



Introducción

Gran parte de las moléculas de los gases están tan separadas a temperaturas y presiones ordinarias que no interactúan entre sí de forma significativa. En cambio, las partículas de líquidos y sólidos están juntas, por lo que interactúan mucho más fuerte.

Como resultado, las propiedades de los líquidos, como el punto de ebullición, la presión de vapor, la viscosidad y el calor de vaporización, dependen notablemente de la intensidad de las fuerzas intermoleculares. Estas fuerzas también están relacionadas de forma directa con las propiedades de los sólidos, como el punto de fusión y el calor de fusión.

Lista de ecuaciones

Ley de Coulomb

$$F = \frac{1}{4\pi\varepsilon_0} \left(\frac{|q_+ q_-|}{r^2} \right) \tag{1}$$

Problemas

- 1. Describe las fuerzas intermoleculares que están presentes en cada uno de los compuestos siguientes.
 - (a) Etanol (CH₃CH₂OH)
 - (b) Fosfina (PH₃)
 - (c) Hexafluoruro de azufre (SF₆)

Responde. ¿Qué tipo de fuerza tendría la mayor influencia en las propiedades de cada compuesto?

▲ Solución

Las fuerzas intermoleculares se refieren a las fuerzas entre partículas individuales (átomos, moléculas, iones) de una sustancia. Estas fuerzas son bastante débiles en relación con las fuerzas intramoleculares, es decir, los enlaces iónicos y covalentes dentro de los compuestos.

Estudiemos las fuerzas intermoleculares antes de resolver el problema. La línea punteada (de color rojo) representa el tipo de interacción intermolecular.

Fuerzas de dispersión. Son fuerzas de atracción muy débiles, también se conocen como fuerzas de London o de van der Waals y están presentes entre todas las sustancias.

Las fuerzas de dispersión resultan de la atracción del núcleo con carga positiva de un átomo por la nube de electrones de otro átomo en moléculas cercanas.

Fuerzas dipolo-dipolo. Ocurren entre moléculas covalentes polares debido a la atracción de los átomos con carga parcial δ^- de una molécula por los átomos con carga parcial δ^+ de otra molécula.

$$\delta^+$$
 $\delta^ \delta^+$ δ^- H — Br

Puentes de hidrógeno. Son un caso especial de fuerzas dipolo-dipolo. Se producen entre moléculas covalentes polares que contienen un H unido a uno de los tres elementos pequeños y altamente electronegativos: F, O y N.

Al igual que las interacciones dipolo-dipolo ordinarias, los enlaces de hidrógeno resultan de las atracciones electrostáticas entre los átomos δ^+ de una molécula, en este caso los átomos de H, y los átomos δ^- de otra molécula. El tamaño pequeño de los átomos de F, O y N, combinados con sus altas electronegatividades, concentran los electrones de estas moléculas alrededor de estos átomos δ^- .

Fuerzas ion-dipolo. Están presentes en disoluciones entre un compuesto iónico y un disolvente polar. Es importante considerar que estas interacciones solo se observan en disoluciones y no en sustancias puras, ya que involucran dos especies diferentes: un ion y una molécula polar.

$$Cl^{-} \stackrel{\delta^{+}}{\overset{}_{H}} \stackrel{\delta^{-}}{\overset{}_{H}}$$

Fuerzas dipolares inducidas. Se producen cuando un ion o un dipolo induce un dipolo en un átomo o una molécula sin dipolo. Por ello, éstas son fuerzas débiles.

Fuerzas dipolo inducidas por dipolo. Una atracción dipolo inducida por dipolo es una atracción débil que se produce cuando una molécula polar induce un dipolo en un átomo o en una molécula no polar al alterar la disposición de los electrones en las especies no polares.

$$\delta^+$$
 δ^- H — Cl — Cl — Cl

Fuerzas dipolo inducidas por iones. Una atracción dipolar inducida por iones es una atracción débil que se produce cuando el acercamiento de un ion induce un dipolo en un átomo o en una molécula no polar al alterar la disposición de los electrones en las especies no polares.

$$Zn^{2+} - O = O$$

Fuerzas ion-ion. Ocurren entre dos iones con cargas opuestas. También se conocen como enlaces iónicos, es decir, las fuerzas que mantienen unidos a los compuestos iónicos.

$$Na^{+} - Br^{-} - Na^{+} - Br^{-}$$

Naturalmente, entre las moléculas o compuestos podemos encontrar más de una fuerza intermolecular. Cuando esto ocurre, siempre hay un tipo de interacción intermolecular que sobresale del resto por ser más fuerte o importante, es decir, tiene mayor influencia en las propiedades físicas de la sustancia.

En orden ascendente de importancia o influencia, las fuerzas intermoleculares se organizan como:

Dispersión < Dipolo-Dipolo < Puente de hidrógeno < Ion-Dipolo < Ion-Ion

Para determinar qué interacciones intermoleculares están presentes en una sustancia, seguiremos las indicaciones del diagrama 1.

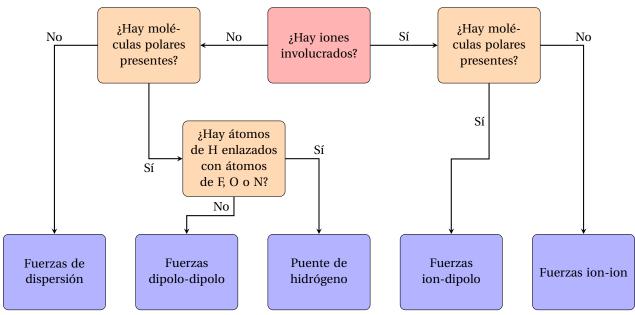
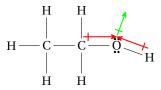


Diagrama 1. Diagrama de flujo para determinar fuerzas intermoleculares.

Estudiemos las estructuras en cuestión para determinar lo que pide el problema.

(a) El etanol es un compuesto orgánico en el que no hay iones involucrados. Como ocurre con cualquier sustancia, las **fuerzas de dispersión** están presentes en el etanol. Sus dipolos de enlace C — O y O — H permiten que sea una molécula polar y que, por tanto, también estén presentes las fuerzas **dipolo-dipolo**. Por otro lado, el enlace O — H da paso a que esta molécula forme **puentes de hidrógeno**.



Los puentes de hidrógeno tienen mayor influencia en las propiedades del etanol.

(b) Además de las **fuerzas de dispersión**, la fosfina presenta **fuerzas dipolo-dipolo**. Esto se debe a que la suma vectorial de los dipolos de enlace H —— P da como resultado un mo-

mento dipolar $\mu > 0$.



Las fuerzas dipolo-dipolo tienen mayor influencia en las propiedades de la fosfina.

(c) Como consecuencia de su geometría molecular, los dipolos de enlace del hexafluoruro de azufre se cancelan, es decir, no presenta momento dipolar. Por tanto, en esta molécula solo están presentes las **fuerzas de dispersión**.



Solo las fuerzas de dispersión tienen influencia en las propiedades del hexafluoruro de azufre.

- 2. Clasifica los compuestos $\rm H_2S, H_2O, CH_4, H_2$ y KBr, en orden creciente de
 - (a) punto de ebullición,
 - (b) presión de vapor, y
 - (c) viscosidad.

▲ Solución

Por lo general, las propiedades físicas de los líquidos varían de acuerdo con la intensidad de las fuerzas intermoleculares entre las partículas (átomos, moléculas, iones) que componen el líquido. Los efectos generales de estas atracciones sobre las propiedades físicas de los líquidos se resumen en la tabla 1.

Tabla 1. Efectos generales de las fuerzas intermoleculares sobre las propiedades físicas de un líquido.

sobie las propiedades lisicas de dif líquido.		
Propiedad	Fuerzas inte Débiles	rmoleculares Fuertes
Fuerzas de	Menor	Mayor
cohesión		-
Viscosidad	Menor	Mayor
Tensión superficial	Menor	Mayor
Calor específico	Menor	Mayor
Punto de	Menor	Mayor
ebullición		
Entalpía de	Menor	Mayor
vaporización		
Presión de vapor	Mayor	Menor
Evaporación	Mayor	Menor

Cabe mencionar que, en casos donde dos o más sustancias coincidan con sus fuerzas intermoleculares, su masa molar se usará para determinar en qué material es más fuerte la interacción: cuánto más grande es la masa molar, más fuerte es la fuerza intermolecular.

Analicemos la polaridad y la masa molar de cada sustancia para determinar los tipos de fuerzas intermoleculares que están presentes. Cuanto más fuertes son las fuerzas intermoleculares, mayor es el punto de ebullición y la viscosidad de la sustancia, y menor es la presión de vapor (tabla 1).

El KBr es iónico, por lo que hierve a la temperatura más alta, es más viscoso y tiene menor presión de vapor que el resto. El $\rm H_2O$ presenta puentes de hidrógeno y hierve a la temperatura siguiente más alta; además, es menos viscoso y tiene mayor pesión de vapor que el KBr. El $\rm H_2S$ es otra sustancia covalente polar de la lista, por lo que presenta interacciones dipolo-dipolo. Tanto el $\rm CH_4$ como el $\rm H_2$ son apolares. La molécula de $\rm CH_4$ (mayor masa molar) se polariza más fácil que la molécula de $\rm H_2$ (menor masa molar), por lo que las fuerzas de dispersión son más fuertes en el $\rm CH_4$.

Entonces, las sustancias se organizan en orden creciente de punto de ebullición y viscosidad, como $\rm H_2 < CH_4 < H_2S <$

 H_2O < KBr. Por el contrario, se clasifican en orden creciente de presión de vapor como KBr < H_2O < H_2S < CH_4 < H_2 .

3. Organiza los sólidos siguientes en orden de puntos de fusión crecientes: NaF, MgF₂ y AlF₃.

Por lo general, el punto de fusión de un sólido es mayor en materiales que tienen las fuerzas intermoleculares más fuertes. En este caso tratamos con tres compuestos iónicos, donde las fuerzas ion-ion son las más importantes, por tanto, nos apoyaremos de la Ley de Coulomb (ecuación 1) para clasificarlos como se pide.

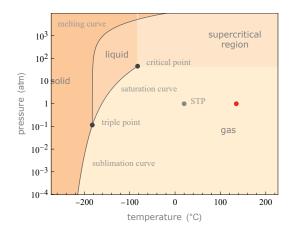
De la ecuación 1 se obtiene la relación de proporcionalidad siguiente:

$$F \propto \frac{|q_+ q_-|}{r}$$

Aunque desconocemos la distancia internuclear (*r*), con ayuda de las cargas de sus iones determinaremos en qué compuesto iónico es más fuerte la fuerza ion-ion: cuánto mayor sea el producto de cargas, más fuerte será la interacción intermolecular.

Los productos de cargas son $|+1\cdot-1|=1$ para el NaF; $|+2\cdot-1|=2$ para el MgF₂; y $|+3\cdot-1|=3$ para el AlF₃. Por tanto, se organizan en orden creciente de punto de fusión como NaF < MgF₂ < AlF₃.

4. Analiza el diagrama de fases del metano y responde lo que se pide.



- (a) ¿Cuánto vale la temperatura crítica aproximada?
- (b) ¿Cuál es la presión aproximada en el punto triple?
- (c) ¿En qué estado de agregación se encuentra el metano a 1 atm y $-180\,^{\circ}$ C?
- (d) ¿En qué estado se encontrará el metano cuando se comprima desde 1 atm y 0°C hasta que ocurra un cambio de fase?

¹La polarización aumenta al aumentar el número de electrones y, por tanto, al aumentar la masa molar de un material. Por ello, las fuerzas de dispersión son, por lo general, más fuertes para sustancias que son más grandes o que tienen más electrones. Para moléculas que son muy grandes o bastante polarizables, el efecto total de las fuerzas de dispersión puede ser incluso mayor que las interacciones dipolo-dipolo o los puentes de hidrógeno.

Los diagramas de fase muestran las relaciones de equilibrio presión-temperatura entre las diferentes fases de una sustancia pura dada en un sistema cerrado. El análisis de los diagramas de fase se aplica solo a sistemas cerrados, en los que la materia no se transfiere a los alrededores. Esta limitación es importante cuando se involucra la fase de vapor.

Analicemos la figura 1 para esclarecer algunos puntos importantes sobre los diagramas de fases.

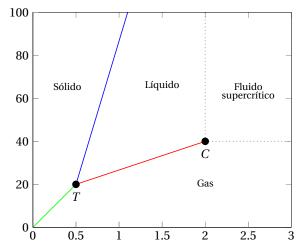


Figura 1. Diagrama de fases genérico de una sustancia pura.

La línea roja corresponde con la **curva de saturación**. Los puntos a lo largo de esta curva representan las combinaciones de temperatura y presión para las que el líquido y el gas coexisten en equilibrio. En puntos por encima de esta curva, la forma estable de la sustancia pura es líquida; debajo de la curva, es vapor.

La línea verde corresponde con la **curva de sublimación**. A presiones y temperaturas a lo largo de esta curva, el sólido y el vapor están en equilibrio.

La línea azul corresponde con la **curva de fusión**. Representa las condiciones de equilibrio líquido-sólido. Por lo general, esta curva tiene una pendiente positiva² conforme aumenta la presión, porque para la mayoría de las sustancias la forma sólida es más densa que la forma líquida.

En el diagrama de fases solo hay un punto en el que las tres fases de una sustancia (sólida, líquida y gaseosa) coexisten en equilibrio. A esto se le llama el **punto triple** (T).

La **temperatura crítica** es la temperatura por encima de la cual un gas no puede licuarse, es decir, la temperatura por encima de la cual el líquido y el gas no existen como fases distintas. Una sustancia a una temperatura superior a su temperatura crítica se denomina **fluido supercrítico**.

La **presión crítica** es la presión requerida para licuar un gas a su temperatura crítica. La combinación de temperatura y presión críticas se denomina **punto crítico** (*C*).

Estudiemos ahora el diagrama de fases del metano y respondamos lo que se pide.

- (a) La temperatura crítica (y la presión crítica) corresponde con el punto crítico, donde coexisten las fases líquida, gaseosa y el fluido supercrítico. El metano tiene una temperatura crítica alrededor de $-80\,^{\circ}$ C.
- (b) En el punto triple coexisten las fases líquida, sólida y gaseosa. De acuerdo con el diagrama de fases, la presión del metano en el punto triple es alrededor de 0.1 atm.
- (c) El metano es un líquido a 1 atm y −180 °C.
- (d) El diagrama de fases del metano muestra un punto etiquetado como STP, las siglas en inglés de temperatura y presión estándar, es decir, a 1 atm y 0°C. Si el metano se comprime, su presión aumentará desde ese punto (STP) hasta cambiar de estado gaseoso a fluido supercrítico.

Recursos adicionales

- Agudelo, A. F. & Restrepo, O. J. (s.f.). Termodinámica y diagramas de fase [Artículo]. Disponible en www.edutics.mx/GQU.
- **2.** Colegio de Ciencias y Humanidades (s.f). Fuerzas intermoleculares [Web]. Disponible en www.edutics.mx/GQo.
- 3. Torres, N., Landau, L., Baumgartner, E. & Monteserin, H. (julio, 2010). Fuerzas intermoleculares y su relación con propiedades físicas: búsqueda de obstáculos que dificultan su aprendizaje significativo [Artículo]. Disponible en www.edutics.mx/GQJ.
- **4.** Universidad Nacional Autónoma de México. (s.f.). Diagramas de fase [PDF]. Disponible en www.edutics.mx/GQ3.
- **5.** Universidad Nacional Autónoma de México. (s.f.). Fuerzas intermoleculares [PDF]. Disponible en www.edutics.mx/GQ4.

²El agua es una de las pocas sustancias en las que este no es el caso, ya que su diagrama de fases muestra una pendiente negativa. Esto se debe a que el hielo es menos denso que el agua líquida en las proximidades del equilibrio líquido-sólido.