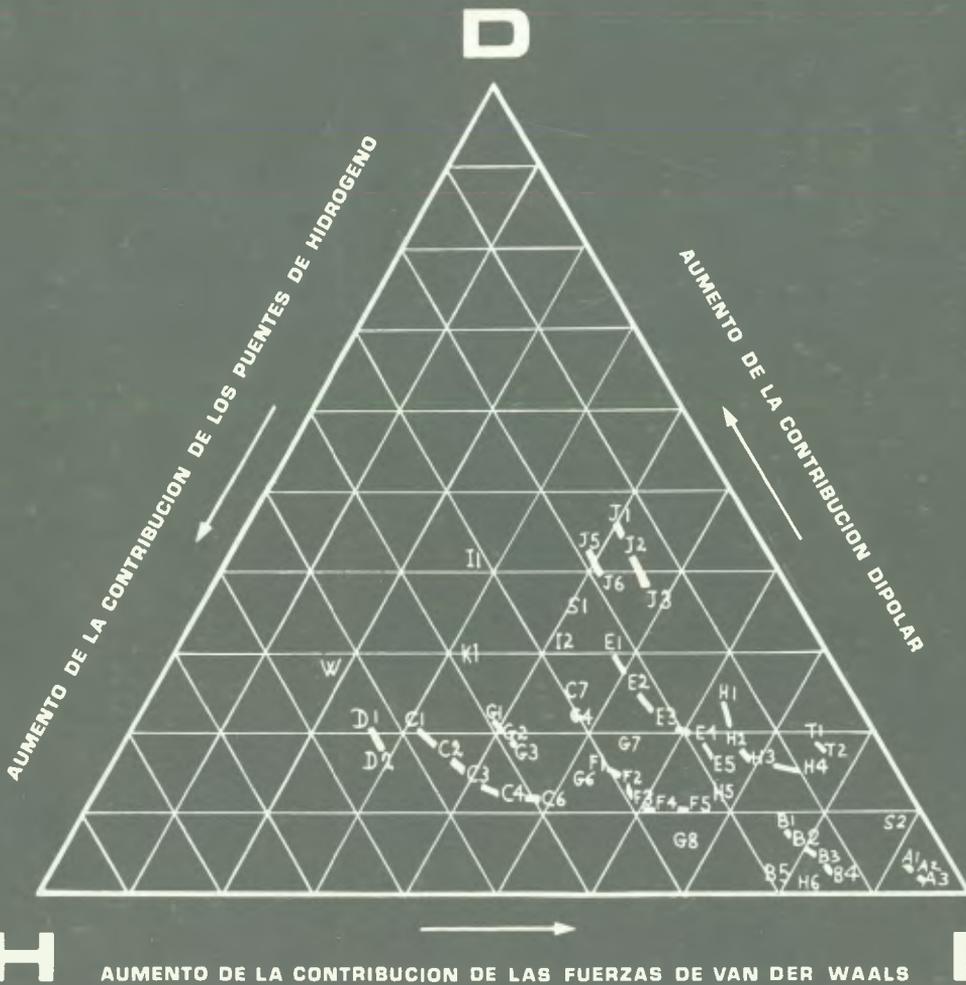




INTERNATIONAL CENTRE FOR THE STUDY OF THE PRESERVATION AND THE RESTORATION OF CULTURAL PROPERTY
CENTRE INTERNATIONAL D'ETUDES POUR LA CONSERVATION ET LA RESTAURATION DES BIENS CULTURELS

ICCROM



SOLUBILIDAD Y DISOLVENTES EN LOS PROBLEMAS DE CONSERVACION

GIORGIO TORRACA

XX 0 9c

GIORGIO TORRACA

**SOLUBILIDAD Y DISOLVENTES EN
LOS PROBLEMAS
DE CONSERVACION**

**TRADUCCION AL ESPAÑOL POR
EDUARDO PORTA**

ICCROM

**PRIMERA EDICION
1981**

24510

Colaboraron en esta publicación:

Alejandro Alva

Marifé Escolano

Mónica García

Azar Soheil-Jokilehto

I N D I C E

PARTE PRIMERA - TEORIA DE SOLUBILIDAD

1. La estructura de los sólidos - cristales	1
2. Moléculas y fuerzas atractivas moleculares	4
3. Gases, líquidos y sólidos moleculares	8
4. Solubilidad	12
5. Insolubilidad	15
6. Solubilidad en las casos de polaridad intermedia	16

PARTE SEGUNDA - DISOLVENTES

1. Hidrocarburos	18
2. Hidrocarburos clorados	28
3. Grupos funcionales	29

PARTE TERCERA - SOLUCIONES, EMULSIONES Y USO DE LOS SOLVENTES

1. Miscibilidad de líquidos	39
2. Agentes tensoactivos. Emulsiones	41
3. Concentración de soluciones	44
4. Disoluciones ácidas y básicas. pH	45
5. Uso de disolventes. Velocidad de evaporación	48
6. Peligros de los disolventes. Toxicidad e inflamabilidad	49
7. Mezcla de disolventes	

Diagrama de disolventes	52
Tabla de disolventes	53
Parámetros de solubilidad de polímeros y resinas	58

BIBLIOGRAFIA	59
--------------	----

PARTE PRIMERA - TEORIA DE SOLUBILIDAD

1. La estructura de los sólidos - cristales

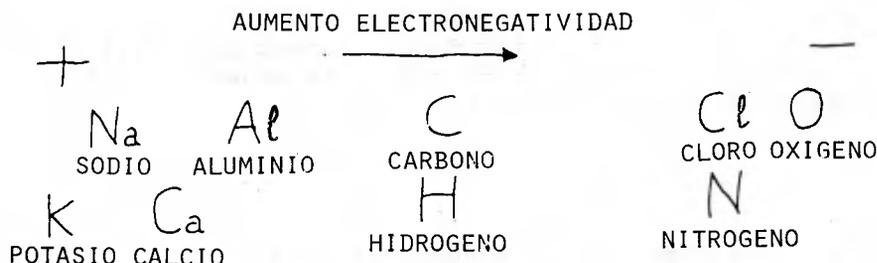
1.1 Electronegatividad

La materia está formada por átomos unidos entre sí por enlaces químicos. Los átomos están compuestos de un núcleo central positivo rodeado de electrones negativos. El número de electrones es igual al número de cargas positivas que hay en el núcleo.

Los átomos se unen a otros átomos porque tienden a adquirir o perder electrones.

Los átomos que tienen tendencia a adquirir electrones se llaman electronegativos. Los átomos que tienden a perder electrones deberían ser llamados electropositivos, pero normalmente se dice que presentan una baja electronegatividad (la palabra electropositividad no se usa).

Escala de Electronegatividad



1.2 Enlace iónico y cristal iónico

Cuando un átomo electronegativo (por ejemplo el cloro) se pone en contacto con un átomo de baja electronegatividad (por ejemplo el sodio) puede tomar de éste un electrón; ambos átomos estarán entonces desequilibrados desde el punto de vista eléctrico.

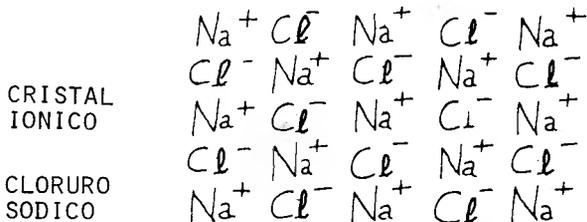


ION CLORO
UN ELECTRON MAS QUE
LA CARGA POSITIVA
DEL NUCLEO



ION SODIO
UN ELECTRON MENOS QUE
LA CARGA POSITIVA
DEL NUCLEO

Los átomos cargados eléctricamente son llamados iones. Los iones negativos atraen a los iones positivos y forman enlaces iónicos. Debido a que muchos iones están siempre presentes incluso en pequeñas cantidades de materia, se atraen entre ellos y forman un conjunto regular de tres dimensiones en el espacio. Este conjunto se llama cristal; para ser preciso: cristal iónico.



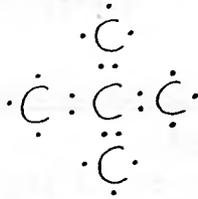
1.3 Enlace covalente y cristal covalente

Los átomos que ocupan lugares en el centro o lado derecho de la escala de electronegatividades, pueden compartir electrones cuando se mezclan y formar de esta manera un enlace entre ellos; un enlace covalente.

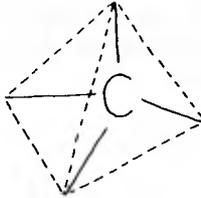


El carbono tiene cuatro electrones en su capa externa, por lo que puede formar cuatro enlaces covalentes con otros cuatro átomos de carbono.

Cada uno de éstos puede a su vez unirse a otros tres átomos de carbono y así sucesivamente.



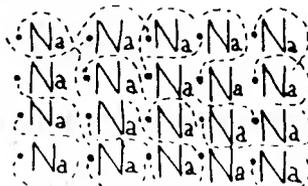
Se forma un conjunto regular de tres dimensiones; el cual también es un cristal, para ser más preciso un cristal covalente. La representación espacial de este cristal no es fácil, pues los enlaces de cada átomo de carbono se dirigen hacia los ejes de un tetrahedro del cual el átomo es el centro.



1.4 Enlace metálico y cristal metálico

Los átomos de la parte izquierda de la escala de electro-negatividades pueden compartir electrones cuando se mezclan con otros átomos de la misma clase. Los electrones así compartidos no están fijos entre los dos átomos (como en el caso del enlace covalente) sino que están libres para moverse alrededor de todos los átomos que forman el enlace.

Un conjunto regular de tres dimensiones, se ha formado también en este caso. Este tipo de cristal se llama cristal metálico.



CRISTAL
METALICO

SODIO

Debido a que los electrones pueden moverse alrededor del cristal, los metales conducen la electricidad.

2. Moléculas y fuerzas atractivas moleculares

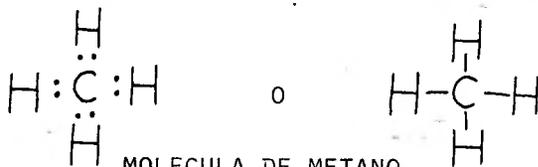
2.1 Formación de las moléculas

Agrupaciones constituidas por un pequeño número de átomos pueden formarse por enlaces covalentes.



MOLECULA DE HIDROGENO

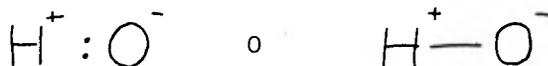
Estas agrupaciones se llaman moléculas. Una molécula está formada por un número definido de átomos, mientras que un cristal contiene una gran cantidad de éstos (sólo pueden ser calculados aproximadamente)



MOLECULA DE METANO

2.2 Dipolos

Si los dos átomos que forman un enlace covalente no son exactamente iguales en electronegatividad, los dos electrones del enlace no son exactamente compartidos; estarán, en cambio, más cerca del átomo electronegativo y por ello éste adquirirá una pequeña carga negativa. Por el contrario el otro átomo restará ligeramente positivo.



El enlace, se dice, está ligeramente polarizado (pues presenta polos eléctricos).

Otros ejemplos son:

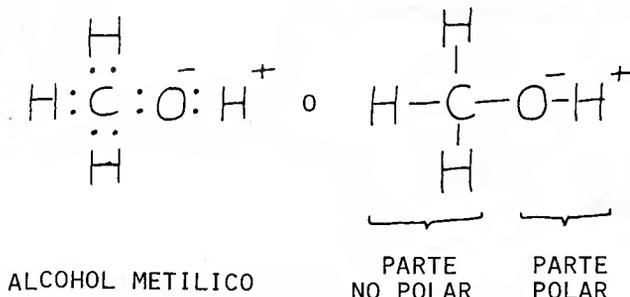


Estos enlaces polarizados se llaman dipolos (ej. pares de polos de cargas opuestas).

Las moléculas que contienen dipolos se llaman polares.

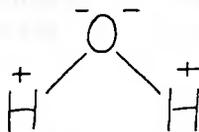
Las moléculas que no contienen dipolos se llaman no-polares.

Algunas moléculas tienen una parte polar y otra no-polar.

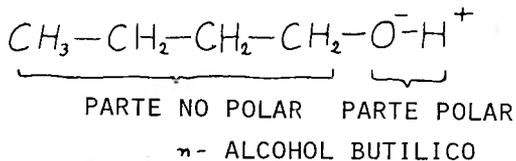


Se dice que una molécula es muy polar si su parte polar es más importante que su parte no-polar.

El agua es muy polar .

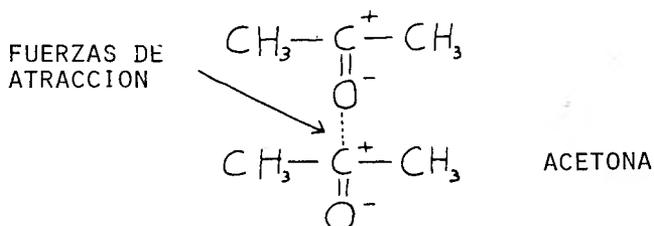


Otras moléculas son poco polares debido a que su parte polar es más pequeña que su parte no-polar.



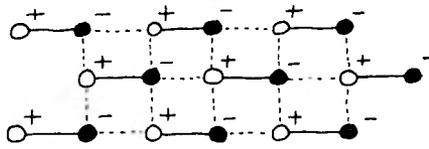
2.3 Atracción entre moléculas

2.3.1 Atracción dipolo-dipolo



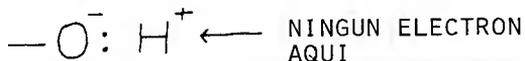
La parte positiva de un dipolo atrae a la parte negativa de un dipolo de otra molécula.

En el caso general de muchas moléculas que contienen un dipolo tal como: $-\bullet-\circ+$ existe una atracción entre todas las moléculas.

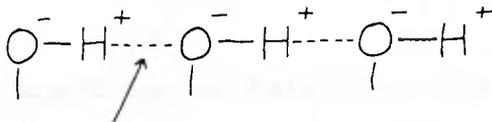


2.3.2 Puente de hidrógeno

El dipolo $\text{O}^- \text{H}^+$ es muy especial pues el hidrógeno posee sólo un electrón y es atraído por el átomo de oxígeno.



El núcleo positivo del hidrógeno está completamente descubierto y puede generar una fuerte atracción hacia los átomos negativos. Esta unión se la llama puente de hidrógeno.



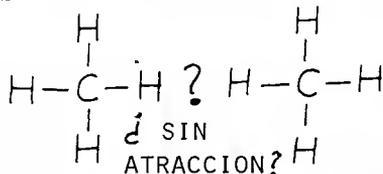
PUENTE DE HIDROGENO

El puente de hidrógeno es un caso particular de la atracción dipolo-dipolo; sin embargo, es más fuerte que las atracciones normales dipolo-dipolo.

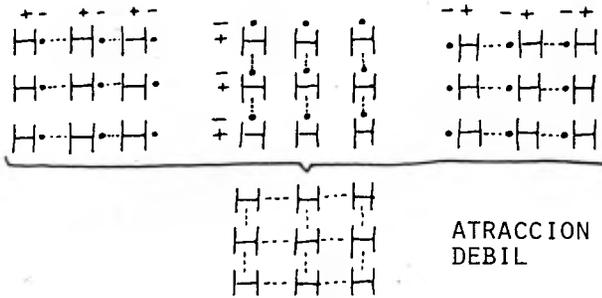
Todas las moléculas que contengan grupos O - H pueden formar puentes de hidrógeno entre ellas o con otras que también contengan grupos O - H (como por ejemplo el agua).

2.3.3 Fuerzas de Van der Waals

Quando no existe un dipolo, ¿hay fuerzas de atracción entre moléculas?



No, hay débiles atracciones debidas a dipolos fluctuantes (fuerzas de Van der Waals). Los dipolos fluctuantes están formados por electrones que se mueven alrededor de núcleos positivos.



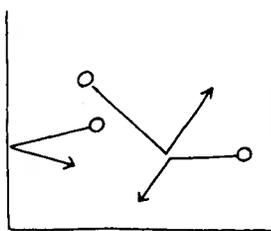
Estas fuerzas son más débiles que las fuerzas de atracción dipolo-dipolo.

3. Gases, líquidos y sólidos moleculares.

3.1 Gases

Si las fuerzas de atracción entre moléculas son débiles, las moléculas se mueven en el espacio en línea recta a una velocidad constante. Cuanto más alta sea la temperatura, mayor será la velocidad.

Cuando las moléculas se golpean entre sí o golpean las paredes del recipiente que las contiene, éstas rebotan y siguen un nuevo camino.

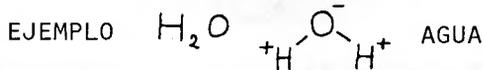
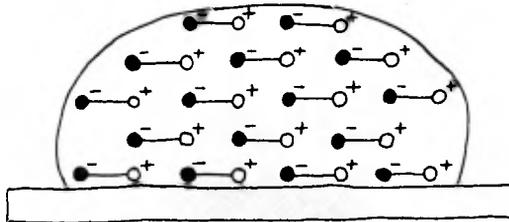


3.2 Líquidos

Cuando el movimiento de las moléculas disminuye (por baja temperatura) o cuando las fuerzas de atracción son grandes, las moléculas no rebotan cuando chocan sino que permanecen unidas.

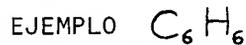
Un conjunto de moléculas que se atraen entre sí pero que conservan cierta libertad de movimientos se llama líquido.

Un líquido compuesto de moléculas polares se llama líquido polar. Las fuerzas de atracción de las moléculas dentro de un líquido son **muy grandes**. Los líquidos tienden a formar grandes gotas (tensión superficial elevada)

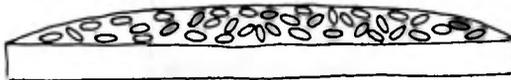


Un líquido compuesto de moléculas no-polares se llama líquido no-polar.

Si las fuerzas de atracción internas son bajas, los líquidos tienden a extenderse en capas delgadas sobre las superficies (baja tensión superficial)



BENCENO

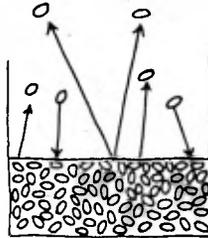


3.3 Evaporación

Cuando las moléculas escapan de las fuerzas de atracción del seno de un líquido y alcanzan la atmósfera, decimos que se evaporan.

Los líquidos no-polares que tengan pequeñas moléculas se evaporan más fácilmente, debido a que en ellos las fuerzas de atracción son pequeñas.

Cuando algunas moléculas vuelven al líquido decimos que se condensan.



Las moléculas grandes tienen fuerzas de atracción mayores que las moléculas pequeñas.

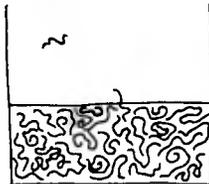


PEQUEÑAS MOLECULAS
PEQUEÑA ATRACCION

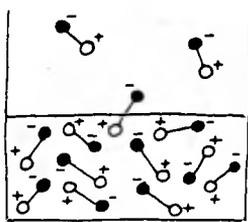


GRANDES MOLECULAS
GRAN ATRACCION

Los líquidos compuestos de moléculas grandes se evaporan con dificultad.



Los líquidos polares se evaporan con más dificultad que los no-polares siempre y cuando tengan el mismo tamaño de moléculas.

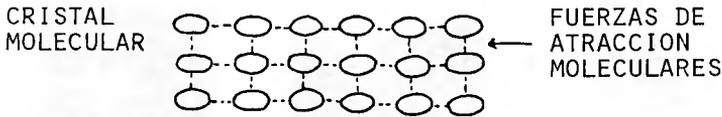


3.4 Sólidos moleculares

Las moléculas forman sólidos cuando sus fuerzas de atracción son muy grandes o las temperaturas muy bajas.

Los sólidos moleculares pueden tener una estructura ordenada en la cual las moléculas están unidas formando una red tridimensional. Se mantienen en esta posición por fuerzas de atracción (dipolo-dipolo o Van der Waals).

Esta estructura es un cristal y se llama cristal molecular, es frecuente en las moléculas pequeñas.



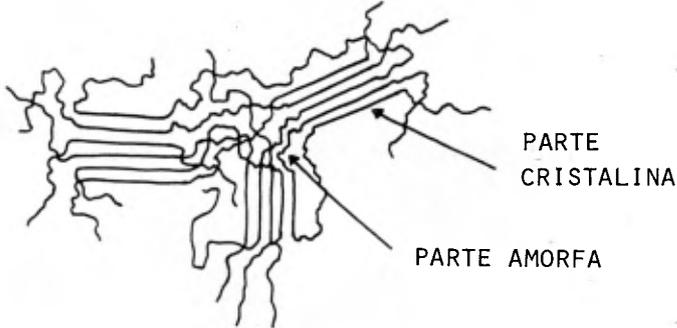
Frecuentemente las moléculas grandes forman sólidos desordenados llamados sólidos amorfos. Las moléculas se mantienen unidas por fuerzas de atracción muy fuertes.

SOLIDO
AMORFO



GRANDES
MOLECULAS

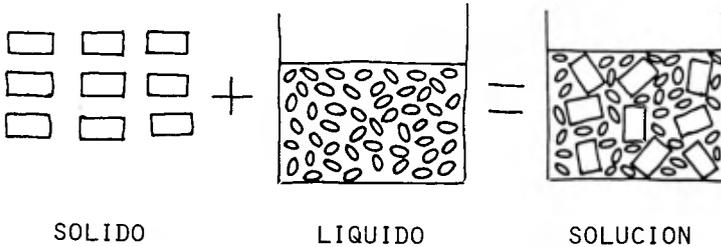
Algunas veces los sólidos compuestos por moléculas grandes poseen parte de su estructura ordenada, mientras que el resto es amorfo.



4. Solubilidad

Un sólido se disuelve en un líquido si todos los átomos o moléculas que lo constituyen son separados por las moléculas del líquido.

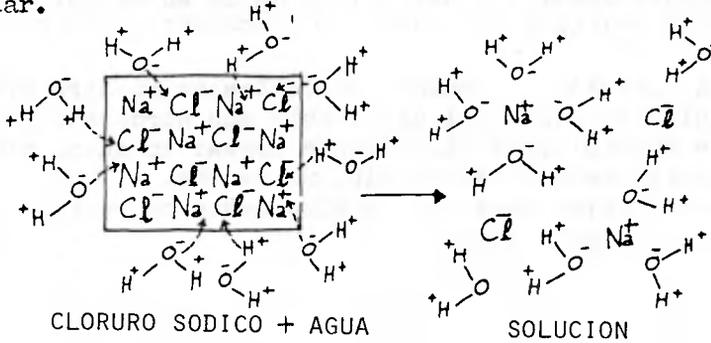
Las moléculas del líquido se interponen entre los átomos o moléculas del sólido, rompiendo los enlaces o las fuerzas de atracción que existen entre éstos.



Si el líquido se evapora de la solución, se vuelve a formar el sólido.

Es imposible el disolver cristales metálicos o covalentes por medio de disolventes. Estos para pasar al estado líquido deben romper sus enlaces por reacciones químicas, pero en este caso es imposible, por evaporación del disolvente, el recobrar sin cambios, el sólido.

A pesar de ello es posible, en ciertos casos, disolver cristales iónicos y sólidos con moléculas muy polares por medio de disolventes muy polares ej. el agua, el disolvente más polar.



Un cristal de cloruro sódico se disuelve en agua, la solución, se realiza debido a una tendencia natural hacia:

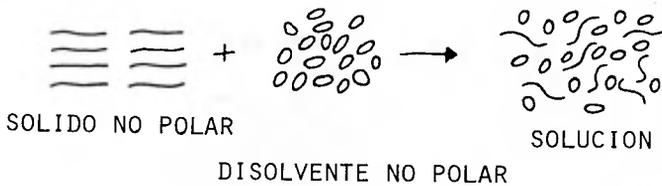
(a) Atracción eléctrica

Las moléculas del agua y los iones sodio y cloro ejercen una atracción mutua, por lo menos tan grande como la atracción entre los iones del sólido.

(b) Desorden

Si mantenemos todo igual (ej. la atracción eléctrica) el desorden prevalece. El desorden se favorece con los aumentos de temperatura.

En disolventes no-polares es posible el disolver sólidos moleculares no-polares.

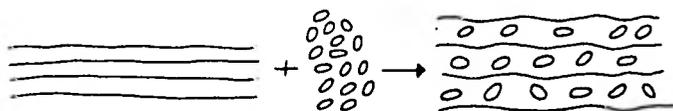


En este caso sólo existe una débil atracción eléctrica (del tipo de Van der Waals) tanto en el líquido como en el sólido. Esta misma atracción puede ser mutuamente ejercida por las moléculas del líquido y del sólido en la solución.

Por lo tanto, manteniendo todo constante el desorden (solución) permanece.

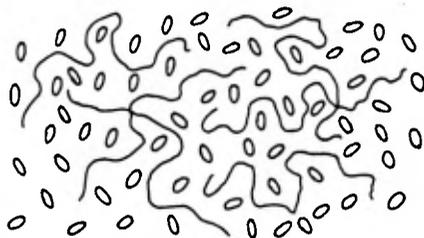
La disolución de grandes moléculas es siempre difícil incluso si disponemos del disolvente más apropiado para ello. Las moléculas del disolvente necesitan mucho tiempo para penetrar entre esas grandes moléculas.

Cuando cierta cantidad de disolvente ha penetrado, el sólido se hincha y se ablanda.



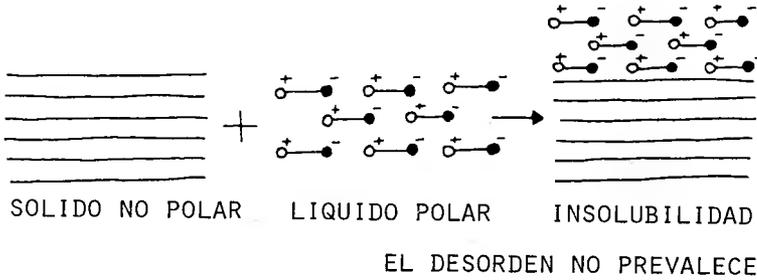
GRANDES MOLECULAS DISOLVENTE HINCHAZON

Se produce una solución, únicamente, cuando las grandes moléculas se han separado completamente. Puede ser necesario mucho tiempo para alcanzar ese estado e incluso para moléculas muy grandes puede ser imposible de conseguir.

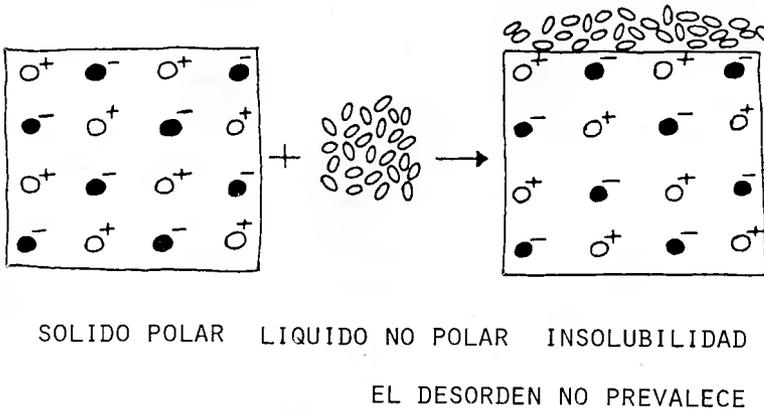


SOLUCION DE GRANDES MOLECULAS

5. Insolubilidad



En el caso de desorden (= solución) las moléculas polares debieran separarse las unas de las otras, pero no existiría una atracción eléctrica con el sólido no polar. Por ello en este caso el desorden no puede prevalecer ya que no todo permanece igual.



6. Solubilidad en los casos de polaridad intermedia

Por regla general un sólido se disuelve en los líquidos que sean muy similares a él en naturaleza.

Esto significa que las moléculas del líquido tienen entre ellas las mismas fuerzas de atracción que las moléculas del sólido (o átomos) tienen entre ellas. En este caso será posible un intercambio de fuerzas de atracción entre las moléculas del disolvente y del sólido y el desorden (solución) prevalecerá.

Para hallar fácilmente los disolventes idóneos para cada tipo de sólidos deberemos clasificar todos los disolventes y todos los sólidos en función de sus fuerzas de atracción.

La mayor parte de los sólidos con los que trabajamos en conservación tecnológica son sólidos moleculares. Por ello pueden ser clasificados de acuerdo con los siguientes tres tipos de fuerzas de atracción:

Dipolo-dipolo o polaridad seca.

Puente de hidrógeno o polaridad húmeda.

Van der Waals o sin polaridad.

Debemos separar la atracción dipolo-dipolo de la de puente de hidrógeno porque los sólidos que contienen este último tienden a mezclarse bien con los líquidos que posean grupos OH, en sus moléculas (incluida el agua). Por esta razón este tipo de polaridad ha sido llamada polaridad húmeda (un nombre no muy convencional, que se usa muy poco fuera de los problemas de conservación) mientras que la atracción dipolo-dipolo de las moléculas que no tienen grupos OH se llama polaridad seca (otro nombre poco usual).

Estos tres tipos de fuerzas pueden ser calculados, aproximadamente para cada disolvente. Se pueden obtener tablas que las expresen como porcentajes de las fuerzas totales de atracción entre las moléculas del disolvente.

Esto nos permite representar gráficamente todos los disolventes y sus mezclas en diagramas ternarios (ver anexos). Los cálculos para los sólidos son más difíciles y solamente es posible conseguir algunos datos sobre ellos.

Podemos evaluar los comportamientos de solubilidad de los sólidos por experimentación, probándolos contra diversos disolventes que estén colocados en diversos puntos del diagrama ternario.

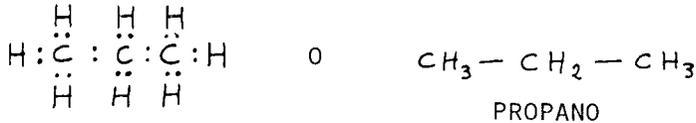
Los resultados positivos (su disolución) se reúnen en un área más o menos grande dentro del diagrama. Dicha área la llamamos el área de solubilidad del sólido.

PARTE SEGUNDA - DISOLVENTES

1. Hidrocarburos

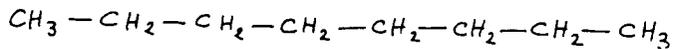
1.1 Hidrocarburos alifáticos

Las moléculas que sólo contienen carbono e hidrógeno se llaman hidrocarburos.



Podemos formar grandes moléculas uniéndoles otros átomos de carbono formando una cadena de átomos. Los hidrocarburos compuestos de cadenas lineales se llaman alifáticos.

n-OCTANO



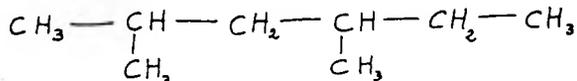
Los grupos extremos de las cadenas son siempre $-\text{CH}_3$ y se llaman grupos metilo. Los grupos centrales $-\text{CH}_2-$ son llamados grupos metilenos.

Los hidrocarburos de cadenas cortas son gases (como el metano y el propano) los medianos son líquidos (como el octano) y los de largas cadenas forman sólidos (como las ceras de parafina). Esto es debido a que las fuerzas de atracción entre las cadenas aumenta con su longitud.

Los disolventes de hidrocarburos están formados por moléculas de 6 a 12 átomos de carbono. Los de cadenas más cortas son demasiado volátiles mientras que los de cadenas más largas se evaporan lentamente.

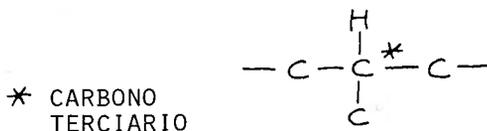
Los hidrocarburos de cadena recta (como el n-octano) se llaman parafinas.

También son posibles cadenas laterales:



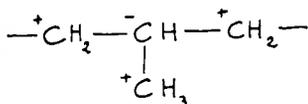
ISO-OCTANO

Los hidrocarburos con cadenas laterales se llaman iso-parafínicos. El punto de ramificación tiene propiedades especiales, el átomo de carbono del cual se origina la cadena lateral se llama carbono terciario.



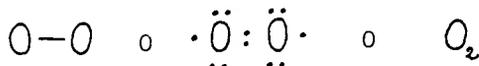
Consiste en un átomo de carbono unido a otros tres átomos de carbono y a un sólo átomo de hidrógeno.

Los carbonos terciarios son ligeramente negativos con respecto al resto de los carbonos de la cadena, y



reaccionan más fácilmente con moléculas captadoras de electrones

El oxígeno es un ejemplo de molécula captadora de electrones.



MOLECULA DE OXIGENO

Contienen dos electrones simples (desaparejados) y todas las moléculas son estables cuando todos los electrones están aparejados y hay 8 electrones en la capa externa de cada átomo.

Como el aire está compuesto principalmente de nitrógeno (un 75%) y oxígeno (un 25%), todas las sustancias que estén en nuestra atmósfera podrán reaccionar con el oxígeno.

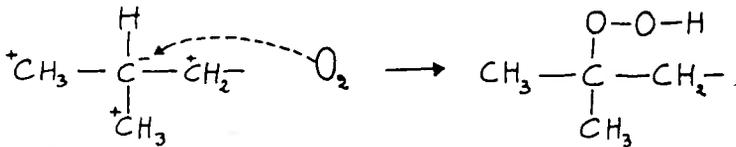
El nitrógeno, por el contrario, es muy estable y sin reactividad.



MOLECULA DE NITROGENO

La oxidación es la reacción de cualquier sustancia con el oxígeno.

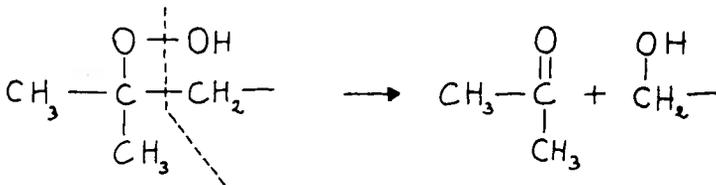
El carbono terciario es más fácilmente oxidado que las demás partes de la cadena.



HIDROPEROXIDO

El producto intermedio de la oxidación (hidroperóxido) no es estable y se descompone en dos formas diferentes.

(a) El hidroperóxido se rompe

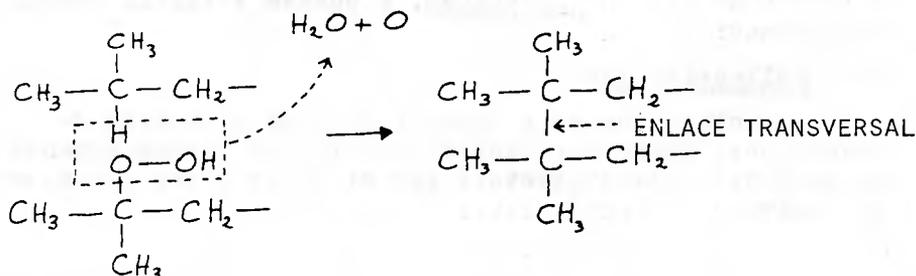


RUPTURA

CETONAS ALCOHOL

PRODUCTOS DE OXIDACION

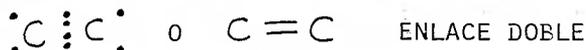
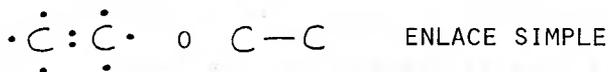
(b) Se forma un enlace entre dos moléculas.



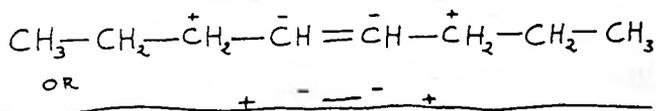
De esta manera se forma una molécula mayor

1.2 Enlaces dobles. Hidrocarburos olefínicos

Dos átomos de carbono adyacentes pueden formar dos enlaces covalentes entre sí.



Un doble enlace es una unión más fuerte, entre dos átomos de carbono, que aquella del enlace simple, pero también es una zona donde hay más electrones que en cualquier otro lugar de la molécula.

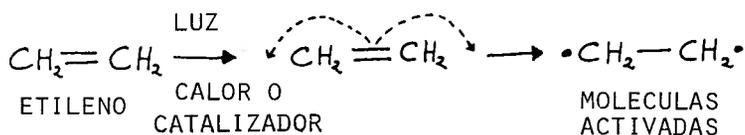


Por ello el doble enlace es un punto muy reactivo de la molécula, más reactivo que, por ejemplo, un carbono terciario.

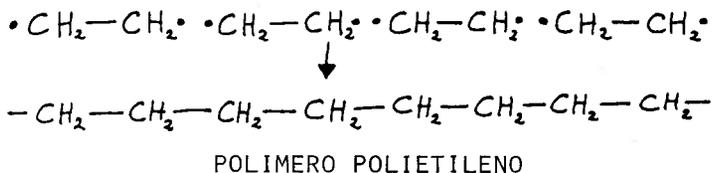
Los hidrocarburos, que contienen dobles enlaces en su molécula se llaman olefínicos, y pueden realizar varias reacciones:

(a) Polimerización

La activación es el primer paso en este tipo de reacciones. Puede ser causada por la luz (especialmente por la radiación ultravioleta), por el calor o por reacciones de aceleración (catálisis).

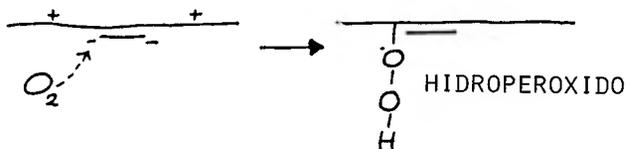


El segundo paso lo realizan varias moléculas activadas que se unen para formar largas cadenas llamadas polímeros.



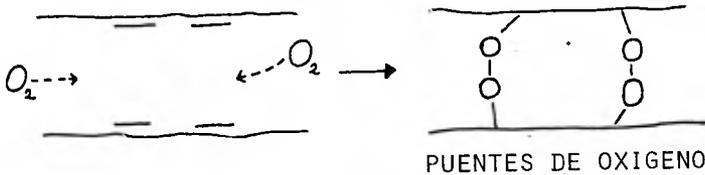
(b) Oxidación

La oxidación de dobles enlaces es incluso más sencilla que la oxidación de carbonos terciarios. El primer paso es siempre la formación de un hidroperóxido en el punto más negativo de la molécula.



Los hidroperóxidos son inestables y pueden romperse o polimerizar como ya se ha explicado.

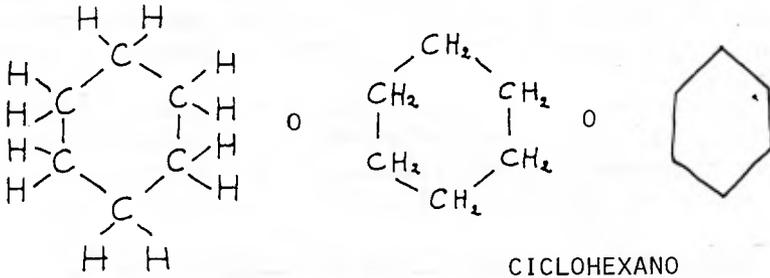
Una reacción especial es la de los dobles enlaces con el oxígeno formando puentes de oxígeno.



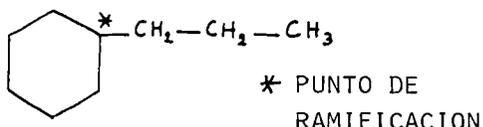
Las moléculas que poseen dos o más enlaces dobles forman fácilmente puentes de oxígeno.

1.3 Anillos. Hidrocarburos nafténicos

Seis átomos de carbono pueden unirse con relativa facilidad y formar un anillo. También pueden formarse anillos con cinco átomos de carbono, pero es muy difícil formar otros anillos de menos carbonos.

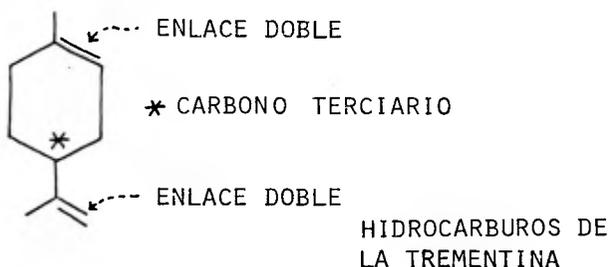


Los anillos de hidrocarburos se llaman nafténicos. Se pueden unir a ellos cadenas laterales.



El punto de ramificación en el anillo, es un carbono terciario.

La trementina está formada por un anillo que contiene cadenas laterales y enlaces dobles.

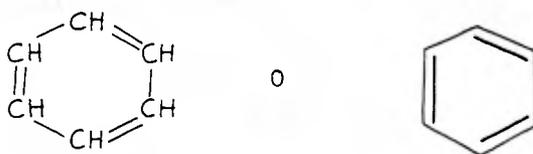


La trementina es, por esta causa, ligeramente polar; los puntos de enlace y los enlaces dobles son ligeramente negativos y por ello, bastante reactivos (pueden polimerizar u oxidarse).

La trementina es un buen disolvente de las resinas frescas naturales. Hoy en día es substituido por una mezcla de hidrocarburos parafínicos y aromáticos, los cuales son más estables. (ver par. 1.6)

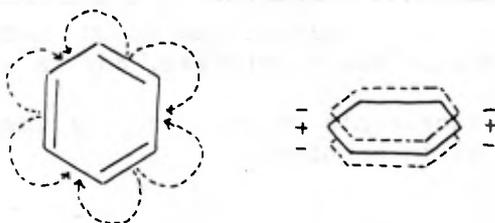
1.4 El anillo del benceno. Hidrocarburos aromáticos

Un anillo de carbono con tres enlaces tiene propiedades especiales. Se llama el anillo bencénico y a todos los hidrocarburos que contienen ese anillo en su molécula se llaman, a su vez, hidrocarburos aromáticos.



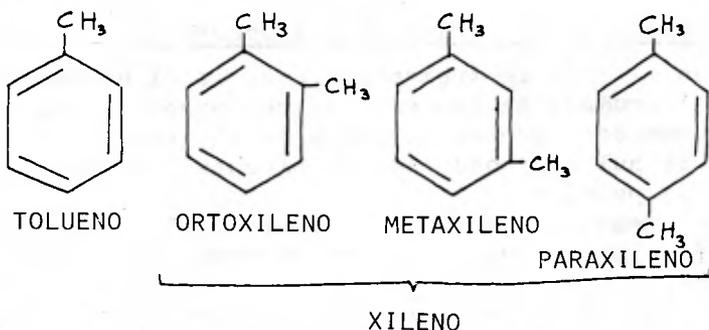
BENCENO

Los dobles enlaces alternados (conjugados) permiten que algunos electrones se desplacen alrededor del anillo. Este desplazamiento tiene lugar por encima o debajo de los átomos de carbono.

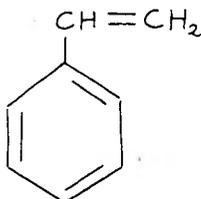


Esta peculiar distribución de los electrones es causa de una ligera polaridad, además de otras propiedades características de los hidrocarburos aromáticos (olor, toxicidad).

El benceno es un disolvente muy útil, y a partir de él, puede formarse otros añadiendo cadenas laterales al anillo.



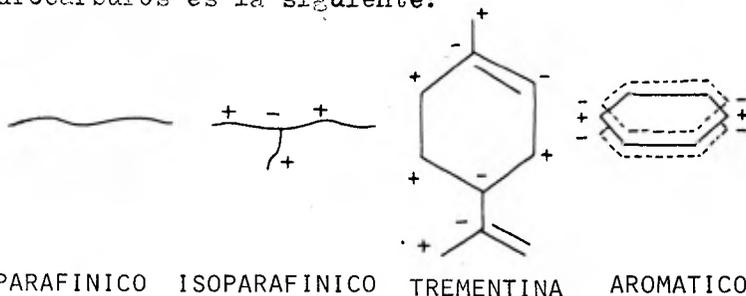
El estireno tiene un doble enlace también en su cadena lateral.



1.5 Polaridad de los disolventes de hidrocarburos

Los hidrocarburos olefínicos no se usan habitualmente como disolventes porque son inestables, con la excepción de la trementina.

El orden de incremento de polaridad de los disolventes de hidrocarburos es la siguiente:



1.6 Disolventes industriales de hidrocarburos

Dejando a parte la trementina (que es el componente líquido del exudado de los árboles resinosos) y los disolventes aromáticos (que se obtienen de la destilación del alquitrán de hulla), todos los disolventes orgánicos se obtienen del petróleo.

Muchas mezclas son comercialmente vendidas y nos cubren todos los grados de polaridad desde los hidrocarburos parafínicos, a los aromáticos.

Una lista de algunos disolventes industriales y su composición se adjunta en la pág. 27.

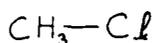
<u>Nombre Comercial</u>	<u>Parafínico</u>	<u>Iso-parafínico</u>	<u>Nafténico</u>	<u>Aromático</u>	<u>Intervalo de Ebullición</u>
	%	%	%	%	°C
Shellsol T (Shell)	100	-	-	-	180-190
Isopar G (Esso)	-	93	7	-	160-175
Shellsol B (Shell)	89	-	11	-	140-160
Shellsol B.8 (Shell)	82	-	10	8	150-190
V. M. & P. N. (Shell)	45	-	42	13	120-135
V. M. & P. N. (Esso)	49	-	40	11	120-135
White Spirit (Esso)	81	-	3	16	180-200
Shellsol E (Shell)	15	-	3	82	160-185
Shellsol A (Shell)	1	-	-	99	160-180
Solvesso. 100 (Esso)	1	-	-	99	155-170

2. Hidrocarburos clorados

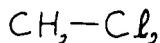
La introducción de cloro en una molécula de hidrocarburo crea una cierta polaridad de tipo seco.



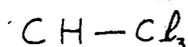
Debido a que la atracción entre las moléculas aumenta con el número de carbonos se usan disolventes de pequeño número de carbonos con el fin de conseguir velocidades de evaporización apropiadas.



CLORURO DE
METILO



CLORURO DE
METILENO

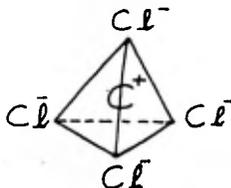


CLOROFORMO

El tetracloruro de carbono es el menos polar de esta serie debido a que su molécula es simétrica y sus dipolos se anulan.



TETRACLORURO DE CARBONO



Otros disolventes clorados derivan de las moléculas del etileno y del etano.



El tricloroetano es menos venenoso que el tricloroetileno y demás disolventes clorados y, por ello, más apropiado para los trabajos de conservación.

Los hidrocarburos clorados no son inflamables.

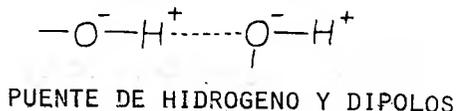
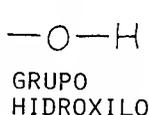
3. Grupos funcionales

Muchos disolventes se hacen por la adición de un grupo de átomos que contienen oxígeno y/o nitrógeno a una molécula de hidrocarburo.

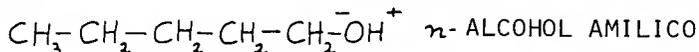
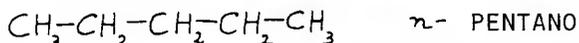
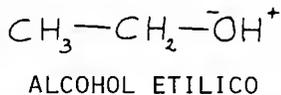
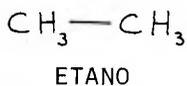
Tales grupos se llaman grupos funcionales y producen modificaciones en la polaridad de la molécula.

3.1 Alcoholes

Los alcoholes contienen un grupo hidróxilo, que está polarizado y puede formar puentes de hidrógeno.



El grupo hidróxilo causa un incremento de la polaridad húmeda.



Cuando la cadena de un hidrocarburo es muy larga, disminuyen la polaridad húmeda y su miscibilidad con el agua.

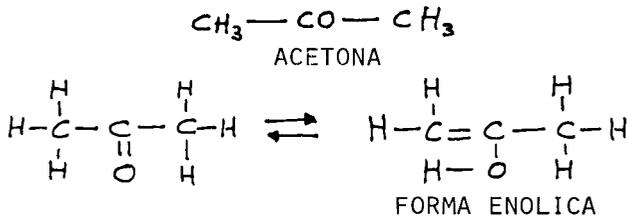
El alcohol etílico es completamente miscible con el agua (en cualquier proporción), mientras que el alcohol amílico se mezcla sólo con una cantidad limitada de agua y viceversa.

3.2 Cetonas

Las cetonas se caracterizan por su grupo carboxílico que es muy polar y provoca un aumento de la polaridad seca.

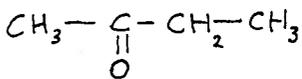


Sin embargo, si un grupo metil o metileno está colocado cerca del grupo carboxílico, la polaridad húmeda aumenta debido a que puede formarse un grupo hidróxilo, mediante intercambio de uniones.

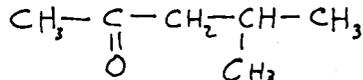


Algunas moléculas de las cetonas se transforman en una estructura que contiene un grupo hidróxilo; a éste se le conoce con el nombre de forma enólica de la cetona. Las flechas indican que la reacción puede ir en cualquier dirección, por lo que la cetona normal podrá volver a formarse a partir de ese enol.

Otras cetonas interesantes son:



METIL-ETIL-CETONA



METIL-ISOBUTIL-CETONA

Estas se evaporan más lentamente que la acetona y son muchas veces más útiles para trabajos de conservación.

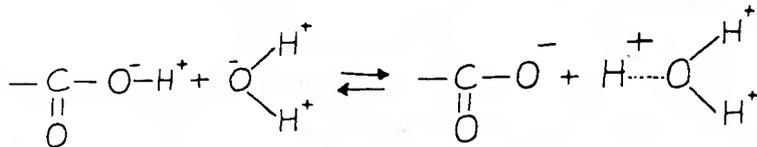
Tienen una cierta polaridad húmeda pues poseen grupos metil y metileno cerca del grupo carboxílico.

3.3 Acidos

Algunos grupos funcionales además de modificar la polaridad también confieren propiedades químicas especiales a la molécula.

El grupo $-\text{COOH}$ se llama grupo ácido.

Puede reaccionar con el agua:



El grupo ácido se ioniza por el agua y proporciona iones H^{+} que se llaman iones hidrógeno.

Como indican las flechas la reacción puede ir en ambos sentidos y los iones pueden recombinarse formando ácido sin disociar.

Solamente un número limitado de iones hidrógeno está presente en las soluciones de agua y un ácido de este tipo (alrededor de un ión hidrógeno por mil moléculas).

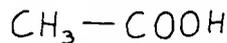
Por definición llamamos ácidos a todas las sustancias que producen iones hidrógeno en contacto con el agua.

Los iones hidrógeno tienen un gusto a limón (al típico gusto del ácido) y es muy activo desde el punto de vista químico. Puede corroer metales disuelve al carbonato cálcico y otras sales y rompe las moléculas de las proteínas, entre otras reacciones.

Los ácidos del tipo COOH se llaman ácidos orgánicos y son ácidos débiles porque proporcionan un pequeño número de iones hidrógeno, cuando los ponemos en contacto con el agua.

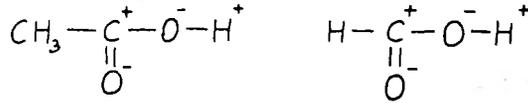


ACIDO FORMICO

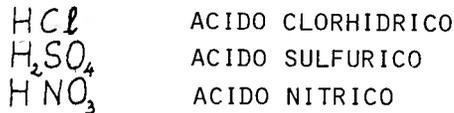


ACIDO ACETICO

En ausencia de agua estos ácidos actúan como disolventes muy polares pues la sección no-polar de la molécula es pequeña y tienen polaridad seca y húmeda.



Existen otros ácidos que no están formados por una molécula de hidrocarburo ni contienen grupos COOH ; se llaman ácidos inorgánicos.



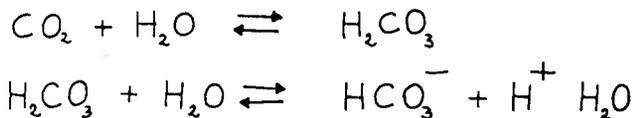
Estos ácidos son fuertes pues producen una gran cantidad de iones hidrógeno.



La reacción de ionización actúa aquí en una sola dirección y se produce un ión hidrógeno por cada molécula de ácido. (El ácido sulfúrico proporciona dos iones hidrógeno por molécula.

Estos ácidos inorgánicos no pueden ser considerados como los disolventes ni en ausencia de agua.

Cuando el anhídrico carbónico se disuelve en agua se forma un ácido muy débil.



Como el anhídrico carbónico está presente en la atmósfera cierta cantidad está siempre disuelta en el agua, esta es la

razón por la que el agua destilada es ligeramente ácida.

3.4 Aminas. Bases

El grupo -NH_2 se llama grupo amina. Puede reaccionar con el agua:



La amina se ioniza por el agua y da algunos iones OH^- , los cuales se llaman iones hidróxilo.

Como indican las flechas, la reacción puede realizarse en ambos sentidos por lo que los iones puede recombinarse para formar otra vez la amina.

Solamente un número limitado de iones hidróxilo está presente en una solución acuosa de una amina, aproximadamente un ión hidroxilo por cada mil moléculas de amina.

Por definición llamamos bases a todas las sustancias que dan iones hidróxilo cuando las ponemos en contacto con el agua.

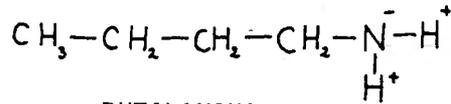
El ión hidróxilo tiene gusto amargo y es muy activo desde el punto de vista químico, puede romper las moléculas de las grasas y neutralizar los ácidos.



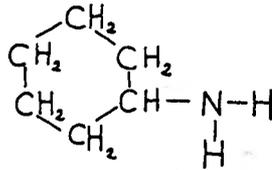
NEUTRALIZACION DE UN ACIDO POR UNA BASE

Las aminas son bases débiles pues forman pocos iones hidróxilos cuando las ponemos en contacto con el agua.

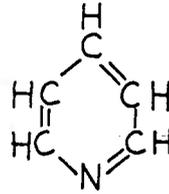
En ausencia de agua las aminas actúan más bien como disolventes polares con la posibilidad de formar puentes de hidrógeno (polaridad seca).



n- BUTILAMINA



CICLOHEXILAMINA



PIRIDINA

El amoniaco es una base muy débil incluso más débil que las aminas. Su basicidad es debida a la reacción de ionización del mismo tipo.



AMONIACO

ION AMONIO ION HIDROXILO

Existen otras bases que ni están formadas por moléculas de hidrocarburos ni contienen grupos amina.

Son las bases inórganicas como:

Na OH HIDROXIDO SODICO(SOSA)

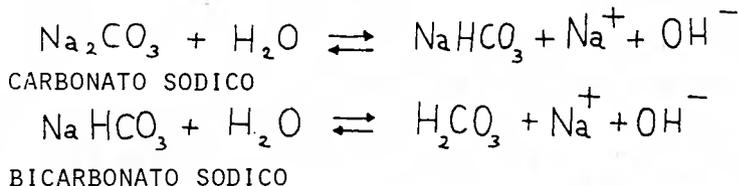
K OH HIDROXIDO POTASICO(POTASA)

Se las conoce como bases fuertes (o álcalis) porque dan una gran cantidad de iones hidróxilo cuando las ponemos en contacto con el agua.



La reacción tiene lugar en un sólo sentido y se forma un ion hidróxilo por cada unidad de hidróxido sódico.

Algunas bases inorgánicas son más débiles que los álcalis.

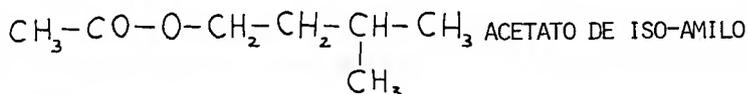
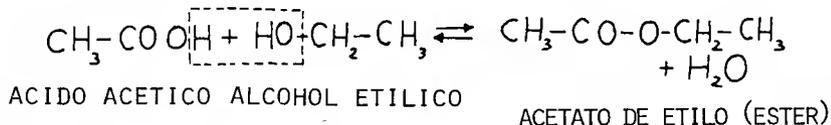


El carbonato sódico (o soda) es una base más débil que el hidróxido sódico (sosa caústica) pues produce muchos menos iones hidróxilo. El bicarbonato sódico es todavía más débil.

El amoníaco y las bases inorgánicas no son consideradas disolventes, a pesar de que se usen en conservación para limpieza, aprovechando para ello su actividad química.

3.5 Esteres y amidas

Los ácidos se combinan con los alcoholes dando ésteres.

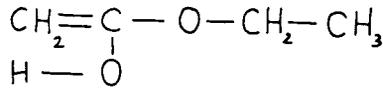


Todos los ésteres contienen el grupo:



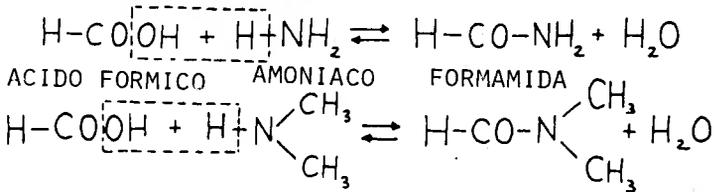
que comunica cierta polaridad seca a la molécula. A pesar de ello se pueden producir puentes de hidrógeno cuando existen grupos metilos o metilenos cerca del grupo carboxílico ya que en este caso se puede formar un grupo enol, igual

que en el caso de las cetonas.



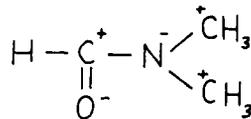
ACETATO DE ETILO EN FORMA ENOLICA

Los ácidos se combinan con el amoníaco o con las aminas formando amidas.



ACIDO FORMICO DIMETILAMINA DIMETILFORMAMIDA

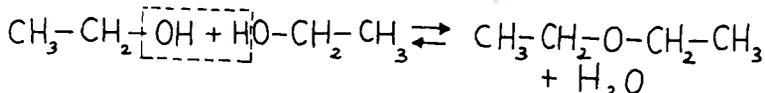
La dimetilformamida es un disolvente que tiene una alta polaridad, principalmente del tipo seco.



Es un buen disolvente para las resinas naturales oxidadas pues ellas también presentan una polaridad del tipo seco.

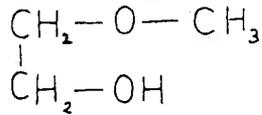
3.6 Eteres

Los éteres se forman por la combinación de dos alcoholes.



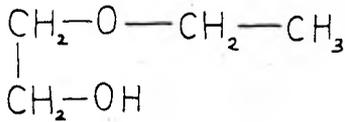
ALCOHOL ETILICO ALCOHOL ETILICO ETER ETILICO

La polaridad del grupo éter es principalmente de tipo seco.



ETILENGLICOL
ETER METILICO
(METIL CELOSOLVE)

o con alcohol etílico.



ETILENGLICOL
ETILETER
(CELOSOLVE)

Los celosolves poseen propiedades especiales de disolución pues tienen tanto polaridad húmeda como seca en sus moléculas.

PARTE TERCERA - SOLUCIONES, EMULSIONES Y USO DE LOS DISOLVENTES

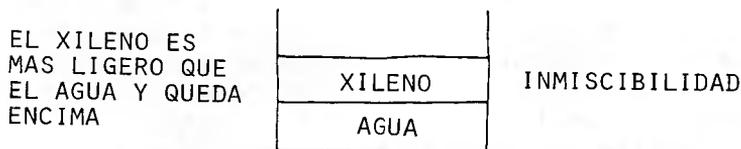
1. Miscibilidad de líquidos

Cuando mezclamos dos líquidos éstos pueden formar una fase simple, en este caso no existe separación entre los dos líquidos. Este es el caso cuando mezclamos agua y alcohol etílico.

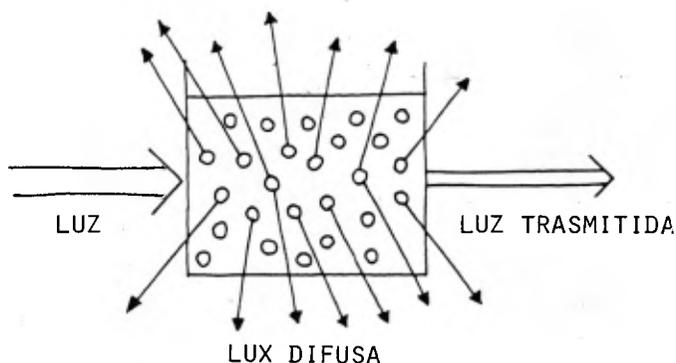
Decimos entonces que tales líquidos son miscibles.



Existen otros casos en que se forman dos fases separadas y la separación entre los dos líquidos es fácilmente visible. Este es el caso del agua y el xileno.



Si agitamos fuertemente las dos capas la separación de las capas se rompe, pero los dos líquidos permanecen separados. Se podrá obtener en este caso una suspensión de pequeñas gotas de xileno en agua o viceversa.



Incluso si las gotas son extremadamente pequeñas se puede apreciar su presencia porque dispersan la luz en todas direcciones.

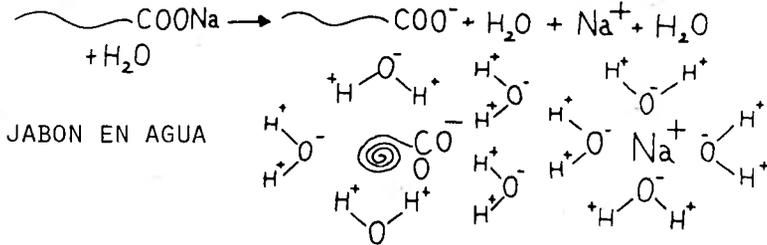
La transparencia del líquido se reduce mucho y adopta una apariencia blanca casi lechosa (debido a que la luz incidente es blanca).

La dispersión no es estable a menos que la estabilicemos por medio de agentes tensoactivos. Tan pronto como termina la acción mecánica (agitación) se vuelven a formar dos capas claras de líquidos.

Las reglas de la miscibilidad son las mismas que las de la solubilidad, es decir: los líquidos de naturaleza similar se mezclan bien, debido a que pueden ejercer fuerzas de atracción mutuas y como ya hemos visto si las condiciones son iguales prevalece el desorden.

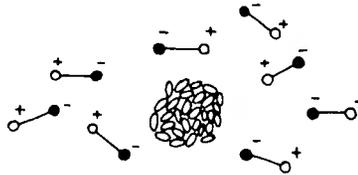
Los líquidos de naturaleza diferente no se mezclan bien pues no pueden ejercer fuerzas de atracción mutua entre sus moléculas, por ello el desorden no prevalece.

En casos intermedios el diagrama terciario de disolventes puede ayudarnos a predecir la miscibilidad o inmiscibilidad de dos líquidos.

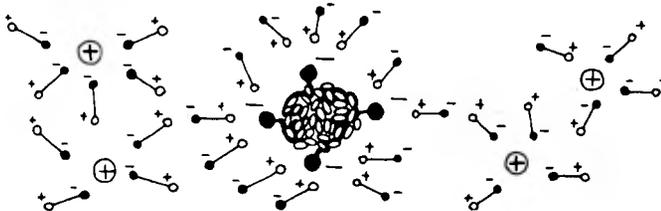


El nombre común de este producto es jabón. La actividad superficial que muestra el jabón es debida al hecho que la cola no-polar puede adherirse a los materiales no-polares mientras que la cabeza polar establecerá puentes de hidrógeno con las moléculas de agua.

Si consideramos **una gota de una substancia no-polar que forma una suspensión inestable en agua,**



veremos que la suspensión puede ser estabilizada por la adición de jabón.



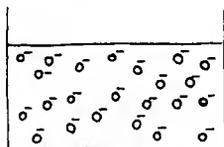
IONES SODICOS EN AGUA

IONES SODICOS EN AGUA

MOLECULAS DE JABON EN
EN UNA GOTTA NO POLAR

En estas condiciones las pequeñas gotas de sustancias no-polares no muestran ninguna tendencia a juntarse, pues todas tienen cargas eléctricas del mismo signo (negativas) y se repelen entre sí.

Una suspensión estabilizada se llama emulsión.

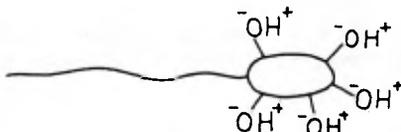


EMULSION
(SUSPENSION
ESTABILIZADA)

Las emulsiones se pueden reconocer fácilmente de las disoluciones ya que son opacas y lechosas (la leche es una emulsión) debido a que dispersan la luz. Las verdaderas disoluciones son transparentes.

La acción de limpieza de los jabones y de los demás agentes tensoactivos todos ellos incluidos en el nombre común de detergentes, es debida a la dispersión en el agua de las partículas de suciedad que son difícilmente solubles.

Los detergentes no iónicos se forman con una cola no-polar, la cual se une a una cabeza polar que contiene varios grupos alcohólicos (OH) u otros grupos capaces de formar puentes de hidrógeno con las moléculas del agua.



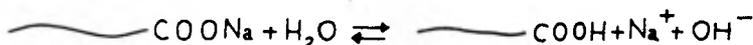
DETERGENTE
NO IONICO

COLA
NO POLAR

CABEZA FORMADORA
DE ENLACES HIDROGENO

Los detergentes no iónicos pueden realizar las mismas funciones que el jabón sin desprender iones sódicos que causan soluciones básicas.

Las sales sódicas de ácidos orgánicos débiles causa una pequeña basicidad (y pueden dañar materiales sensibles a los alcalis) según la reacción:



Esta reacción se llama hidrólisis: hidrólisis básica si se forman iones hidróxilos (como en el caso anterior), hidrólisis ácida si se forman iones hidrógeno.

3. Concentración de soluciones.

Cuando un líquido se mezcla con otra sustancia, o con más de una, obtenemos una disolución. La composición de la disolución la podemos expresar indicando la cantidad de sustancia que se disuelve en una cantidad fija de disolvente. Esto se conoce como la concentración de esa sustancia en el disolvente.

Cuando son sólidos los que disolvemos en líquidos la concentración la expresamos, la mayoría de las veces, como el peso del sólido, en gramos, que se disuelve en 100 ml. de disolvente. Siempre existe una pequeña diferencia entre el volumen de la solución y el del disolvente, pero a pesar de ello la definición que hemos dado antes es la comúnmente aceptada.

EJEMPLO: 10 GRAMOS DE NaCl SE DISUELVEN EN 500 MILILITROS DE AGUA
CONCENTRACION DEL NaCl EN AGUA $\frac{10}{500} = 2\% (w/v)$

La relación peso/volumen nos indica el tipo de unidades que usamos para calcular el tanto por ciento.

Los porcentajes peso/peso o volumen/volumen también se usan, siendo la relación volumen/volumen utilizada para las mezclas de líquidos.

EJEMPLO: LA ACETONA SE DILUYE 1 A 4 CON AGUA, ES DECIR 3 PARTES DE AGUA CON UNA PARTE DE ACETONA

CONCENTRACION DE LA ACETONA $\frac{1}{4} = 25\% (v/v)$

Cuando expresemos concentraciones en porcentajes es importante indicar qué tipo de porcentaje estamos usando (P/V o V/V o P/P), pues los resultados pueden cambiar si pasamos de un tipo de porcentaje a otro.

En Química las concentraciones pueden, también, ser expresadas en moles por litro. Un mol es el número de gramos igual al peso molecular de las sustancias que disolvemos.

EJEMPLO: ACIDO CLORHIDRICO HCl

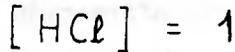
PESO MOLECULAR = 36

1 MOL 36 g.

SOLUCION 1 MOLAR 1MOL/LITRO 36 GRM./LITRO 3.6 GRM./100 ML. 3.6 %

SOLUCION 0.5 MOL 0.5 MOL/LITRO 18 GRM./LITRO 1.8 % (P/V) (P/V)

Una disolución que contenga 1 mol por litro se llama uno molar, sus abreviaciones son 1 mol o 1 m., una disolución que tenga la mitad de concentración será 0,5 molar o 0,5 M.



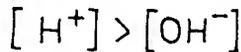
Los paréntesis se usan para indicar concentraciones molares. La ecuación anterior significa que la disolución de ácido clorhídrico tiene una concentración 1 molar.

4. Disoluciones ácidas y básicas. pH

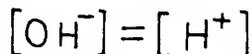
Es siempre muy útil el conocer cuando una disolución en agua es ácida, básica o neutra.

De acuerdo con la definición de ácidos y bases podemos establecer que:

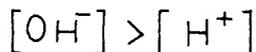
(a) Una disolución es ácida cuando tenga más iones hidrógenos que iones hidróxilo.



(b) Una solución es neutra si contiene tantos iones hidrógeno como iones hidróxilo.



(c) Una solución es básica si contiene más iones hidróxido que iones hidrógeno



Por lo tanto debemos conocer la concentración tanto de los iones H^+ como OH^- .

Pero debido a la existencia de reacciones de neutralización, que actúan en los dos sentidos



el producto de las concentraciones molares de H^+ y OH^- , debe permanecer constante y es igual al número que siempre conocemos. Representamos esta afirmación con los siguientes símbolos:

$$[\text{H}^+] \times [\text{OH}^-] = \text{CONSTANTE}$$

$$\text{CONSTANTE} = 10^{-14}$$

Este número es extremadamente pequeño, teniendo trece ceros después de la coma y antes del uno.

De acuerdo con la ecuación anterior si conocemos H^+ podemos calcular OH^- y viceversa. Normalmente sólo calculamos H^+ para conocer si la disolución es ácida, neutra o básica.

Debido a que H^+ es siempre un número pequeño, con muchos ceros después del punto, realizamos una transformación para simplificarlo.

Si la disolución es neutra:

$$[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] \quad \gamma \quad [\text{H}^+] \times [\text{OH}^-] = 10^{-14}$$

$$[\text{H}^+] = 10^{-7} \quad [\text{OH}^-] = 10^{-7}$$

Para simplificar el número 10^{-7} lo transformamos en su

recíproco 10^7 y este último en su logaritmo 7. Llamamos a este último el pH de la disolución.

$$\text{pH DE UNA SOLUCION NEUTRA} = 7$$

Una solución extremadamente básica puede tener una concentración de iones hidróxilos igual a uno, este sería el caso de la sosa cáustica 1 molar.

De acuerdo con lo dicho:

$$\begin{aligned} \text{SI } [\text{OH}^-] = 1 \quad \text{Y} \quad [\text{H}^+] \times [\text{OH}^-] &= 10^{-14} \\ [\text{H}^+] \times 1 = 10^{-14} \quad [\text{H}^+] &= 10^{-14} \\ \text{RECÍPROCO} = 10^{14} \quad \text{LOGARITMO} &= 14 \quad \text{pH} = 14 \end{aligned}$$

$$\text{pH DE UNA SOLUCION MUY BASICA} = 14$$

Una solución muy ácida puede tener una concentración de iones hidrógenos igual a 0,1, este sería el caso del ácido clorhídrico 0,1 molar.

En tal caso:

$$\begin{aligned} [\text{H}^+] = 0.1 = 10^{-1} \quad \text{Y} \quad [\text{H}^+] \times [\text{OH}^-] &= 10^{-14} \\ [\text{OH}^-] = 10^{-13} \quad [\text{H}^+] &= 10^{-1} \\ \text{RECÍPROCO} = 10^1 \quad \text{LOGARITMO} &= 1 \quad \text{pH} = 1 \end{aligned}$$

$$\text{pH DE UNA SOLUCION MUY ACIDA} = 1$$

En el caso de concentraciones de iones hidrógeno igual a 1, como sería el caso del ácido clorhídrico 1 molar, el pH no sería en este caso, 1 sino 0 debido a:

$$[H^+] = 1 = 10^0 \text{ RECIPROCO} = 10^0 \text{ LOGARITMO} = 0$$

pH DE UNA SOLUCION MUY ACIDA = 0

los valores del pH se miden por medio de indicadores, que son colorantes que cambian de color a un determinado pH (como el té cuando le añadimos limón).

El pH puede ser también medido por medio de electricidad usando para ello los aparatos conocidos como pH-metros.

5. Uso de disolventes. Velocidad de evaporación

Un disolvente debe tener una velocidad de evaporación adecuada para lo que lo vamos a necesitar.

En limpieza de pinturas, si el disolvente se evapera demasiado rápido como es el caso de la acetona, es muy difícil el reblandecer adecuadamente las capas oxidadas de los barnices y disolverlos antes de que el disolvente desaparezca. Si la evaporación es demasiado lenta, el disolvente permanecerá en contacto con la capa de pintura original mucho tiempo y la reblandecerá. En tales condiciones la capa de pintura puede ser fácilmente dañada por cualquier acción mecánica.

Otro efecto desfavorable de los disolventes que se evaporan lentamente es que la superficie ablandada adhiere rápidamente el polvo, manchándose de esta manera.

La glicerina y la trietanolamina, son ejemplos de disolventes con una velocidad de evaporación muy lenta.

Cuando usamos un disolvente como vehículo de un adhesivo para consolidar un objeto por impregnación, una velocidad de evaporación muy alta puede inhibir la penetración del consolidante, mientras que una baja evaporación dejará al objeto con mordiente durante un largo período de tiempo.

Si conocemos la presión de vapor del disolvente a temperatura ambiente podemos, fácilmente calcular su velocidad de evaporación. Se mide en milímetros de mercurio, se escribe mm. Hg (debemos recordar que los líquidos hierven cuando su presión de vapor es igual a una atmósfera y que una atmósfera es igual a 760 mm. Hg.)

Los disolventes que poseen una presión de vapor entre 2 y 5 mm. Hg a temperatura ambiente son los que **mejor se ajustan a los trabajos de conservación.**

Una clase más amplia de 1 a 20 mm. Hg pueden ser también aceptados como especificación general de conservación.

En algunos casos, la presión de vapor a temperatura ambiente de algunos disolventes no es posible de obtenerla (ver tabla de disolventes, anexa al texto). En estos casos puede ser muy útil el utilizar el punto de ebullición.

Los disolventes orgánicos con puntos de ebullición entre 130° C y 170° C son los que mejor se ajustan a los trabajos de conservación.

Las cifras de punto de ebullición pueden ser más bajas para disolventes polares, pues la presión de vapor decrece bruscamente con la temperatura.

El agua cuyo punto de ebullición es de 100° C es un disolvente muy aceptable, mientras que el alcohol etílico con 78° C es demasiado rápido, pero aún útil.

6. Peligros de los disolventes. Toxicidad e inflamabilidad

Casi todos los disolventes son tóxicos y causan envenenamientos si existe una prolongada exposición a sus vapores.

La peligrosidad de un disolvente se evalúa teniendo en cuenta su concentración máxima permitida en el aire, por las regulaciones de salud, en exposiciones continuadas de los trabajadores de la industria química.

La concentración se expresa en partes por millón (p.p.m.).

Es muy difícil dar concentraciones máximas permitidas para cada disolvente pues son muy variables y además cada día se descubren que los mínimos tolerados hasta hoy, son demasiado altos pues se están descubriendo efectos secundarios desconocidos en muchos disolventes. Como regla general, hay que ser cuidadosos y no exponerse nunca a concentraciones siquiera bajas de vapores de disolventes.

Para ello se deberá trabajar siempre en lugares muy aireados o con campanas extractoras y reducir el tiempo de exposición al mínimo.

Se deberá tener un especial cuidado cuando se realicen limpiezas de pinturas en maniobras que envuelvan un largo período de exposición.

De la misma manera se extremarán las precauciones cuando se trabajen con disolventes inflamables.

La inflamabilidad se calcula midiendo el punto de inflamación de los disolventes.

El punto de inflamación es la temperatura por encima de la cual una mezcla de vapores de disolventes y aire puede ser prendida por una llama o por una chispa.

Si el punto de inflamación está por debajo de la temperatura ambiente o muy poco por encima deberemos tomar grandes precauciones contra el fuego, especialmente si usamos gran cantidad de disolvente.

Las reglas de seguridad de transporte consideran un gran riesgo a todos los líquidos que tengan un punto de inflamación inferior a 37° C.

Se ha constatado que los incendios empiezan casi siempre en la fase vapor y no en la líquida. Cuando usamos un disolvente volátil y el aire se satura con los vapores del disolvente puede la mezcla encenderse por una chispa (un interruptor eléctrico) o un cigarrillo, aun manteniéndose apartado de la fuente de líquido inflamable.

7. Mezcla de disolventes

En trabajos de conservación se usan muy a menudo mezclas de disolventes. Las propiedades de solubilidad de tales mezclas se medirán siempre y cuando conozcamos los tres parámetros de solubilidad de cada uno de los componentes.

Los parámetros de la mezcla se obtienen multiplicando los parámetros de cada componente por su concentración en la mezcla y sumando los resultados. Para una mayor precisión usamos los porcentajes molares, es decir, número de moles por 100 moles de mezcla. Pero en ciertos casos debido a la falta de exactitud de los mismos parámetros se usan las concentraciones volumen-volumen o peso-peso.

Como ejemplo calcularemos los parámetros de una mezcla de metiliso butilcetona (30% v/v), metilcelosolve (30% v/v) y dimetilformamida (45% v/v).

PARAMETROS

	N	D	H
M.I.K.	58	22	20
METIL CELOSOLVE	39	22	39
DIMETIL FORMAMIDA	41	32	27

PARAMETROS MULTIPLICADOS POR CONCENTRACIONES

	N	D	H
M.I.K (30%)	$58 \times \frac{30}{100}$	$22 \times \frac{30}{100}$	$20 \times \frac{30}{100}$
METIL CELOSOLVE (30%)	$39 \times \frac{30}{100}$	$22 \times \frac{30}{100}$	$39 \times \frac{30}{100}$
DIMETIL FORMAMIDA (40%)	$41 \times \frac{40}{100}$	$32 \times \frac{40}{100}$	$27 \times \frac{40}{100}$

PARAMETROS DE LA MEZCLA

	N	D	H
M.I.K:	17.4	6.6	6.0
METIL CELOSOLVE	11.7	6.6	11.7
DIMETIL FORMAMIDA	16.4	12.8	10.8
	<u>45.5</u>	<u>26.0</u>	<u>28.5 = 100</u>

De esta manera, la mezcla puede ser colocada en el diagrama ternario y podremos evaluar su comportamiento frente a los sólidos, cuya área de solubilidad conozcamos.

Si añadimos componentes ácidos o básicos o agua, las propiedades de disolución de la mezcla no pueden ser evaluadas teniendo en cuenta sólo los parámetros de solubilidad sino que deberemos introducir correcciones debidas a las reacciones de los iones hidrógeno o hidróxilo.

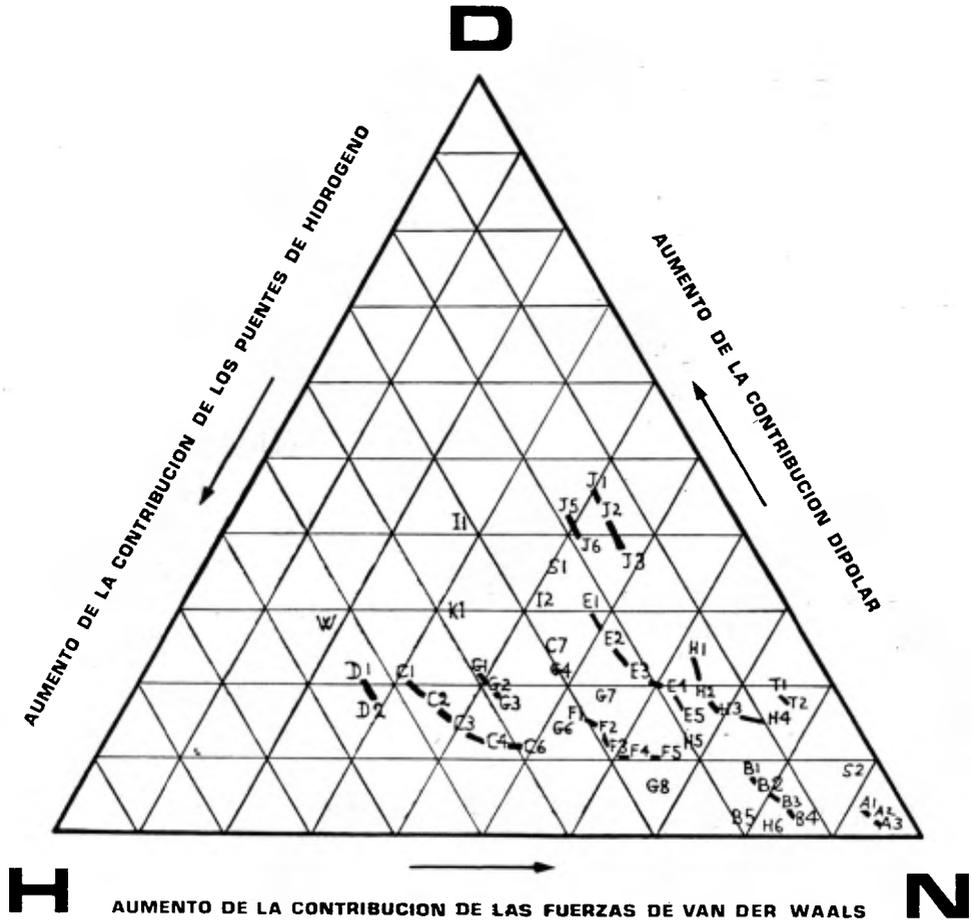


DIAGRAMA DE DISOLVENTES

Extracto de "Predicting Resin Solubilities" de J.P. Teas, publicado por Ashland Company, Columbus, Ohio. Ver también la Tabla Disolventes en las páginas siguientes.

En el diagrama y en la Tabla de Disolventes:

- N = Fuerzas de dispersión (No-polar)
- D = Dipolos permanentes
- H = Enlace de hidrógeno

TABLA DE DISOLVENTES

símbolo en el diagrama	nombre	P. E. °C	presión vapor		gravedad específica	toxicidad ppm	punto ignición °C	parámetros solubilidad			otros nombres
			mmhg	°C				N	D	H	
<u>Hidrocarburos alifáticos</u>											
A 1	Petróleos	150-196	14	50	0,77	500	38	90	4	6	white spirit
A 2	V.M. & P. nafta	118-139	-	-	0,75	470	12	94	3	3	
A 3	Aceite mineral inodoro	181-200	-	-	0,76	-	54	98	1	1	disolvente inodoro
-	n-heptano	99	40	22	0,68	400	-4	100	0	0	
<u>Hidrocarburos aromáticos</u>											
B 1	Benceno	80	74,6	20	0,88	10	-11	78	8	14	
B 2	Tolueno	110	22	20	0,86	100	4	80	7	13	
B 3	Xileno	138-140	10	30	0,87	100	17	83	5	12	
B 4	Etil benceno	136	10	25	0,86	100	15	87	3	10	
B 5	Estireno	146	6,5	25	0,91	100	31	78	4	18	
<u>Hidrocarburos cíclicos</u>											
T 1	Dipenteno	175	2	20	0,84	100	41	75	20	5	
T 2	Trementina	154-170	4	20	0,85-0,87	100	34	77	18	5	
-	Ciclohexano	81	77	20	0,78	300	-20	94	2	4	

símbolo en el diagrama	nombre	P. E. °C	presión vapor		gravedad específica	toxicidad ppm	punto ignición °C	parámetros solubilidad			otros nombres
			mmhg	°C				N	D	H	
<u>Alcoholes</u>											
C 1	Alcohol metílico	65	95	20	0,79	200	10	30	22	48	metanol
C 2	Alcohol etílico	78	40	20	0,79	1000	12	36	18	46	etanol
C 3	Alcohol propílico	97	21	25	0,80	200	25	40	16	44	propanol
-	Alcohol isopropílico	82	33	20	0,79	400	12	-	-	-	isopropanol
C 4	Alcohol butílico	117	5,5	20	0,81	50	24	43	15	42	butanol
-	Alcohol butílico secundario	99	12	20	0,81	50	23	-	-	-	sec-butanol
-	Alcohol isobutílico	108	9	20	0,80	100	37	-	-	-	isobutanol
-	Alcohol butílico terciario	82	42	25	0,78	100	11	-	-	-	tert-butanol
-	Alcohol n-amilo	138	1	13	0,82	100	37	46	13	41	
C 8	Ciclohexanol	161	1	20	0,95	50	67	50	12	38	
D 1	Glicerol	290	0,0025	30	1,26	-	175	25	23	52	glicerina
D 2	Etilenglicol	198	0,06	20	1,11	100	115	30	18	52	glicol
-	Etilen-clorohidrina	128	4,9	20	1,20	1	60	-	-	-	2-cloro etanol
	CH ₂ Cl - CH ₂ OH										
C 7	Alcohol diacetona	168	1	20	0,93	50	65	45	24	31	
	(CH ₃) ₂ -C(OH)-CH ₂ -CO-CH ₃										
-	Metil isobutil carbinol	132	3	20	0,81	25	54	50	10	40	4-metil, 2-pentanol
W	<u>Agua</u>	100	17	20	1,00	no tóxico	no inflamable	18	28	54	

símbolo en el diagrama	nombre	P. E. °C	presión vapor		gravedad específica	toxicidad ppm	punto ignición °C	parámetros solubilidad			otros nombres
			mmhg	°C				N	D	H	
<u>Cetonas</u>											
E 1	Acetona	56	178	20	0,79	1000	-19	47	32	21	
E 2	Etil metil cetona	80	77	20	0,81	200	-6	53	26	21	
-	Metil n-propil cetona	102	16	20	0,81	200	7	-	-	-	
E 3	Isobutil metil cetona	117	7,5	25	0,80	100	17	58	22	20	
-	Oxido mesitílico	129	9	20	0,86	25	32	55	24	21	
E 4	Isoamil metil cetona	144	-	-	0,82	-	-	62	20	18	5-metil, 2-hexanona
E 5	Di-isobutil cetona	168	1,7	20	0,81	50	49	67	16	17	2,6-dimetil, 4-heptanona
E 6	Ciclohexanona	156	4,5	25	0,95	50	44	55	28	17	
<u>Esteres</u>											
F 1	Acetato de etilo	77	73	20	0,90	400	-4	51	18	31	
F 2	Acetato de propilo	102	35	25	0,89	200	14	57	15	28	
F 3	Acetato de butilo	126	10	20	0,88	150	27	60	13	27	
F 4	Isobutirato de isobutilo	147	10	38	0,86	-	49	63	12	25	
F 5	Acetato de amilo	149	5	25	0,88	100	25	60	12	28	
-	Acetato de isoamilo	143	6	25	0,88	100	23	60	12	28	
<u>Eteres</u>											
-	Eter etilico	35	439	20	0,71	400	-45	-	-	-	eter
G 1	Metil celosolve	125	6	20	0,97	25	46	39	22	39	
G 2	Etil celosolve	135	4	20	0,93	100	40	42	20	38	celosolve
G 3	Butil celosolve	171	0,6	20	0,90	50	60	46	18	36	
G 4	Eter etilico de dietileno glicol	202	0,13	20	0,99	-	96	48	23	29	carbítol
	CH ₃ -CH ₂ -O-CH ₂ -CH ₂ -O-CH ₂ -CH ₂ -OH										

símbolo en el diagrama	nombre	P. E.		presión vapor		gravedad específica	toxicidad ppm	punto ignición °C	parámetros solubilidad			otros nombres
		°C		mmhg	°C				N	D	H	
<u>Eteres (cont.)</u>												
G 6	Acetato de celosolve $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-O-CH}_2\text{-CH}_2\text{-O-CO-CH}_3$	156	1	20	0,97	100	47	51	15	34		
G 7	Tetrahidro furano	65	114	15	0,89	200	-17	55	19	26		
G 8	Dioxano	101	37	25	1,03	100	11	67	7	26		
<u>Disolventes clorhídricos</u>												
H 1	Cloruro de metileno	40	440	25	1,33	100	n.i.*	62	26	12	dicloro-metano	
H 2	Cloruro de etileno	89	78	20	1,26	50	13	67	19	14	1,2 didoro-etano	
H 3	Tricloro-etano	74	100	20	1,34	350	n.i.*	70	19	11	clorotenoglenceno	
H 4	Clorobenceno	132	10	22	1,11	75	29	75	17	18		
H 5	Tricloro-etileno	87	58	20	1,46	100	n.i.*	68	12	20	trielina	
-	Cloroformo	61	160	20	1,49	25	n.i.*	67	12	21	tricloro-metano	
H 6	Tetracloruro de carbono	77	91	20	1,59	10	n.i.*	85	2	13		
<u>Conjuntos de Nitrógeno</u>												
I 1	Formamida	211	-	-	1,13	-	154	28	42	30		
I 2	Dimetil formamida	153	4	25	0,94	10	67	41	32	27		
J 1	Nitrometano	101	28	20	1,13	100	35	40	47	13		
J 2	Nitroetano	115	16	20	1,05	100	28	44	43	13		
J 3	Nitropropano	132	7	20	1,00	25	49	50	37	13		
J 5	Acetonitrilo	80	100	27	0,79	40 ⁺	6	39	45	16	cianuro de metilo	
J 6	Butironitrilo	118	-	-	0,80	-	-	46	38	16	cianuro de propilo	

* no inflamable

+ líquido muy tóxico

símbolo en el diagrama	nombre	P. E.	presión	gravedad	toxicidad	punto	parámetros			otros nombres
		°C	vapor mmhg °C	específica	ppm	ignición °C	N	D	H	
<u>Bases</u>										
-	N-butilamina	78	- -	0,76	5	-12	59	14	27	
-	Cicloexil amina	134	15 30	0,87	10	32	65	11	24	
-	Piridina	115	20 25	0,98	5	20	56	26	18	
K 1	Etanol amina NH ₂ -CH ₂ -CH ₂ -OH	171	6 60	1,02	3	93	32	29	40	monoetanol- amina
-	Trietanol amina	360	- -	1,13	-	179	-	-	-	
<u>Acidos</u>										
-	Acido formico	101	40 24	1,23	5	69	-	-	-	
-	Acido acético	118	11 20	1,05	10	40	-	-	-	
<u>Conjuntos de sulfuro</u>										
S 1	Dimetil sulfóxido CH ₃ -SO-CH ₃	100dec	0,37 20	1,10	-	95	41	36	23	
S 2	Disulfuro de carbono	46	360 20	1,27	20	-30	88	8	4	

PARAMETROS DE SOLUBILIDAD
DE ALGUNOS POLIMEROS Y RESINAS

	N	D	H
Poli-metil-metacrilato	51	27	22
Poli-etil-acrilato (Lucite 2042)	55	32	13
Poli-vinil-acetato (Mowilith 50)	51	27	22
Poli-vinil-butílico (Butvar B 76)	46	24	30
Cloruro de poli-vinilo (Vipla KR)	54	26	20
Resina epoxi, antes de endurecer (Epikote 1001)	44	28	28
Poliestireno (Polystyrene LG)	63	22	15
Poliamida (Versamide 930)	56	5	39
Hidrocarburo (Piccopale 110)	72	13	15
Nitro-celulosa	38	38	24
Etil-celulosa	47	28	25
Resina-urea formaldehído	48	20	32
Ester de colofonia (Cellolyn 102)	57	19	24

BIBLIOGRAFIA

- * ALLIANCE OF AMERICA INSURERS. *Handbook of Organic Industrial Solvents*. Chicago, Ill., 1980
- * BROWNING, E. *Toxicity and Metabolism of Industrial Solvents*. Elsevier, Amsterdam, 1965
- CROWLEY, J.D.; TEAGUE, G.S.; LOWE, J.E. A Three-dimensional Approach to Solubility. *Journal of Paint Technology*, Vol. 38, No. 496. Kingsport, Tenn., mayo 1966, 269-280.
- * FELLER, R.L.; STOLOW, N.; JONES, E.H. *On Picture Varnishes and their Solvents*. Segunda edición revisada y ampliada. Press of Case Western Reserve University, Cleveland, Ohio, 1971.
- * GETTENS, R.J.; STOUT, G.L. *Painting Materials - A Short Encyclopaedia*. Dover, Nueva York, 1966.
- HILDEBRAND, J.H.; SCOTT, R.L. *The Solubilities of Nonelectrolytes*. Tercera edición. Dover, Nueva York, 1964.
- MARSDEN, C. *Solvents Guide*. Segunda edición. Cleaver-Hume Press, Londres, 1963.
- MELLAN, I. *Industrial Solvents Handbook*. Noyes Data Corporation, Park Ridge, N.J., 1970.
- * MUIR, G.D., ed. *Hazards in the Chemical Laboratory*. Segunda edición. The Chemical Society, Londres, 1977.
- * SAX, N. I. *Dangerous Properties of Industrial Materials*. Chapman & Hill, Londres, 1966.
- TEAS, J.P. Graphic Analysis of Resin Solubilities. *Journal of Paint Technology*, Vol. 40, no. 516. Hudson, Ohio, enero 1968, 19-25.
- * ———. *Predicting Resin Solubilities*. Ashland Chemical Company, (Box 2219), Columbus, Ohio 43216, s.d.

* Recomendados para estudio y/o consultación frecuente

