



Cuaderno de ideas básicas del Curso de  
Química Inorgánica para primer año del título  
de Ingeniero Químico.



**Elena Villa señor Camacho**  
**Agustín Lara Sánchez**  
**Antonio F. Antiñolo García**

A continuación se detallan algunas cuestiones básicas que a modo de recordatorio se han agrupado por temas y que pueden ser de utilidad para los estudiantes de segundo curso de Ingeniería Química

**Tema 1. Fuerzas intermoleculares.** Geometría molecular. Momentos dipolares. Fuerzas de van de Waals y radios de van de Waals. El enlace de hidrógeno. El estado líquido. Estructura y propiedades del agua. Estructura de los sólidos. Tipos de sólidos.

1. Todas las sustancias existen en alguno de los tres estados: gas, líquido o sólido. La diferencia principal entre el estado-condensado y el estado gaseosos es la distancia de separación entre las moléculas.
2. Las fuerzas intermoleculares actúan entre las moléculas o entre moléculas e iones. Por lo general, estas son mucho más débiles que las fuerzas de enlace.
3. Las fuerzas dipolo-dipolo y las fuerzas ion-dipolo están implicadas en la atracción de moléculas con momento dipolo.
4. Las fuerzas de dispersión son el resultado de la inducción de momentos bipolares temporales en moléculas ordinariamente no-polares. La extensión con la cual el momento dipolo se puede inducir en una molécula en una molécula se llama polarizabilidad. El termino “fuerzas de Van der Waals” se refiere al efecto total de las interacciones dipolo-dipolo, dipolo-dipolo inducido y fuerzas de dispersión. El radio de Van der Waals es la mitad de la distancia a la cual estas fuerzas netas de atracción están a su máximo entre dos átomos no enlazados.
5. El enlace de hidrógeno es una fuerza relativamente vigorosa de interacción dipolo-dipolo que actúa entre un enlace polar que contiene un átomo de hidrógeno y los átomos electronegativos

enlazados, O, N o F. Los enlaces por puente de hidrógeno entre las moléculas de agua son particularmente fuertes.

6. Los líquidos tienden a asumir una geometría con el mínimo de área superficial. La tensión superficial es la energía que se necesita para expandir el área superficial de un líquido; fuerzas intermoleculares grandes conducen a una mayor tensión superficial.
7. Viscosidad es la medida de la resistencia de un líquido a fluir; disminuye al aumentar la temperatura.
8. La molécula de agua tanto en estado sólido como en estado líquido forman una red tridimensional en la cual cada átomo de oxígeno está unido covalentemente a dos átomos de hidrógeno y a otros dos átomos de hidrógeno mediante enlaces de hidrógeno. Esta estructura es única explica el hecho que el hielo sea menos denso que el agua líquida, propiedad que permite la supervivencia de los seres vivos bajo el hielo en estanques y lagos en los climas fríos.
9. El agua también es idealmente apropiada por su papel ecológico debido a su alto calor específico, otra propiedad debida a los fuertes enlaces de hidrógeno. Grandes volúmenes de agua son capaces de moderar el clima proporcionando o absorbiendo cantidades de calor con solo pequeños cambios de temperatura del agua.

7. La diferencia energética entre estos dos conjuntos de orbitales  $d$  es el desdoblamiento del campo cristalino.
8. Los ligandos de campo fuerte producen un desdoblamiento grande y los de campo débil uno pequeño. Los espines electrónicos tienden a ser paralelos con los ligandos de campo débil y a aparearse con los ligandos de campo fuerte, donde se requiere una mayor energía para promover electrones a los orbitales  $d$  superiores.
9. Los iones complejos presentan reacciones de intercambio de ligando en disolución.
10. Los compuestos de coordinación encuentran aplicaciones en muchas áreas diversas por ejemplo, en el tratamiento de agua, como antídotos en el envenenamiento por metales, y como agentes terapéuticos.

**Tema 13.** Compuestos de coordinación. Introducción. Conceptos generales. Nomenclatura. Isomería. Teorías de enlace: teoría del campo cristalino y teoría de Orbitales moleculares. Configuraciones electrónicas: complejos de alto y bajo espín. Energía de estabilización del campo cristalino. Cálculo del momento magnético para iones con diferentes configuraciones. Efecto quelato y efecto trans. Aplicaciones industriales más importantes de los compuestos de coordinación

1. Los metales de transición por lo general tienen orbitales d parcialmente llenos y tienen una pronunciada tendencia a formar complejos. Los compuestos que tienen iones complejos se llaman compuestos de coordinación.
2. Los metales de la primera serie de transición (escandio a cobre) son los más comunes de todos los metales de transición; su química caracteriza, en muchos aspectos, la de todo el grupo.
3. Cada átomo donador en los ligandos contribuye con un par de electrones al ion metálico central en un complejo.
4. Los compuestos de coordinación pueden presentar isomería geométrica y/u óptica.
5. Todos los complejos octaédricos que contienen tres ligandos bidentados son ópticamente activos.
6. La teoría del campo cristalino explica el enlace en los complejos en términos de interacciones electrostáticas. De acuerdo con la teoría del campo cristalino, los orbitales d en un complejo octaédrico se dividen en dos orbitales de alta energía y tres orbitales de baja energía.

**Tema 2. Revisión de reacciones Redox.** Celdas galvánicas. Potenciales estándar de electrodo. Espontaneidad de las reacciones Redox. Efecto de la concentración en la FEM de la celda. La ecuación de Nernst. Celdas de concentración. Corrosión. Diagramas de Latimer y Frost.

1. Todas las reacciones electroquímicas implican transferencias de electrones y son por lo tanto reacciones redox.
2. En una celda galvánica, la electricidad se produce por una reacción química espontánea. La oxidación en el ánodo y la reducción en el cátodo se producen en forma separada, y los electrones fluyen a través de un circuito externo.
3. Las dos partes de una celda galvánica son las semiceldas, y las reacciones en los electrodos son las reacciones de semicelda. El puente salino permite el flujo de iones entre las semiceldas.
4. La fuerza electromotriz (fem) de una celda es la diferencia de potencial que existe entre los dos electrodos. En el circuito externo de una celda galvánica los electrones fluyen del ánodo hacia el cátodo. En la disolución, los aniones se mueven hacia el ánodo y los cationes hacia el cátodo.
5. La cantidad de electricidad transportada por 1 mol de electrones es 1 faraday, que es igual a 96500 culombios.
6. Los potenciales estándar de reducción muestran la afinidad relativa de las reacciones de semicelda de reducción, y pueden ser utilizados para predecir los productos, dirección y espontaneidad

de las reacciones redox entre varias sustancias.

7. La disminución en la energía libre del sistema en una reacción espontánea es igual al trabajo eléctrico hecho por el sistema sobre su entorno, o  $\Delta G^\circ = -nE^\circ F$ .
8. La constante de equilibrio para una reacción redox puede encontrarse a partir de la fuerza electromotriz de una celda.
9. La ecuación de Nernst da una relación entre la fem de la celda y la concentración de los reactivos y productos en condiciones distintas a las del estado estándar.
10. Las baterías, que constan de una o más celdas electroquímicas, se usan ampliamente como fuentes de energía. Algunas de las baterías mejor conocidas son las baterías de pilas secas, como la celda de Leclanché, la batería de mercurio, la batería de níquel-cadmio y el acumulador de plomo que se usa en los automóviles.
11. La corrosión de los metales, cuyo ejemplo más común es la oxidación del hierro, es un fenómeno electroquímico.
12. La corriente eléctrica externa se usa para provocar una reacción química en una celda electrolítica. La cantidad de producto formado o de reactivo consumido depende de la cantidad de electricidad consumida.

6. El zinc, el cadmio y el mercurio son menos reactivos y menos electropositivos y tienen mayor tendencia a formar compuestos covalentes que los metales alcalinotérreos.
7. El zinc y el cadmio tienen propiedades muy similares. Ambos tienen siempre un número de oxidación +2 en sus compuestos, y forman diversos iones complejos en disolución.
8. El mercurio forma los iones  $\text{Hg}^{+2}$  y  $\text{Hg}_2^{+2}$  y también forma numerosos iones complejos estables en disolución. Los compuestos de mercurio (II) tienden a ser covalentes.
9. El plomo y sus compuestos, el cadmio y sus compuestos, el vapor de mercurio, el mercurio inorgánico soluble, y los compuestos orgánicos de mercurio son sustancias muy tóxicas.

**Tema 11. Metales de los grupos principales.** Tendencias periódicas de las propiedades metálicas. Propiedades de los metales alcalinos y metales alcalinotérreos. Métodos de obtención y compuestos industriales más importantes. Aluminio: métodos de obtención y química en disolución acuosa. Estaño y plomo: Estabilidad relativa de los estados de oxidación (II) y (IV). Aplicaciones industriales. El acumulador de plomo. Zinc y mercurio: Propiedades generales. Aplicaciones industriales. Toxicidad del mercurio.

1. Los metales alcalinos son los más reactivos de todos los elementos metálicos. Tienen un número de oxidación +1 en sus compuestos. En condiciones especiales, algunos de ellos forman aniones mononegativos.
2. En algunos aspectos, la química del litio se parece a la del magnesio. Éste es un ejemplo de relación diagonal.
3. Los metales alcalinotérreos son un poco menos reactivos que los alcalinos. Casi siempre tienen un número de oxidación +2 en sus compuestos. La química del berilio, el primer miembro del grupo 2, difiere en forma notable de la de otros miembros. En algunos aspectos se parece al aluminio. Éste es otro ejemplo de relación diagonal. Las propiedades de los elementos alcalinotérreos se hacen más metálicas al descender en su grupo periódico.
4. El aluminio no reacciona con agua debido a la formación de un óxido protector, y su óxido es anfótero.
5. Tanto el estaño como el plomo tienen números de oxidación +2 y +4 en sus compuestos.

**Tema 3. Relaciones periódicas entre los elementos.** Desarrollo de la tabla periódica. Clasificación de los elementos. Variaciones periódicas de propiedades físicas: carga nuclear efectiva, radio atómico, radio iónico. Tendencias generales de las propiedades químicas: energías de ionización y afinidad electrónica.

1. La tabla periódica fue desarrollada por Newlands, Mendeleev y Meyer. Los químicos del siglo XIX construyeron la tabla periódica situando los elementos en orden creciente de sus masas atómicas. Algunas discrepancias en las primeras tablas periódicas se resolvieron cuando Moseley demostró que los elementos debían ordenarse de acuerdo con su número atómico.
2. La configuración electrónica influye directamente en las propiedades de los elementos. La tabla periódica moderna clasifica a 105 elementos en función de sus números atómicos y asimismo por sus configuraciones electrónicas. Las configuraciones de los electrones externos (llamados electrones de valencia) afectan directamente las propiedades de los átomos de los elementos representativos.
3. Al moverse a lo largo de un periodo, se encuentran variaciones periódicas en las propiedades físicas de los elementos. El carácter metálico de los elementos disminuye a lo largo de un periodo de metales pasando por metaloides y finalmente no metales y aumenta de arriba hacia abajo en un grupo específico de los elementos representativos.
4. El tamaño de un átomo, indicado por su radio atómico, varía periódicamente con la colocación de los elementos en la tabla

periódica. Disminuye en un periodo de izquierda a derecha y aumenta en un grupo de arriba hacia abajo.

5. La energía de ionización es una medida de la tendencia de un átomo a perder un electrón. A mayor energía de ionización será mayor la fuerza de atracción del núcleo sobre el electrón. La afinidad electrónica es una medida de la tendencia de un átomo a ganar un electrón. Mientras más negativa sea la afinidad electrónica, mayor será la tendencia del átomo a ganar un electrón. Los metales comúnmente tienen bajas energías de ionización, en tanto que los no metales tienen altas (valores negativos grandes) afinidades electrónicas.
6. Los gases nobles son muy estables porque sus subniveles externos ns y np están completamente llenos.

5. Para beneficiar un metal a partir de su mena, ésta debe ser primero preparada. Entonces el metal se separa (generalmente por un proceso de reducción) y se purifica.
6. Los procedimientos comunes para purificación de metales son: destilación, electrólisis y refinación por zonas.

**Tema 10. Introducción a los elementos metálicos y Metalurgia.** El enlace en los metales. Conductores y semiconductores. Los metales en la naturaleza. Preparación de la mena. Producción de los metales. La metalurgia del hierro. Manufactura del acero. Purificación de metales.

1. El enlace metálico se puede visualizar como la fuerza entre iones positivos inmersos en un mar de electrones. Los orbitales atómicos se fusionan para formar bandas de energía, y una sustancia es un conductor cuando sus electrones pueden promoverse fácilmente a la banda de conducción, en donde tienen libertad para moverse a través de la sustancia.
2. En los aislantes, la brecha energética entre la banda de valencia y la de conducción es tan grande que los electrones no pueden ser promovidos a esta última. En los semiconductores, los electrones pueden cruzar la brecha energética a mayores temperaturas y la conductividad aumenta a medida que se incrementa la temperatura ya que más electrones son capaces de llegar a la banda de conducción.
3. Los semiconductores tipo-n contienen impurezas donadoras y electrones extra. Los semiconductores tipo-p contienen impurezasceptoras y huecos positivos.
4. Dependiendo de sus reactividades, los metales existen en la naturaleza en estado libre en forma combinada.

**Tema 4. Propiedades generales.** Propiedades generales de los elementos no metálicos. Propiedades generales de los óxidos y de los haluros a lo largo del sistema periódico. Variación del carácter iónico-covalente.

**Tema 5. Los gases nobles y el hidrógeno.** Existencia, usos y propiedades de los gases nobles. Isótopos del hidrógeno. Hidruros binarios. Hidrogenación. Economía del hidrógeno.

**Tema 6. Los halógenos.** Propiedades generales, preparación y usos de los halógenos. Haluros de hidrógeno. Oxiácidos de los halógenos. Usos de los halogenuros.

**Tema 7. Oxígeno y azufre.** Propiedades del oxígeno diatómico. Óxidos y peróxidos. El ozono. Formas alotrópicas y métodos de obtención del azufre. Ácido sulfúrico. Sulfatos y sulfitos.

**Tema 8. Nitrógeno y fósforo.** Propiedades generales. Métodos de obtención y principales compuestos con aplicación industrial del nitrógeno: Hidruros, haluros, óxidos y oxiácidos. Alotropía del fósforo. Ácido fosfórico, óxidos de fósforo, fosfatos y fosfatos condensados.

**Tema 9. Carbono, silicio y boro.** Propiedades generales. Formas alotrópicas del carbono. Óxidos y oxoácidos del carbono y silicio. Silicatos. Boro y sus combinaciones más importantes: hidruros, haluros, óxidos oxiácidos.

1. Los átomos de hidrógeno contienen un protón y un electrón. Son los átomos más simples. El hidrógeno se combina con muchos metales y no-metales para formar hidruros; algunos hidruros son iónicos y otros covalentes.
2. Hay tres isótopos de hidrógeno  $^1\text{H}$ ,  $^2\text{H}$  (deuterio) y  $^3\text{H}$  (tritio). El agua pesada contiene deuterio.
3. El boro, un metaloide, forma enlaces tricéntricos peculiares en sus compuestos binarios con hidrógeno, los boranos.
4. Los compuestos inorgánicos importantes del carbono son los carburos; los cianuros, la mayoría de los cuales son extremadamente tóxicos; el monóxido de carbono, también tóxico y un contaminante fundamental del aire; los carbonatos y bicarbonatos; y el dióxido de carbono, un producto final del metabolismo y un componente del ciclo global del carbono.

5. El silicio se combina con el oxígeno en los silicatos y en la sílice ( $\text{SiO}_2$ ).
6. El nitrógeno elemental,  $\text{N}_2$ , contiene un triple enlace y es muy estable. Los compuestos en los cuales el nitrógeno tiene números de oxidación desde -3 hasta + 5 se forman entre átomos de nitrógeno e hidrógeno y/o átomos de oxígeno. El amoníaco,  $\text{NH}_3$ , se usa mucho como fertilizante.
7. El fósforo blanco,  $\text{P}_4$ , es sumamente tóxico, muy reactivo e inflamable; el fósforo rojo polimérico,  $(\text{P}_4)_n$ , es más estable. El fósforo forma óxidos y halogenuros con número de oxidación de +3 y +5 y varios ácidos que contienen oxígeno. Los fosfatos son los compuestos más importantes del fósforo.
8. El oxígeno elemental,  $\text{O}_2$ , es paramagnético y contiene dos electrones desapareados. El oxígeno forma el ozono ( $\text{O}_3$ ), los óxidos ( $\text{O}^{2-}$ ), peróxidos ( $\text{O}_2^{-2}$ ) y superóxidos ( $\text{O}_2^-$ ). El oxígeno es el elemento más abundante en la corteza terrestre y es esencial para la vida en la Tierra.
9. El azufre se extrae de la corteza terrestre por el proceso Frasch como un líquido fundido. El azufre existe en numerosas formas alotrópicas y tiene varios números de oxidación en sus compuestos.

10. El ácido sulfúrico es la piedra angular de la industria química. Se produce a partir del azufre, vía dióxido y trióxido de azufre, en lo que se conoce como proceso de contacto.
11. Los halógenos son tóxicos y reactivos y sólo se encuentran en compuestos con otros elementos. El flúor y el cloro son agentes oxidantes enérgicos y se preparan por electrólisis.
12. La reactividad, toxicidad y capacidad oxidante de los halógenos disminuye del flúor al yodo. Todos forman ácidos binarios (HX) y series de oxoácidos.
13. Los gases nobles son bastante inertes y se encuentran en la atmósfera en forma elemental.