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.

ESTRUCTURA DE LEWIS Y CARGA FORMAL

<https://www.quimicainorganica.org/quimica-basica/estructuras-de-lewis/>

La estructura de Lewis es una representación gráfica que muestra los pares de electrones en un enlace entre los átomos de una molécula y los pares de electrones solitarios que puedan existir. Representan también si entre los átomos existen enlaces simples, dobles o triples. Para representar cada enlace, se usan pares de puntos o líneas.

Sin embargo, en algunos casos es posible construir varias estructuras de Lewis para una misma especie. El concepto de carga formal nos ayudará a decidir cuál estructura es más correcta (todas las estructuras son correctas siempre y cuando cumplan con ciertos requisitos, la diferencia es que una de ellas es más estable que la otra). Entonces, podemos definir la carga formal de un átomo como la diferencia de carga eléctrica entre los electrones de valencia (los cuales se indican por el grupo del elemento en la tabla periódica) de un átomo aislado.

La carga formal de un átomo se calcula de la siguiente forma:

CARGA FORMAL =

[N° e de valencia] – [N° e no enlazados] – [N° de enlaces que tiene el átomo]

Es importante notar que debemos calcular la carga formal de todos los átomos que conforman una molécula (o ión) y que la suma de cargas formales debe ser igual a la carga eléctrica de la especie en estudio (si es una molécula neutra, debe ser cero; si es un ión, debe coincidir con la carga de éste, ya sea positiva o negativa).

La estructura más estable será aquella que:

1. Tenga a sus átomos con cargas formales igual a cero.

2. Tenga a sus átomos con cargas formales similares y más cercanas a cero.

3. Tenga a los átomos más electronegativos soportando las cargas negativas.

* Ejemplos y ejercicios.

Para resolver ejercicios de carga formal primero escribimos una posible forma de su estructura de Lewis siguiendo algunos puntos:

1. Escribir el átomo central, este será aquel que puede formar más de un enlace con los otros átomos, o bien, el más electronegativo.
2. Acomodar el resto de los átomos, completando la regla del octeto (máximo 8 electrones por átomo).

Ahora bien, hay algunas excepciones al acomodar átomos:

1. Hay átomos que pueden tener doble o triple enlace. Esto puede provocar que, en algunos casos, un átomo tenga más de 8 electrones de valencia. Es decir, existen excepciones en la regla del octeto para algunos átomos y moléculas. Los átomos que no cumplen esta regla son Fósforo, Azufre, Selenio, Silicio y Helio. En el caso de las moléculas, la regla no se cumple cuando una molécula contiene al menos un átomo de los mencionados anteriormente.
2. El carbono siempre forma cuatro enlaces en todo compuesto, por lo que jamás tiene pares libres. Esto nos indica que un átomo de carbono siempre va a ser central.
3. La única excepción del punto anterior es el monóxido de carbono (CO), donde el carbono se une al oxígeno por un enlace triple y completa su octeto con un par libre.

* Ejercicios para carga formal:

Primero dibujamos una posible estructura de Lewis, con sus enlaces y electrones libres correspondientes. Siguiendo la formula, escribimos los electrones de valencia (color amarillo) menos los electrones libres (rojo) menos la mitad de los electrones de enlace (rosa).

Procedemos a aplicar la fórmula en cada átomo. En el caso de CO2, la CF es igual en ambos átomos de O, no importa cómo los dibujemos, entonces, no es necesario calcularlo dos veces. Esto también aplica en el caso del NH3 , observe la estructura propuesta: cada CF de hidrógeno será igual sin importar su posición.

Para ambos casos, el resultado de las cargas formales es igual a cero, por lo tanto, podemos decir que la estructura es correcta.

Gráfico de dispersión

Descripción generada automáticamente con confianza baja

Nótese que, en el caso del anión PO4, la carga es de -3, por lo tanto, al calcular la carga formal de cada átomo nos dio como resultado 1 y -1 (para el oxígeno, nuevamente, tenemos 4 veces el mismo dibujo, por lo tanto 4 por (-1), igual a (-4). Al sumar las CF obtenidas, el resultado debe ser (-3).

Gráfico de dispersión

Descripción generada automáticamente con confianza baja

Para practicar estos casos, puedes usar cualquier molécula o compuesto, aquí te dejamos algunos: CO, SNO4, H2O2, (HCO3)-1, SO4.

ECUACIONES QUÍMICAS

En general, una ecuación química está formada por reactivos (compuestos iniciales) y productos (compuestos obtenidos al finalizar la reacción). En ella hay otras partes como los coeficientes estequiométricos, los cuales se utilizan para equilibrar las ecuaciones químicas. Estos coeficientes indican la proporción en la que reaccionan los reactivos y se forman los productos.

Por otro lado, la simbología de las reacciones químicas es fundamental para comprender los procesos químicos. A través de símbolos y fórmulas, podemos representar de manera precisa las transformaciones químicas que ocurren en una reacción.

Los símbolos utilizados en las reacciones químicas se dividen en dos categorías principales: los símbolos de los elementos y los símbolos de las fórmulas químicas. Los símbolos de los elementos se basan en la tabla periódica y representan los diferentes elementos químicos. Estos consisten en una o dos letras, donde la primera letra es siempre mayúscula y la segunda letra, si está presente, es siempre minúscula.

Por otro lado, los símbolos de las fórmulas químicas representan los diferentes compuestos químicos. Estos están formados por los símbolos de los elementos que componen el compuesto, acompañados por subíndices que indican la cantidad de átomos de cada elemento. Además, los paréntesis se utilizan para agrupar elementos o compuestos que se repiten en la fórmula.

1. SIMBOLOGÍA

Captura de pantalla de computadora

Descripción generada automáticamente

Tabla obtenida de (A. Z. Fernandes. “Ecuación química: qué es, partes y símbolos (con ejemplos)”. Toda Materia. Accedido el 26 de abril de 2024. [En línea]. Disponible: <https://www.todamateria.com/ecuacion-quimica/> ).

Ya que entendemos las partes de una ecuación química, ¿para qué nos sirven? Principalmente para describir los procesos y conocer las cantidades necesarias para preparar una solución.

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 cantidades menores en una solución se le llama soluto.

A la sustancia que se encuentra en gran cantidad en la solución se le llama el solvente. Cualquier líquido puede actuar como solvente, pero el más utilizado es el agua; llamándose a estas soluciones acuosas.

Las soluciones pueden clasificarse en homogéneas o heterogéneas. La diferencia entre ambas es que la mezcla homogénea es una solución que ofrece una sola fase, es decir, a simple vista no se pueden diferenciar sus componentes, mientras que la heterogénea puede presentar dos o más fases, por lo tanto, a simple vista se pueden identificar los elementos que la componen.

Según la cantidad de soluto que se agrega a una solución, esta se puede clasificar en tres tipos:

Insaturada: Cuando una solución contiene disuelto menos soluto del que puede disolver el solvente.

Saturada: Es aquella que tiene un equilibrio entre el solvente y el soluto a una temperatura dada. Cuando una solución está saturada, ya no es posible disolver más soluto.

Sobresaturada: Cuando una solución contiene "disuelto" más soluto del que puede disolverse dice que esta solución es una solución sobresaturada.

CONCENTRACIÓN DE SOLUCIONES.

Se denomina concentración de una solución a la relación entre la cantidad de soluto disuelta y la cantidad total de la solución. La concentración de una solución puede expresarse de diversas maneras. Los métodos más utilizados son:

* Porcentaje masa/masa : significa que hay X gramos de soluto disueltos por cada 100g de solución.
* Porcentaje masa/volumen : significa que hay X gramos de soluto disueltos por cada 100cm3 o 100ml de solución.
* Porcentaje volumen/volumen : significa que hay X cm3 de soluto disueltos por cada 100cm3 de solución (podemos manejar tanto cm3 como ml).
* Molaridad (M): moles de soluto disueltos por cada 1000cm3 de solución.
* Molalidad (m): moles de soluto disueltos por cada 1000 gramos de solvente.

La capacidad de un solvente de disolver un soluto, en determinadas condiciones de presión y temperatura, es limitada. Cuando disolvemos un soluto en un solvente llega un momento a partir del cual el soluto ya no se disuelve más. Es decir, se alcanza el punto de saturación, entonces, se dice que dicha solución está saturada para esa temperatura y presión.

SOLUBILIDAD

Se define como solubilidad a la concentración de un soluto en la solución saturada, a determinada temperatura y presión. Suele expresarse a la solubilidad como los gramos de soluto disueltos por cada 100 gramos de solvente.

La solubilidad de un soluto depende de la naturaleza del soluto, del solvente y de la temperatura, ya que la presión solo influye en el caso de solutos gaseosos. Por lo general, la solubilidad aumenta con el incremento de la temperatura; aunque existen casos a la inversa.

<https://colegiosanalfonso.cl/wp-content/uploads/2020/05/TR4-SEGUNDO-QUIMICA.pdf>

Libretexts. “3.9: Fuerzas intramoleculares y fuerzas intermoleculares”. LibreTexts Español. Accedido el 26 de abril de 2024. [En línea]. Disponible: [https://espanol.libretexts.org/Quimica/Química\_Introductoria,\_Conceptual\_y\_GOB/Introducción\_a\_la\_Química\_General\_(Malik)/03:\_Compuestos/3.09:\_Fuerzas\_intramoleculares\_y\_fuerzas\_intermoleculares](https://espanol.libretexts.org/Quimica/Qu%C3%ADmica_Introductoria,_Conceptual_y_GOB/Introducci%C3%B3n_a_la_Qu%C3%ADmica_General_(Malik)/03:_Compuestos/3.09:_Fuerzas_intramoleculares_y_fuerzas_intermoleculares)

“La simbología de las reacciones químicas: guía completa y práctica - Polaridad.es”. Polaridad.es. Accedido el 26 de abril de 2024. [En línea]. Disponible: <https://polaridad.es/simbologia-de-las-reacciones-quimicas/>