

ntegrando.

C U R S O S A C A D É M I C O S

Capítulo 10

Fuerzas intermoleculares

Temario del capítulo 10

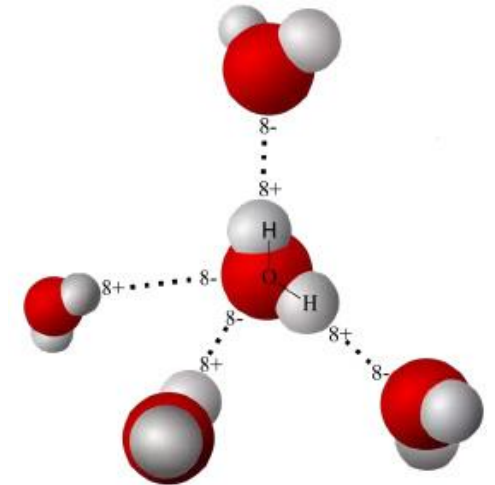
- 10.1 Fuerzas intermoleculares en sólidos y líquidos
- 10.2 Fuerzas dipolo-dipolo
- 10.3 Fuerzas ion-dipolo
- 10.4 Fuerzas de dispersión
- 10.5 El enlace de hidrógeno
- 10.6 Tensión superficial
- 10.7 Viscosidad

10.1 Fuerzas inter. en sólidos y líquidos

Las fuerzas intermoleculares son **fuerzas de atracción** entre las moléculas. Estas fuerzas son las responsables del comportamiento no ideal de los gases. Ejercen aún más influencia en los líquidos y los sólidos.

A medida que desciende la temperatura de un gas disminuye la **energía cinética** promedio de sus moléculas. Así, a una temperatura suficientemente baja, las moléculas ya no tienen la energía necesaria para liberarse de la atracción de las moléculas vecinas.

En este momento las moléculas se agregan y forman pequeñas gotas de líquido (condensación).



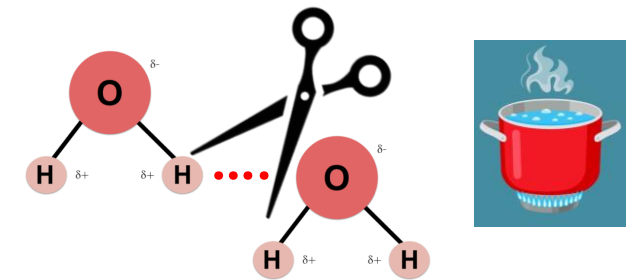
10.1 Fuerzas inter. en sólidos y líquidos

A diferencia de las fuerzas intermoleculares, las fuerzas intramoleculares mantienen juntos los átomos de una molécula.

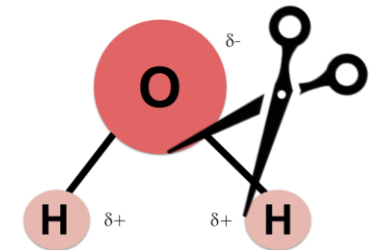
Estas fuerzas estabilizan las **moléculas individuales**, en tanto que las fuerzas intermoleculares son las principales responsables de las **propiedades macroscópicas** de la materia por ejemplo, **punto de fusión y punto de ebullición**.

Las fuerzas intermoleculares suelen ser más débiles que las intramoleculares; por ello, se necesita menos energía para evaporar un líquido que para romper los enlaces de sus moléculas.

1 mol / 41 kJ de energía



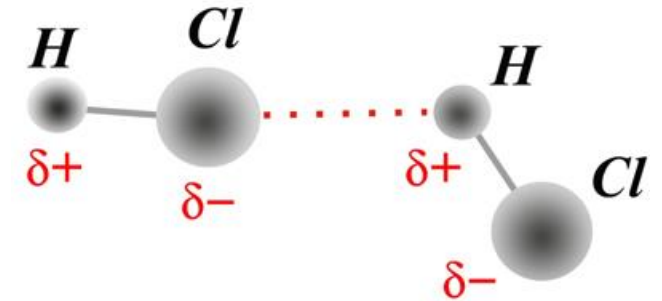
1 mol / 930 kJ de energía



10.1 Fuerzas inter. en sólidos y líquidos

Para comprender las propiedades de la materia condensada es necesario entender los diferentes tipos de fuerzas intermoleculares.

Las fuerzas dipolo-dipolo, dipolo-dipolo inducido y las fuerzas de dispersión integran lo que los químicos denominan fuerzas de **van der Waals**, nombradas así en reconocimiento al físico holandés Johannes van der Waals. Los iones y dipolos se atraen entre sí mediante fuerzas electrostáticas conocidas como fuerzas ion-dipolo, que no son fuerzas de van der Waals



10.2 Fuerzas dipolo-dipolo

Son las fuerzas de atracción entre **moléculas polares**, es decir, entre moléculas que poseen momentos dipolares. Su origen es **electrostático** y se pueden entender en función de la **ley de Coulomb**.

A mayor **momento dipolar** mayor será la **fuerza**. La figura 11.1 muestra la orientación de moléculas polares en un sólido. En los líquidos, las moléculas polares no están unidas de manera tan rígida como en un sólido, pero tienden a alinearse de tal manera que, en promedio, las interacciones de atracción son máximas.

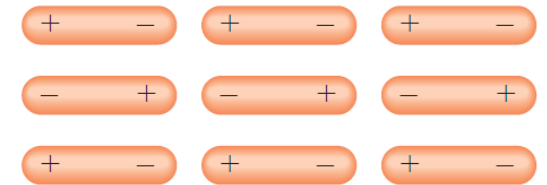
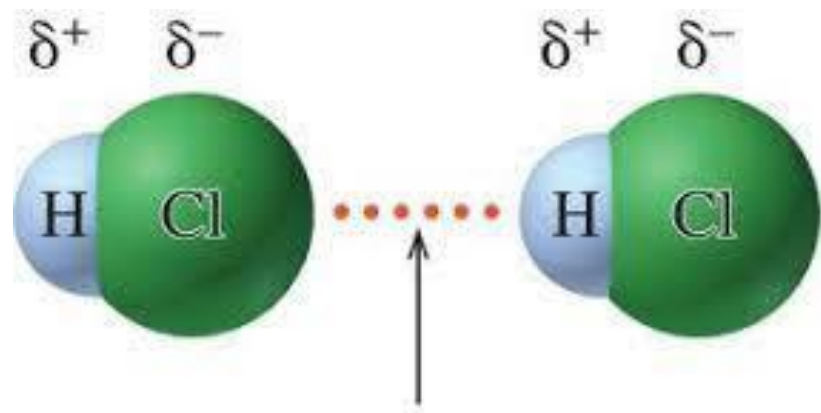


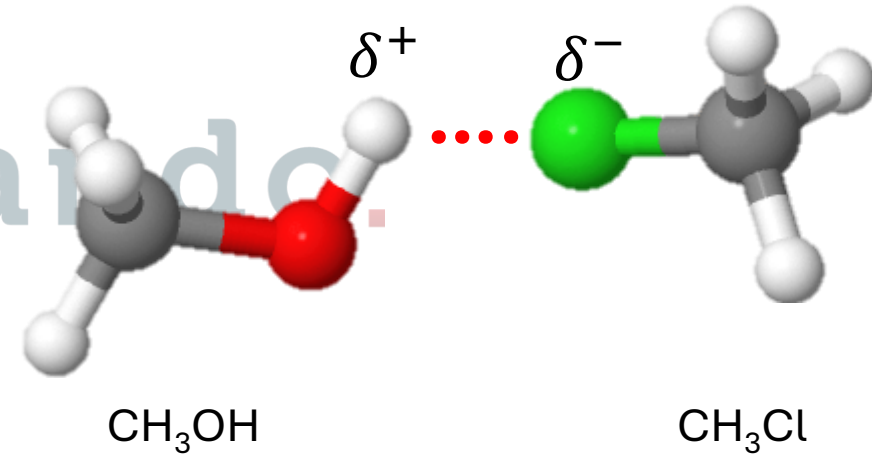
Figura 11.1 Las moléculas que tienen un momento dipolar permanente tienden a alinearse con las polaridades opuestas en la fase sólida para lograr la atracción máxima interactiva.

10.2 Fuerzas dipolo-dipolo



Fuerza dipolo-dipolo

Integrando.



10.3 Fuerzas ion-dipolo

La ley de Coulomb también explica las fuerzas ion-dipolo, las cuales atraen entre sí un **ion** (catión o anión) y una **molécula polar**. La intensidad de esta interacción depende de la **carga y el tamaño del ion**, así como de la **magnitud del momento dipolar** y el **tamaño de la molécula**.

Las cargas en los cationes están más concentradas porque estos iones suelen ser más pequeños que los aniones. En consecuencia, con una carga de igual magnitud, un catión experimenta una interacción más fuerte con los dipolos que un anión.

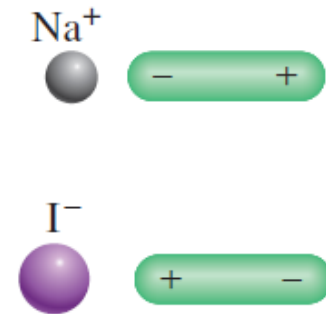


Figura 11.2 Dos tipos de interacción ion-dipolo.

10.3 Fuerzas ion-dipolo

La **hidratación**, es un ejemplo de interacción ion-dipolo. El calor de hidratación es el resultado de la interacción favorable entre los cationes y los aniones de un compuesto **iónico** con el agua.

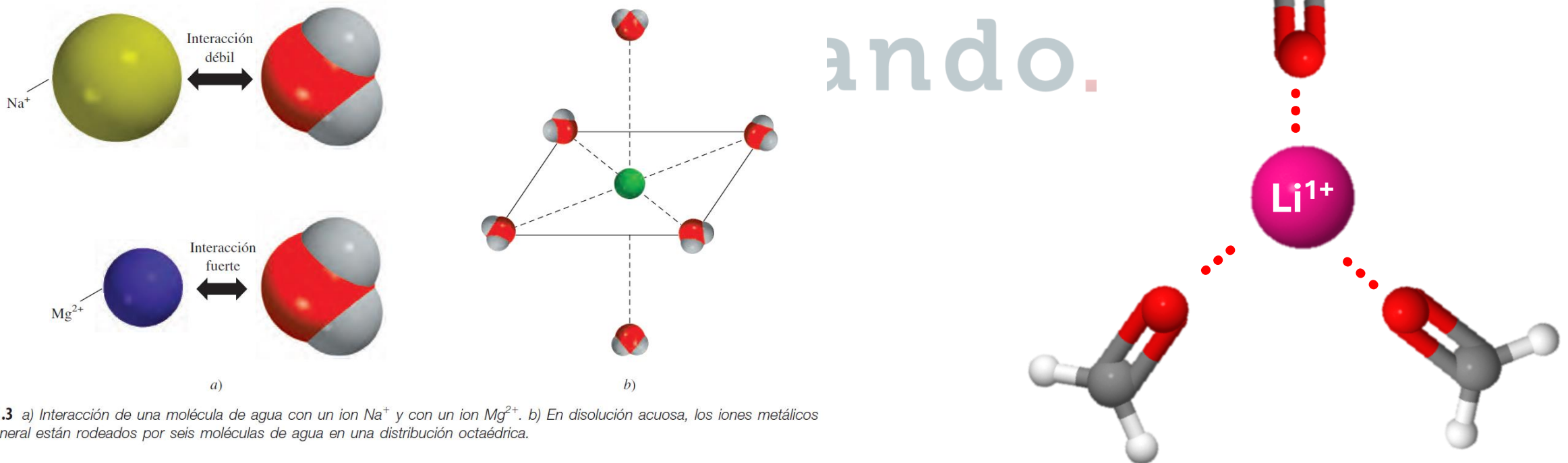


Figura 11.3 a) Interacción de una molécula de agua con un ion Na^+ y con un ion Mg^{2+} . b) En disolución acuosa, los iones metálicos por lo general están rodeados por seis moléculas de agua en una distribución octaédrica.

10.4 Fuerzas de dispersión (London)

¿Qué fuerzas de atracción se establecen entre las sustancias no polares?

Si un ion o una molécula polar se acerca a un átomo (o una molécula no polar), la **distribución electrónica** del átomo (o molécula) **se distorsiona** por la fuerza que ejerce el ion o la molécula polar, dando lugar a una clase de **dipolo**.

Se dice que el dipolo del átomo (o molécula no polar) es un **dipolo inducido** porque la separación de sus cargas positiva y negativa se debe a la proximidad de un ion o una molécula polar.

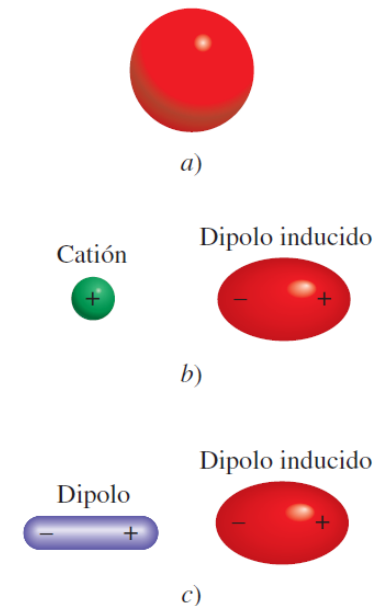


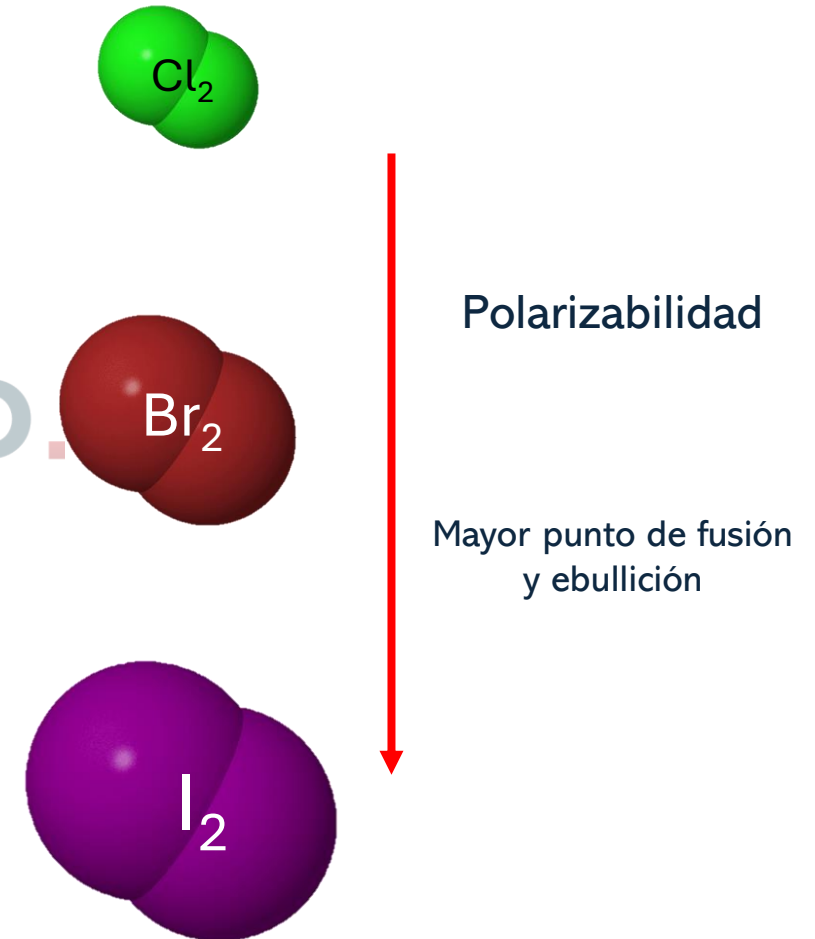
Figura 11.4 a) Distribución esférica de la carga en un átomo de helio. b) Distorsión ocasionada por el acercamiento de un catión. c) Distorsión ocasionada por el acercamiento de un dipolo.

10.4 Fuerzas de dispersión (London)

La interacción atractiva entre un ion y el dipolo inducido se conoce como interacción **ion-dipolo inducido**, en tanto que la atracción entre una molécula polar y el dipolo inducido se conoce como interacción **dipolo-dipolo inducido**.

La probabilidad de inducir un **momento dipolar** depende no sólo de la carga del ion o de la fuerza del dipolo, sino también de la **polarizabilidad** del átomo o molécula, es decir, de qué tan **fácil se distorsiona la distribución electrónica** del átomo (o molécula).

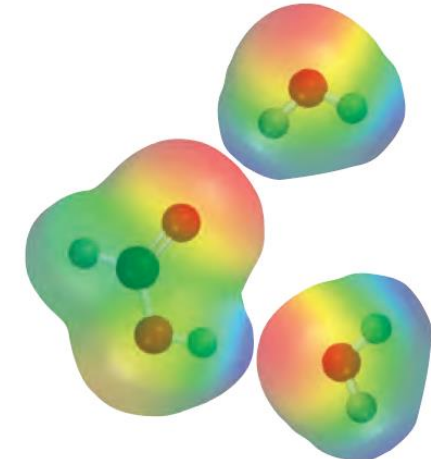
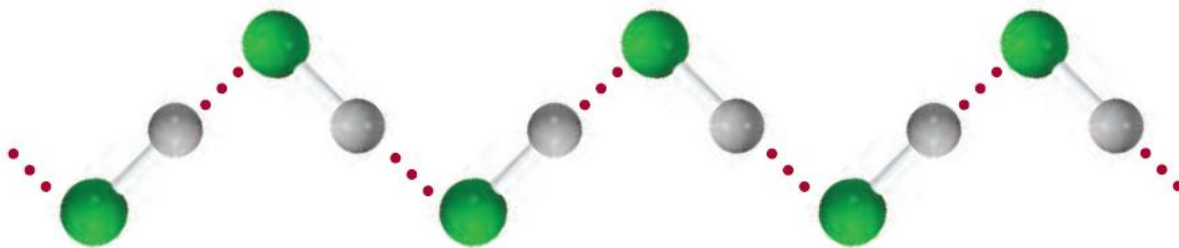
En general, un átomo o molécula tiende a ser más polarizable a medida que aumenta el número de electrones y se hace más difusa la nube electrónica.



10.5 El enlace de hidrógeno

La energía promedio de un enlace de hidrógeno es demasiado grande para una interacción dipolo-dipolo (más de 40 kJ/mol). Por esta razón, los enlaces de hidrógeno tienen un **fuerte efecto en la estructura y propiedades** de muchos compuestos.

La fuerza de un enlace de hidrógeno es determinada por la interacción coulombica entre **el par libre de electrones** del átomo electronegativo y **el núcleo de hidrógeno**.



El HCOOH forma enlaces de hidrógeno con dos moléculas de H₂O.

10.5 El enlace de hidrógeno

Las fuerzas intermoleculares analizadas hasta aquí son **fuerzas de atracción**. Sin embargo, se debe tener en cuenta que entre las moléculas también hay fuerzas de repulsión. En consecuencia, cuando dos moléculas entran en contacto la repulsión entre sus electrones y núcleos entra en juego.

La magnitud de las fuerzas de repulsión aumenta muy rápido a medida que disminuye la distancia que separa las moléculas en una fase condensada.

A esto se debe que los líquidos y sólidos sean **muy difíciles de comprimir**. En esas fases las moléculas ya están muy juntas y se resisten a que se les comprima aún más.

10.6 Tensión superficial

Las moléculas que se encuentran en el seno de un líquido son atraídas en todas direcciones por las fuerzas intermoleculares; no hay tendencia hacia una dirección única. Sin embargo, las moléculas de la superficie son atraídas hacia abajo y hacia los lados por otras moléculas, pero no hacia arriba de la superficie.

La **tensión superficial** es una medida de la **fuerza elástica** que existe en la superficie de un líquido. La tensión superficial es la cantidad de energía necesaria para estirar o aumentar la superficie de un líquido por unidad de área (por ejemplo, por 1cm^2).

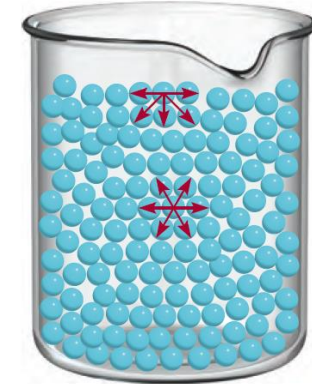


Figura 11.8 Acción de fuerzas intermoleculares sobre una molécula en la capa superficial de un líquido y en su región interna.



La tensión superficial del agua permite a muchos insectos "caminar" sobre ella.

10.6 Tensión superficial

La **acción capilar** es otro ejemplo de tensión superficial. La figura muestra el agua que sube espontáneamente en un tubo capilar cuando una delgada película de agua se adhiere a las paredes del tubo de vidrio.

La tensión superficial del agua hace que esta película se contraiga y obligue al agua a elevarse hacia la parte superior del tubo.

La **capilaridad** es el resultado de dos tipos de fuerzas. Una de ellas es la **cohesión**, o atracción intermolecular entre **moléculas semejantes**; la otra fuerza, conocida como **adhesión**, es una atracción entre **moléculas distintas**, como las del agua y las del tubo de vidrio.

Adhesión más fuerte
que la cohesión



a)

Cohesión más fuerte
que la adhesión



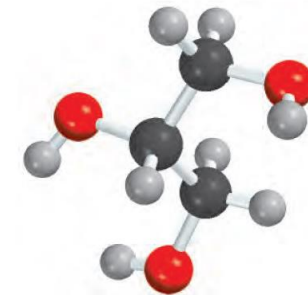
b)

10.7 Viscosidad

La **viscosidad** es una medida de la **resistencia de los líquidos a fluir**. Cuanto más viscoso es un líquido, más lento es su flujo. La viscosidad de un líquido suele disminuir con el aumento de la temperatura.

Los líquidos con fuerzas intermoleculares fuertes son más viscosos que los que tienen fuerzas intermoleculares débiles.

Como el agua, el glicerol también es capaz de formar enlaces de hidrógeno. Cada molécula de glicerol tiene tres grupos —OH que pueden participar en enlaces de hidrógeno con otras moléculas de glicerol. Además, debido a su forma, las moléculas tienden más a entrelazarse que a deslizarse



El glicerol es un líquido claro, inodoro y con la consistencia de un jarabe que se utiliza para fabricar explosivos, tintas y lubricantes.

10.7 Viscosidad

Tabla 11.3 Viscosidad de algunos líquidos comunes a 20°C

Líquido	Viscosidad (N s/m ²)*
Acetona (C ₃ H ₆ O)	3.16×10^{-4}
Benceno (C ₆ H ₆)	6.25×10^{-4}
Sangre	4×10^{-3}
Tetracloruro de carbono (CCl ₄)	9.69×10^{-4}
Éter dietílico (C ₂ H ₅ OC ₂ H ₅)	2.33×10^{-4}
Etanol (C ₂ H ₅ OH)	1.20×10^{-3}
Glicerol (C ₃ H ₈ O ₃)	1.49
Mercurio (Hg)	1.55×10^{-3}
Agua (H ₂ O)	1.01×10^{-3}

* Las unidades del SI de la viscosidad son newton-segundo por metro cuadrado.