

# PRECONCEPTOS

<b>electrones de valencia</b>	<p>Los <b>electrones de valencia</b> son los <a href="#">electrones</a> que se encuentran en la capa de mayor nivel de energía del <a href="#">átomo</a>, siendo estos los responsables de la <a href="#">interacción</a> entre átomos de distintas especies o entre los átomos de una misma. Los electrones en los niveles de energía externos son aquellos que serán utilizados en la formación de compuestos. Los "electrones de valencia", son los que presentan la facilidad de formar enlaces</p>
<b>ESTRUCTURA DE LEWIS</b>	<p>La Estructura de Lewis, o puede ser llamada diagrama de punto, es una representación gráfica que muestra los <b>enlaces</b> entre los átomos de una molécula y los pares de electrones solitarios que puedan existir.</p> <p>Esta representación se usa para saber la cantidad de electrones de valencia de un elemento que interactúan con otros o entre su misma especie, formando <b>enlaces</b> ya sea simples, dobles, o triples y estos se encuentran íntimamente en relación con los <b>enlaces</b> químicos y su geometría molecular, y la distancia que hay entre cada enlace formado.</p> <p>Las estructuras de Lewis muestran los diferentes átomos de una determinada molécula usando su símbolo químico y líneas que se trazan entre los átomos que se unen entre sí. En ocasiones, para representar cada enlace, se usan pares de puntos y/o líneas.</p>
<b>REGLA DEL OCTETO</b>	<p>La regla del octeto, establece que los átomos de los elementos se enlazan unos a otros en el intento de completar su capa de valencia (última capa de la electrosfera).</p> <p>La denominación "regla del octeto" surgió en razón de la cantidad establecida de electrones para la estabilidad de un elemento, o sea, el átomo queda estable cuando presenta en su capa de valencia 8 electrones.</p> <p>Para alcanzar tal estabilidad sugerida por la regla del octeto, cada elemento precisa ganar o perder (compartir) electrones en los <b>enlaces</b> químicos, de esa forma ellos adquieren ocho electrones en la capa de valencia</p>
<b>ELECTRO-NEGATIVIDAD</b>	<p>La electronegatividad de un elemento es la capacidad que tiene un átomo de elemento para atraer hacia <u>sí</u> los electrones, cuando forma parte de un compuesto.</p> <p>Si un átomo tiene una gran tendencia a atraer electrones se dice que es muy electronegativo.</p> <p><b>ELECTRONEGATIVIDAD EN LOS ENLACES</b></p> <p>Para los covalentes puros la electronegatividad es de 0.0</p> <p>Para los covalentes no polar la electronegatividad es de 0.0 – 0.9</p> <p>Para los covalentes polar la electronegatividad es de 1.0 – 1.6</p> <p>Para los <b>enlaces</b> iónicos la electronegatividad es de 1.7 o mas</p>
<b>potencial de ionización</b>	<p><b>potencial de ionización</b> o energía de ionización (EI) es la energía que hay que suministrar a un átomo neutro, gaseoso y en estado fundamental para arrancarle, separar el electrón más externo, que está más débilmente retenido, y convertirlo en un catión</p>
<b>enlaces</b>	<p>Se define como la fuerza de unión que existe entre dos átomos, cualquiera que sea su naturaleza, debido a la transferencia total o parcial de electrones para adquirir ambos la configuración electrónica estable correspondiente a los gases inerte; es decir, el enlace es el proceso por el cual se unen átomos iguales o diferentes para adquirir la configuración electrónica estable de los gases inertes y formar moléculas estables</p>
<b>Tipos de enlaces</b>	<p><b>TIPOS DE ENLACE</b></p> <p>Covalente puro. es aquel que se da entre dos átomos que tienen exactamente la misma electronegatividad</p> <p>En verdad se trata de un enlace de compartimiento de electrones entre dos o más átomos del mismo elemento</p> <p>La diferencia de electronegatividades entre estos elementos será por lo tanto de CERO</p> <p><b>COVALENTE NO POLAR.</b> Cuando la electronegatividad de los compuestos que se unen son cuantitativamente iguales, o muy cercanos (ejemplo: O=O), por ello los electrones se mantienen cerca de los dos núcleos de forma que no existe un extremo más polar que otro.</p> <p><b>COVALENTE NO POLAR.</b> Cuando la electronegatividad de los compuestos que se unen es cuantitativamente diferente y por lo tanto los electrones se mantendrán cerca del núcleo más electronegativo mayor tiempo. Por ello se pueden definir un polo negativo (donde la densidad de electrones es mayor) y un polo positivo (donde es menor) ejemplo: O-H</p> <p><b>ENLACE IONICO.</b> La definición química de un enlace iónico es la una unión de átomos que resulta de la presencia de atracción electrostática entre los iones de distinto signo, es decir, uno fuertemente electropositivo (baja energía de ionización) y otro fuertemente electronegativo (alta afinidad electrónica). Eso se da cuando en el enlace, uno de los átomos capta electrones del otro. Dado que los elementos implicados tienen elevadas diferencias de electronegatividad, este enlace suele darse entre un compuesto metálico y uno no metálico.</p>