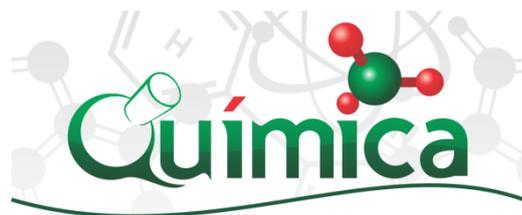




Opción C-
B-Univ



QUÍMICA-Ficha 14

Profesor: Jaime Espinosa jaespimon@hotmail.com <https://jaespimon.wordpress.com/>

Propiedades de los compuestos como consecuencia del enlace. Sólidos covalentes, sólidos atómicos, sólidos iónicos y sólidos metálicos.

Enlaces intramoleculares:

Son los que se dan dentro de la "molécula", es decir cómo se unen los átomos para formar una molécula. Pueden ser: covalentes, iónicos o metálicos.

Enlace metálico: Lo forman los metales entre sí: Fe, Ag, Na, etc, o aleaciones entre metales.

Enlace iónico: Elementos de los grupos 1 y 2 con los 16 y 17. Metales con no metales, de gran diferencia de electronegatividad: NaCl, CaF₂, K₂S, etc. No se consideran verdaderas moléculas, sino cristales o sólidos cristalinos.

Enlace covalente: El resto. Suelen ser gases o algunos líquidos: H₂, N₂, H₂O, NH₃, etc.

Fuerzas intermoleculares:

Las moléculas se pueden unir unas con otras mediante fuerzas atractivas, débiles, que no llegan a tener la fuerza o energía de los enlaces. Son de dos tipos: Fuerzas de Van der Waals o Fuerzas o enlace por puente de hidrógeno o también llamado enlace de hidrógeno (aunque no sea un enlace)

Las fuerzas de Van der Waals son pequeñas atracciones entre moléculas de tipo dipolo-dipolo que hacen que algunas moléculas que serían gases si estuvieran aisladas cuando están juntas se unen por estas fuerzas de Van der Waals y forman líquidos o sólidos. Estas fuerzas son más fuertes a mayor masa molecular (Mr). Por ello al bajar en el grupo de los halógenos, el F₂ y el Cl₂ son gases; al bajar al Br₂ (cuya Mr es mayor) es líquido y al bajar al I₂ de mayor Mr y por tanto de mayores fuerzas de Van der Waals, es sólido.

El puente de hidrógeno lo forman entre sí moléculas que tengan hidrógeno y que esté unido al F, al N o al O (porque son los más electronegativos). Así, el H₂O presenta puentes de H y hace que el H₂O sea líquida y de mayores temperaturas de fusión y ebullición, cosa que no le ocurre a otras similares que no tienen puente de H, como el H₂S, que es gas.

Tipos de sólidos (OJO, de sólidos)

Bien porque la molécula sea de enlace metálico o iónico, que son sólidas de por sí, o bien porque moléculas covalentes o incluso átomos sueltos se unan entre por fuerzas de Van der Waals y den lugar a sólidos, éstos pueden ser los siguientes:

SÓLIDOS METÁLICOS

SÓLIDOS IÓNICOS

SÓLIDOS MOLECULARES

Son aquellos que se forman uniéndose moléculas (que serían gaseosas aisladas) por Fuerzas de Van der Waals o puente de H: I₂, H₂O(hielo), S₈, C₆H₆,...

SÓLIDOS COVALENTES TRIDIMENSIONALES

En estos no se unen moléculas sino átomos sueltos, formando cristales ultraduros y tridimensionales. El ejemplo típico es el diamante C(s), y la sílice o cuarzo SiO₂.

Propiedades

Propiedades	TIPO DE ENLACE			
	Iónico	Covalente	Metálico	Van der Waals
Térmicas	Punto fusión alto C. Dilat. Bajo Fundido iónico.	P. fusión elevado C. Dilat. Bajo Fundido molecular	P. fusión variable c. dilat. Elevado	p. fusión bajo c. dilat. Elevado
Mecánicas	Cristales Duros Enlace Fuerte	Cristales duros Enlace fuerte	Cristales maleables Enlace fuerza variable	Cristales blandos Enlace débil
Eléctricas	Aislantes medios Conductividad por iones en liq.	Aislantes en estado sólido y líquido. Conduct. baja	Conductividad alta	Aislantes en estado sólido y líquido
Ópticas	Absorbe luz Soln. También	Índice refracción elevado Absorción diferente según estado	Opacos. Prop idénticas en estado líquido	Prop. De moléculas individuales
Estructurales	Num coordinación elevado Enlaces direccionales varios	Num. Coordinación elevado. Enlaces direccionales limitados	Num coordinación elevado. Enlaces direccionales preferenciales.	Num coordinación elevado. Enlaces direccionales preferenciales.

<i>Tipo de sólido</i>	<i>Iónico</i>	<i>Metálico</i>	<i>Covalente 3D</i>	<i>Molecular</i>
<i>Unidad estructural</i>	Ion	Átomo	Átomo	Molécula
<i>Enlace entre unidades</i>	Enlace iónico	Enlace metálico	Enlace covalente	Fuerzas de Van der Waals
<i>Dureza</i>	Duro	Amplia gama	Duro	Blando
<i>Punto de fusión</i>	Alto (600 a 3000 °C)	Amplia gama (-39 a 3400 °C)	Alto (1200 a 4000 °C)	Bajo (-272 a 400 °C)
<i>Conductividad</i>	Aislante en sólido pero conductor fundido o en disolución.	Conductor	Aislante o semiconductor	Aislante
<i>Generalmente se presenta en</i>	Compuestos de los metales y no metales	Metales de la mitad izquierda	No metales del centro	No metales de la derecha
<i>Ejemplos</i>	KI, Na ₂ CO ₃ , LiH	Na, Zn, bronce	Diamante, Si, SiO ₂	O ₂ , C ₆ H ₆ , H ₂ O

TERMOQUÍMICA

Problemas que han salido en los exámenes de acceso a CFGS

2018

1. a) Haz un estudio de los enlaces que se rompen y los que se forman en el transcurso de la siguiente reacción: $\text{CH}_4(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CH}_3\text{Cl}(\text{g}) + \text{HCl}(\text{g})$ (1 punto)

b) Empleando las entalpías de enlace, calcula la entalpía de la reacción anterior. (1 punto)

Datos: Entalpías de enlace en kJ/mol: (C-H) = 414; (Cl-Cl) = 243; (C-Cl) = 339; (H-Cl) = 432.

2017

2. a) Escribe y ajusta la reacción de combustión del propano (C₃H₈). (1 punto)

b) Calcula la entalpía estándar de combustión del propano, a partir de las entalpías de formación estándar del CO₂, H₂O y C₃H₈ que son, respectivamente -393,5 kJ/mol; -285,8 kJ/mol y -103,852 kJ/mol. (1 punto)

2013

3. El sulfuro de hidrógeno reacciona con el dióxido de azufre para producir azufre elemental y agua según la reacción: $2 \text{H}_2\text{S} + \text{SO}_2 \rightarrow 3 \text{S} + 2 \text{H}_2\text{O}$

b) Calcular la entalpía de la reacción en condiciones estándar a partir de las entalpías estándar de formación:

DATOS: $\Delta H_f^\circ (\text{H}_2\text{O}) = -285,8 \text{ KJ/mol}$; $\Delta H_f^\circ (\text{H}_2\text{S}) = -20,6 \text{ KJ/mol}$; $\Delta H_f^\circ (\text{SO}_2) = -296,8 \text{ KJ/mol}$

Repaso de moles

2018

4. Se disuelven 171 gramos de sacarosa (C₁₂H₂₂O₁₁) en 2 litros de disolución. Calcula:

a) El número de moles que contiene. (0,6 puntos)

b) La molaridad de la disolución. (0,7 puntos)

c) De esta disolución se toman 100 mL a los que se les añade agua hasta medio litro de disolución. ¿Cuál será la molaridad de la nueva disolución? (0,7 puntos) M: C = 12, H = 1 y O = 16

2017

5. Se disuelven 10 gramos de hidróxido de sodio en 2 litros de agua. Calcula:

a) La concentración de la disolución en g/L. (0,6 puntos)

b) La molaridad de la disolución. (0,7 puntos)

c) La nueva molaridad que tendrá si posteriormente se duplica el volumen de agua. (0,7 puntos)

Datos: M atómicas: Na = 23 u ; O = 16 u y del H = 1 u

2014

6. Se disuelven 30 g de cloruro de sodio (NaCl) en 500 g de agua. Podemos considerar que el volumen final de la disolución son 500 mL. Calcula la concentración de esta disolución expresada en % en masa y en molaridad. Ar Na = 23 u. Ar Cl = 35,5 u.

2013

7. Ordena de mayor a menor número de moles de metano (CH₄) las siguientes cantidades:

a) 100 g de metano, b) 22,4 litros de metano en C.N. y c) $18,06 \cdot 10^{23}$ moléculas de metano

Datos: Ar(C) = 12 u y Ar(H) = 1 u

2012

8. Si tenemos 300 gramos de dióxido de carbono (CO₂) en condiciones normales de presión y temperatura se desea saber: a) El número de moles y b) el volumen que ocupa en condiciones normales.

Datos M atómicas: del O: 16 u y del C: 12 u. R = 0,082...