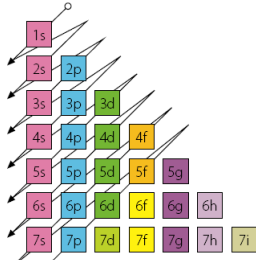
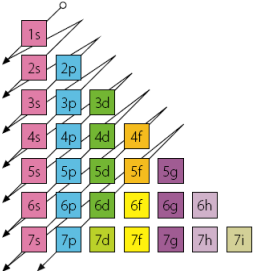


<p>Repaso</p>	<p>Las partículas que forman el átomo: En el interior de los átomos hay una o más partículas cargadas negativamente a las que se llamó electrones" (JJ Thomson). Como la materia es neutra se pensó que debería haber una partícula con carga positiva, el protón. (Rutherford). Después se descubrió una tercera partícula, neutra, en neutrón. (Chadwick).</p> <p>Modelos atómicos:</p> <p>1.- Modelo de Thomson: El átomo debía ser como una gran masa de carga positiva, e insertados en ella debían estar los electrones compensado dicha carga para que el átomo sea neutro.</p> <p>-Experiencia de la lamina de oro de Rutherford: -la mayoría de las partículas alfa atravesaban la lamina, una pequeña proporción se desviaba y una de cada 10 000 rebotaba.</p> <p>2.- Modelo de Rutherford: En el interior del átomo se encuentra el núcleo, muy pequeño en comparación con el tamaño del átomo. En el núcleo está concentrada toda su carga positiva y los electrones giran a su alrededor.</p> <p>-Iones: cuando un átomo pierde electrones (-), adquiere carga positiva (+) y se convierte en un ión positivo o catión. Cuando un átomo gana electrones (-), adquiere carga negativa (-) y se convierte en un ión negativo o anión.</p>
<p>1.La constitución del átomo.</p> <p>${}^A_Z X$</p>	<p>El átomo es una estructura con un núcleo muy pequeño en relación al tamaño total del átomo. En el núcleo se encuentran los protones y los neutrones (nucleones). Alrededor de este núcleo se mueven los electrones a una distancia del núcleo muy grande en comparación con el tamaño de éste. Es decir la mayor parte del átomo está vacío.</p> <p>${}^A_Z X$ El átomo se representa así: donde Z es el número atómico e indica el número de protones, A es el número másico e indica el número de protones mas neutrones. A-Z sería el número de neutrones. Si el átomo es neutro, habrá el mismo número de protones que de electrones.</p> <p>Isótopos: Son átomos de un mismo elemento químico, que tienen el mismo Z y distinta A.</p>
<p>2. El átomo cuantizado.</p> <p>2.1. El modelo atómico de Bohr.</p> <p>2.2. El modelo atómico actual.</p>	<p>El modelo de Rutherford era inestable, ya que en ese tiempo se sabía que si una carga eléctrica estaba girando emitiría energía electromagnética y en consecuencia el electrón describiría orbitas cada vez mas pequeñas hasta chocar contra el núcleo.</p> <p>2.1. El modelo atómico de Bohr o modelo cuántico. Para evitar el problema, Bohr estableció matemáticamente que los electrones no podía girar en todas las orbitas posibles, sino que solo había una orbitas permitidas; se dice por ello que el átomo está cuantizado.</p> <p>Átomo cuantizado: Los electrones se organizan en niveles de energía que tienen una capacidad limitada. En el primer nivel (K) caben 2 electrones, en el segundo nivel (L) 8 electrones, en el tercer ni (M) 16 electrones, en el cuarto (N) 32, etc.</p> <p>Pero posteriores experiencias demostraron que los niveles de energía se desdoblaban en subniveles, y esto no lo podía explicar el modelo.</p> <p>2.2. El modelo de Schrodinger o modelo mecano-cuántico: Es el modelo atómico actual. Este modelo establece que los electrones se encuentran alrededor del núcleo ocupando posiciones más o menos probables, pero su posición no se puede predecir con total exactitud. Conceptualmente pasamos de hablar de orbitas de Bohr a orbitales de Schrodinger, siendo el orbital una zona del espacio en la que existe una probabilidad elevada (mayor del 90%) de encontrar el electrón. En cada orbital, como máximo, caben 2 electrones desapareados o de spines contrarios.</p> <p>Tipos de orbitales: Los orbitales "s" tienen forma esférica y como máximo caben 2 electrones. Los orbitales "p" tienen forma de globo y como son tres, como máximo caben 6 electrones. Los orbitales "d" tienen forma de globo y como son cinco, como máximo caben 10 electrones. Los orbitales "f" tienen forma raras y como son siete, como máximo caben 14 electrones.</p>
<p>3. Distribución de los electrones en un átomo.</p> <p>3.1. Configuración electrónica.</p> <p>3.2. La energía de los orbitales.</p> <p>3.3. Electrones de valencia.</p> <p>Regla de Moeller</p> 	<p>Los electrones se distribuyen en los átomos desde el nivel de mínima energía hacia los niveles de energía creciente.</p> <p>3.1. Configuración electrónica. De un átomo es el modo en que está distribuidos los electrones alrededor del núcleo, siguiendo algunas reglas.</p> <ol style="list-style-type: none"> 1.-En cada orbital solo puede haber dos electrones, desapareados o de spines contrarios. 2.-Los electrones se van colocando en el átomo ocupando el orbital de menor energía que esté vacante. 3.-Cuando se llenan orbitales de la misma energía, primero se coloca un electrón en cada uno de ellos y cuando todos tienen uno se coloca el segundo. (Máxima multiplicidad de Hunt). <p>3.2. La energía de los orbitales. La energía de los orbitales no coincide exactamente con el orden de los niveles. Por ejemplo el nivel "4s" tiene menos energía que el nivel "3d". El orden de llenado de los orbitales sigue el diagrama de Moeller.</p> <p>3.3. Electrones de valencia. Son los electrones responsables del comportamiento químico de los átomos. Son los electrones situados en el último nivel. La valencia de un elemento es el número de electrones que necesita o que le sobra para tener completo su último nivel (8 electrones, o 2 electrones en el caso del Helio). Por ejemplo, los gases nobles tienen de valencia cero ya que tienen completo el último nivel (8 electrones o 2 electrones en el caso del Helio) y eso le hace que no sean reactivos.</p>

<p>4. El sistema periódico de los elementos.</p> <p>Regla de Moeller</p> 	<p>1.- Los átomos del grupo 1, (alcalinos), tienen 1 electrón en el último nivel. (conf. ns¹), deben perder ese electrón para obtener la configuración más estable (gas noble siguiente), y se convierten en un catión +1.</p> <p>2.- Los átomos del grupo 2, (alcalinotérreos), tienen 2 electrones en el último nivel. (conf. ns²), deben perder esos dos electrones para obtener la configuración más estable (gas noble siguiente), y se convierten en un catión +2.</p> <p>3.- Los átomos del grupo 18, (gases nobles) tienen 8 electrones en el último nivel. (conf. ns² np⁶), ni ganan ni pierden electrones, son los elementos más estables o no reactivos.</p> <p>4.- Los átomos del grupo 17, (halógenos) tienen 7 electrones en el último nivel. (conf. ns² np⁵), deben ganar 1 electrón para obtener la configuración más estable (gas noble siguiente), y se convierten en un anión -1.</p> <p>5.- Los átomos del grupo 16, (anfígenos) tienen 6 electrones en el último nivel. (conf. ns² np⁴), deben ganar 2 electrón para obtener la configuración más estable (gas noble siguiente), y se convierten en un anión -2.</p> <p>6.- Los átomos del grupo 15 (grupo del Nitrógeno) tienen 5 electrones en el último nivel. (conf. ns² np³), deben ganar 3 electrón para obtener la configuración más estable (gas noble siguiente), y se convierten en un anión -3.</p> <p>7.- Los átomos del grupo 14 (grupo del Carbono) tienen 4 electrones en el último nivel. (conf. ns² np²), deben ganar o perder 4 electrón para obtener la configuración más estable (gas noble siguiente), y se convierten en un anión -4 o catión +4.</p> <p>8.- Los átomos del grupo 13 (grupo del Boro) tienen 3 electrones en el último nivel. (conf. ns² np¹), deben perder 3 electrón para obtener la configuración más estable (gas noble anterior), y se convierten en un catión +3.</p> <p>A) Todos los elementos de los grupos 1 y 2 son metales y forman iones +1 y +2 respectivamente. Llenan el orbital "s".</p> <p>B) Los elementos de los grupos 3 al 12 se denominan metales de transición. Son 10 elementos que están llenando los 10 orbitales "d".</p> <p>C) Los elementos de los grupos 13 al 17 el carácter metálico va aumentando a medida que descendemos en el grupo. En el grupo 13 todos son metales menos el Boro y en el grupo 17 todos son No metales. Llenan los 6 orbitales "p".</p> <p>D) Debajo de la tabla se encuentran los Lantánidos y los Actínidos que llenan los 7 orbitales "f".</p>
<p>5. las propiedades periódicas de los elementos.</p> <p>5.1. El tamaño de los átomos.</p> <p>5.2. Metales y no metales.</p>	<p>Se llaman propiedades periódicas de los elementos químicos a las propiedades que podemos estudiar en relación con la posición del elemento en el sistema periódico.</p> <p>5.1. El tamaño de los átomos. Se observa en la tabla periódica, que el tamaño de los átomos aumenta de derecha a izquierda y de arriba hacia abajo.</p> <p>-Aumenta de derecha a izquierda ya que al aumentar Z, aumenta la atracción del núcleo sobre los electrones que están en el mismo nivel, haciendo que el tamaño del átomo disminuya.</p> <p>-Aumenta de arriba hacia abajo ya que aumenta el número de niveles.</p> <p>5.2. Metales y no metales. Se llaman metales los elementos que tienden a perder electrones (se convierten en cationes) para alcanzar la configuración de gas noble.</p> <p>Se llaman no metales los elementos que tienden a ganar electrones (se convierten en aniones) para lograr la configuración de gas noble.</p>
<p>6. Tipos de enlaces entre átomos.</p> <p>6.1. El enlace iónico.</p> <p>6.2. El enlace covalente.</p> <p>6.3. El enlace metálico.</p>	<p>Se denomina enlace químico entre átomos la unión que mantiene unidos a los átomos debido a las fuerzas de atracción existente entre ellos. Son fuerzas de naturaleza eléctrica, pero con algunas variaciones. Dependiendo de cómo sean los átomos que se enlazan..</p> <p>6.1. El enlace iónico. El enlace iónico se da entre iones de distinto signo, ya que las cargas de distinto signo se atraen. Uno da electrones y el otro los acepta. Se da entre elementos metálicos y los no metálicos, es decir parte izquierda y parte derecha de la TP.</p> <p>En un compuesto iónico, la fórmula solo nos indica la proporción en la que se encuentran los átomos. En el enlace iónico no se forman moléculas aisladas y forman sólidos cristalinos.</p> <p>6.2. El enlace covalente. Se da entre átomos que comparten electrones; éstos son atraídos por los núcleos de los dos átomos.</p> <p>La regla del octeto de Lewis: propuso que dos átomos tienden a alcanzar 8 electrones en su capa de valencia; para ello se enlazan a otros átomos ganando, perdiendo o compartiendo electrones. Se da entre elementos no metálicos entre si, es decir parte derecha de la TP.</p> <p>6.3. El enlace metálico. Se debe a la atracción entre los electrones de valencia de todos los átomos y los iones positivos que se forman. Los iones positivos están sumergidos en un mar de electrones que cada átomo aporta. Se da entre los metales entre si. La zona central de la TP.</p>
<p>7. Sustancias que resultan de los distintos enlaces y sus propiedades.</p> <p>7.1. Átomos aislados.</p> <p>7.2. Sustancias moleculares.</p> <p>7.3. Cristales.</p> <p>-Cristales iónicos.</p> <p>-Cristales covalentes.</p> <p>-Cristales metálicos.</p>	<p>Las sustancias pueden ser, átomos aislados, sustancias moleculares y cristales dependiendo del tipo de enlace.</p> <p>7.1. Átomos aislados. Es el caso de los gases nobles, debido a su gran estabilidad.</p> <p>7.2. Sustancias moleculares. Una molécula es un conjunto de átomos unidos mediante enlaces covalentes.</p> <p>En general, las sustancias moleculares suelen ser gaseosas, con bajos puntos de fusión y ebullición. No conducen la corriente eléctrica, y si son sólidos, son blandos y quebradizos. No solubles en agua.</p> <p>7.3. Cristales. Tenemos un cristal cuando las partículas que forman la materia tienen una estructura perfectamente ordenada que se extiende en las tres direcciones del espacio. Son sólidos.</p> <p>Dependiendo de cómo son las partículas que constituyen el cristal, esta puede ser:</p> <p>-Cristales iónicos. Si las partículas que forman el cristal son iones.</p> <p>Son sólidos a temperatura ambiente con altos puntos de fusión y ebullición. Solo conducen la corriente en disolución o fundidos. Son solubles en agua. Son duros y frágiles: Ejm: NaCl</p> <p>-Cristales covalentes. Si las partículas que forman el cristal son átomos unidos mediante enlace covalente. Son sólidos duros de alto puntos de fusión y ebullición. No conducen la corriente eléctrica, salvo el grafito que tiene electrones libres. Ejm: SiO₂, diamante</p> <p>-Cristales metálicos. Si las partículas que forman el cristal son iones positivos inmersos en un "mar" de electrones libres que provienen de los electrones de valencia.</p> <p>Son sólidos brillantes de altos puntos de fusión y ebullición, dúctiles (laminas) y maleables (hilos), conductores del calor y de la electricidad. No solubles en agua Ejm: Pt</p>