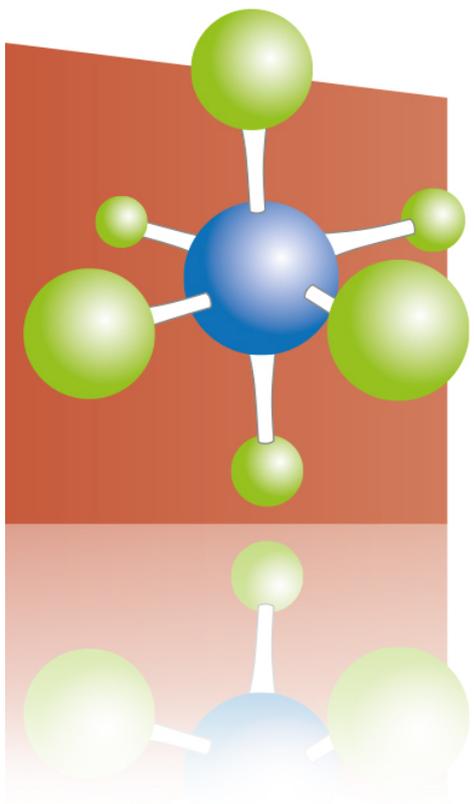


QUÍMICA

[G324]

BLOQUE I. ESTRUCTURA DE LA MATERIA. ENLACE QUÍMICO

Tema 4. Fuerzas intermoleculares. Enlace iónico



Ana Carmen Perdigón Aller

Marina González Barriuso

Miguel García Iglesias

Departamento de Química e Ingeniería de
Procesos y Recursos

Este material se publica
bajo la siguiente licencia:

[Creative Commons BY-NC-SA 4.0](https://creativecommons.org/licenses/by-nc-sa/4.0/)



4 FUERZAS INTERMOLECULARES. ENLACE IÓNICO.

4.1 Fuerzas intermoleculares

4.2 Propiedades de los cristales covalentes y sólidos amorfos

4.3 Introducción al enlace iónico

4.1 Fuerzas intermoleculares

Las **fuerzas intermoleculares** son fuerzas de atracción entre las moléculas. Son responsables del comportamiento no ideal de los gases. Las **fuerzas intramoleculares** mantienen juntos los átomos de una molécula. Estas fuerzas estabilizan a 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.

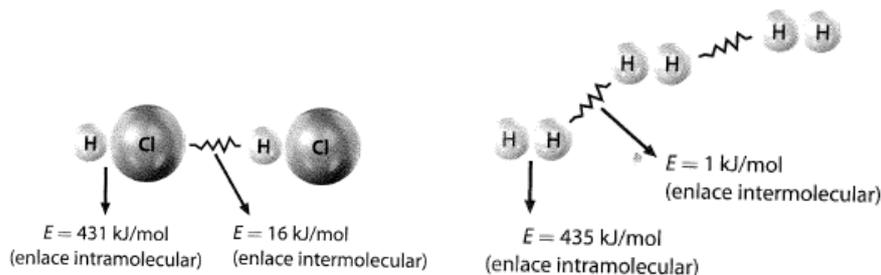


Figura 4.1. Comparación entre fuerzas intramoleculares y fuerzas intermoleculares.

Las fuerzas intermoleculares son de naturaleza electrostática.

- Fuerzas ión-dipolo.
- Fuerzas dipolo-dipolo → puentes de hidrógeno
- Fuerzas de dispersión (o de London)

A las fuerzas dipolo-dipolo y a las fuerzas de dispersión se las conoce también como **fuerzas de Van der Waals**.

Fuerzas ión-dipolo. Son fuerzas que atraen entre sí a un ion y a una molécula polar. Su intensidad depende de la carga y del tamaño del ion, así como de la magnitud del momento dipolar y del tamaño de la molécula. Un ejemplo de interacción ion-dipolo es el proceso de hidratación.

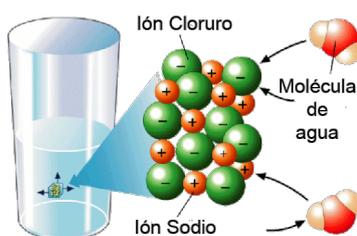


Figura 4.2. Proceso de disolución del NaCl.

	P.f.(K)	P.e. (K)
CO	68	82
N ₂	63	77
CO y N ₂ son isoelectrónicas		

Fuerzas dipolo-dipolo. Son fuerzas de atracción entre moléculas polares. Su origen es electrostático y se pueden entender en función de ley de Coulomb. A mayor momento dipolar mayor será la fuerza y disminuye rápidamente con la distancia.

Tabla 4.1. Comparativa de los puntos de fusión y ebullición entre dos moléculas isoelectrónicas. El N₂ es una molécula apolar, no presenta momento dipolar. El CO es una molécula polar con momento dipolar.

Fuerzas de dispersión (o de London). Son fuerzas de atracción entre moléculas no polares. Son las causantes de que los átomos o moléculas no polares condensen. En un átomo por ejemplo de He, los electrones se mueven a cierta distancia del núcleo. En un instante el átomo puede tener un momento dipolar generado por las posiciones específicas de los electrones. Este momento dipolar se denomina dipolo instantáneo porque dura sólo una pequeña fracción de segundo. En otro instante, los electrones cambian de posición y el átomo tiene un nuevo dipolo instantáneo. En un tiempo promedio, el átomo no tiene momento dipolar porque los dipolos instantáneos se cancelan entre sí. Este tipo de interacción produce **fuerzas de dispersión**, fuerzas de atracción que se generan a partir de los dipolos temporales inducidos en los átomos o moléculas (F. London, 1930). London demostró que la magnitud de esta fuerza de interacción es directamente proporcional al **grado de polarización** del átomo o molécula. La polarizabilidad es la facilidad con la que se puede distorsionar la distribución electrónica de un átomo o una molécula no polar. Cuanto mayor sea el número de electrones, más difusa será la nube electrónica y mayor la polarizabilidad del átomo o molécula. Las fuerzas de dispersión aumentan con la masa molar debido a que las moléculas con mayor masa molar suelen tener más electrones. Recuerda que las fuerzas de dispersión existen entre especies de todo tipo, ya sean neutras, con carga neta, polares o no polares.

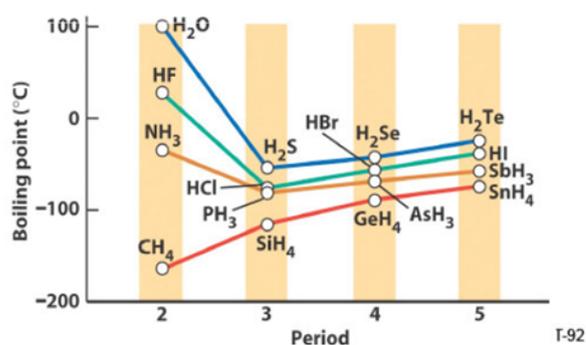


Figura 4.3. Puntos de ebullición de los compuestos con hidrógeno de los elementos de los grupos 14, 15, 16 y 17.

Puentes de hidrógeno. Normalmente los puntos de ebullición de una serie de compuestos similares que contienen elementos del mismo grupo periódico se incrementan con la masa molar. Este incremento se debe al aumento en las fuerzas de dispersión de moléculas con más electrones. Sin embargo, los compuestos con hidrógeno de los elementos más ligeros de los grupos 15, 16 y 17 no siguen esta

tendencia, debido a que presentan atracciones intermoleculares más fuertes. Este tipo de interacción se denomina puente (o enlace) de hidrógeno. Se trata de un tipo especial de interacción dipolo-dipolo entre el átomo de hidrógeno de un enlace polar N-H, O-H o F-H, y un átomo electronegativo de O, N, o F. Los tres átomos presentan un par de electrones libres capaces de interactuar con el átomo de hidrógeno en el puente de hidrógeno. La energía promedio de un puente de hidrógeno es demasiado grande para una interacción dipolo-dipolo (40 kJ/mol).

Existe una relación directa entre las fuerzas intermoleculares y las propiedades físicas de los compuestos covalentes moleculares (dureza, punto de fusión punto de ebullición...).

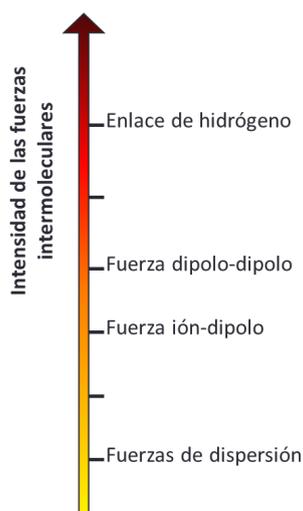


Figura 4.4. Diagrama de intensidades de las fuerzas intermoleculares.

Formas de organización covalente:

1. Compuestos covalentes moleculares. La entidad mínima que compone la materia es una molécula. Las propiedades de los compuestos covalente moleculares dependen de las fuerzas de interacción entre las moléculas (fuerzas intermoleculares).
2. Cristales covalentes y sólidos amorfos. La entidad mínima que compone la materia es un átomo. Ej: diamante.

Propiedades de los compuestos covalentes moleculares.

1. A temperatura ambiente, los compuestos covalentes moleculares pueden ser sólidos, líquidos o gases.
2. La mayoría de los cristales moleculares funden por debajo de 100 °C.
3. Por lo general, las sustancias polares son solubles en disolventes polares debido a la interacción electrostática producida entre dipolos eléctricos y las no polares en disolventes no polares

4.2 Propiedades de los cristales covalentes y sólidos amorfos

1. En general forman sólidos covalentes los elementos de electronegatividad intermedia: C, Si, Ge.
2. A temperatura ambiente son sólidos con alto punto de fusión.
3. Son malos conductores de la electricidad, salvo el grafito que posee electrones en OM π deslocalizados.
4. No son solubles en ningún disolvente.

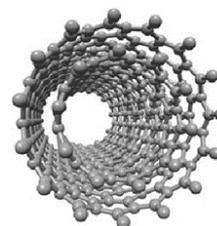
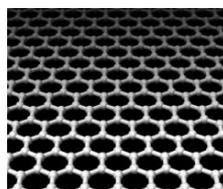
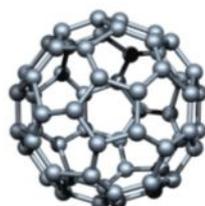
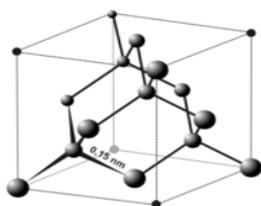


Figura 4.5. Representación de la estructura del diamante. Presenta hibridación sp^3 que contribuye a la especial dureza del diamante y alto punto de fusión. El fullereno, el grafeno y los nanotubos de carbono presentan hibridación sp^2 , son buenos conductores de la electricidad.

Tabla 4.2. Ejemplo de sólidos amorfos.

Composición y propiedades de tres tipos de vidrios.		
Nombre	Fuerzas	Propiedades y usos
Vidrio de cuarzo	100 % SiO_2	Expansión térmica baja, transparente a un margen de longitudes de onda, utilizado en óptica
Vidrio Pyrex	SiO_2 , 60-80 % B_2O_3 , 10-25 % Al_2O_3 ,	Expansión térmica baja, transparente a la radiación visible e infrarroja, pero no a la ultravioleta. Uso en laboratorios y material de cocina
Vidrio de cal	SiO_2 , 75 % Na_2O , 15 % CaO , 10 %	Atacado fácilmente por sustancias químicas y sensible a impactos térmicos, transmite la luz visible, pero absorbe la UV. Se utiliza para la fabricación de ventanas y botellas.

4.3 Introducción al enlace iónico

La fuerza electrostática que une a los iones en un compuesto iónico se denomina enlace iónico. Los iones se forman mediante la transferencia de uno o más electrones desde un átomo poco electronegativo a otro muy electronegativo. Los enlaces iónicos son fuertes y no direccionales. Los sólidos iónicos se distribuyen en redes tridimensionales ordenadas que se mantienen unidos por la acción de fuerzas electrostáticas, en disolventes polares se disuelven dando lugar a cationes y aniones solvatados.

Los compuestos iónicos se caracterizan por tener altos puntos de fusión, altos puntos de ebullición, en estado sólido no conducen la electricidad y fundidos son conductores de la electricidad debido a la movilidad de los iones.

Una medida cuantitativa de la estabilidad de cualquier sólido iónico es la **energía reticular**, que se define como la energía necesaria para separar completamente un mol de un compuesto iónico sólido en sus iones en estado gaseoso. Se puede determinar la energía reticular de un compuesto de forma indirecta, si se supone que un compuesto iónico se forma en varias etapas. Este procedimiento se conoce como ciclo de Born-Haber, el cual relaciona las energías reticulares de los compuestos iónicos con las energías de ionización, afinidad electrónica y otras propiedades atómicas y moleculares. Este método se basa en la ley de Hess.

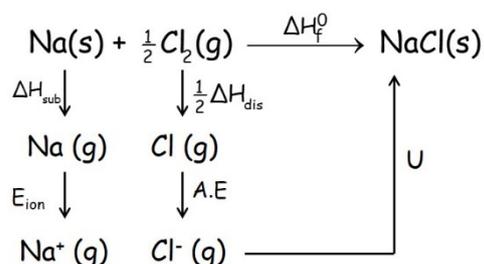


Figura 4.3. Ciclo de Born-Haber para la formación del NaCl.

$$\Delta H_f = \Delta H_S + (1/2) \Delta H_b + I_1 + AE_1 + U_0$$

$$\text{Datos (kJmol}^{-1}\text{)} \Delta H_f = -411; \Delta H_S = 108; \Delta H_b = 244; \\ I_1 = 496; AE_1 = -350$$

$$U_0 = \Delta H_f - \Delta H_S - (1/2) \Delta H_b - I_1 - AE_1 = -787 \text{ kJ/mol}$$

Estimación teórica de la energía reticular. Existen ecuaciones teóricas que permiten el cálculo de la energía retículas, siguiendo un modelo electrostático. $F \propto Q^+Q^-/d$.

Reglas de Fajans. Corrigiendo el modelo iónico. Uno de los defectos del modelo iónico es considerar a los iones como esferas indeformables. La polarización introduce un cierto grado de covalencia, esta será mayor conforme aumente el poder polarizante del catión y la polarizabilidad del anión.

1. Un catión es más polarizante cuanto más pequeño sea su radio y mayor su carga, es decir, cuanto mayor sea su densidad de carga.
2. Un anión se polariza con más facilidad cuanto mayor sea su radio y mayor su carga negativa.
3. Los cationes que no tienen una configuración de gas noble favorecen la polarización (metales de transición).

Propiedades de los sólidos iónicos

Los compuestos iónicos se caracterizan por:

- ✓ puntos de fusión altos
- ✓ puntos altos de ebullición
- ✓ en estado sólido no conducen la electricidad
- ✓ fundidos son conductores de la electricidad debido a la movilidad de sus iones

PROBLEMAS

1. Identifica los tipos de fuerzas intermoleculares que pueden surgir entre moléculas de cada una de las siguientes sustancias: a) NH_2OH , b) CBr_4 , c) H_2SeO_4 , d) SO_2 .
2. Explica las siguientes observaciones en términos del tipo y la intensidad de las fuerzas intermoleculares. a) El punto de fusión del xenón sólido es -112°C y el del argón sólido es de -189°C . b) la presión de vapor del dietileter es mayor que la del agua. c) El punto de ebullición del pentano es 36.1°C , mientras que el del 2,2-dimetilpropano es $9,5^\circ\text{C}$.
3. ¿Cuál de las siguientes especies, MgCl_2 y SnCl_2 esperas que posea enlace iónico? ¿Cuál de los siguientes compuestos esperas que tenga un mayor punto de fusión: NaI o NaCl ?
4. Explica la diferencia en cuanto a los puntos de fusión de SnCl_2 (227°C) y SnCl_4 (-13°C).
5. El $\text{Mg}(\text{II})$ y el $\text{Cu}(\text{II})$ tienen prácticamente el mismo radio iónico. ¿Qué compuesto esperarías que tuviera un menor punto de fusión: el MgCl_2 o el CuCl_2 ? Explica la razón.

6. El punto de fusión del NaF es mayor que el del NaCl mientras que el del CF₄ es menor que el del CCl₄. Explica la razón. y ¿Cuál de los siguientes compuestos esperarías, indica la razón, que tuviera un punto de fusión más alto: el Br₂ o el ICl?
7. ¿Qué compuesto de las siguientes parejas esperas que tuviera un mayor punto de ebullición: amoníaco, NH₃ o fosfina PH₃; sulfuro de hidrógeno H₂S o seleniuro de hidrógeno H₂Se. Explica la razón.