2-</sup> (aq)	32.06	+33.1	+85.8	-14.6	
SO <sub>2</sub> (g)	64.06	-296.83	-300.19	248.22	39.87
SO <sub>3</sub> (g)	80.06	-395.72	-371.06	256.76	50.67
H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> (l)	98.08	-813.99	-690.00	156.90	138.9
<b>Azufre (Continuación)</b>					
H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> (aq)	98.08	-909.27	-744.53	20.1	-293
SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup> (aq)	96.06	-909.27	-744.53	20.1	-293
HSO <sub>4</sub> <sup>-</sup> (aq)	97.07	-887.34	-755.91	131.8	-84
H <sub>2</sub> S (g)	34.08	-20.63	-33.56	205.79	34.23
H <sub>2</sub> S (aq)	34.08	-39.7	-27.83	121	
HS <sup>-</sup> (aq)	33.072	-17.6	+12.08	62.08	
SF <sub>6</sub> (g)	146.05	-1209	-1105.3	291.82	97.28
<b>Bario</b>					
Ba (s)	137.34	0	0	62.8	28.07
Ba (g)	137.34	+180	+146	170.24	20.79
Ba <sup>2+</sup> (aq)	137.34	-537.64	-560.77	9.6	
BaO (s)	153.34	-553.5	-525.1	70.43	47.78
BaCl <sub>2</sub> (s)	208.25	-858.6	-810.4	123.68	75.14
<b>Berilio</b>					
Be (s)	9.01	0	0	9.50	16.44
Be (g)	9.01	+324.3	+286.6	136.27	20.79
<b>Bismuto</b>					
Bi (s)	208.98	0	0	56.74	25.52
Bi (g)	208.98	+207.1	+168.2	187.00	20.79
<b>Bromo</b>					
Br <sub>2</sub> (l)	159.82	0	0	152.23	75.689
Br <sub>2</sub> (g)	159.82	+30.907	+3.110	245.46	36.02
Br (g)	79.91	+111.88	+82.396	175.02	20.786
Br <sup>-</sup> (g)	79.91	-219.07			
Br <sup>-</sup> (aq)	79.91	-121.55	-103.96	82.4	-141.8
HBr (g)	90.92	-36.40	-53.45	198.70	29.142
<b>Cadmio</b>					
Cd (s, $\gamma$ )	112.40	0	0	51.76	25.98
Cd (g)	112.40	+112.01	+77.41	167.75	20.79
Cd <sup>2+</sup> (aq)	112.40	-75.90	-77.612	-73.2	
CdO (s)	128.40	-258.2	-228.4	54.8	43.43
CdCO <sub>3</sub> (s)	172.41	-750.6	-669.4	92.5	

	$M/(\text{g mol}^{-1})$	$\Delta_f H^\ominus/(\text{kJ mol}^{-1})$	$\Delta_f G^\ominus/(\text{kJ mol}^{-1})$	$S_m^\ominus/(\text{J K}^{-1} \text{mol}^{-1})$	$C_{p,m}^\ominus/(\text{J K}^{-1} \text{mol}^{-1})$
<b>Calcio</b>					
Ca (s)	40.08	0	0	41.42	25.31
Ca (g)	40.08	+178.2	+144.3	154.88	20.786
Ca <sup>2+</sup> (aq)	40.08	-542.53	-553.58	-53.1	
CaO (s)	56.08	-635.09	-604.03	39.75	42.80
CaCO <sub>3</sub> (s) (calcita)	100.09	-1206.9	-1128.8	92.9	81.88
CaCO <sub>3</sub> (s) (aragonito)	100.09	-1207.1	-1127.8	88.7	81.25
CaF <sub>2</sub> (s)	78.08	-1219.6	-1167.3	68.87	67.03
CaCl <sub>2</sub> (s)	110.99	-795.8	-748.1	104.6	72.59
CaBr <sub>2</sub> (s)	199.90	-682.8	-663.6	130	
<b>Carbono (para compuestos "orgánicos", ver Tabla 2.5)</b>					
C (s) (grafito)	12.011	0	0	5.740	8.527
C (s) (diamante)	12.011	+1.895	+2.900	2.377	6.113
C (g)	12.011	+716.68	+671.26	158.10	20.838
C <sub>2</sub> (g)	24.022	+831.90	+775.89	199.42	43.21
CO (g)	28.011	-110.53	-137.17	197.67	29.14
CO <sub>2</sub> (g)	44.010	-393.51	-394.36	213.74	37.11
CO <sub>2</sub> (aq)	44.010	-413.80	-385.98	117.6	
H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub> (aq)	62.03	-699.65	-623.08	187.4	
HCO <sub>3</sub> <sup>-</sup> (aq)	61.02	-691.99	-586.77	91.2	
CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup> (aq)	60.01	-677.14	-527.81	-56.9	
CCl <sub>4</sub> (l)	153.82	-135.44	-65.21	216.40	131.75
CS <sub>2</sub> (l)	76.14	+89.70	+65.27	151.34	75.7
HCN (g)	27.03	+135.1	+124.7	201.78	35.86
HCN (l)	27.03	+108.87	+124.97	112.84	70.63
CN <sup>-</sup> (aq)	26.02	+150.6	+172.4	94.1	
<b>Cesio</b>					
Cs (s)	132.91	0	0	85.23	32.17
Cs (g)	132.91	+76.06	+49.12	175.60	20.79
Cs <sup>+</sup> (aq)	132.91	-258.28	-292.02	133.05	-10.5
<b>Cloro</b>					
Cl <sub>2</sub> (g)	70.91	0	0	223.07	33.91
Cl (g)	35.45	+121.68	+105.68	165.20	21.840
Cl <sup>-</sup> (g)	35.45	-233.13			
Cl <sup>-</sup> (aq)	35.45	-167.16	-131.23	56.5	-136.4
HCl (g)	36.46	-92.31	-95.30	186.91	29.12
HCl (aq)	36.46	-167.16	-131.23	56.5	-136.4
<b>Cobre</b>					
Cu (s)	63.54	0	0	33.150	24.44
Cu (g)	63.54	+338.32	+298.58	166.38	20.79
Cu <sup>+</sup> (aq)	63.54	+71.67	+49.98	40.6	
Cu <sup>2+</sup> (aq)	63.54	+64.77	+65.49	-99.6	
Cu <sub>2</sub> O (s)	143.08	-168.6	-146.0	93.14	63.64
CuO (s)	79.54	-157.3	-129.7	42.63	42.30
CuSO <sub>4</sub> (s)	159.60	-771.36	-661.8	109	100.0
CuSO <sub>4</sub> ·H <sub>2</sub> O (s)	177.62	-1085.8	-918.11	146.0	134
CuSO <sub>4</sub> ·5H <sub>2</sub> O (s)	249.68	-2279.7	-1879.7	300.4	280
<b>Cromo</b>					
Cr (s)	52.00	0	0	23.77	23.35
Cr (g)	52.00	+396.6	+351.8	174.50	20.79
CrO <sub>4</sub> <sup>2-</sup> (aq)	115.99	-881.15	-727.75	50.21	
Cr <sub>2</sub> O <sub>7</sub> <sup>2-</sup> (aq)	215.99	-1490.3	-1301.1	261.9	
<b>Deuterio</b>					
D <sub>2</sub> (g)	4.028	0	0	144.96	29.20
HD (g)	3.022	+0.318	-1.464	143.80	29.196
D <sub>2</sub> O (g)	20.028	-249.20	-234.54	198.34	34.27
D <sub>2</sub> O (l)	20.028	-294.60	-243.44	75.94	84.35
HDO (g)	19.022	-245.30	-233.11	199.51	33.81
HDO (l)	19.022	-289.89	-241.86	79.29	

	$M/(\text{g mol}^{-1})$	$\Delta_f H^\ominus/(\text{kJ mol}^{-1})$	$\Delta_f G^\ominus/(\text{kJ mol}^{-1})$	$S_m^\ominus/(\text{J K}^{-1} \text{mol}^{-1})$	$C_{p,m}^\ominus/(\text{J K}^{-1} \text{mol}^{-1})$
<b>Estaño</b>					
Sn (s, $\beta$ )	118.69	0	0	51.55	26.99
Sn (g)	118.69	+302.1	+267.3	168.49	20.26
Sn <sup>2+</sup> (aq)	118.69	-8.8	-27.2	-17	
SnO (s)	134.69	-285.8	-256.9	56.5	44.31
SnO <sub>2</sub> (s)	150.69	-580.7	-519.6	52.3	52.59
<b>Flúor</b>					
F <sub>2</sub> (g)	38.00	0	0	202.78	31.30
F (g)	19.00	+78.99	+61.91	158.75	22.74
F <sup>-</sup> (aq)	19.00	-332.63	-278.79	-13.8	-106.7
HF (g)	20.01	-271.1	-273.2	173.78	29.13
<b>Fósforo</b>					
P (s, blanco)	30.97	0	0	41.09	23.840
P (g)	30.97	+314.64	+278.25	163.19	20.786
P <sub>2</sub> (g)	61.95	+144.3	+103.7	218.13	32.05
P <sub>4</sub> (g)	123.90	+58.91	+24.44	279.98	67.15
PH <sub>3</sub> (g)	34.00	+5.4	+13.4	210.23	37.11
PCl <sub>3</sub> (g)	137.33	-287.0	-267.8	311.78	71.84
PCl <sub>3</sub> (l)	137.33	-319.7	-272.3	217.1	
PCl <sub>5</sub> (g)	208.24	-374.9	-305.0	364.6	112.8
PCl <sub>5</sub> (s)	208.24	-443.5			
H <sub>3</sub> PO <sub>3</sub> (s)	82.00	-964.4			
H <sub>3</sub> PO <sub>3</sub> (aq)	82.00	-964.8			
H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub> (s)	94.97	-1279.0	-1119.1	110.50	106.06
H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub> (l)	94.97	-1266.9			
H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub> (aq)	94.97	-1277.4	-1018.7	-222	
PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup> (aq)	94.97	-1277.4	-1018.7	-221.8	
P <sub>4</sub> O <sub>10</sub> (s)	283.89	-2984.0	-2697.0	228.86	211.71
P <sub>4</sub> O <sub>6</sub> (s)	219.89	-1640.1			
<b>Helio</b>					
He (g)	4.003	0	0	126.15	20.786
<b>Hidrógeno (ver también deuterio)</b>					
H <sub>2</sub> (g)	2.016	0	0	130.684	28.824
H (g)	1.008	+217.97	+203.25	114.71	20.784
H <sup>+</sup> (aq)	1.008	0	0	0	0
H <sup>+</sup> (g)	1.008	+1536.20			
H <sub>2</sub> O (l)	18.015	-285.83	-237.13	69.91	75.291
H <sub>2</sub> O (g)	18.015	-241.82	-228.57	188.83	33.58
H <sub>2</sub> O <sub>2</sub> (l)	34.015	-187.78	-120.35	109.6	89.1
<b>Hierro</b>					
Fe (s)	55.85	0	0	27.28	25.10
Fe (g)	55.85	+416.3	+370.7	180.49	25.68
Fe <sup>2+</sup> (aq)	55.85	-89.1	-78.90	-137.7	
Fe <sup>3+</sup> (aq)	55.85	-48.5	-4.7	-315.9	
Fe <sub>3</sub> O <sub>4</sub> (s) (magnetita)	231.54	-1118.4	-1015.4	146.4	143.43
Fe <sub>2</sub> O <sub>3</sub> (s) (hematites)	159.69	-824.2	-742.2	87.40	103.85
FeS (s, $\alpha$ )	87.91	-100.0	-100.4	60.29	50.54
FeS <sub>2</sub> (s)	119.98	-178.2	-166.9	52.93	62.17
<b>Kriptón</b>					
Kr (g)	83.80	0	0	164.08	20.786
<b>Litio</b>					
Li (s)	6.94	0	0	29.12	24.77
Li (g)	6.94	+159.37	+126.66	138.77	20.79
Li <sup>+</sup> (aq)	6.94	-278.49	-293.31	13.4	68.6
<b>Magnesio</b>					
Mg (s)	24.31	0	0	32.68	24.89
Mg (g)	24.31	+147.70	+113.10	148.65	20.786
Mg <sup>2+</sup> (aq)	24.31	-466.85	-454.8	-138.1	
MgO (s)	40.31	-601.70	-569.43	26.94	37.15
MgCO <sub>3</sub> (s)	84.32	-1095.8	-1012.1	65.7	75.52
MgCl <sub>2</sub> (s)	95.22	-641.32	-591.79	89.62	71.38
<b>Mercurio</b>					
Hg (l)	200.59	0	0	76.02	27.983
Hg (g)	200.59	+61.32	+31.82	174.96	20.786
Hg <sup>2+</sup> (aq)	200.59	+171.1	+164.40	-32.2	
Hg <sub>2</sub> <sup>2+</sup> (aq)	401.18	+172.4	+153.52	84.5	
HgO (s)	216.59	-90.83	-58.54	70.29	44.06
Hg <sub>2</sub> Cl <sub>2</sub> (s)	472.09	-265.22	-210.75	192.5	102
HgCl <sub>2</sub> (s)	271.50	-224.3	-178.6	146.0	
HgS (s, negro)	232.65	-53.6	-47.7	88.3	

	$M/(\text{g mol}^{-1})$	$\Delta_f H^\ominus/(\text{kJ mol}^{-1})$	$\Delta_f G^\ominus/(\text{kJ mol}^{-1})$	$S_m^\ominus/(\text{J K}^{-1} \text{mol}^{-1})$	$C_{p,m}^\ominus/(\text{J K}^{-1} \text{mol}^{-1})$
<b>Neón</b>					
Ne (g)	20.18	0	0	146.33	20.786
<b>Nitrógeno</b>					
N <sub>2</sub> (g)	28.013	0	0	191.61	29.125
N (g)	14.007	+472.70	+455.56	153.30	20.786
NO (g)	30.01	+90.25	+86.55	210.76	29.844
N <sub>2</sub> O (g)	44.01	+82.05	+104.20	219.85	38.45
NO <sub>2</sub> (g)	46.01	+33.18	+51.31	240.06	37.20
N <sub>2</sub> O <sub>4</sub> (g)	92.01	+9.16	+97.89	304.29	77.28
N <sub>2</sub> O <sub>5</sub> (s)	108.01	-43.1	+113.9	178.2	143.1
N <sub>2</sub> O <sub>3</sub> (g)	108.01	+11.3	+115.1	355.7	84.5
HNO <sub>3</sub> (l)	63.01	-174.10	-80.71	155.60	109.87
HNO <sub>3</sub> (aq)	63.01	-207.36	-111.25	146.4	-86.6
NO <sub>3</sub> <sup>-</sup> (aq)	62.01	-205.0	-108.74	146.4	-86.6
NH <sub>3</sub> (g)	17.03	-46.11	-16.45	192.45	35.06
NH <sub>3</sub> (aq)	17.03	-80.29	-26.50	111.3	
NH <sub>4</sub> <sup>+</sup> (aq)	18.04	-132.51	-79.31	113.4	79.9
NH <sub>2</sub> OH (s)	33.03	-114.2			
HN <sub>3</sub> (l)	43.03	+264.0	+327.3	140.6	43.68
HN <sub>3</sub> (g)	43.03	+294.1	+328.1	238.97	98.87
N <sub>2</sub> H <sub>4</sub> (l)	32.05	+50.63	+149.43	121.21	139.3
NH <sub>4</sub> NO <sub>3</sub> (s)	80.04	-365.56	-183.87	151.08	84.1
NH <sub>4</sub> Cl (s)	53.49	-314.43	-202.87	94.6	
<b>Oro</b>					
Au (s)	196.97	0	0	47.40	25.42
Au (g)	196.97	+366.1	+362.3	180.50	20.79
<b>Oxígeno</b>					
O <sub>2</sub> (g)	31.999	0	0	205.138	29.355
O (g)	15.999	+249.17	+231.73	161.06	21.912
O <sub>3</sub> (g)	47.998	+142.7	+163.2	238.93	39.20
OH <sup>-</sup> (aq)	17.007	-229.99	-157.24	-10.75	-148.5
<b>Plata</b>					
Ag (s)	107.87	0	0	42.55	25.351
Ag (g)	107.87	+284.55	+245.65	173.00	20.79
Ag <sup>+</sup> (aq)	107.87	+105.58	+77.11	72.68	21.8
AgBr (s)	187.78	-100.37	-96.90	107.1	52.38
AgCl (s)	143.32	-127.07	-109.79	96.2	50.79
Ag <sub>2</sub> O (s)	231.74	-31.05	-11.20	121.3	65.86
AgNO <sub>3</sub> (s)	169.88	-129.39	-33.41	140.92	93.05
<b>Plomo</b>					
Pb (s)	207.19	0	0	64.81	26.44
Pb (g)	207.19	+195.0	+161.9	175.37	20.79
Pb <sup>2+</sup> (aq)	207.19	-1.7	-24.43	10.5	
PbO (s, amarillo)	223.19	-217.32	-187.89	68.70	45.77
PbO (s, rojo)	223.19	-218.99	-188.93	66.5	45.81
PbO <sub>2</sub> (s)	239.19	-277.4	-217.33	68.6	64.64
<b>Potasio</b>					
K (s)	39.10	0	0	64.18	29.58
K (g)	39.10	+89.24	+60.59	160.336	20.786
K <sup>+</sup> (g)	39.10	+514.26			
K <sup>+</sup> (aq)	39.10	-252.38	-283.27	102.5	21.8
KOH (s)	56.11	-424.76	-379.08	78.9	64.9
KF (s)	58.10	-576.27	-537.75	66.57	49.04
KCl (s)	74.56	-436.75	-409.14	82.59	51.30
KBr (s)	119.01	-393.80	-380.66	95.90	52.30
KI (s)	166.01	-327.90	-324.89	106.32	52.93
<b>Sicio</b>					
Si (s)	28.09	0	0	18.83	20.00
Si (g)	28.09	+455.6	+411.3	167.97	22.25
SiO <sub>2</sub> (s, α)	60.09	-910.94	-856.64	41.84	44.43
<b>Sodio</b>					
Na (s)	22.99	0	0	51.21	28.24
Na (g)	22.99	+107.32	+76.76	153.71	20.79
Na <sup>+</sup> (aq)	22.99	-240.12	-261.91	59.0	46.4
NaOH (s)	40.00	-425.61	-379.49	64.46	59.54
NaCl (s)	58.44	-411.15	-384.14	72.13	50.50
NaBr (s)	102.90	-361.06	-348.98	86.82	51.38
NaI (s)	149.89	-287.78	-286.06	98.53	52.09
<b>Xenón</b>					
Xe (g)	131.30	0	0	169.68	20.786

	$M/(\text{g mol}^{-1})$	$\Delta_f H^\ominus/(\text{kJ mol}^{-1})$	$\Delta_f G^\ominus/(\text{kJ mol}^{-1})$	$S_m^\ominus/(\text{J K}^{-1} \text{mol}^{-1})$	$C_{p,m}^\ominus/(\text{J K}^{-1} \text{mol}^{-1})$
Yodo					
$\text{I}_2$ (s)	253.81	0	0	116.135	54.44
$\text{I}_2$ (g)	253.81	+62.44	+19.33	260.69	36.90
I (g)	126.90	+106.84	+70.25	180.79	20.786
$\text{I}^-$ (aq)	126.90	-55.19	-51.57	111.3	-142.3
HI (g)	127.91	+26.48	+1.70	206.59	29.158
Zinc					
Zn (s)	65.37	0	0	41.63	25.40
Zn (g)	65.37	+130.73	+95.14	160.98	20.79
$\text{Zn}^{2+}$ (aq)	65.37	-153.89	-147.06	-112.1	46
ZnO (s)	81.37	-348.28	-318.30	43.64	40.25

Ref. P. Atkins y J. de Paula, *Química Física*, Ed. Médica Panamericana, Argentina, 2008.

Tabla 12. Capacidades caloríficas de gases en el estado de gas ideal

Constantes en la ecuación  $C_p^{ig}/R = A + BT + CT^2 + DT^{-2}$   $T$  (kelvin) desde 298 hasta  $T_{m\acute{a}x}$

Especies químicas	$T_{m\acute{a}x}$	$C_p^{ig}/R$	A	$10^3 B$	$10^6 C$	$10^{-5} D$
Parafinas:						
Metano	CH <sub>4</sub>	1500	4.217	1.702	9.081	-2.164
Etano	C <sub>2</sub> H <sub>6</sub>	1500	6.369	1.131	19.225	-5.561
Propano	C <sub>3</sub> H <sub>8</sub>	1500	9.011	1.213	28.785	-8.824
<i>n</i> -Butano	C <sub>4</sub> H <sub>10</sub>	1500	11.928	1.935	36.915	-11.402
<i>iso</i> -Butano	C <sub>4</sub> H <sub>10</sub>	1500	11.901	1.677	37.853	-11.945
<i>n</i> -Pentano	C <sub>5</sub> H <sub>12</sub>	1500	14.731	2.464	45.351	-14.111
<i>n</i> -Hexano	C <sub>6</sub> H <sub>14</sub>	1500	17.550	3.025	53.722	-16.791
<i>n</i> -Heptano	C <sub>7</sub> H <sub>16</sub>	1500	20.361	3.570	62.127	-19.486
<i>n</i> -Octano	C <sub>8</sub> H <sub>18</sub>	1500	23.174	4.108	70.567	-22.208
1-Alquenos:						
Etileno	C <sub>2</sub> H <sub>4</sub>	1500	5.325	1.424	14.394	-4.392
Propileno	C <sub>3</sub> H <sub>6</sub>	1500	7.792	1.637	22.706	-6.915
1-Buteno	C <sub>4</sub> H <sub>8</sub>	1500	10.520	1.967	31.630	-9.873
1-Penteno	C <sub>5</sub> H <sub>10</sub>	1500	13.437	2.691	39.753	-12.447
1-Hexeno	C <sub>6</sub> H <sub>12</sub>	1500	16.240	3.220	48.189	-15.157
1-Hepteno	C <sub>7</sub> H <sub>14</sub>	1500	19.053	3.768	56.588	-17.847
1-Octeno	C <sub>8</sub> H <sub>16</sub>	1500	21.868	4.324	64.960	-20.521
Orgánicos diversos:						
Acetaldehído	C <sub>2</sub> H <sub>4</sub> O	1000	6.506	1.693	17.978	-6.158
Acetileno	C <sub>2</sub> H <sub>2</sub>	1500	5.253	6.132	1.952	..... -1.299
Benceno	C <sub>6</sub> H <sub>6</sub>	1500	10.259	-0.206	39.064	-13.301
1,3-Butadieno	C <sub>4</sub> H <sub>6</sub>	1500	10.720	2.734	26.786	-8.882
Ciclohexano	C <sub>6</sub> H <sub>12</sub>	1500	13.121	-3.876	63.249	-20.928
Etanol	C <sub>2</sub> H <sub>6</sub> O	1500	8.948	3.518	20.001	-6.002
Etilbenceno	C <sub>8</sub> H <sub>10</sub>	1500	15.993	1.124	55.380	-18.476
Óxido de etileno	C <sub>2</sub> H <sub>4</sub> O	1000	5.784	-0.385	23.463	-9.296
Formaldehído	CH <sub>2</sub> O	1500	4.191	2.264	7.022	-1.877
Metanol	CH <sub>4</sub> O	1500	5.547	2.211	12.216	-3.450
Estireno	C <sub>8</sub> H <sub>8</sub>	1500	15.534	2.050	50.192	-16.662
Tolueno	C <sub>7</sub> H <sub>8</sub>	1500	12.922	0.290	47.052	-15.716
Inorgánicos diversos:						
Aire		2000	3.509	3.355	0.575	..... -0.016
Amoniaco	NH <sub>3</sub>	1800	4.269	3.578	3.020	..... -0.186
Bromo	Br <sub>2</sub>	3000	4.337	4.493	0.056	..... -0.154
Monóxido de carbono	CO	2500	3.507	3.376	0.557	..... -0.031
Dióxido de carbono	CO <sub>2</sub>	2000	4.467	5.457	1.045	..... -1.157
Disulfuro de carbono	CS <sub>2</sub>	1800	5.532	6.311	0.805	..... -0.906
Cloro	Cl <sub>2</sub>	3000	4.082	4.442	0.089	..... -0.344
Hidrógeno	H <sub>2</sub>	3000	3.468	3.249	0.422	..... 0.083

Sulfuro de hidrógeno	H <sub>2</sub> S	2300	4.114	3.931	1.490	.....	-0.232
Cloruro de hidrógeno	HCl	2000	3.512	3.156	0.623	.....	0.151
Cianuro de hidrógeno	HCN	2500	4.326	4.736	1.359	.....	-0.725
Nitrógeno	N <sub>2</sub>	2000	3.502	3.280	0.593	.....	0.040
Óxido nitroso	N <sub>2</sub> O	2000	4.646	5.328	1.214	.....	-0.928
Óxido nítrico	NO	2000	3.590	3.387	0.629	.....	0.014
Dióxido de nitrógeno	NO <sub>2</sub>	2000	4.447	4.982	1.195	.....	-0.792
Tetraóxido de dinitrógeno	N <sub>2</sub> O <sub>4</sub>	2000	9.198	11.660	2.257	.....	-2.787
Oxígeno	O <sub>2</sub>	2000	3.535	3.639	0.506	.....	-0.227
Dióxido de azufre	SO <sub>2</sub>	2000	4.796	5.699	0.801	.....	-1.015
Trióxido de azufre	SO <sub>3</sub>	2000	6.094	8.060	1.056	.....	-2.028
Agua	H <sub>2</sub> O	2000	4.038	3.470	1.450	.....	0.121

† Seleccionadas de H. M. Spencer, *Ind. Eng. Chem.*, vol. 40, pp. 2152-2154, 1948; K. K. Kelley, *U.S. Bur. Mines Bull*, 584, 1960; L. B. Pankratz, *U.S. Bur. Mines Bull*, 672, 1982.

**Ref.** J. M. Smith, H .C. Van Ness y M. M. Abbott, *Introducción a la Termodinámica en Ingeniería Química*, Ed. Mc Graw Hill Interamericana, Méjico, 2007.

Tabla 13. Capacidades caloríficas de sólidos

Constantes para la ecuación  $C_P/R = A + BT + DT^{-2}$   
 $T$  (kelvin) desde 298 hasta  $T_{\text{máx}}$

Especies químicas	$T_{\text{máx}}$	$C_{P_{298}}/R$	$A$	$10^3 B$	$10^{-5} D$
CaO	2000	5.058	6.104	0.443	-1.047
CaCO <sub>3</sub>	1200	9.848	12.572	2.637	-3.120
Ca(OH) <sub>2</sub>	700	11.217	9.597	5.435	
CaC <sub>2</sub>	720	7.508	8.254	1.429	-1.042
CaCl <sub>2</sub>	1055	8.762	8.646	1.530	-0.302
C (grafito)	2000	1.026	1.771	0.771	-0.867
Cu	1357	2.959	2.677	0.815	0.035
CuO	1400	5.087	5.780	0.973	-0.874
Fe ( $\alpha$ )	1043	3.005	-0.111	6.111	1.150
Fe <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	960	12.480	11.812	9.697	-1.976
Fe <sub>3</sub> O <sub>4</sub>	850	18.138	9.594	27.112	0.409
FeS	411	6.573	2.612	13.286	
I <sub>2</sub>	386.8	6.929	6.481	1.502	
LiCl	800	5.778	5.257	2.476	-0.193
NH <sub>4</sub> Cl	458	10.741	5.939	16.105	
Na	371	3.386	1.988	4.688	
NaCl	1073	6.111	5.526	1.963	
NaOH	566	7.177	0.121	16.316	1.948
NaHCO <sub>3</sub>	400	10.539	5.128	18.148	
S (rómbo)	368.3	3.748	4.114	-1.728	-0.783
SiO <sub>2</sub> (cuarzo)	847	5.345	4.871	5.365	-1.001

† Seleccionado de K. K. Kelley, *U.S. Bur. Mines Bull*, 584, 1960; L. B. Pankratz, *U.S. Bur. Mines Bull*, 672, 1982.

**Ref.** J. M. Smith, H .C. Van Ness y M. M. Abbott, *Introducción a la Termodinámica en Ingeniería Química*, Ed. Mc Graw Hill Interamericana, Méjico, 2007.

Tabla 14. Capacidades caloríficas de líquidos

Constantes para la ecuación  $C_P/R = A + BT + CT^2$   
 $T$  desde 273.15 hasta 373.15 K

Especies químicas	$C_{P_{298}}/R$	$A$	$10^3 B$	$10^6 C$
Amoniaco	9.718	22.626	-100.75	192.71
Anilina	23.070	15.819	29.03	-15.80
Benceno	16.157	-0.747	67.96	-37.78
1,3-Butadieno	14.779	22.711	-87.96	205.79
Tetracloruro de carbono	15.751	21.155	-48.28	101.14
Clorobenceno	18.240	11.278	32.86	-31.90
Cloroformo	13.806	19.215	-42.89	83.01
Ciclohexano	18.737	-9.048	141.38	-161.62
Etanol	13.444	33.866	-172.60	349.17
Óxido de etileno	10.590	21.039	-86.41	172.28
Metanol	9.798	13.431	-51.28	131.13
<i>n</i> -Propanol	16.921	41.653	-210.32	427.20
Trióxido de azufre	30.408	-2.930	137.08	-84.73
Tolueno	18.611	15.133	6.79	16.35
Agua	9.069	8.712	1.25	-0.18

† Basado en correlaciones presentadas por J. W. Miller, Jr., G. R. Schorr y C. L. Yaws, *Chem. Eng.*, vol. 83(23), p. 129, 1976.

**Ref.** J. M. Smith, H. C. Van Ness y M. M. Abbott, *Introducción a la Termodinámica en Ingeniería Química*, Ed. Mc Graw Hill Interamericana, Méjico, 2007.

Tabla 15. Conductividades iónicas a dilución infinita / S cm<sup>2</sup> mol<sup>-1</sup>, en agua a 298 K

Catión	$\lambda^\circ$	Anión	$\lambda^\circ$
H <sup>+</sup>	<b>349,8</b>	HO <sup>-</sup>	<b>199,1</b>
Li <sup>+</sup>	<b>38,6</b>	F <sup>-</sup>	<b>55,4</b>
Na <sup>+</sup>	<b>50,1</b>	Cl <sup>-</sup>	<b>76,35</b>
K <sup>+</sup>	<b>73,5</b>	Br <sup>-</sup>	<b>78,1</b>
Rb <sup>+</sup>	<b>77,8</b>	I <sup>-</sup>	<b>76,8</b>
Cs <sup>+</sup>	<b>77,2</b>	N <sub>3</sub> <sup>-</sup>	<b>69,0</b>
Ag <sup>+</sup>	<b>61,9</b>	NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	<b>71,5</b>
Tl <sup>+</sup>	<b>74,7</b>	ClO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	<b>64,6</b>
NH <sub>4</sub> <sup>+</sup>	<b>73,5</b>	BrO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	<b>55,7</b>
Be <sup>2+</sup>	<b>90,0</b>	IO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	<b>40,5</b>
Mg <sup>2+</sup>	<b>106,0</b>	ClO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	<b>67,3</b>
Ca <sup>2+</sup>	<b>119,0</b>	IO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	<b>54,5</b>
Sr <sup>2+</sup>	<b>118,8</b>	ReO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	<b>54,9</b>
Ba <sup>2+</sup>	<b>127,2</b>	HCO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	<b>44,5</b>
Cu <sup>2+</sup>	<b>107,2</b>	Formiato <sup>-</sup>	<b>54,5</b>
Zn <sup>2+</sup>	<b>105,6</b>	Acetato <sup>-</sup>	<b>40,9</b>
Co <sup>2+</sup>	<b>110,0</b>	Propionato <sup>-</sup>	<b>35,8</b>
Pb <sup>2+</sup>	<b>139,0</b>	Butirato <sup>-</sup>	<b>32,6</b>
La <sup>3+</sup>	<b>209,1</b>	Benzoato <sup>-</sup>	<b>32,3</b>
Ce <sup>3+</sup>	<b>209,4</b>	Picrato <sup>-</sup>	<b>30,4</b>
Eu <sup>3+</sup>	<b>203,4</b>	SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	<b>160,0</b>
Gd <sup>3+</sup>	<b>201,9</b>	C <sub>2</sub> O <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	<b>148,2</b>
Yb <sup>3+</sup>	<b>196,8</b>	CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	<b>138,6</b>

Ref. adaptado de R. A. Robinson y R. H. Stokes, *Electrolyte Solutions*, Ed. Butterworths, Londres, 1973.

Tabla 16. Conductividades iónicas a dilución infinita /S cm<sup>2</sup> mol<sup>-1</sup>, en agua a diferentes temperaturas

Ión	0 °C	5 °C	15 °C	18 °C	25 °C	35 °C	45 °C	55 °C	100 °C
H <sup>+</sup>	225,0	250,1	300,6	315,0	349,8	397,0	441,4	483,1	630,0
Li <sup>+</sup>	19,4	22,7	30,2	32,8	38,6	48,0	58,0	68,7	115,0
Na <sup>+</sup>	26,5	30,3	39,7	42,8	50,1	61,5	73,7	86,8	145,0
K <sup>+</sup>	40,7	46,7	59,6	63,9	73,5	88,2	103,4	119,2	195,0
Rb <sup>+</sup>	43,9	50,1	63,4	66,5	77,8	92,9	108,5	124,2	---
Cs <sup>+</sup>	44,0	50,0	63,1	67,0	77,2	92,1	107,5	123,6	---
Ag <sup>+</sup>	33,1	---	---	53,5	61,9	---	---	---	175,0
NH <sub>4</sub> <sup>+</sup>	40,2	---	---	63,9	73,5	88,7	---	---	180,0
Mg <sup>2+</sup>	57,8	---	---	89,8	106,0	---	---	---	330,0
Ca <sup>2+</sup>	62,4	---	93,8	101,4	119,0	146,4	176,4	---	360,0
Sr <sup>2+</sup>	62,0	---	---	101,8	118,8	---	---	---	---
Ba <sup>2+</sup>	68,0	---	---	109,2	127,2	---	---	---	390,0
La <sup>3+</sup>	102,0	---	---	178,5	209,1	---	---	---	645,0
HO <sup>-</sup>	105,0	---	165,9	175,8	199,1	233,0	267,2	301,4	450,0
F <sup>-</sup>	---	---	---	47,3	55,4	---	---	---	---
Cl <sup>-</sup>	41,0	47,5	61,4	66,0	76,35	92,2	108,9	126,4	212,0
Br <sup>-</sup>	42,6	49,2	63,1	68,0	78,1	94,0	110,6	127,8	---
I <sup>-</sup>	41,4	48,5	62,1	66,5	76,8	92,3	108,6	125,4	---
NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	40,0	---	---	62,3	71,5	85,4	---	---	195,0
ClO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	36,9	---	---	58,8	67,3	---	---	---	185,0
Acetato <sup>-</sup>	20,1	---	---	35,0	40,9	---	---	---	---
SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	82,0	---	---	136,8	160,0	---	---	---	520,0

Ref. adaptado de R. A. Robinson y R. H. Stokes, *Electrolyte Solutions*, Ed. Butterworths, Londres, 1973.

Tabla 17. Conductividad ( $\kappa$ ) y conductividad molar ( $\Lambda$ ) de KCl en disolución acuosa a diversas concentraciones a 298 K y 1 atm

C (mol L <sup>-1</sup> )	0,001	0,01	0,1	1
$\kappa$ (S/cm)	0,000147	0,00141	0,0129	0,112
$\Lambda$ (S cm <sup>2</sup> mol <sup>-1</sup> )	147	141	129	112

Ref. I. N. Levine, *Fisicoquímica*, Vol. 2, Ed. Mc Graw Hill, España, 1995.

Tabla 18. Constantes de acidez en soluciones acuosas a 298 K, ordenados por fuerza del ácido

Ácido	HA	A <sup>-</sup>	K <sub>a</sub>	pK <sub>a</sub>
Yodhídrico	HI	I <sup>-</sup>	10 <sup>11</sup>	-11
Bromhídrico	HBr	Br <sup>-</sup>	10 <sup>9</sup>	-9
Clorhídrico	HCl	Cl <sup>-</sup>	10 <sup>7</sup>	-7
Sulfúrico	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	HSO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	10 <sup>2</sup>	-2
Perclórico*	HClO <sub>4</sub>	ClO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	4,0 × 10 <sup>1</sup>	-1,6
Ión hidronio	H <sub>3</sub> O <sup>+</sup>	H <sub>2</sub> O	1	0,0
Oxálico	(COOH) <sub>2</sub>	HOCCO <sub>2</sub> <sup>-</sup>	5,6 × 10 <sup>-2</sup>	1,25
Sulfuroso	H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub>	HSO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	1,4 × 10 <sup>-2</sup>	1,85
Ión hidrógeno sulfato	HSO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	1,0 × 10 <sup>-2</sup>	1,99
Fosfórico	H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	H <sub>2</sub> PO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	6,9 × 10 <sup>-3</sup>	2,16
Ión glicínico	*NH <sub>3</sub> CH <sub>2</sub> COOH	NH <sub>2</sub> CH <sub>2</sub> COOH	4,5 × 10 <sup>-3</sup>	2,35
Fluorhídrico	HF	F <sup>-</sup>	6,3 × 10 <sup>-4</sup>	3,20
Fórmico	HCOOH	HCO <sub>2</sub> <sup>-</sup>	1,8 × 10 <sup>-4</sup>	3,75
Ión hidrógeno oxalato	HOCCO <sub>2</sub> <sup>-</sup>	C <sub>2</sub> O <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	1,5 × 10 <sup>-5</sup>	3,81
Láctico	CH <sub>3</sub> CH(OH)COOH	CH <sub>3</sub> CH(OH)CO <sub>2</sub> <sup>-</sup>	1,4 × 10 <sup>-4</sup>	3,86
Acético (etanoico)	CH <sub>3</sub> COOH	CH <sub>3</sub> CO <sub>2</sub> <sup>-</sup>	1,4 × 10 <sup>-5</sup>	4,76
Butanoico	CH <sub>3</sub> CH <sub>2</sub> CH <sub>2</sub> COOH	CH <sub>3</sub> CH <sub>2</sub> CH <sub>2</sub> CO <sub>2</sub> <sup>-</sup>	1,5 × 10 <sup>-5</sup>	4,83
Propanoico	CH <sub>3</sub> CH <sub>2</sub> COOH	CH <sub>3</sub> CH <sub>2</sub> CO <sub>2</sub> <sup>-</sup>	1,4 × 10 <sup>-5</sup>	4,87
Ión anilínico	C <sub>6</sub> H <sub>5</sub> NH <sub>3</sub> <sup>+</sup>	C <sub>6</sub> H <sub>5</sub> NH <sub>2</sub>	1,3 × 10 <sup>-5</sup>	4,87
Ión piridinico	C <sub>5</sub> H <sub>5</sub> NH <sup>+</sup>	C <sub>5</sub> H <sub>5</sub> N	5,9 × 10 <sup>-6</sup>	5,23
Carbónico	H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	HCO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	4,5 × 10 <sup>-7</sup>	6,35
Sulfhídrico	H <sub>2</sub> S	HS <sup>-</sup>	8,9 × 10 <sup>-8</sup>	7,05
Ión dihidrógeno fosfato	H <sub>2</sub> PO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	HPO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	6,2 × 10 <sup>-8</sup>	7,21
Hipocloroso	HClO	ClO <sup>-</sup>	4,0 × 10 <sup>-8</sup>	7,40
Ión hidrazinico	NH <sub>2</sub> NH <sub>3</sub> <sup>+</sup>	NH <sub>2</sub> NH <sub>2</sub>	8 × 10 <sup>-9</sup>	8,1
Hipobromoso	HBrO	BrO <sup>-</sup>	2,8 × 10 <sup>-9</sup>	8,55
Cianhídrico	HCN	CN <sup>-</sup>	6,2 × 10 <sup>-10</sup>	9,21
Ión amonio	NH <sub>4</sub> <sup>+</sup>	NH <sub>3</sub>	5,6 × 10 <sup>-10</sup>	9,25
Bórico*	B(OH) <sub>3</sub>	B(OH) <sub>4</sub> <sup>-</sup>	5,4 × 10 <sup>-10</sup>	9,27
Ión trimetilamonio	(CH <sub>3</sub> ) <sub>3</sub> NH <sup>+</sup>	(CH <sub>3</sub> ) <sub>3</sub> N	1,6 × 10 <sup>-10</sup>	9,80
Fenol	C <sub>6</sub> H <sub>5</sub> OH	C <sub>6</sub> H <sub>5</sub> O <sup>-</sup>	1,0 × 10 <sup>-10</sup>	9,99
Ión hidrógeno carbonato	HCO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	4,8 × 10 <sup>-11</sup>	10,33
Hipoyodoso	HIO	IO <sup>-</sup>	3 × 10 <sup>-11</sup>	10,5
Ión etilamonio	CH <sub>3</sub> CH <sub>2</sub> NH <sub>3</sub> <sup>+</sup>	CH <sub>3</sub> CH <sub>2</sub> NH <sub>2</sub>	2,2 × 10 <sup>-11</sup>	10,65
Ión metilamonio	CH <sub>3</sub> NH <sub>3</sub> <sup>+</sup>	CH <sub>3</sub> NH <sub>2</sub>	2,2 × 10 <sup>-11</sup>	10,66
Ión dimetilamonio	(CH <sub>3</sub> ) <sub>2</sub> NH <sub>3</sub> <sup>+</sup>	(CH <sub>3</sub> ) <sub>2</sub> NH <sub>2</sub>	1,9 × 10 <sup>-11</sup>	10,73
Ión trietilamonio	(CH <sub>3</sub> CH <sub>2</sub> ) <sub>3</sub> NH <sup>+</sup>	(CH <sub>3</sub> CH <sub>2</sub> ) <sub>3</sub> N	1,8 × 10 <sup>-11</sup>	10,75
Ión dietilamonio	(CH <sub>3</sub> CH <sub>2</sub> ) <sub>2</sub> NH <sub>3</sub> <sup>+</sup>	(CH <sub>3</sub> CH <sub>2</sub> ) <sub>2</sub> NH <sub>2</sub>	1,4 × 10 <sup>-11</sup>	10,84
Ión hidrogeno arseniato	HA <sub>3</sub> O <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	AsO <sub>4</sub> <sup>3-</sup>	5,1 × 10 <sup>-12</sup>	11,29
Ión hidrogeno fosfato	HPO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup>	4,8 × 10 <sup>-13</sup>	12,32
Ión hidrogeno sulfuro	HS <sup>-</sup>	S <sup>2-</sup>	1,0 × 10 <sup>-19</sup>	19,00

Ref. P. Atkins y J. de Paula, *Química Física*, Ed. Médica Panamericana, Argentina, 2008.

Tabla 19. Constantes de acidez en soluciones acuosas a 298 K, en orden alfabético

Ácido	HA	A <sup>-</sup>	K <sub>a</sub>	pK <sub>a</sub>
Acético (etanoico)	CH <sub>3</sub> COOH	CH <sub>3</sub> CO <sub>2</sub> <sup>-</sup>	1,4 × 10 <sup>-5</sup>	4,76
Bórico*	B(OH) <sub>3</sub>	B(OH) <sub>4</sub> <sup>-</sup>	5,4 × 10 <sup>-10</sup>	9,27
Bromhídrico	HBr	Br <sup>-</sup>	10 <sup>9</sup>	-9
Butanoico	CH <sub>3</sub> CH <sub>2</sub> CH <sub>2</sub> COOH	CH <sub>3</sub> CH <sub>2</sub> CH <sub>2</sub> CO <sub>2</sub> <sup>-</sup>	1,5 × 10 <sup>-5</sup>	4,83
Carbónico	H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	HCO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	4,5 × 10 <sup>-7</sup>	6,35
Cianhídrico	HCN	CN <sup>-</sup>	6,2 × 10 <sup>-10</sup>	9,21
Clorhídrico	HCl	Cl <sup>-</sup>	10 <sup>7</sup>	-7
Fenol	C <sub>6</sub> H <sub>5</sub> OH	C <sub>6</sub> H <sub>5</sub> O <sup>-</sup>	1,0 × 10 <sup>-10</sup>	9,99
Fluorhídrico	HF	F <sup>-</sup>	6,3 × 10 <sup>-4</sup>	3,20
Fórmico	HCOOH	HCO <sub>2</sub> <sup>-</sup>	1,8 × 10 <sup>-4</sup>	3,75
Fosfórico	H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	H <sub>2</sub> PO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	6,9 × 10 <sup>-3</sup>	2,16
Hipobromoso	HBrO	BrO <sup>-</sup>	2,8 × 10 <sup>-9</sup>	8,55
Hipocloroso	HClO	ClO <sup>-</sup>	4,0 × 10 <sup>-8</sup>	7,40
Hipoyodoso	HIO	IO <sup>-</sup>	3 × 10 <sup>-11</sup>	10,5
Ión amonio	NH <sub>4</sub> <sup>+</sup>	NH <sub>3</sub>	5,6 × 10 <sup>-10</sup>	9,25
Ión anilinio	C <sub>6</sub> H <sub>5</sub> NH <sub>3</sub> <sup>+</sup>	C <sub>6</sub> H <sub>5</sub> NH <sub>2</sub>	1,3 × 10 <sup>-5</sup>	4,87
Ión dimetilamonio	(CH <sub>3</sub> CH <sub>2</sub> ) <sub>2</sub> NH <sub>2</sub> <sup>+</sup>	(CH <sub>3</sub> CH <sub>2</sub> ) <sub>2</sub> NH	1,4 × 10 <sup>-11</sup>	10,84
Ión dihidrógeno fosfato	H <sub>2</sub> PO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	HPO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	6,2 × 10 <sup>-8</sup>	7,21
Ión dietilamonio	(CH <sub>3</sub> ) <sub>2</sub> NH <sub>2</sub> <sup>+</sup>	(CH <sub>3</sub> ) <sub>2</sub> NH	1,9 × 10 <sup>-11</sup>	10,73
Ión etilamonio	CH <sub>3</sub> CH <sub>2</sub> NH <sub>3</sub> <sup>+</sup>	CH <sub>3</sub> CH <sub>2</sub> NH <sub>2</sub>	2,2 × 10 <sup>-11</sup>	10,65
Ión glicinio	*NH <sub>3</sub> CH <sub>2</sub> COOH	NH <sub>2</sub> CH <sub>2</sub> COOH	4,5 × 10 <sup>-3</sup>	2,35
Ión hidrazinio	NH <sub>2</sub> NH <sub>3</sub> <sup>+</sup>	NH <sub>2</sub> NH <sub>2</sub>	8 × 10 <sup>-9</sup>	8,1
Iónhídrico	HI	I <sup>-</sup>	10 <sup>11</sup>	-11
Ión hidrogeno arsenato	HA <sub>3</sub> O <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	AsO <sub>4</sub> <sup>3-</sup>	5,1 × 10 <sup>-12</sup>	11,29
Ión hidrógeno carbonato	HCO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	4,8 × 10 <sup>-11</sup>	10,33
Ión hidrógeno oxalato	HOOC <sub>2</sub> CO <sub>2</sub> <sup>-</sup>	C <sub>2</sub> O <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	1,5 × 10 <sup>-5</sup>	3,81
Ión hidrogeno fosfato	HPO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup>	4,8 × 10 <sup>-13</sup>	12,32
Ión hidrógeno sulfato	HSO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	1,0 × 10 <sup>-2</sup>	1,99
Ión hidrogeno sulfuro	HS <sup>-</sup>	S <sup>2-</sup>	1,0 × 10 <sup>-19</sup>	19,00
Ión hidronio	H <sub>3</sub> O <sup>+</sup>	H <sub>2</sub> O	1	0,0
Ión metilamonio	CH <sub>3</sub> NH <sub>3</sub> <sup>+</sup>	CH <sub>3</sub> NH <sub>2</sub>	2,2 × 10 <sup>-11</sup>	10,66
Ión piridinio	C <sub>5</sub> H <sub>5</sub> NH <sup>+</sup>	C <sub>5</sub> H <sub>5</sub> N	5,9 × 10 <sup>-6</sup>	5,23
Ión trietilamonio	(CH <sub>3</sub> CH <sub>2</sub> ) <sub>3</sub> NH <sup>+</sup>	(CH <sub>3</sub> CH <sub>2</sub> ) <sub>3</sub> N	1,8 × 10 <sup>-11</sup>	10,75
Ión trimetilamonio	(CH <sub>3</sub> ) <sub>3</sub> NH <sup>+</sup>	(CH <sub>3</sub> ) <sub>3</sub> N	1,6 × 10 <sup>-10</sup>	9,80
Láctico	CH <sub>3</sub> CH(OH)COOH	CH <sub>3</sub> CH(OH)CO <sub>2</sub> <sup>-</sup>	1,4 × 10 <sup>-4</sup>	3,86
Oxálico	(COOH) <sub>2</sub>	HOOC <sub>2</sub> CO <sub>2</sub> <sup>-</sup>	5,6 × 10 <sup>-2</sup>	1,25
Perclórico*	HClO <sub>4</sub>	ClO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	4,0 × 10 <sup>1</sup>	-1,6
Propanoico	CH <sub>3</sub> CH <sub>2</sub> COOH	CH <sub>3</sub> CH <sub>2</sub> CO <sub>2</sub> <sup>-</sup>	1,4 × 10 <sup>-5</sup>	4,87
Sulfhídrico	H <sub>2</sub> S	HS <sup>-</sup>	8,9 × 10 <sup>-8</sup>	7,05
Sulfúrico	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	HSO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	10 <sup>2</sup>	-2
Sulfuroso	H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub>	HSO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	1,4 × 10 <sup>-2</sup>	1,85

Ref. P. Atkins y J. de Paula, *Química Física*, Ed. Médica Panamericana, Argentina, 2008.

Tabla 20. Potenciales Estándar a 298 K, en orden electroquímico

Hemirreacción de reducción	$E^\circ/V$	Hemirreacción de reducción	$E^\circ/V$
Oxidantes fuertes		$\text{Cu}^{2+} + e^- \rightarrow \text{Cu}^+$	+0,16
$\text{H}_4\text{XeO}_6 + 2\text{H}^+ + 2e^- \rightarrow \text{XeO}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$	+3,0	$\text{Sn}^{4+} + 2e^- \rightarrow \text{Sn}^{2+}$	+0,15
$\text{F}_2 + 2e^- \rightarrow 2\text{F}^-$	+2,87	$\text{AgBr} + e^- \rightarrow \text{Ag} + \text{Br}^-$	+0,07
$\text{O}_3 + 2\text{H}^+ + 2e^- \rightarrow \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O}$	+2,07	$\text{Ti}^{4+} + e^- \rightarrow \text{Ti}^{3+}$	0,00
$\text{S}_2\text{O}_8^{2-} + 2e^- \rightarrow 2\text{SO}_4^{2-}$	+2,05	$2\text{H}^+ + 2e^- \rightarrow \text{H}_2$	0, por definición
$\text{Ag}^{2+} + e^- \rightarrow \text{Ag}^+$	+1,98	$\text{Fe}^{3+} + 3e^- \rightarrow \text{Fe}$	-0,04
$\text{Co}^{3+} + e^- \rightarrow \text{Co}^{2+}$	+1,81	$\text{O}_2 + \text{H}_2\text{O} + 2e^- \rightarrow \text{HO}_2^- + \text{OH}^-$	-0,08
$\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{H}^+ + 2e^- \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$	+1,78	$\text{Pb}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Pb}$	-0,13
$\text{Au}^+ + e^- \rightarrow \text{Au}$	+1,69	$\text{In}^+ + e^- \rightarrow \text{In}$	-0,14
$\text{Pb}^{4+} + 2e^- \rightarrow \text{Pb}^{2+}$	+1,67	$\text{Sn}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Sn}$	-0,14
$2\text{HClO} + 2\text{H}^+ + 2e^- \rightarrow \text{Cl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	+1,63	$\text{AgI} + e^- \rightarrow \text{Ag} + \text{I}^-$	-0,15
$\text{Ce}^{4+} + e^- \rightarrow \text{Ce}^{3+}$	+1,61	$\text{Ni}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Ni}$	-0,23
$2\text{HBrO} + 2\text{H}^+ + 2e^- \rightarrow \text{Br}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	+1,60	$\text{Co}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Co}$	-0,28
$\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5e^- \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$	+1,51	$\text{In}^{3+} + 3e^- \rightarrow \text{In}$	-0,34
$\text{Mn}^{3+} + e^- \rightarrow \text{Mn}^{2+}$	+1,51	$\text{Tl}^+ + e^- \rightarrow \text{Tl}$	-0,34
$\text{Au}^{3+} + 3e^- \rightarrow \text{Au}$	+1,40	$\text{PbSO}_4 + 2e^- \rightarrow \text{Pb} + \text{SO}_4^{2-}$	-0,36
$\text{Cl}_2 + 2e^- \rightarrow 2\text{Cl}^-$	+1,36	$\text{Ti}^{3+} + e^- \rightarrow \text{Ti}^{2+}$	-0,37
$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14\text{H}^+ + 6e^- \rightarrow 2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}$	+1,33	$\text{Cd}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Cd}$	-0,40
$\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O} + 2e^- \rightarrow \text{O}_2 + 2\text{OH}^-$	+1,24	$\text{In}^{2+} + e^- \rightarrow \text{In}^+$	-0,40
$\text{O}_2 + 4\text{H}^+ + 4e^- \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$	+1,23	$\text{Cr}^{3+} + e^- \rightarrow \text{Cr}^{2+}$	-0,41
$\text{ClO}_4^- + 2\text{H}^+ + 2e^- \rightarrow \text{ClO}_3^- + \text{H}_2\text{O}$	+1,23	$\text{Fe}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Fe}$	-0,44
$\text{MnO}_2 + 4\text{H}^+ + 2e^- \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$	+1,23	$\text{In}^{3+} + 2e^- \rightarrow \text{In}^+$	-0,44
$\text{Br}_2 + 2e^- \rightarrow 2\text{Br}^-$	+1,09	$\text{S} + 2e^- \rightarrow \text{S}^{2-}$	-0,48
$\text{Pu}^{4+} + e^- \rightarrow \text{Pu}^{3+}$	+0,97	$\text{In}^{3+} + e^- \rightarrow \text{In}^{2+}$	-0,49
$\text{NO}_3^- + 4\text{H}^+ + 3e^- \rightarrow \text{NO} + 2\text{H}_2\text{O}$	+0,96	$\text{U}^{4+} + e^- \rightarrow \text{U}^{3+}$	-0,61
$2\text{Hg}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Hg}_2^{2+}$	+0,92	$\text{Cr}^{3+} + 3e^- \rightarrow \text{Cr}$	-0,74
$\text{ClO}^- + \text{H}_2\text{O} + 2e^- \rightarrow \text{Cl}^- + 2\text{OH}^-$	+0,89	$\text{Zn}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Zn}$	-0,76
$\text{Hg}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Hg}$	+0,86	$\text{Cd}(\text{OH})_2 + 2e^- \rightarrow \text{Cd} + 2\text{OH}^-$	-0,81
$\text{NO}_3^- + 2\text{H}^+ + e^- \rightarrow \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	+0,80	$2\text{H}_2\text{O} + 2e^- \rightarrow \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$	-0,83
$\text{Ag}^+ + e^- \rightarrow \text{Ag}$	+0,80	$\text{Cr}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Cr}$	-0,91
$\text{Hg}_2^{2+} + 2e^- \rightarrow 2\text{Hg}$	+0,79	$\text{Mn}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Mn}$	-1,18
$\text{Fe}^{3+} + e^- \rightarrow \text{Fe}^{2+}$	+0,77	$\text{V}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{V}$	-1,19
$\text{BrO}^- + \text{H}_2\text{O} + 2e^- \rightarrow \text{Br}^- + 2\text{OH}^-$	+0,76	$\text{Ti}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Ti}$	-1,63
$\text{Hg}_2\text{SO}_4 + 2e^- \rightarrow 2\text{Hg} + \text{SO}_4^{2-}$	+0,62	$\text{Al}^{3+} + 3e^- \rightarrow \text{Al}$	-1,66
$\text{MnO}_4^{2-} + 2\text{H}_2\text{O} + 2e^- \rightarrow \text{MnO}_2 + 4\text{OH}^-$	+0,60	$\text{U}^{3+} + 3e^- \rightarrow \text{U}$	-1,79
$\text{MnO}_4^- + e^- \rightarrow \text{MnO}_4^{2-}$	+0,56	$\text{Sc}^{3+} + 3e^- \rightarrow \text{Sc}$	-2,09
$\text{I}_2 + 2e^- \rightarrow 2\text{I}^-$	+0,54	$\text{Mg}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Mg}$	-2,36
$\text{Cu}^+ + e^- \rightarrow \text{Cu}$	+0,52	$\text{Ce}^{3+} + 3e^- \rightarrow \text{Ce}$	-2,48
$\text{I}_3^- + 2e^- \rightarrow 3\text{I}^-$	+0,53	$\text{La}^{3+} + 3e^- \rightarrow \text{La}$	-2,52
$\text{NiOOH} + \text{H}_2\text{O} + e^- \rightarrow \text{Ni}(\text{OH})_2 + \text{OH}^-$	+0,49	$\text{Na}^+ + e^- \rightarrow \text{Na}$	-2,71
$\text{Ag}_2\text{CrO}_4 + 2e^- \rightarrow 2\text{Ag} + \text{CrO}_4^{2-}$	+0,45	$\text{Ca}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Ca}$	-2,87
$\text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 4e^- \rightarrow 4\text{OH}^-$	+0,40	$\text{Sr}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Sr}$	-2,89
$\text{ClO}_4^- + \text{H}_2\text{O} + 2e^- \rightarrow \text{ClO}_3^- + 2\text{OH}^-$	+0,36	$\text{Ba}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Ba}$	-2,91
$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-} + e^- \rightarrow [\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$	+0,36	$\text{Ra}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Ra}$	-2,92
$\text{Cu}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Cu}$	+0,34	$\text{Cs}^+ + e^- \rightarrow \text{Cs}$	-2,92
$\text{Hg}_2\text{Cl}_2 + 2e^- \rightarrow 2\text{Hg} + 2\text{Cl}^-$	+0,27	$\text{Rb}^+ + e^- \rightarrow \text{Rb}$	-2,93
$\text{AgCl} + e^- \rightarrow \text{Ag} + \text{Cl}^-$	+0,22	$\text{K}^+ + e^- \rightarrow \text{K}$	-2,93
$\text{Bi}^{3+} + 3e^- \rightarrow \text{Bi}$	+0,20	$\text{Li}^+ + e^- \rightarrow \text{Li}$	-3,05

Ref. P. Atkins y J. de Paula, *Química Física*, Ed. Médica Panamericana, Argentina, 2008.

Tabla 21. Potenciales Estándar a 298 K, en orden alfabético

Hemirreacción de reducción	E°/V	Hemirreacción de reducción	E°/V
$\text{Ag}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{Ag}$	+0,80	$\text{I}_2 + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{I}^-$	+0,54
$\text{Ag}^{2+} + \text{e}^- \rightarrow \text{Ag}^+$	+1,98	$\text{I}_3^- + 2\text{e}^- \rightarrow 3\text{I}^-$	+0,53
$\text{AgBr} + \text{e}^- \rightarrow \text{Ag} + \text{Br}^-$	+0,0713	$\text{In}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{In}$	-0,14
$\text{AgCl} + \text{e}^- \rightarrow \text{Ag} + \text{Cl}^-$	+0,22	$\text{In}^{2+} + \text{e}^- \rightarrow \text{In}^+$	-0,40
$\text{Ag}_2\text{CrO}_4 + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{Ag} + \text{CrO}_4^{2-}$	+0,45	$\text{In}^{3+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{In}^+$	-0,44
$\text{AgF} + \text{e}^- \rightarrow \text{Ag} + \text{F}^-$	+0,78	$\text{In}^{3+} + 3\text{e}^- \rightarrow \text{In}$	-0,34
$\text{AgI} + \text{e}^- \rightarrow \text{Ag} + \text{I}^-$	-0,15	$\text{In}^{3+} + \text{e}^- \rightarrow \text{In}^{2+}$	-0,49
$\text{Al}^{3+} + 3\text{e}^- \rightarrow \text{Al}$	-1,66	$\text{K}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{K}$	-2,93
$\text{Au}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{Au}$	+1,69	$\text{La}^{3+} + 3\text{e}^- \rightarrow \text{La}$	-2,52
$\text{Au}^{3+} + 3\text{e}^- \rightarrow \text{Au}$	+1,40	$\text{Li}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{Li}$	-3,05
$\text{Ba}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Ba}$	+2,91	$\text{Mg}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Mg}$	-2,36
$\text{Be}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Be}$	-1,85	$\text{Mn}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Mn}$	-1,18
$\text{Bi}^{3+} + 3\text{e}^- \rightarrow \text{Bi}$	+0,20	$\text{Mn}^{3+} + \text{e}^- \rightarrow \text{Mn}^{2+}$	+1,51
$\text{Br}_2 + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{Br}^-$	+1,09	$\text{MnO}_2 + 4\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$	+1,23
$\text{BrO}^- + \text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Br}^- + 2\text{OH}^-$	+0,76	$\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5\text{e}^- \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$	+1,51
$\text{Ca}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Ca}$	-2,87	$\text{MnO}_4^- + \text{e}^- \rightarrow \text{MnO}_4^{2-}$	+0,56
$\text{Cd}(\text{OH})_2 + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cd} + 2\text{OH}^-$	-0,81	$\text{MnO}_4^{2-} + 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{MnO}_2 + 4\text{OH}^-$	+0,60
$\text{Cd}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cd}$	-0,40	$\text{Na}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{Na}$	-2,71
$\text{Ce}^{3+} + 3\text{e}^- \rightarrow \text{Ce}$	-2,48	$\text{Ni}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Ni}$	-0,23
$\text{Ce}^{4+} + \text{e}^- \rightarrow \text{Ce}^{3+}$	+1,61	$\text{NiOOH} + \text{H}_2\text{O} + \text{e}^- \rightarrow \text{Ni}(\text{OH})_2 + \text{OH}^-$	+0,49
$\text{Cl}_2 + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{Cl}^-$	+1,36	$\text{NO}_3^- + 2\text{H}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	-0,80
$\text{ClO}^- + \text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cl}^- + 2\text{OH}^-$	+0,89	$\text{NO}_3^- + 4\text{H}^+ + 3\text{e}^- \rightarrow \text{NO} + 2\text{H}_2\text{O}$	+0,96
$\text{ClO}_2^- + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow \text{ClO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	+1,23	$\text{NO}_3^- + \text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{NO}_2^- + 2\text{OH}^-$	+0,10
$\text{ClO}_4^- + \text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{ClO}_3^- + 2\text{OH}^-$	+0,36	$\text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 4\text{e}^- \rightarrow 4\text{OH}^-$	+0,40
$\text{Co}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Co}$	-0,28	$\text{O}_2 + 4\text{H}^+ + 4\text{e}^- \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$	+1,23
$\text{Co}^{3+} + \text{e}^- \rightarrow \text{Co}^{2+}$	+1,81	$\text{O}_2 + \text{e}^- \rightarrow \text{O}_2^-$	-0,56
$\text{Cr}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cr}$	-0,91	$\text{O}_2 + \text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{HO}_2^- + \text{OH}^-$	-0,08
$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14\text{H}^+ + 6\text{e}^- \rightarrow 2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}$	+1,33	$\text{O}_3 + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O}$	+2,07
$\text{Cr}^{3+} + 3\text{e}^- \rightarrow \text{Cr}$	-0,74	$\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{O}_2 + 2\text{OH}^-$	+1,24
$\text{Cr}^{3+} + \text{e}^- \rightarrow \text{Cr}^{2+}$	-0,41	$\text{Pb}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Pb}$	-0,13
$\text{Cs}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{Cs}$	-2,92	$\text{Pb}^{4+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Pb}^{2+}$	+1,67
$\text{Cu}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{Cu}$	+0,52	$\text{PbSO}_4 + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Pb} + \text{SO}_4^{2-}$	-0,36
$\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}$	+0,34	$\text{Pt}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Pt}$	+1,20
$\text{Cu}^{2+} + \text{e}^- \rightarrow \text{Cu}^+$	+0,16	$\text{Pu}^{4+} + \text{e}^- \rightarrow \text{Pu}^{3+}$	+0,97
$\text{F}_2 + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{F}^-$	+2,87	$\text{Ra}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Ra}$	-2,92
$\text{Fe}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Fe}$	-0,44	$\text{Rb}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{Rb}$	-2,93
$\text{Fe}^{3+} + 3\text{e}^- \rightarrow \text{Fe}$	-0,04	$\text{S} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{S}^{2-}$	-0,48
$\text{Fe}^{3+} + \text{e}^- \rightarrow \text{Fe}^{2+}$	+0,77	$\text{S}_2\text{O}_8^{2-} + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{SO}_4^{2-}$	+2,05
$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-} + \text{e}^- \rightarrow [\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$	+0,36	$\text{Sc}^{3+} + 3\text{e}^- \rightarrow \text{Sc}$	-2,09
$2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2$	0, por definición	$\text{Sn}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Sn}$	-0,14
$2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$	-0,83	$\text{Sn}^{4+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Sn}^{2+}$	+0,15
$2\text{HBrO} + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Br}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	+1,60	$\text{Sr}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Sr}$	-2,89
$2\text{HClO} + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	+1,63	$\text{Ti}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Ti}$	-1,63
$\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$	+1,78	$\text{Ti}^{3+} + \text{e}^- \rightarrow \text{Ti}^{2+}$	-0,37
$\text{H}_4\text{XeO}_6 + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow \text{XeO}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$	+3,0	$\text{Ti}^{4+} + \text{e}^- \rightarrow \text{Ti}^{3+}$	0,00
$\text{Hg}_2^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{Hg}$	+0,79	$\text{Tl}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{Tl}$	-0,34
$\text{Hg}_2\text{Cl}_2 + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{Hg} + 2\text{Cl}^-$	+0,27	$\text{U}^{3+} + 3\text{e}^- \rightarrow \text{U}$	-1,79
$\text{Hg}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Hg}$	+0,86	$\text{U}^{4+} + \text{e}^- \rightarrow \text{U}^{3+}$	-0,61
$2\text{Hg}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Hg}_2^{2+}$	+0,92	$\text{V}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{V}$	-1,19
$\text{Hg}_2\text{SO}_4 + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{Hg} + \text{SO}_4^{2-}$	+0,62	$\text{V}^{3+} + \text{e}^- \rightarrow \text{V}^{2+}$	-0,26
		$\text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Zn}$	-0,76

Ref. P. Atkins y J. de Paula, *Química Física*, Ed. Médica Panamericana, Argentina, 2008.

Diagrama de compresibilidad generalizado

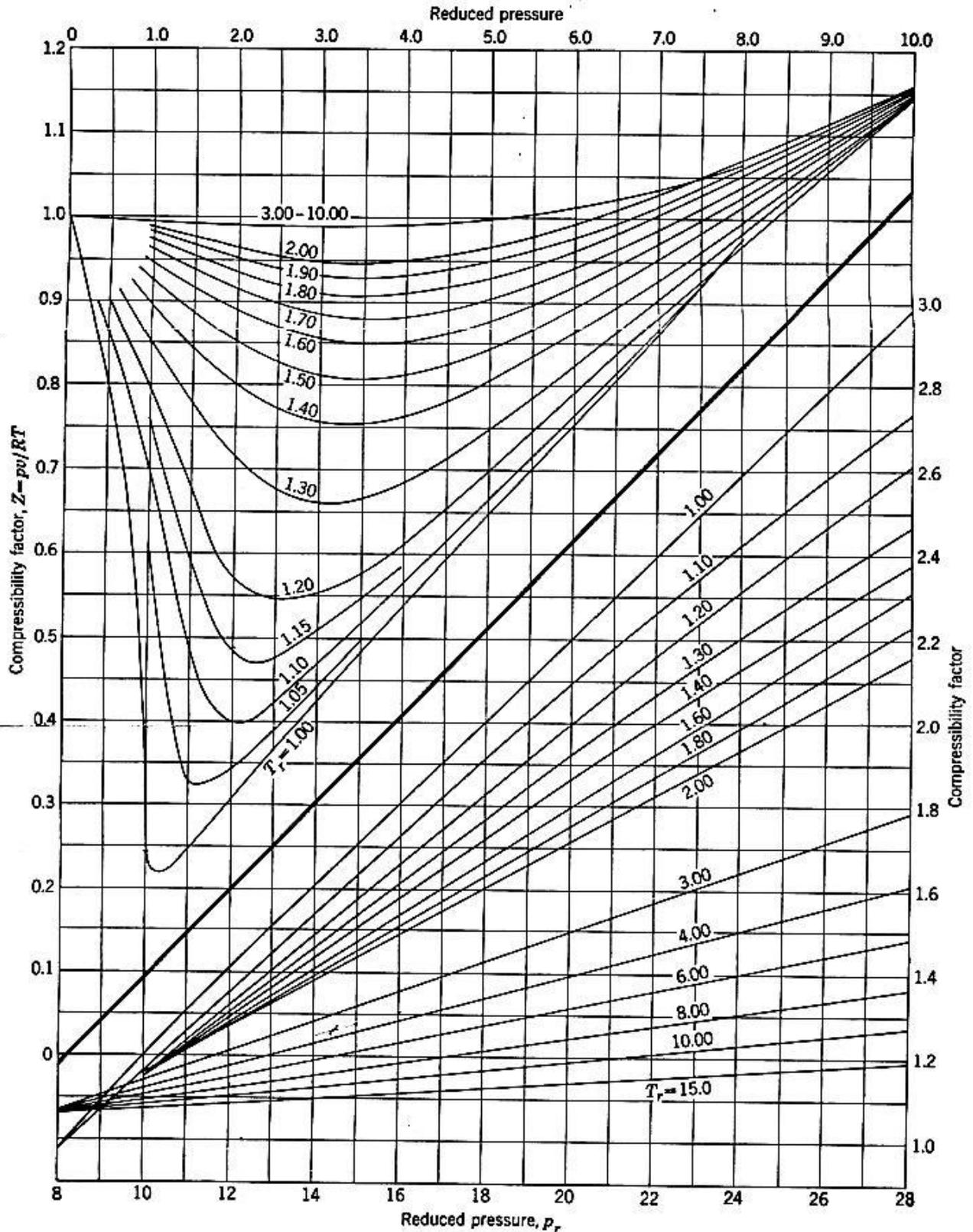
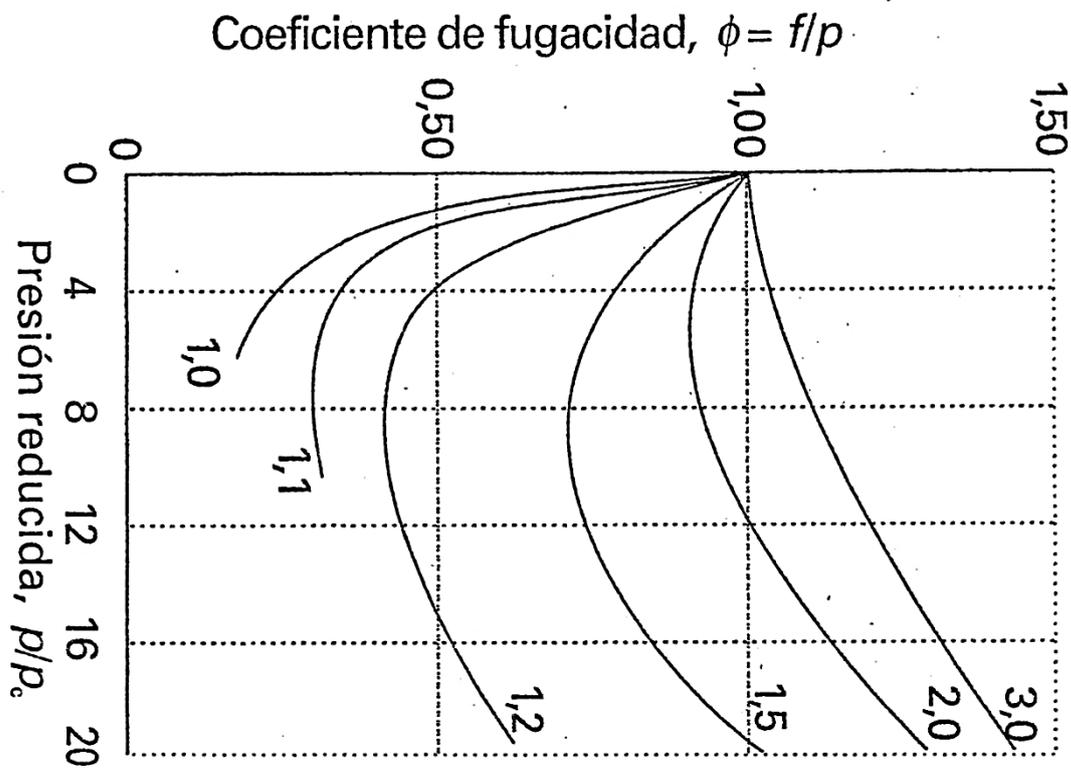
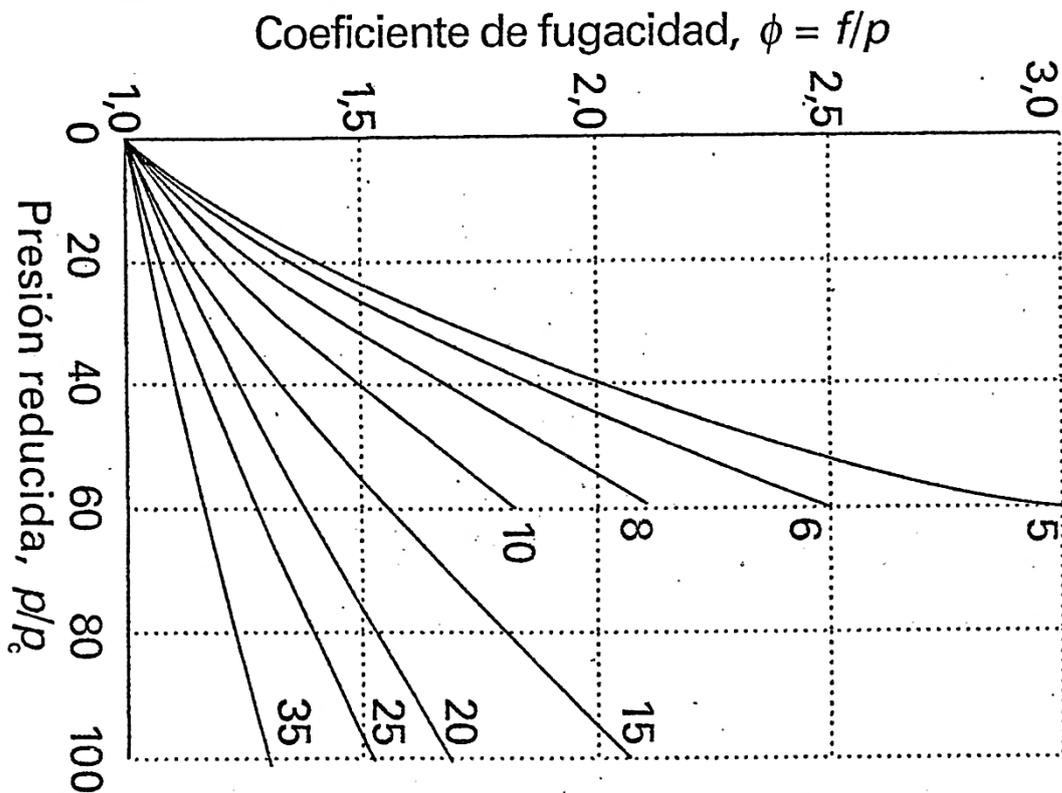


FIG. 4-4b. Generalized compressibility-factor diagram. Medium- and high-pressure range. (Based on data compiled by A. L. Lydersen, R. A. Greenkorn, and O. A. Hougen, *Generalized Thermodynamic Properties of Pure Fluids*, Univ. Wisconsin, Eng. Expt. Sta., Rept. 4, 1955. By permission.)

Ref. J. M. Smith y H. C. Van Ness, *Introduction to Chemical Engineering Thermodynamics*, Ed. Mc Graw Hill Book Company, Inc., Nueva York, 1959.

Diagrama del Coeficiente de Fugacidad en función de propiedades reducidas



Ref. P. Atkins y J. de Paula, *Química Física*, Ed. Médica Panamericana, Argentina, 2008.