TEORÍAS ATÓMICAS

1. DALTON

|  |  |
| --- | --- |
| * Propuesta alrededor de 1803 por el químico inglés John Dalton * Establece que todos los elementos están compuestos por átomos (parte más pequeña de un elemento que mantiene la identidad de ese elemento). * Dalton estudió los pesos de diversos elementos y compuestos. Se percató de que la materia siempre se combina en proporciones fijas basadas en el peso, o volumen en el caso de los gases. * Los compuestos químicos siempre contienen la misma proporción de elementos en masa, independientemente de la cantidad (ley de Proust de proporciones definidas). * Los átomos no pueden ser subdivididos, creados o destruidos. * Los átomos de diferentes elementos pueden combinarse en simples proporciones de números enteros para formar compuestos químicos. * En las reacciones químicas, los átomos se combinan, separan o reordenan. | Modelo de Dalton | Portal Académico del CCH |

1. THOMSON

|  |  |
| --- | --- |
| * Descubrió el electrón, por lo que fue el primero en incorporar los electrones en la estructura del átomo. * Propuso que “los átomos son pedazos de materia con forma” * Estableció el usar modelos para poder determinar las ecuaciones necesarias para determinar la estabilidad atómica. * Propone el modelo “pudín” * Dice que los electrones rotan con velocidad angular constante. | Modelo atómico de J.J. Thomson | Modelos atómicos |

1. RUTHERFORD

|  |  |
| --- | --- |
| * Los átomos están compuestos por partes más pequeñas llamadas partículas subatómicas. La primera parte que se descubrió fue el electrón, una diminuta partícula subatómica con carga negativa (e −). * El protón, es una partícula subatómica más masiva (pero aún diminuta) con una carga positiva (p + ). * El neutrón es una partícula subatómica con aproximadamente la misma masa que un protón, pero sin carga. | Modelo Atómico de Rutherford - Concepto y experimento |

1. BOHR

|  |  |
| --- | --- |
| * Describe el intercambio de energía del electrón en el átomo. * planteo un modelo valido para átomos con un electrón * Establece 4 postulados:   + Un electrón en un átomo se mueve en una órbita circular alrededor del núcleo bajo la influencia de la atracción entre el electrón y el núcleo.   + Para un electrón solo es posible moverse en una órbita.   + Un electrón que se mueva en una de esas órbitas permitidas no irradia energía electromagnética, aunque está siendo acelerado constantemente por las fuerzas atractivas al núcleo. Por ello, su energía total permanece constante.   + Si un electrón que se mueve en una órbita de energía, y luego cambia su movimiento de forma que pasa a otra órbita de energía, se emite o absorbe energía electromagnética para compensar el cambio de la energía total. | Modelo Atómico de Bohr: información, características y aportes |

1. SCRODINGER

|  |  |
| --- | --- |
| * Propuso el modelo mecánico cuántico del átomo, el cual trata a los electrones como ondas de materia. * Estableció una ecuación fundamental que pudiera describir el comportamiento y la energía de ciertas partículas. * Esta ecuación se puede resolver para obtener una serie de funciones de onda, cada una de las cuales está asociada con una energía de enlace * No podemos conocer tanto la energía como la posición de un electrón. Por lo tanto, a medida que sabemos con mayor precisión la posición del electrón, sabemos menos sobre su energía, y viceversa * El cuadrado de la función representa la probabilidad de encontrar un electrón en una región dada dentro del átomo. * Determina que dentro de los mismos niveles de energía existen otros subniveles (S, P, D, F), razón por la cual existen variaciones de energía dentro de un mismo nivel. | Caracteristicas de el modelo | Modelo Atomico de Schrodinger | Modelos  atomicos, Atomos dibujo, Maquetas de celulas  modelo mecanocuántico de átomo (schrödinger) |

ENLACES QUÍMICOS

Se llama enlace químico a las fuerzas de unión entre los átomos que forman un compuesto, en donde se redistribuyen los electrones de esos átomos.

Este proceso es posible debido a la electronegatividad que presentan los átomos, ya que de esta forma se crean los iones positivos (llamados cationes) y negativos (llamados aniones) quienes se atraen o repelan para formar compuestos.

Ahora bien, existen tres casos de redistribución de electrones:

1. Enlace metálico: Compartición de electrones entre elementos electropositivos. El número de electrones es insuficiente para formar enlaces con todos los átomos vecinos

Como los electrones no pertenecen a ningún átomo en particular, los átomos existen como iones positivos y se neutralizan con las cargas negativas de todos los electrones.

Este tipo de enlace explica las propiedades de los metales:

La alta densidad que poseen los metales es provocada por el poco espacio que existe entre los iones positivos.

La maleabilidad (capacidad de ser moldeados con herramientas) se debe a que las capas de cationes metálicos se deslizan unas sobre otras.

La conducción del calor y la electricidad está asociada con el libre movimiento de los electrones entre las capas de la red.

1. Enlace iónico: Es la transferencia de electrones entre dos elementos. Uno de los dos átomos ha cedido sus electrones al otro, estableciéndose una atracción electrostática entre un catión y un anión, formadas del elemento menos electronegativo al más electronegativo.

Este enlace se forma comúnmente cuando la diferencia de las electronegatividades que existen entre los dos átomos participantes es mayor de 1.6.

1. Enlace covalente: Compartición de electrones entre elementos ligeramente electronegativos (no metálicos). Una molécula tiene un enlace covalente cuando todos los átomos que la constituyen comparten sus electrones, de manera que cada uno presenta ocho electrones en su capa de valencia.

Se conocen dos tipos de enlaces covalentes:

Covalente puro, que se presenta entre átomos iguales (C-C, H-H, F-F), y el covalente polar (simple), que ocurre entre átomos diferentes (por ejemplo, el agua (H2O) es una molécula con dos enlaces covalentes polares, donde el átomo de oxígeno comparte un par de electrones con cada átomo de hidrógeno).

Se caracterizan por presentar conductividad eléctrica en la fase líquida, y son de amplia solubilidad en disolventes apolares (también llamados no polares) y muy baja solubilidad en disolventes polares.

Se les llama polar cuando su diferencia de electronegatividad va desde 0.3 hasta 1.7 y comparten electrones de forma no equitativa, es decir, los electrones de enlace son más atraídos por un átomo que por el otro; y apolares, con una diferencia de electronegatividad de 0 a 0.3, en estos sí se distribuye equitativamente la cantidad de electrones.

ELECTRONEGATIVIDAD

El hecho de que un enlace sea covalente no polar o polar viene determinado por una propiedad de los átomos enlazados llamada electronegatividad. La electronegatividad es una medida de la tendencia de un átomo a atraer electrones (o configuración electrónica) hacia sí mismo.

Determina cómo se distribuyen los electrones compartidos entre los dos átomos de un enlace. Cuanto más fuertemente atraiga un átomo los electrones de sus enlaces, mayor será su electronegatividad.

Los electrones de un enlace covalente polar se desplazan hacia el átomo más electronegativo; así, el átomo más electronegativo es el que tiene la carga negativa parcial. Cuanto mayor sea la diferencia de electronegatividad, más polarizada estará la distribución de electrones y mayores serán las cargas parciales de los átomos.

El átomo que atrae los electrones con más fuerza adquiere la carga parcial negativa y viceversa. Entonces, decimos que se ha formado un enlace polar y que la molécula contiene un momento dipolar.

A veces designamos los átomos positivos y negativos de un enlace covalente polar utilizando una letra griega minúscula "delta", δ, con un signo más o un signo menos para indicar si el átomo tiene una carga positiva parcial (δ+) o una carga negativa parcial (δ-). Otra forma de representar las cargas es dibujando una nube de densidad de electrones alrededor del enlace

Sin embargo, una molécula con enlaces polares puede no ser polar en general. Si todos los momentos dipolares actúan en direcciones opuestas y se anulan entre sí, la molécula quedará sin dipolo.

CARGA FORMAL

FUERTAS INTERMOLECULARES E INTRAMOLECULARES

Anteriormente se mencionó que un átomo puede atraer el par de electrones con más fuerza que el otro, y que esto se debe a las diferencias en las electronegatividades.

Las moléculas se mantienen unidas por fuerzas intermoleculares, son fuerzas más débiles que las fuerzas intramoleculares y no requieren tanta energía para romperse. Hay tres tipos principales de fuerzas de atracción que ocasionan que las moléculas se asocien en sólidos y líquidos:

Las fuerzas dipolo-dipolo permanentes de moléculas polares, ocurren Cuando dos extremos negativos o dos positivos se acercan, se repelen, pero pueden girar y orientarse ellos mismos hacia el arreglo positivo-negativo más estable. Por lo tanto, las fuerzas dipolo-dipolo, por lo general son fuerzas intermoleculares de atracción que resultan de la atracción de extremos positivos y negativos de los momentos dipolares de moléculas polares

fuerzas de dispersión de London

el enlace de hidrógeno

fuerzas dipolares inducidas),

Incluyen las fuerzas de Van der Waals en donde se presentan cuatro tipos en particular:

|  |  |
| --- | --- |
| Fuerzas de orientación | Es una fuerza de tipo atractivo que precede a la energía de orientación y está presente en las agrupaciones moleculares, se presenta en moléculas con dipolo permanente, orientándose de acuerdo con sus cargas, como son HCI (ácido clorhídrico), NH3 (amoniaco), H2O (dihidruro de oxígeno o agua), entre otras. |
| Fuerzas de inducción | Se presentan entre una molécula con dipolo permanente y otra sin dipolo permanente, esto significa que la atracción electrostática entre el extremo positivo de una molécula se distorsiona con la influencia del extremo negativo, formando un dipolo inducido. Las cargas contrarias quedan orientadas en el mismo sentido, pero la energía en este caso es de inducción. |
| Fuerzas de dispersión | es la fuerza que conduce a la energía de dispersión, explica el comportamiento de los gases nobles y al mismo tiempo resulta ser el principal contribuyente a la atracción de Van der Waals. La energía de dispersión se atribuye a la atracción entre dos dipolos inducidos. |
| Fuerzas de repulsión | necesariamente grande y repulsiva se manifiesta cuando las nubes electrónicas saturadas de electrones empiezan a traslaparse. Esta energía se conoce como energía de repulsión de London y predomina sobre las energías anteriores. |

En cambio, las fuerzas intramoleculares son fuerzas dentro de una molécula.

ECUACIONES QUÍMICAS

1. SIMBOLOGÍA

BALANCEO

1. TANTEO
2. REDOX
3. ALGEBRAICO

SOLUCIONES

Una solución es una mezcla homogénea de dos o más sustancias puras. Una solución puede separarse en sus componentes utilizando ciertos métodos, según sea el tipo de disolución.

A la sustancia que se encuentra en gran cantidad en la solución se le llama el solvente.

A la sustancia que se encuentra en cantidades menores en una solución se le llama soluto.