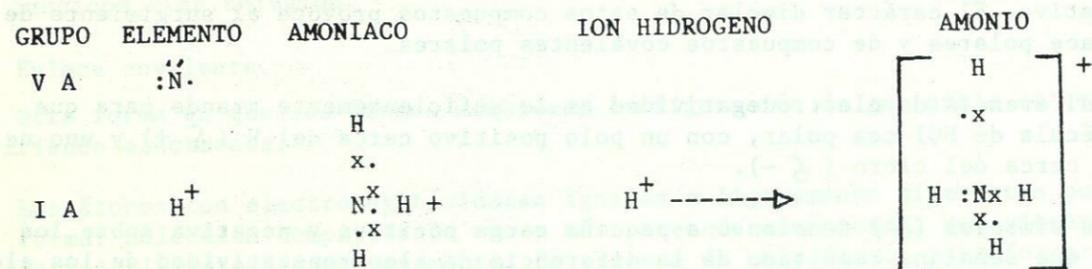
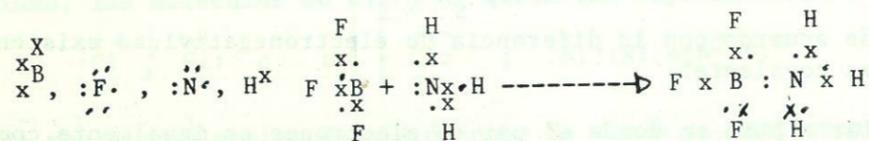


co (NH_3); recordando las estructuras de Lewis de esos elementos, se tendría.



Todos los enlaces del amonio son covalentes, puesto que entre cada dos átomos se comparte un par de electrones. Sin embargo, el enlace entre uno de los hidrógenos (situado a la izquierda del N) y el nitrógeno se forma con los dos electrones de uno solo de los átomos (en este caso el N). Ese es un enlace covalente coordinado.

Otro ejemplo de este tipo de enlace es el que se forma entre las moléculas del BF_3 y del NH_3 . Representándolo esquemáticamente se tiene:



El enlace entre los átomos de N y B es covalente coordinado, ya que se forma gracias a la aportación de los dos electrones sin combinar del N en el NH_3 .

3. Enlace metálico.

Este enlace se presenta entre átomos de baja electronegatividad, es decir, entre átomos metálicos, sean del mismo elemento o de elementos distintos. En este último caso, se forman lo que se conoce como "aleaciones".

Para entender este tipo de enlaces hay que recordar que los átomos de la mayoría de los metales poseen pocos electrones (comunmente uno, dos o tres) en su nivel más externo y la mayor parte de los subniveles y orbitales están vacíos. Como las diferencias de energía entre esos orbitales desocupados más externos es pequeña, los electrones están en libertad de ocupar casi todo el espacio entre los átomos metálicos y de desplazarse por todo el espacio que ocupa un trozo de metal.

Entonces el enlace metálico es el que se forma entre átomos de baja electronegatividad, entre los cuales hay una circulación de electrones por los orbitales de alta energía.

Este tipo especial de enlaces, que no implica ni transferencia ni compartición de electrones es el responsable de las propiedades de los metales, tales como conductividad eléctrica y térmica, brillo, ductibilidad, etc. El número de electrones más externos disponibles determina las propiedades metálicas. Los metales del grupo I A sólo tienen un electrón más externo por átomos y son blandos. Los del Grupo II A tienen dos electrones más externos y son más duros que los anteriores sin embargo en los metales de transición (bloque "d" de la tabla periódica) los electrones de los orbitales d parcialmente llenos intervienen

en la formación del enlace metálico y esto los hace duros y resistentes. Es posible hacer más resistentes a algunos elementos con pocos electrones libres combinándolos con otros metales para producir aleaciones. Las aleaciones poseen propiedades distintas a las de los elementos puros.

ENLACES INTERMOLECULARES

Además de los enlaces interatómicos mencionados ya, existen otros que se presentan entre moléculas. Estos enlaces, llamados intermoleculares, comprenden a:

1. Enlace por Puente de Hidrógeno.

Las propiedades especiales del fluoruro de hidrógeno (HF), agua (H_2O) y amoníaco (NH_3) son consecuencias de que en estas sustancias existe un tipo de fuerza intermolecular excepcionalmente grande. Esta fuerza de atracción ejercida entre el átomo de hidrógeno de una molécula y el flúor, oxígeno o nitrógeno de otra molécula es lo suficiente única para haberle dado un nombre especial, enlace por puente de hidrógeno. Las razones por las cuales el enlace de hidrógeno no es más fuerte que las fuerzas dipolares ordinarias son dos:

- La diferencia de electronegatividad entre hidrógeno (2.1) y flúor (4.0), oxígeno (3.5) o nitrógeno (3.0) es lo bastante grande para hacer que los electrones de enlace en HF , H_2O y NH_3 se desplacen del hidrógeno. Por consiguiente, los átomos de este elemento en dicha molécula, en lo que respecta a su interacción con moléculas adyacentes, se comportan como protones. Este enlace es más fuerte entre mayor sea la diferencia de electronegatividad de los elementos.
- El pequeño tamaño del hidrógeno permite al átomo de flúor, de oxígeno o de nitrógeno de una molécula, acercarse mucho al átomo de hidrógeno de otra. Es significativo que el enlace de hidrógeno parezca estar limitado primeramente a compuestos que contienen uno de estos tres elementos, cuyos radios atómicos son relativamente pequeños. Los átomos de cloro y azufre, más grandes, con electronegatividad (3.0, 2.8) comparables a la del nitrógeno, muestran poco o ninguna tendencia a formar enlaces de hidrógeno en compuestos como HCl y H_2S .

Aún cuando el enlace por puente de hidrógeno es mucho más débil que un enlace covalente, sin embargo es el tipo más potente de fuerzas intermoleculares. Como muchas moléculas de importancia biológicas (por ejemplo, las proteínas) contienen enlaces O - H y N - H el enlace por puente de hidrógeno es muy frecuente en tales sustancias y a menudo ejerce gran influencia en sus propiedades.

2. Fuerzas de Van der Waals.

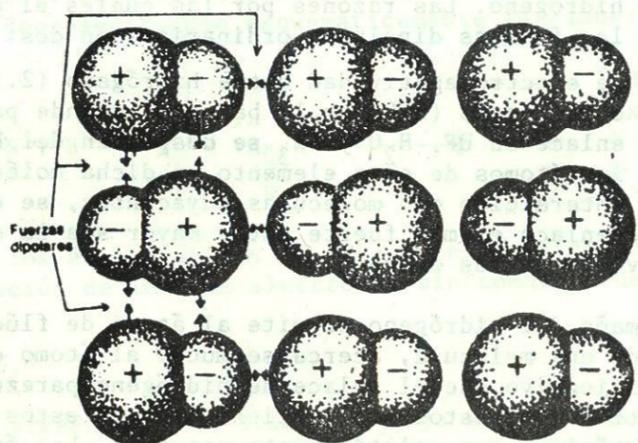
Se dividen en tres categorías:

- Fuerzas dipolo - dipolo
- Fuerzas dipolo - dipolo inducido
- Fuerzas de dispersión o de London.

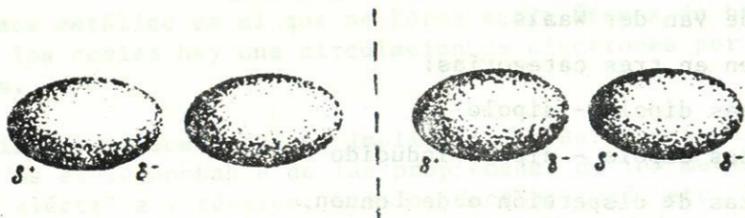
- a) Fuerzas dipolo - dipolo. Estas consisten en la atracción de dos moléculas de la misma o de distintas sustancias, cuyos dipolos permanentes resultan de la diferencia de electronegatividad de sus átomos constituyentes.

Se ha señalado que las moléculas con enlace covalente polar tienden a alinearse en un campo eléctrico. Existe una orientación similar en un compuesto formado por moléculas polares. Por ejemplo, en el cloruro de yodo, las moléculas I Cl están alineadas de tal modo que el átomo de yodo (dipolo positivo) de una molécula está adyacente al átomo de cloro (dipolo negativo) de la molécula vecina.

Esta atracción resulta de menor magnitud que la que se presenta entre iones, ya que las diferentes electronegatividades producen sólo cargas positivas y negativas parciales dentro de la molécula.



- b) Fuerza dipolo - dipolo inducido. Consisten en la atracción de un dipolo por una molécula no polar. Cuando el dipolo se aproxima a la molécula no polar, la carga negativa del dipolo repele a los electrones de la molécula no polar. La nube electrónica de esta última se distorsiona y forma una protuberancia alejada del dipolo que se aproxima. Así, la molécula no polar se transforma en un dipolo inducido y ahora puede ser atraído hacia un dipolo permanente.



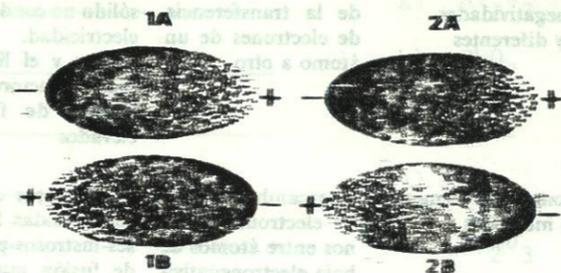
- c) Fuerzas de dispersión o de London. Estas fuerzas se deben a separaciones de carga instantáneas o temporales en moléculas no polares.

Se ha señalado que durante el transcurso de cierto tiempo, los electrones de enlace en una molécula no polar, como H_2 , están igual de cerca de un núcleo que del otro; la molécula no tiene dipolo permanente. Sin embargo, en un momento dado, la nube electrónica puede estar concentrada en un extremo de la molécula (posición 1 A en la figura). Una fracción de segundo después podría encontrar en el extremo opuesto de la molécula (posición 1 B).

La situación es análoga a la de una persona espectadora de un partido de tenis desde una posición directamente en línea con la red. En un instante, sus ojos están enfocados al jugador a su izquierda; un momento después, se desplazan al jugador a su derecha. Durante el transcurso de cierto tiempo, mira tan frecuentemente a un lado como al otro; la posición "media" en que enfoca su vista es de frente.

La concentración instantánea de la nube electrónica a un lado u otro del centro establece un dipolo transitorio, dipolo de deformación en la molécula H_2 . Este, a su vez, induce un dipolo similar en una molécula adyacente. Cuando la nube electrónica en la primera molécula está en la posición 1 A, los electrones en la segunda molécula son atraídos a 2 A. A medida que la primera nube electrónica se desplaza a 1 B, los electrones de la segunda molécula son atraídos de nuevo a 2 B. Estos dipolos temporales o transitorios, ambos orientados en la misma dirección, conducen a una fuerza de atracción entre las moléculas, la fuerza de dispersión.

La potencia de las fuerzas de dispersión dependen de la facilidad con la cual pueda "deformarse" o "polarizarse" la distribución electrónica en una molécula, por un dipolo transitorio establecido en una molécula adyacente. La facilidad de polarización depende básicamente del tamaño de la molécula. Las moléculas grandes, en las cuales los electrones están más alejados de los núcleos, se polarizan más fácilmente que las moléculas pequeñas, compactas, en las cuales los núcleos ejercen mayor dominio sobre la posición de los electrones.



Entre los tipos de fuerzas intermoleculares, las de dispersión son las más frecuentes y, en la mayor parte de los casos, más importantes ya que son las únicas fuerzas de atracción entre moléculas no polares.

Los diferentes tipos de interacciones provocan que las fuerzas de Van Der Waals se afecten entre sí, pero lo único que importa es el resultado neto. Los líquidos y sólidos existen a causa de estas fuerzas intermoleculares que son efectivas sólo a distancias muy cortas.

TABLA DE COMPARACION DE LAS PROPIEDADES DE LOS COMPUESTOS QUE PRESENTAN ENLACE

IONICO	COVALENTE
a) Solubles en agua	a) Insolubles en agua
b) Son sólidos cristalinos, frágiles e incoloros	b) Son sustancias gaseosas o líquidas, o bien sólidos volátiles.
c) Presentan elevados puntos de fusión	c) Presentan bajos puntos de fusión
d) Conducen la corriente eléctrica cuando están fundidos o en soluciones.	d) Son aislantes del calor y la electricidad.

RESUMEN DE LOS ENLACES QUIMICOS

ENLACES INTERATOMICOS

Tipo de enlace	Generalmente formado entre	Enlace formado por	Propiedades asociadas con el tipo de enlace	Ejemplos de sustancias según el tipo de enlace
Covalente	Átomos de elementos no metálicos de electronegatividad semejante	Compartición de pares electrónicos	Moléculas estables no ionizables no conducen a la electricidad en ninguna fase	OF ₂ , C ₂ H ₆ , AsCl ₃ , GeCl ₄ , C, SiC, Si
Iónico	Átomos de elementos metálicos y no metálicos de electronegatividades muy diferentes	Atracción electrostática entre los iones resultantes de la transferencia de electrones de un átomo a otro	Iones cargados en estado gaseoso, líquido y sólido. El sólido no conduce la electricidad. El gas y el líquido son conductores. Puntos de fusión elevados	NaCl, K ₂ O, BaS, LiH, CdF ₂ , BaBr ₂ , ErCl ₃ , CdO, Ca ₃ N ₂
Metálico	Átomos de elementos metálicos	Intercambio común de electrones externos entre átomos de baja electronegatividad	Conductores eléctricos en todas las fases-lustrosos-puntos de fusión muy elevados	Na, Au, Cu, Zn, Ac, Be, Gd, Fe, Dy

I. Relacione las siguientes preguntas.

Tipo de enlace que se forma por pérdida y ganancia de electrones. () Covalente puro

Tipo de enlace donde un átomo comparte todo un par de electrones, con otro átomo que comparte un orbital vacío. () Covalente polar

Tipo de enlace que se forma cuando se unen átomos del mismo elemento, por compartición de electrones. () Covalente múltiple

Tipo de enlace cuando uno de los átomos tienen mayor electronegatividad y los electrones compartidos están más cerca de su núcleo. () Enlace iónico

Enlace formado por tres parejas de electrones compartidos entre dos átomos. () Covalente coordinado

II. Dados los valores de electronegatividad de los elementos, determine si el compuesto forma un enlace Iónico, Covalente Polar, Covalente no Polar, Covalente Puro.

- | | | | |
|----------------------|-------|-----------------------------------|-------|
| a) HF | _____ | f) H ₂ | _____ |
| b) CO ₂ | _____ | g) Al ₂ O ₃ | _____ |
| c) MgCl ₂ | _____ | h) PbO ₂ | _____ |
| d) O ₂ | _____ | i) CCl ₄ | _____ |
| e) SiCl ₄ | _____ | j) N ₂ | _____ |
| | | k) Fe ₂ O ₃ | _____ |

III. Represente por medio de la estructura puntual de Lewis los siguientes compuestos y diga a que tipo de enlace pertenecen.

- | | | | |
|-----------------------------------|-------|-----------------------------------|-------|
| a) H ₃ PO ₄ | _____ | f) CCl ₄ | _____ |
| b) H ₂ O | _____ | g) AlCl ₃ | _____ |
| c) NaCl | _____ | h) H ₂ SO ₄ | _____ |
| d) N ₂ | _____ | i) CaS | _____ |
| e) CO ₂ | _____ | j) SiCl ₄ | _____ |

IV. ¿Qué es enlace Metálico?

V. Dar algunas propiedades de los compuestos Iónicos.

VI. Dar algunas propiedades de compuestos covalentes.

VII. Dar algunas propiedades de compuestos, que resulten de la combinación de un metal con metal (aleaciones)

VIII. ¿Por qué resisten los no metales, a que se separen electrones de sus átomos?

IX. ¿Por qué es difícil separar más de dos electrones de un átomos?

X. La molécula CCl_4 no es polar, pero $H-O-H$ lo es. ¿Cómo se explica éste hecho?

XI. ¿Define el enlace puente de Hidrógeno?

XII. ¿Qué efectos produce la electronegatividad de los átomos sobre los electrones.

XIII. Enuncie cuáles son las condiciones que deben tener dos átomos para unirse o enlazarse químicamente.

XIV. ¿Qué es un Anión y qué es un Cation?

XV. ¿Qué grupos de elementos se combinan entre sí para formar compuestos iónicos?

XVI. ¿Cuáles son los diferentes tipos de fuerzas e interacción intermolecular?

XVII. ¿Explicar porqué la molécula de agua tiene un momento dipolar?

XVIII. ¿Explique a que se debe que se produzca, la polaridad de una molécula?

VALORES DE ELECTRONEGATIVIDAD

H = 2.1	N = 3.0
F = 4.0	Fe = 1.8
C = 2.5	K = 0.8
O = 3.5	Si = 1.8
Mg = 1.2	Cl = 3.0
Al = 1.5	Pb = 1.8

UNIDAD V

ENLACE QUIMICO

LABORATORIO # 2

1. ¿En qué consiste las estructuras de Lewis?

2. Ilustra la estructura de Lewis de los siguientes elementos

- | | |
|-------------|------------|
| a) Actino | e) Oro |
| b) Aluminio | f) Francio |
| c) Argón | g) Oxígeno |
| d) Boro | h) Carbono |

3. Represente la estructura de Lewis de los siguientes compuestos.

- | | |
|-----------------------------|--------------------|
| a) BaCl_2 | e) CO_2 |
| b) Na_2SO_4 | f) CuO |
| c) LiOH | g) NH_4 |
| d) H_2S | h) AlCl_3 |

4. En base a la diferencia de electronegatividad determina el enlace de los siguientes compuestos.

- | | |
|-------------------------|--------------------|
| a) H_2O | e) NaI |
| b) MgS | f) CH_4 |
| c) CO | g) AgCl |
| d) SO_2 | h) CaBr_2 |

d) Covalente polar.

e) Covalente coordinado, semipolar o dativo.

f) Metálico

7. Defina el enlace por fuerzas de Van Der Waals.

8. ¿Cuáles son los enlaces intermoleculares?

9. ¿Cuál es la división de las fuerzas de Van Der Waals y defina cada una de ellas?.

10. ¿Cuáles son los Rangos de los valores de electronegatividad para los siguientes enlaces?

- a) Iónico _____
- b) Covalente polar _____
- c) Covalente no polar _____
- d) Covalente puro _____

CAPILLA ALFONSO NA
SECRETARIA

UNIVERSIDAD AUTONOMA DE QUERETARO
SECRETARIA