

Capítulo 1- Fundamentos de la química

La química es una ciencia experimental que va de mano de la teoría que es la que nos permite predecir hechos antes de haberlos realizado. Es la ciencia que describe la materia- sus propiedades, las transformaciones que experimenta y los cambios energéticos que acompañan estos procesos.

Química orgánica: estudia los compuestos orgánicos. Toda materia viva tiene compuestos de carbono combinados con hidrógeno y también con otros como oxígeno, nitrógeno y azufre.

Química inorgánica: se dedica al estudio de los demás elementos (aunque también incluye algunos compuestos de carbono más sencillos como monóxido de carbono, dióxido de carbono, carbonatos y bicarbonatos)

Química analítica: análisis cualitativo y cuantitativo de sustancias en una muestra.

Fisicoquímica: se aplican métodos matemáticos y físicos a las propiedades de la materia.

Bioquímica: estudio de procesos químicos en organismos vivos.

Materia es todo lo que ocupa un lugar en el espacio, es decir que tiene volumen y masa. Todo lo tangible, lo que puedo percibir con los sentidos

Masa es una medida de la cantidad de materia (no de la cantidad de sustancia, que la puedo medir en dif unidades.) kg, gr, libras. Puede ser inercial o gravitacional. Cuanto más masivo, más fuerza se necesita para ponerlo en movimiento.

El **peso**, que vulgarmente se lo confunde con la masa, es otra cosa. El peso se refiere a la medida de la fuerza de gravedad sobre un objeto. Se mide en Newtons. Éste difiere constantemente, ya que la fuerza de gravedad no es igual en todos lados, en cambio la masa es siempre la misma.

La **energía** es la capacidad de realizar un trabajo o transferir calor. Puede ser mecánica, luminosa, eléctrica y calorífica. Se clasifica en dos tipos esenciales, cinética y potencial.

Energía cinética: movimiento. Representa la capacidad de realizar un trabajo de modo directo, fácilmente transferida de un objeto a otro.

Energía potencial: es la que posee un objeto debido a su posición, condición o composición. Por ejemplo, el carbón del cual se puede generar energía eléctrica. La energía nuclear es un tipo importante de energía potencial.

Todos los procesos químicos vienen acompañados de cambios de energía. En los procesos **exotérmicos** se libera energía, como en la combustión; y en los procesos **endotérmicos** se absorbe energía, como en la fusión.

Ley de conservación de la materia

No hay cambio observable en la cantidad de materia durante una reacción química o un cambio físico.

Una reacción nuclear no es una reacción química porque se modifica el núcleo del átomo

Ley de conservación de la energía

En las reacciones químicas exotérmicas, la energía química (que es la que se produce en las reacciones químicas) suele convertirse en energía calorífica. En algunos se produce energía luminosa sin calor, y en otros energía eléctrica sin calor o luz.

En las reacciones endotérmicas las energías calorífica, luminosa o eléctrica se convierten en energía química.

Aunque todos los procesos químicos vienen acompañados de cambios de energía, algunos cambios de energía no implican cambio químico alguno.

Se ha demostrado que toda la energía que interviene en todo cambio químico o físico aparece de alguna forma luego del cambio. **En una reacción química o cambio físico, la energía no se crea ni se destruye. Ésta sólo puede convertirse de una forma a otra.**

Ley de la conservación de materia y energía

1940- surgimiento de la era nuclear. Se comprendió que la materia puede convertirse en energía- en las reacciones nucleares.

$E = mc^2$ Expresa la relación entre materia y energía. La cantidad de energía que se desprende cuando la materia se convierte en energía es el producto de la masa de la materia transformada y la velocidad de la luz al cuadrado.

Observamos esta transformación a muy pequeña escala en aceleradores de partículas para inducir reacciones nucleares.

La ley de la conservación de materia y energía significa que la cantidad combinada de materia y energía del universo es constante

Toda la materia en el mundo consiste en las combinaciones de solo 100 sustancias básicas llamadas elementos.

Nuestras experiencias con la materia suceden a **macroescala**. Los átomos y moléculas existen a **nanoescala**.

Toda la materia se compone de átomos combinados de distintas formas. Hay partículas que no forman átomos (no materia) todas las sustancias se componen de moléculas. La esencia de la química es comprender las relaciones entre átomos y moléculas, entre las observaciones a macroescala y propiedades a nanoescala.

El filósofo griego Demócrito, propuso la idea de las partículas indivisibles llamadas átomos (cerca del 400aC), pero sus ideas fueron rechazadas por más de 2000 años hasta finales de 1700. John Dalton, a principios de 1800, reunió las ideas científicas basadas en resultados experimentales ampliando los conceptos de los primeros filósofos en **La teoría atómica de Dalton**, que dice que:

1. Un elemento se compone de partículas indivisibles llamadas átomos

2. Los átomos tienen propiedades idénticas y difieren a las de los demás elementos.
3. Estos no pueden crearse destruirse ni transformarse en átomos de otro elemento. Ahora desde el descubrimiento de la energía nuclear se sabe si que sí, que llevo a otros descubrimientos como el big bang
4. Forman compuestos combinándose entre sí
5. El número y tipo relativo en un elemento son constantes.

Ya sabemos que no son indivisibles, y su teoría se modificó y amplió, pero sentó las bases y es el padre de la teoría atómica moderna.

El **átomo** es la partícula más pequeña que *conserva su identidad química* cuando se somete a cambios químicos y físicos.

Se componen de tres partículas fundamentales: **electrones, protones y neutrones**. Los electrones casi no tienen masa y tienen carga negativa. Los protones y neutrones tienen casi igual masa solo que los protones tienen carga positiva y los neutrones no tienen carga. Como todo átomo es eléctricamente neutro, el número de electrones y protones es el mismo.

El **número atómico** (Z) es el número de protones en el núcleo. Es el número que está arriba del símbolo de los elementos con el que se ordena la tabla periódica.

Una **molécula** es la partícula más pequeña que puede tener existencia estable e independiente.

Entonces las **sustancias** pueden ser simples o compuestas. Las sustancias **simples** son los elementos, que contienen un solo tipo de átomo. Ej, O₂, Fe. Los **compuestos** tienen átomos de dos o más elementos diferentes. Ej, H₂O CO₂.

La materia puede clasificarse en **tres estados**: sólido, líquido y gaseoso. Los **sólidos** tienen forma propia y volumen propio que no cambia mucho con los cambios de temperatura y presión (incompresibles). En los **líquidos** las moléculas están orientadas al azar es decir que no tienen forma propia, pero sí volumen propio y sólo se pueden comprimir muy poco y con dificultad porque sus moléculas están muy cerca una de la otra. Así como es difícil comprimirlos, se expanden por calentamiento muy ligeramente. Los **gases** son mucho menos densos y ocupan todo el volumen posible es decir que no tienen propio. Pueden expandirse infinitamente y se comprimen con facilidad.

Distinguimos diferentes tipos de materia según sus propiedades, las cuales se clasifican en químicas o físicas, porque dos sustancias distintas nunca tienen propiedades idénticas

Las **propiedades químicas** de una sustancia son aquellas en que la materia cambia de composición. En todo **cambio químico** (1) una o más sustancias se consumen aunque sea en forma parcial, (2) una o más sustancias se forman aunque sea en forma parcial, (3) se absorbe o se libera energía.

Las **propiedades físicas** se pueden observar sin que haya cambios en la composición: color, densidad, dureza, punto de fusión, de ebullición y conductividades térmica y eléctrica.

En todo cambio físico o químico se absorbe o libera energía.

También se clasifican según si dependen o no de la cantidad de sustancia. Las **propiedades extensivas** son las que dependen de la cantidad de materia, como el volumen y masa. Las **propiedades intensivas** son iguales para cualquier cantidad, como el color y el punto de fusión, y todas las propiedades químicas.

Las propiedades de un compuesto son totalmente diferentes de las propiedades de sus elementos.

Las **mezclas** resultan de la combinación de dos o más sustancias puras o compuestos no en las que cada sustancia conserva su composición propia y sus propiedades. Pueden separarse en sustancias puras mediante procesos físicos (químicos no?) Casi toda muestra de materia es una mezcla y la más distinguible es la **heterogénea**, donde porciones distintas de ella tienen propiedades diferentes y se pueden distinguir sus componentes. Cuando las propiedades son uniformes, indistinguibles, la mezcla es homogénea o **solución**, como sal y agua, aleaciones o el aire.

Las mezclas pueden tener una composición variable, por ejemplo podemos variar las cantidades y obtendremos la misma mezcla en diferentes proporciones. En cambio las sustancias tienen una composición fija y no pueden separarse en sustancias más simples por métodos físicos. Sus propiedades no varían y sólo pueden modificarse por métodos químicos.

(Cuadro página 15)

Una sustancia es una materia de propiedades únicas y propias que no puede descomponerse por medios físicos.

Un compuesto es una sustancia que puede descomponerse por medios químicos, siempre en la misma proporción de masa fija. (Por ej, el agua contiene un 11%hidrógeno y un 89%oxígeno) La **Ley de las proporciones definidas** o **Ley de la composición constante** significa que muestras diferentes de cualquier compuesto puro contienen los mismos elementos en la misma proporción en masa.

Un elemento es una sustancia que no puede descomponerse en otras más sencillas. Los elementos son pocos. Solo 10 de los 88 elementos de procedencia natural (los últimos de la tabla no) conforman más de 99% de la masa de la corteza terrestre, océanos y atmósfera. El oxígeno contribuye con casi la mitad. La cuarta parte de procedencia natural se encuentran en estado libre en la naturaleza, el resto siempre está combinado químicamente con otros elementos. Sólo una porción muy pequeña de la materia del planeta forma parte de la materia viva y el elemento principal común es el carbono. Pero sólo una cantidad en extremo pequeña del carbono del medio ambiente se encuentra en organismos vivos. Más de una cuarta parte del medio ambiente se compone de silicio y casi no desempeña ningún papel biológico.

Sistemas de medida: Métrico y SI

Siete unidades fundamentales de medida

Porque son reproducibles y no cambian.

Longitud (metro, m),

masa (kg),

tiempo (s),

corriente eléctrica (Ampere, A),

Temperatura (Kelvin- K)

Intensidad luminosa (candela- cd)

Cantidad de sustancia (mol)

Prefijos comunes

mega: 10^6

kilo: 10^3

deci: 10^{-1}

centi: 10^{-2}

mili: 10^{-3}

micro: 10^{-6}

nano: 10^{-9}

pico: 10^{-12}

Masa

Cantidad de materia. No varía con la posición, a diferencia del peso que es la medida de atracción gravitacional. Como es común estudiar reacciones físicas a gravedad constante, las relaciones de peso pueden ser tan válidas como las de masa porque el peso es una forma de medir la masa.

Longitud

El metro se define como la distancia que recorre la luz en el vacío en $1/299.792.458$ seg, que son 39,37 pulgadas.

Densidad es la relación entre masa sobre volumen. **Densidad absoluta** es la propia del elemento y **Densidad relativa o gravedad específica** es la relación entre su densidad y la densidad del agua, que es aprox 1.00 g/ml a temperatura ambiente, a una misma temperatura.

El **calor** es una forma de energía que siempre fluye del cuerpo caliente al más frío espontáneamente, hasta que los dos cuerpos alcancen la misma temperatura. La **temperatura** mide la intensidad del calor, y puede medirse con termómetros de mercurio. La cantidad de calor que se transfiere en los procesos endotérmicos o exotérmicos se mide en **joules** ($J = 1 \text{ kg m}^2 / \text{s}^2$) o calorías. Un J es igual a la energía cinética de un objeto de 2kg que se mueve a un $\text{m/s} = \frac{1}{2} mv^2$

Una **caloría** es 4.184J. La caloría para medir el valor energético de los alimentos en realidad es una kilocaloría: 1000 calorías.

El **calor específico** es la cantidad de calor que se necesita para elevar la temperatura de un gramo de una sustancia a un grado Celsius (también un Kelvin) sin cambio de fase. El calor específico de una sustancia es diferente para las fases sólida líquida y gaseosa. $\text{Calor específico} = J / (\text{g } ^\circ\text{C})$ a dif de la capacidad, es por la unidad de masa

La **capacidad calorífica** es la cantidad de calor que se necesita para elevar su temperatura a 1°C . Es la masa multiplicada por el calor específico. $J/^\circ\text{C}$

Modelo de Bohr

La unidad mínima de un elemento es el átomo. La primera descripción del átomo la realizó Bohr. Concluyó, a partir de los estudios de Rutherford etc, que en el centro del átomo existe un núcleo, de carga positiva, alrededor del cual existen rutas concéntricas, caminos predeterminados en donde se pueden encontrar los electrones. Pero, por la mecánica clásica se sabía que una partícula como el electrón, si se movía iba a perder energía. Y si perdía energía tenía que describir espirales alrededor del núcleo hasta colapsar con él. Entonces concluyó que cada electrón debía tener una cierta distancia específica al núcleo y una energía determinada. De forma tal que a medida que los electrones se van ubicando alrededor del átomo, los de menor energía son los que están más cerca del núcleo. También dijo que para cada nivel de energía debía haber un máximo número de electrones que aumenta a medida que nos alejamos del núcleo.

En el centro del núcleo del átomo están los protones y neutrones. Los protones son partículas de carga positiva y los neutrones de carga neutra. Hasta entonces se aceptaba la idea de que el átomo estaba conformado por protones y electrones. La existencia de los neutrones se descubrió recién en el s XX. Porque los protones de la misma carga positiva tenderían a repelerse y justamente la función de los neutrones, de carga neutra, sería evitar que se repelan para mantenerlos unidos en el núcleo.

Zona	Partículas	Carga eléctrica	UMA
Nuclear	Protones Pmas	1	$1u = 1,673 \cdot 10^{-24}$
	Neutrones N°	0	$1u = 1,675 \cdot 10^{-24}$
Extranuclear	Electrones e-	-1	$5 \cdot 10^{-4} u = 9.109 \cdot 10^{-28}$

La carga eléctrica en unidades electrostáticas de carga

UMA: unidad de masa atómica.

1 UMA (u) equivale a la doceava parte de un átomo de carbono aproximadamente.

$1u = 1,6606 \cdot 10^{-24} \text{gr}$

El **volumen** del átomo es el espacio que ocupa, da idea del tamaño del átomo y depende del número de electrones y de la forma en que se distribuyen los electrones alrededor del núcleo. En el modelo actual también se piensa a los electrones como rodeando al núcleo.

La **masa** equivale a la suma de la masa de sus partículas, determinada por el número de protones y neutrones que posee el átomo. La masa del electrón 1835 veces más chica que la de un protón, por lo tanto es despreciable frente a la de los protones.

Átomos de distintos elementos son distintos, pero lo que caracteriza a un elemento, además de su nombre y símbolo, es en particular el número de protones, que se llama **número atómico (Z)**. Porque el átomo puede perder o ganar electrones, transformándose de un átomo que es

eléctricamente neutro, a un ion, y sigue siendo parte del mismo elemento. El átomo es eléctricamente neutro porque el número de protones es igual al número de electrones.

El n° de neutrones es independiente al de protones o de electrones. Se define como **número másico (A)** como el número total de partículas que definen la masa del átomo. Es el $A = N^{\circ} \text{atómico} + \text{n}^{\circ} \text{ de neutrones}$. No se encuentra en la tabla periódica. Todos los átomos del mismo elemento tienen el mismo número de protones y electrones. Pero no todos los átomos del mismo elemento tienen el mismo número de neutrones o n° másico. Los distintos tipos de átomos del mismo elemento con distinto número másico se llaman **isótopos**. Cada elemento tiene un número variable de isótopos, sí se sabe que cuanto mayor es el tamaño del átomo, tiene mayor cantidad de neutrones para evitar que se repelan.

Ejemplo, el hidrógeno. La masa atómica relativa de un átomo es un n° sin unidades que coincide con el número másico. $A_r(x)$ masa atómica en u/ (unidad de masa atómica) La masa atómica absoluta es la misma con unidades.

Bohr fue el primero que habló de niveles de energía en un átomo. Estos van aumentando su energía a medida que se alejan del núcleo. Él determinó que cada uno tenía hasta 7 niveles y la distancia al núcleo de cada uno de ellos (hoy se conocen algunos átomos que tienen más). Le asignó una letra a cada nivel y un número desde el 1 al 7. Determinó el número máximo de electrones en cada nivel.

A medida que nos alejamos del núcleo la diferencia de energía y la distancia entre uno y otro es cada vez menor. Los electrones gastan la mínima cantidad de energía, por lo tanto se ubicaban completando los niveles de menor energía antes de completar otros niveles de mayor energía. Cuando los electrones están completando los niveles de menor energía antes que los de mayor energía decimos que los átomos están en su estado fundamental. Observando las bandas de luz en ciertos átomos, las relacionó a los saltos electrónicos entre un nivel y otro donde los de nivel superior son más inestables que otros, y dedujo la existencia de los niveles de energía. Cuando en un átomo en estado fundamental los electrones pasan a un nivel superior, pasa a un estado "excitado" quedando incompleto un nivel de energía, al volverse inestable inmediatamente vuelve a su estado original generando luz. El electrón para subir de nivel necesita energía, y una vez que baja libera energía. Estos saltos de energía se dan en los objetos fosforescentes y fluorescentes.

Bohr describió a estos niveles de energía como órbitas circulares. Hoy no se acepta la idea de órbitas porque no justificaba los hechos experimentales. Cuando se mejoraron los instrumentos de medición se observaron líneas en donde Bohr describía bandas. Debía haber saltos que correspondan a diferencias de energía menores, es decir que debía haber subniveles dentro de cada nivel. Entonces se reemplaza por el concepto de ondas por orbital. Bohr llamó cuantos a los valores de energía. La energía estaba cuantizada. Valores fijos y definidos.

El **modelo actual** se debe a Schrödinger, quien tomó conceptos que se venían manejando en la época. Uno de esos conceptos es que Newton encontró un comportamiento dual de la luz. En algunas experiencias un haz de luz podía comportarse como un movimiento de partículas. Pero en otras experiencias podía comportarse como una onda. Una onda es transmisión de energía sin transmisión de materia. Entonces Schrödinger también describió este comportamiento dual para

los electrones. Entonces todos los cálculos de Bohr para la energía no sirven y hay que calcular todo de nuevo.

Al mismo tiempo Schrödinger conoció lo que se llama como el **Principio de Incertidumbre de Heisenberg**. Él dijo que no se puede determinar con precisión la posición y la energía de una partícula subatómica. Porque si quiero determinar la posición tengo que encontrarla y para encontrarla tengo que cambiar la energía. Entonces no puedo determinar con precisión simultáneamente la partícula y su energía. Entonces muchos de los cálculos que hizo Bohr cayeron.

Entonces como el electrón tiene un comportamiento de onda, a cualquier onda se le puede asignar una ecuación matemática. Esas ecuaciones se llaman ecuaciones de onda. Una ecuación matemática describe el comportamiento de un electrón, pero al no poder conocer con precisión posición y energía, Schrödinger creó un modelo matemático probabilístico en donde a través de ecuaciones complejas se puede describir a los electrones dentro de un átomo y reemplaza el concepto de órbitas por el de orbital. Los orbitales son zonas alrededor del núcleo en donde la probabilidad de encontrar a un electrón con cierta energía es máxima. El modelo mide la probabilidad de encontrar los electrones en función a la distancia respecto del núcleo. Esas zonas en donde pueden estar ubicados los electrones se describen con un conjunto de números cuánticos. De las ideas de Bohr se mantiene el concepto de nivel de energía pero ya no como órbita sino como orbital y con subniveles es decir zonas muy próximas entre sí pero que son diferentes. Cada subnivel de energía dentro de un nivel de energía, va a tener a su vez distintos números de orbitales. Esto es lo que está definido con los números que son 4.

El primer número cuántico (N), es el **número cuántico principal**. Indica el nivel de energía en donde se encuentra el electrón. A mayor valor de n, mayor nivel de energía y mayor distancia al núcleo. Los valores que puede tomar el número n van desde el 1 para el nivel de energía menor, hasta el 8 de los átomos que se conocen o se crearon. Siempre son números enteros. Cuanto más chico es n, menor es la energía y más cerca está del núcleo. Al igual que el modelo de Bohr, los niveles cada vez se van acercando más entre sí.

2- Número Cuántico Azimutal. (L) Tiene relación con el número de subniveles que hay en cada nivel de energía. Este número varía de acuerdo a n. Para cada nivel puedo calcular cuánto vale L, y va desde 0 a n-1. El nombre del subnivel comprende al número junto con la letra.

3- Número cuántico magnético. (ML) Indica el número de orbitales en cada subnivel por un lado y por otro la geometría del orbital, es decir la forma. Los valores dependen de cada subnivel. Por eso se llama ML, el valor de M depende de L. Para cada subnivel los valores de ML son diferentes y valen desde -L aumentando hasta llegar a cero y siguen aumentando hasta L positivo. Más allá del nivel de energía, para cualquier subnivel S donde L vale 0, ML es 0. (ejemplos) El número de valores que toma ML indica el número de orbitales en cada subnivel.

4- Número cuántico de Spin (MS): los valores de este no dependen de ninguno de los otros, sino de simplemente si hay uno o dos electrones. Los dos electrones que se ubican en un mismo orbital (que es lo máximo que puede haber en un orbital) están en la misma región del espacio. Como son partículas con carga opuesta, y no existen neutrones que impidan que los electrones se rechacen, esta teoría explica que cada electrón tiene asociado un campo magnético a su alrededor que surge de pensar al electrón girando sobre su mismo eje. Cuando una partícula eléctrica gira

sobre su mismo eje, genera un campo magnético a su alrededor. Entonces para que dos electrones puedan coincidir en la misma zona deben tener campos magnéticos opuestos, es decir girando en sentidos opuestos. Los valores de spin pueden ser dos: $\frac{1}{2}$ o $-\frac{1}{2}$

Si un electrón está solo en la misma zona, generalmente decimos que tiene spin $\frac{1}{2}$.

Cuando hay un solo electrón en un orbital, decimos que está desapareado. Si hay dos, están de a pares. Si están de a pares van a tener los tres primeros números cuánticos iguales, y solamente van a diferir en el de spin. Un orbital puede estar vacío, puede tener 1 o 2. Si yo quiero indicar el número máximo de electrones en un subnivel tengo que saber el número de orbitales.

Los electrones en un átomo o ion se distribuyen según las siguientes reglas y principios.

1. Condiciones de números cuánticos de la ecuación de Schrödinger (el cuadro)
2. Los electrones se ubican en general en los orbitales de los subniveles de menor energía, por lo menos para átomos de pocos electrones. Para átomos de muchos electrones, los electrones se ubican en los subniveles según la regla de las diagonales.
3. En un orbital puede haber como máximo dos electrones
4. **Regla de Hand**, o principio de máxima multiplicidad. Dentro de un subnivel de energía los electrones se ubican de forma tal de ocupar el mayor número de orbitales disponibles. Recién cuando están todos los orbitales de un mismo subnivel con un electrón, van a tener dos electrones en el mismo orbital. Esto quiere decir que si un orbital va a ocupar un orbital en un subnivel, lo va a hacer de forma tal de quedar desapareado. Cuando ya todos los orbitales tienen un electrón, va a empezar a aparearse.
5. **Principio de exclusión de Pauli**. Dos electrones que se encuentren en el mismo átomo, no pueden tener los cuatro números cuánticos iguales. Este principio justifica la regla de Hand, porque si tengo dos subniveles en el mismo nivel de energía que son casi iguales, tienen que diferir en uno de los números cuánticos. (ejemplo)

A medida que aumenta el nivel de energía, la distancia entre los niveles es menor. Uno esperaría que el orden de llenado fuera el orden creciente de energía porque todos los sistemas son tanto más estables cuanto menos energía tienen. Pero cuando empiezan a aparecer electrones en los subniveles s, se puede comprobar que una vez que se completó el subnivel 3p con 6 electrones, el siguiente no se ubica en el 3d sino que se ubica en un 4s, después de completarse ese vuelve al 3d y así sucesivamente (**regla de las diagonales**). Al estar más separados antes del 3d, no hay entrecruzamiento. Si bien el subnivel 4s tiene más energía que el 3d, este se completa antes. El entrecruzamiento se da cuando hay más de 18 electrones.

Hay que anotar en la regla de las diagonales hasta el 7d. Hay más subniveles, pero no hay o no se conoce ningún átomo que llegue a completar más.

La **configuración electrónica** es la forma en la que se distribuyen los electrones por subnivel de energía. A medida que aumenta el número atómico, aumenta en uno el n° de electrones. Ese electrón que tiene un elemento más respecto del anterior es el **electrón diferencial**. El electrón diferencial (que aplica para átomos, no para iones) es el electrón que lo diferencia del elemento

anterior. Para encontrar el electrón diferencial hay que buscar el último electrón del subnivel de mayor energía.

Así como hacemos la configuración electrónica de un átomo, la podemos hacer para un ion. Para esto tengo que tener en cuenta los electrones que le saqué o que le agregué al ion.

Como todos los elementos tienen distinto número atómico, tienen distinto número de electrones, entonces la configuración electrónica de distintos elementos siempre es distinta. Pero la configuración para iones de elementos diferentes sí puede ser la misma, cuando es la misma se dice que son especies (no átomos, pueden ser aniones o cationes) **isoelectrónicos**.

Configuración electrónica externa

Son los electrones externos del átomo elemento. Busco en nivel de energía más alto que tiene electrones y marco a partir del primer subnivel de ese nivel.

Cuando hay subniveles d (entre s y p del subnivel siguiente) o f (entre s y p del mismo nivel), los electrones no se cuentan para la configuración electrónica externa.

Cuando tengo electrones d o electrones f y no tengo electrones p del mismo nivel que el s anterior, de acuerdo con la regla de las diagonales siempre el subnivel s está antes que el subnivel p. Y en el medio, a partir de 4, puede haber subniveles d del nivel anterior o f cuando hay más electrones del nivel anterior. Si no está el p, como en el caso del 30Zn , esos electrones d cuentan como electrones externos. Entonces esta configuración electrónica es $4s^2 3d^2$, en total 12 electrones externos.

Se pudo comprobar que hay elementos que tienen la misma configuración electrónica externa con las mismas propiedades químicas. Con este principio se ordenan los elementos en la **tabla periódica**. Cada grupo en cada columna tiene la misma configuración electrónica. Las filas de la tabla corresponden a los períodos y el hidrógeno es la única excepción a la regla formando parte del primer grupo pero no compartiendo las propiedades químicas porque es un no metal.

Propiedades periódicas de los elementos

Son las características que tienen los elementos y que varían en forma secuencial por grupos y períodos. Algunas de esas propiedades son: radio atómico, potencial de ionización, electronegatividad, estructura electrónica, afinidad electrónica, valencia iónica, carácter metálico.

Estructura electrónica: es la distribución de los electrones del átomo en los diferentes niveles y subniveles de energía. Todos los elementos de un período tienen sus electrones más externos en el mismo nivel de energía. Los elementos de un grupo comparten la configuración electrónica externa teniendo, por lo tanto, propiedades químicas semejantes.

. **Radio atómico:** es la distancia, más probable, que existe entre los electrones de la última capa y el núcleo. Disminuye a lo largo del periodo debido al incremento de la carga nuclear efectiva y aumenta hacia abajo dentro de un grupo de la tabla. Cuando se agregan electrones externos (mayor carga nuclear efectiva), aumenta el número de protones para proteger a estos de la fuerza nuclear y generando mayor atracción al núcleo.

. **Potencial de ionización:** es la energía mínima necesaria para quitar un electrón a un átomo neutro, convirtiéndolo en un catión. Mide qué tan unidos están los electrones en el átomo. Un potencial de ionización bajo indica mayor facilidad para formar cationes. A medida que aumenta el radio atómico disminuye porque los electrones están más alejados del núcleo. Disminuye hacia abajo y aumenta hacia la derecha.

. **Afinidad electrónica:** es la cantidad de energía que se absorbe para formar un anión. Los elementos de afinidad electrónica muy negativa ganan electrones con facilidad formando aniones. Al contrario de la de ionización, aumenta hacia abajo y disminuye hacia la derecha. Aunque por muchas razones el valor de afinidad varía en forma irregular a través de un período.

. **Radio iónico:** los cationes siempre son más pequeños que los átomos neutros de los que provienen y los aniones son más grandes. El tamaño de ambos aumenta al descender por un grupo. En una serie isoelectrónica el mayor radio va a ser el que tenga mayor número de protones.

. **Electronegatividad:** es la tendencia que tiene un elemento de atraer los electrones hacia sí mismo cuando está combinado químicamente con otro átomo. Aumenta hacia la derecha y hacia arriba. Cuando la electronegatividad es baja los elementos suelen formar más cationes y cuando es alta suelen formar más aniones. A pesar de que la escala es un poco arbitraria, nos permite realizar predicciones. Dos elementos con electronegatividades muy distintas tienden a reaccionar para formar compuestos iónicos y el menos electronegativo le cede su electrón al más electronegativo. Dos no metales con electronegatividad semejante tienden a formar enlaces covalentes, es decir que comparten sus electrones.

Uniones químicas

El enlace químico se refiere a las fuerzas de atracción que mantienen unidos a los átomos en los compuestos y existen dos tipos: iónico (entre iones y grupos de átomos) y covalente (entre

átomos). Los compuestos reciben el nombre de compuestos iónicos o covalentes. El enlace iónico resulta de la atracción de un gran número de iones con carga opuesta, con diferencias grandes de electronegatividad, para formar un sólido, que recibe el nombre de sólido iónico. Se forma un enlace covalente cuando dos átomos comparten uno o más pares de electrones y tiene lugar cuando la diferencia de las electronegatividades es cero o relativamente pequeña. En el enlace químico sólo participan los electrones más externos. En las representaciones de Lewis, sólo los electrones de los orbitales más externos s y p se muestran como puntos. Todos los elementos de un grupo dado tienen la misma configuración electrónica en la capa más externa. Las fórmulas de Lewis no son útiles para los elementos de transición y transición interna porque necesitaríamos usar un gran número de puntos. Regla del octeto: los elementos representativos adquieren la configuración de gas noble en casi todos sus compuestos.

Para escribir la estructura de Lewis,

1 El elemento menos electronegativo es el átomo central, salvo el hidrógeno que nunca lo es debido a que forma un solo enlace. El elemento menos electronegativo suele ser el que necesite la mayor parte de electrones para completar la regla del octeto.

2 El carbono nunca se une a más de cuatro átomos y el oxígeno nunca más de tres.

3 Los oxígenos nunca se unen entre sí, salvo en el O₂, O₃ o en los peróxidos.

4 En los oxoácidos el hidrógeno se une al oxígeno

5 Cuando hay más de un átomo central, se emplean los esqueletos más simétricos posibles

Existen limitaciones de la regla del octeto, donde el procedimiento se modifica*

Números de oxidación y nomenclatura

Estequiometría

La masa atómica relativa de un elemento, es la masa en gramos de $6.02 \cdot 10^{23}$ átomos (número de Avogadro, N_A) de ese elemento, la masa relativa de los elementos de la tabla periódica desde el 1 hasta el 105 está situada en la parte inferior de los símbolos de dichos elementos. El átomo de carbono, con 6 protones y 6 neutrones, es el átomo de carbono 12 y es la masa de referencia para las masas atómicas. Una unidad de masa atómica (u.m.a), se define exactamente como 1/12 de la masa de un átomo de carbono que tiene una masa 12 u.m.a. una masa atómica relativa molar de carbono 12 tiene una masa de 12 g en esta escala. Un mol gramo (abreviado, mol) de un elemento se define como el número en gramos de ese elemento igual al número que expresa su masa relativa molar. Así, por ejemplo, un mol gramo de aluminio tiene una masa de 26.98 g y contiene $6.023 \cdot 10^{23}$ átomos.

La estequiometría de composición son las relaciones cuantitativas entre los elementos en compuestos. La estequiometría de reacción son las relaciones cuantitativas entre sustancias cuando participan en reacciones químicas. Las ecuaciones químicas se basan en observaciones experimentales. En una ecuación química balanceada siempre debe aparecer el mismo número de cada tipo de átomo en ambos miembros de la ecuación, con el mínimo posible de coeficientes enteros. La Ley de la conservación de la materia sienta las bases para el balanceo de ecuaciones químicas. Los subíndices no deben modificarse porque diferentes subíndices indican diferentes compuestos, no describiría la misma reacción. Una ecuación química también indica las cantidades relativas de reactivos y productos que intervienen, describen proporciones de reacción. El reactivo limitante se aplica para cantidades de dos de los reactivos, es el reactivo del cual tengo menor cantidad en proporción. El rendimiento porcentual de una reacción se utiliza para indicar la cantidad que se obtiene de un producto deseado. Se calcula con el rendimiento real sobre el teórico por el 100 por ciento.

Gases

La materia existe en tres estados físicos: sólidos líquidos y gases. Los gases y líquidos se conocen con el nombre de fluidos y los sólidos y líquidos se consideran como fases condensadas porque su densidad es mucho mayor que la de los gases. Todas las sustancias gaseosas a temperatura ambiente pueden licuarse por enfriamiento y compresión. A temperatura ambiente o un poco más alta los líquidos volátiles se convierten en gases con facilidad. Se comprimen con facilidad en volúmenes pequeños, es decir su densidad puede acrecentarse con un aumento de presión. Ejercen presión sobre sus alrededores y se debe ejercer presión para confinarlos. Los gases se expanden sin límite. También se difunden entre sí, es decir que muestras de gases en el mismo recipiente se mezclan por completo. La cantidad y propiedades se describen en términos de la temperatura, presión, volumen y número de moléculas.

La presión se define por fuerza por unidad de área. Se puede expresar en atmósferas, torr o milímetros de mercurio. La unidad SI de presión es el pascal, que se define como la presión que ejerce un newton sobre metro cuadrado. El newton es la fuerza que se requiere para dar a una masa de un kilogramo una aceleración de un metro por segundo.

Ley de Boyle: A una temperatura dada, el producto de la presión y el volumen de una masa definida de gas es constante: $PV=k$. El valor de k depende de la cantidad de moles de gas y de la temperatura. Enunciado alternativo de la ley de Boyle: a temperatura constante, el volumen que ocupa una masa definida de gas es inversamente proporcional a la presión aplicada P .

Ley de Charles: a presión constante, el volumen que ocupa una masa definida de gas es directamente proporcional a su temperatura absoluta. $V/T= k$

Estos enunciados dan lugar a la **Ley combinada de los gases ideales**.

$$PV= nRT$$

Ley de avogadro: a la misma temperatura y presión, volúmenes iguales de todos los gases tienen el mismo número de moléculas. A temperatura y presión constantes el volumen que ocupa una muestra de gas es directamente proporcional a las moles de gas. $V/n= k$

El **volumen normal** de un gas ideal se toma como 22.14 litros por mol a TPN

La **densidad** de los gases depende de la presión y temperatura, sin embargo las moles de gas de una muestra dada no cambian con la temperatura y presión.

R es la constante universal de los gases: (una mol de gas ocupa 22.41 litros a 1 atm y 273k)

Teoría cinética de los gases

Un gas ideal es aquel en el que las fuerzas de atracción o de repulsión entre moléculas son prácticamente inexistentes, al contrario de un gas real donde existen fuerzas de atracción débiles, entonces las moléculas se agrupan y se comportan como si fueran menos.

En un gas ideal el volumen de las partículas es despreciable frente al recipiente, entonces el volumen del recipiente es igual al disponible, al contrario de un gas real donde una molécula ocupa espacio y el volumen disponible es menor al del recipiente.

Para los gases ideales usamos la ecuación de los gases ideales, mientras que para los reales usamos la ecuación de Van Der Waals, que depende del comportamiento del gas, de la sustancia, del número de partículas y del número de moles.

Las condiciones para que el comportamiento de un gas real se asemeje a uno ideal son que este se encuentre a bajas presiones, altas temperaturas o grandes volúmenes.

La presión parcial que ejerce un vapor que está sobre un líquido se conoce como la presión de vapor sobre ese líquido. En el caso del agua, se da que un gas en contacto con el agua se satura con vapor de agua y la presión dentro del recipiente es la presión que ejerce el vapor de agua en la mezcla gaseosa.

Un gas ideal es aquel que sigue con exactitud estas leyes de los gases y muchos gases exhiben desviaciones mínimas.

Ley de Dalton: La presión total que ejerce una mezcla de gases ideales es igual a la suma de las presiones parciales de esos gases.

La fracción molar es la que relaciona los moles de cada componente sobre los totales, o la presión de cada componente sobre la total.

Soluciones

Muchas reacciones químicas se llevan a cabo más convenientemente como reactivos disueltos (solución) que como sustancias puras. Una **solución**, o disolución, es una mezcla homogénea. Las soluciones simples consisten en una sustancia: el soluto, disuelta en otra sustancia: el disolvente. El agua es el disolvente más común y a menos que se indique otra cosa debemos suponer que el disolvente es agua. Es común utilizar disoluciones para efectuar reacciones químicas porque permiten una interacción más íntima entre las sustancias que reaccionan a nivel molecular.

La concentración de las disoluciones se expresa en términos de la cantidad de soluto disuelta en una masa o volumen dados de disolución o de disolvente. El porcentaje en masa se mide como

la masa de soluto sobre la masa de disolución en un 100%, o la masa de soluto sobre la suma de la masa de soluto y la de disolvente en un 100%.

La **molaridad** (M), o concentración molar es una unidad común para expresar la concentración de disoluciones. Se define como las moles de soluto por litro de disolución. Para preparar un litro de solución uno molar, se coloca un mol de soluto en un volumen de un litro y se agrega suficiente disolvente hasta completar un litro. Una solución 0.01 M tiene 0.01 moles de soluto por litro.

También podemos calcular la cantidad de soluto si sabemos el volumen y la molaridad. Cuando diluimos una solución con más disolvente, la cantidad de soluto no cambia pero el volumen y la concentración sí. Por eso $V_1 \cdot M_1 = V_2 \cdot M_2$

La **molalidad (m)** de un soluto en disolución es igual a las moles de soluto por kilogramo de disolvente.

Equilibrio químico

Las reacciones químicas que pueden ocurrir en cualquier dirección reciben el nombre de reversibles. La mayoría no llegan a ser completas, es decir que aunque los reactivos se mezclen en cantidades estequiométricas, no se convierten por completo en productos. Se representan con dos flechas y con una letra mayúscula y otra minúscula donde las mayúsculas representan fórmulas y las minúsculas los coeficientes estequiométricos de la ecuación balanceada.

Cuando tanto la reacción directa como la inversa ocurren de forma simultánea y reaccionan con la misma rapidez, el sistema se encuentra en **equilibrio químico**. Los equilibrios químicos son equilibrios dinámicos, es decir que las moléculas individuales reaccionan de forma continua aunque no cambie la composición general de la mezcla de reacción. En un sistema en equilibrio se dice que está desplazado hacia a la derecha si es favorable a la relación directa, formación de productos, y se dice que está desplazado a la izquierda si es favorable a la reacción inversa, formación de reactivos, variando así la concentración. En el equilibrio, los cambios debido a la reacción se representan mediante los cambios de concentración.

A cualquier temperatura específica, k_d y k_i son las constantes de velocidad específicas de las reacciones directa e inversa. La constante de equilibrio, K_c , se define como el producto de la concentración de equilibrio (por moles de litro) de los productos cada cual elevado a la potencia que corresponde a su coeficiente en la ecuación balanceada, dividida entre el producto de la concentración de equilibrio (en moles por litro) de los reactivos, cada cual elevado a la potencia que corresponda a su coeficiente en la ecuación balanceada.

La definición termodinámica de K_c comprende actividades en lugar de concentraciones, donde las unidades siempre se cancelan por lo que es un número sin unidades = constante. El valor de K_c es constante a una temperatura dada, cambia si la temperatura cambia y no depende de las concentraciones iniciales.

Podemos observar que si K_c es mayor que 1, entonces casi todos los reactivos se convirtieron en productos porque el numerador es mucho mayor que el denominador. Por otra parte, si es muy pequeño se forman cantidades pequeñas de productos, es decir que favorece a la reacción inversa.

Si una ecuación de una reacción se multiplica por un factor n , entonces el valor original de K_c se eleva a la n -ésima potencia.

El cociente de reacción (Q) tiene la misma forma que la constante de equilibrio, pero comprende valores específicos que no necesariamente son concentraciones de equilibrio.

La magnitud de Q puede compararse con la de K_c para evaluar si el sistema está en equilibrio o si está desplazado hacia la derecha o izquierda.

Principio de Le Chatelier: *Cuando un sistema en equilibrio se somete a una alteración, el sistema responde en cierta forma para contrarrestar la alteración.*

Si un sistema de equilibrio se altera a causa de un cambio de condiciones (aplicación de una tensión), el sistema se desplaza en la dirección en la que se reduce la tensión. Si esta tensión dura un tiempo suficiente, se establece un nuevo equilibrio. El coeficiente de reacción permite predecir la dirección de este desplazamiento y el equilibrio puede alterarse mediante

- 1- los cambios de concentración,
- 2- de presión o volumen (si intervienen gases) y
- 3- de temperatura.

El valor de la constante de equilibrio solo cambia con la temperatura mientras que la adición o eliminación de reactivos o productos provoca el cambio del valor de Q , pero no modifica el valor de K_c .

1- Si agrego concentraciones de un lado la ecuación se desplaza hacia el otro, si saco concentraciones de un lado se desplaza hacia el mismo.

2- Tomando la ecuación de los gases ideales, si el volumen que ocupa un gas disminuye, su presión parcial aumenta y la concentración (n/V) aumenta. Si el volumen aumenta, tanto su presión como su concentración disminuyen.

Ej, A temperatura constante, una disminución del volumen o aumento de presión causa un incremento en la concentración de A y D donde $A(g) \rightleftharpoons 2D(g)$ Pero como para sacar la constante de equilibrio, D está elevado al cuadrado, Q aumenta conforme aumenta la presión. Entonces Q es mayor que K_c y la reacción se desplaza hacia la izquierda. Para la misma forma, si aumenta el volumen o disminuye la presión, Q es menor a K_c y se desplaza hacia la derecha.

En cambio si A y D están elevados a la primera potencia, no importa el cambio de presión el sistema seguiría en equilibrio. Y si A está elevado al cuadrado pero D no, entonces un aumento de presión aumentaría las concentraciones de los reactivos y sería favorable hacia los productos.

En general, el principio de LeChatelier permite predecir los resultados siguientes. Si no hay cambio en la cantidad total de moles de gas en la ecuación química balanceada, un cambio de volumen o presión no afecta la posición de equilibrio y Q no cambia.

Si por el contrario hay un cambio en la cantidad de moles, se provoca un cambio de Q que no modifica el valor de K_c . Una disminución de volumen o aumento de presión hace que la reacción se desplace en la dirección en la que se produce la menor cantidad total de moles de gas, hasta que Q llegue de nuevo a K_c . Un aumento de volumen o disminución de presión hace que la reacción se desplace hacia la mayor cantidad total de moles de gas.

3- Cambios de temperatura:

Proceso exotérmico: Reactivos _____ Productos + Calor
Endotérmicos Reactivos + Calor _____ Productos

Como el calor se representa como un producto más, los valores de K_c de reacciones exotérmicas disminuyen con el aumento de T , y los valores de K_c de reacciones endotérmicas aumentan con el aumento de T . Ninguna otra alteración modifica el valor de K_c .

La adición de un catalizador a una reacción en equilibrio no tiene efecto alguno, no cambian ni Q ni K_c .

En las reacciones donde todas las sustancias que aparecen en la expresión son gases, es común expresar la constante de equilibrio en términos de presiones parciales, en atmósferas, K_p , en lugar de concentraciones (k_c). Es más conveniente porque la presión de un gas es directamente proporcional a su concentración (n/V)

Hasta este punto sólo se han considerado los equilibrios homogéneos, de una sola fase. En equilibrios heterogéneos, los cambios de presión no afectan a sólidos y líquidos de manera significativa. Por lo tanto la actividad que se toma como 1. Por tal razón los sólidos y líquidos puros no aparecen en la expresión K de equilibrios heterogéneos. Si yo tengo una reacción heterogénea y dado un valor de K_c o K_p , significa que el equilibrio existe y está dado por las concentraciones o presiones de los gases.

Ácidos y bases

Ácidos próticos son aquellos que tienen átomos de hidrógeno. Las disoluciones acuosas de casi todos los ácidos próticos tienen propiedades: 1. sabor agrio, 2. causan el cambio de color de muchos indicadores, 3. si no se oxidan reaccionan con el metal de arriba del hidrógeno desprendiendo H_2 ; 4. también reaccionan (neutralizan) a los óxidos e hidróxidos metálicos formando sales y agua ; 5. reaccionan con las sales de los ácidos más débiles para formar el ácido

más débil y la sal del ácido más fuerte (ver ejemplo) y 6. las disoluciones acuosas de los ácidos conducen a la corriente eléctrica porque se ionizan en forma total o parcial.

Por otro lado, las disoluciones acuosas de casi todas las bases exhiben ciertas propiedades, que se deben a la presencia de iones hidróxido hidratados en disolución acuosa. 1. tienen sabor amargo, 2. son untuosas al tacto, 3. causan el cambio de color de muchos indicadores, 4. reaccionan (neutralizan) con los ácidos para formar sales y en muchos casos agua y 5. sus disoluciones acuosas conducen a la corriente eléctrica porque las bases se ionizan o disocian.

Un **ácido** se define como *donador de protones* (H^+). Un ácido es una sustancia que tiene hidrógeno y produce $H^+(H_2O)$, o H_3O^+ , o ion hidronio, o ion hidrógeno hidratado, en disolución acuosa. El ión hidrógeno hidratado es la especie que le da a las disoluciones acuosas de los ácidos sus propiedades ácidas características.

Una **base** es una sustancia que no solamente contiene al grupo OH (hidroxilo) y produce iones hidróxido, OH^- en disolución acuosa; sino que es cualquier sustancia que pueda aceptar un protón.

Arrhenius fue quien dio una definición anterior: describió a los iones H^+ en agua como protones aislados y las bases eran solo las que tenían al grupo OH^- . Bronsted y Lowry ampliaron las contribuciones de Arrhenius (teoría de Bronsted- Lowry) en el sentido en que actúan como donadores o receptores de protones.

Una **reacción ácido- base** es la transferencia de un protón de un ácido a una base.

Podemos describir las reacciones ácido- base de Bronsted- Lowry en términos de pares conjugados ácido- base, las cuales son dos especies que difieren en un protón.

Cuanto más fuerte es un ácido, más débil es su base conjugada; y mientras más débil es un ácido más fuerte es su base conjugada

El hecho de que el agua actúe como ácido o como base depende de las otras especies presentes.

Los iones H_3O^+ y OH^- se combinan para formar moléculas de agua no ionizadas cuando los ácidos fuertes reaccionan con bases fuertes para formar sales solubles y agua. La reacción inversa: **autoionización del agua**, $H_2O(l) \rightleftharpoons H^+(ac) + OH^-(ac)$ (en equilibrio), solo ocurre en escala muy pequeña. El agua se ioniza muy poco como para dar igual número de iones hidrógeno y iones hidróxido hidratados. Según la teoría Bronsted- Lowry es una reacción ácido-base donde una molécula de agua se comporta como ácido y la otra actúa como base. Por eso decimos que el agua es anfiprótica, es decir que puede ceder y aceptar protones.

La **neutralización** se define como la combinación de iones H^+ con iones OH^- para formar moléculas de agua.

Entonces, la neutralización es la reacción de un ácido con una base para formar una sal y en muchos casos agua. La sal que se forma tiene el catión característico de la base y el anión característico del ácido.

Casi todas las sales son compuestos iónicos formados por un catión diferente del H^+ y un anión diferente del OH^- u O^{2-} ; los ácidos fuertes comunes y las bases fuertes comunes aparecen en el margen y todos los demás ácidos comunes se consideran débiles. Los otros hidróxidos metálicos comunes (bases) son insolubles en agua.

La **ecuación iónica total** sería más completa (ejemplo), mientras que la **ecuación iónica neta** es un resumen. (ejemplo)

Se pueden escribir ecuaciones de

1. un ácido fuerte con una base fuerte para dar una sal soluble
2. un ácido débil con una base fuerte para dar una sal soluble.
3. un ácido débil y una base fuerte para dar una sal insoluble y agua
4. ¿?
5. ácido fuerte y base débil para dar una sal soluble
6. ácido débil con base débil para dar una sal soluble.

No hay ejemplos comunes de reacciones de una base débil con un ácido fuerte o débil de Bronsted- Lowry que produzcan una sal insoluble.

La **titulación** es un proceso en el cual una disolución de un reactivo, el titulante, se agrega con cuidado a una disolución de otro reactivo y se mide el volumen de titulante que se necesita para que la reacción sea completa. Para saber cuando llega a ser completa, se agregan unas gotas de un **indicador** ácido- base. El punto en el que hayan reaccionado las cantidades equivalentes, en términos estequiométricos, del ácido y la base se llama el **punto de equivalencia**. El punto en el que el indicador cambia de color, es decir que la titulación se detiene, se llama **punto final**. De manera ideal, estos dos puntos deben coincidir.

Las disoluciones que tienen concentraciones conocidas de reactivo titulante reciben el nombre de **disoluciones patrón**. Por lo común, se prepara una disolución de una sustancia y a continuación se determina su concentración por titulación utilizando una disolución patrón.

La **valoración** es el proceso mediante el cual se determina la concentración de una disolución, la cual se hace midiendo con exactitud el volumen de disolución que se necesita para reaccionar con una cantidad conocida con exactitud de un **patrón primario**. La disolución valorada es un patrón secundario y se usa en análisis de materiales de concentración desconocida.

Las propiedades de un patrón primario ideal son: 1. no debe reaccionar con o absorber los componentes atmosféricos, tales como vapor de agua, oxígeno y dióxido de carbono. 2. debe reaccionar siguiendo una reacción invariable. 3. debe tener un alto porcentaje de pureza. 4. debe tener una masa formular elevada para reducir al mínimo los errores de pesada. 5. debe ser soluble en los disolventes de interés. 6. no debe ser tóxico. 7. debe conseguirse con facilidad (barato) 8. no debe causar daños al medio ambiente.

Una **titulación ácido- base** es el análisis cuantitativo de la cantidad o concentración de un ácido o base de una muestra cuando se observa su reacción con una cantidad conocida o concentración de una base o ácido.....

Los compuestos solubles en agua pueden clasificarse en electrolitos y no electrolitos. Los **electrolitos** son compuestos que se ionizan (o disocian en sus iones componentes) para dar disoluciones acuosas que conducen la corriente eléctrica. Los **no electrolitos** existen como moléculas en disolución acuosa y ésta no conduce la corriente eléctrica. Los **electrolitos fuertes** se ionizan o disocian por completo, o casi, en disolución acuosa diluida. Por ejemplo, ácidos fuertes, bases fuertes, y casi todas las sales solubles. La concentración de los iones de electrolitos fuertes puede calcularse mediante la molaridad del electrolito fuerte.

En la autoionización del agua se forma el **producto iónico del agua o $K_w = [H_3O^+][OH^-]$** . Mediante mediciones se ha demostrado que en agua pura a 25°C: $[H_3O^+] = [OH^-] = 1.0 \times 10^{-7}$ mol/L. Sustituyendo estas concentraciones se tiene que **$K_w = 1.0 \times 10^{-14}$** (a 25°C) en todas las disoluciones acuosas diluidas.

A menos que se especifique otra temperatura, se supone 25°C en todos los cálculos que comprenden disoluciones acuosas.

Disolución	Condición general	A 25°C
ácida	$[H_3O^+] > [OH^-]$	$[H_3O^+] > 1.0 \times 10^{-7}$ $[OH^-] < 1.0 \times 10^{-7}$
neutra	$[H_3O^+] = [OH^-]$	$[H_3O^+] = 1.0 \times 10^{-7}$ $[OH^-] = 1.0 \times 10^{-7}$
básica	$[H_3O^+] < [OH^-]$	$[H_3O^+] < 1.0 \times 10^{-7}$ $[OH^-] > 1.0 \times 10^{-7}$

Las **escalas de pH y pOH** permiten expresar de manera conveniente la acidez y la basicidad de las disoluciones acuosas diluidas. Se definen como:

$$pH = -\log [H_3O^+] \quad \circ \quad [H_3O^+] = 10^{-pH}$$

$$pOH = -\log [OH^-] \quad \circ \quad [OH^-] = 10^{-pOH}$$

(Se emplea pH en lugar de pH_{3O} porque en la época se empleaba H⁺ en lugar de H_{3O}⁺)

$$pK_w = -\log K_w \quad (= 14.0 \text{ a } 25^\circ\text{c})$$

$$pH + pOH = 14^\circ\text{c} \quad (\text{a } 25^\circ\text{c})$$

Reacciones de oxidación- reducción

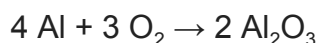
Una reacción redox es un tipo de reacción química en donde se transfieren electrones entre dos especies, provocando un cambio en sus estados de oxidación.

Existe un **agente oxidante**, que es el que se reduce y permite la oxidación; y un **agente reductor**, el que se oxida y permite la reducción.

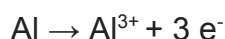
La **oxidación** es el proceso en el cual una especie química pierde electrones y su número de oxidación aumenta.

La **reducción** es el proceso en el cual una especie química gana electrones y su número de oxidación disminuye.

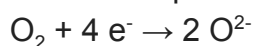
Ejemplo: El aluminio reacciona con el oxígeno para formar óxido de aluminio,



En el transcurso de esta reacción, cada átomo de aluminio pierde tres electrones para formar un ión Al^{3+}



Y cada molécula de O_2 gana cuatro electrones para formar dos iones O^{2-}



Como los electrones ni se crean ni se destruyen en las reacciones químicas, la oxidación y la reducción son inseparables.

El aluminio cede electrones y el oxígeno los gana. El aluminio actúa como agente reductor, se oxida (su número de oxidación pasa de 0 a +3) cediendo tres electrones, mientras que el oxígeno actúa como agente oxidante, se reduce (su número de oxidación pasa de 0 a -2) ganando dos electrones.

En toda ecuación redox balanceada, el aumento total del número de oxidación debe ser igual a la disminución total del número de oxidación.

El aumento o disminución de oxidación coincide con la cantidad de electrones de la hemirreacción (para verificar)

Toda ecuación balanceada debe establecer dos criterios:

- 1- Debe estar balanceada por masa: tanto en los reactivos como en los productos debe haber igual número de átomos de cada tipo.
- 2- Debe estar balanceada por carga: la suma de las cargas reales debe ser igual en ambos miembros de la ecuación.

Balanceo de ecuaciones redox en medio ácido:

Primero se escribe la ecuación iónica completa.

Se identifican las especies que se oxidan o reducen.

Después se escriben las ecuaciones que describen las hemireacciones de oxidación y reducción.

Se balancea en masa, primero para la especie que modifica el número de oxidación

Después sumando moléculas de agua donde falten átomos de oxígeno, y H^+ donde haga falta hidrógeno.

Se balancea la carga de cada hemirreacción agregando electrones como productos o reactivos. (de un solo lado de la ecuación)

Se balancea la transferencia de electrones multiplicando las hemirreacciones por números enteros.

Se suman las especies comunes miembro a miembro y se cancelan las cantidades iguales que aparezcan en ambos miembros (los electrones siempre se cancelan)

Se verifica el balance de masa comparando el resultado con la ecuación molecular original. Si no puedo formar todos los compuestos, se agregan iones donde haga falta, (siempre para los dos miembros). Solo se puede formar otro compuesto en casos especiales donde la original es iónica.

También se verifica el balance de carga en ambos miembros.

Balanceo de ecuaciones redox en medio básico:

Se escribe la ecuación iónica completa y las correspondientes hemirreacciones.

Se balancea en masa, primero para la especie que modifica el número de oxidación

Para los oxígenos e hidrógenos: en el miembro de la semirreacción que presente exceso de oxígenos, añadiremos tantas moléculas de agua como oxígenos hay de más. Después, en el

miembro contrario, se añaden los iones hidroxilo necesarios para ajustar completamente la semirreacción. Normalmente, se requieren el doble de iones hidroxilo, OH-, que moléculas de agua hemos adicionado previamente.

Se balancea en carga..., se prosigue igual que en medio ácido.

Al escribir la ecuación iónica completa, siempre tener en cuenta que los ácidos fuertes, bases fuertes y compuestos iónicos en disolución acuosa se disocian.

No es así con los ácidos y bases débiles, los sólidos y líquidos.

Para balancear oxígeno e hidrógeno no se deben introducir especies que no estén presentes en la disolución. En disolución ácida no se agrega OH- por no tener concentraciones importantes (sí H+). En disolución básica no se agrega H+ (sí OH-)

Caso especial amoníaco (base débil). Se agregan tantas moléculas de agua como oxígenos hagan falta del lado que sobran igual que antes. Después se agregan tantas moléculas de agua como hidrógenos hay de más en el mismo lado de la ecuación. Y en el otro miembro igual cantidad de oxidrilos. Se sigue como siempre.

Electrólisis

La **electroquímica** estudia los cambios químicos que produce la corriente eléctrica y la generación de electricidad mediante reacciones químicas. Todas las reacciones electroquímicas son redox.

Los procesos electroquímicos pueden ocurrir en pilas o celdas galvánicas, donde ocurren redox espontáneas a partir de las cuales se genera energía eléctrica.

O pueden ocurrir en **celdas electrolíticas**, donde se hace que ocurran reacciones químicas no espontáneas (que favorecen la formación de reactivos) por suministro de corriente eléctrica. Este proceso se conoce como electrólisis. Lisis significa "separación", en muchas celdas electrolíticas los compuestos se separan en sus elementos componentes. Una celda electrolítica es un recipiente con electrodos sumergidos en el material de reacción y conectados a una fuente de corriente directa. De ordinario se utilizan electrodos inertes.

Dentro de la celda tenemos la **solución de electrolito** que es una sustancia que en solución o fundida puede conducir la corriente a través de sus iones. La oxidación y reducción ocurren en lugares diferentes. El sistema de reacción se encuentra en una celda

y una corriente eléctrica entra o sale por los **electrodos**, que son dos barras de grafito o metal conectados a la **fuerza de alimentación** o fuente de corriente continua.

Los electrodos son superficies en las cuales tienen lugar las semirreacciones de oxidación o reducción, y pueden o no participar en las reacciones. Los que no reaccionan reciben el nombre de electrodos inertes.

El **cátodo** se define como el electrodo donde ocurre la reducción, al igual que una especie gana electrones. (electrodo negativo)

El **ánodo** es el electrodo donde ocurre la oxidación, al igual que una especie pierde electrones. (electrodo positivo)

Los electrones se consumen en la semirreacción catódica (reducción) y se producen en la semirreacción anódica (oxidación), por lo tanto los electrones fluyen por el alambre **del ánodo al cátodo**. En todas las celdas electrolíticas el ánodo es el electrodo positivo y el cátodo el negativo, los aniones se desplazan hacia el electrodo positivo cediendo electrones y los cationes se desplazan hacia el electrodo negativo tomando electrones.

Parte cuantitativa:

La cantidad de electricidad que circula se denomina con la letra Q y se mide en coulombs.

El **coulomb (C)** es la cantidad de carga que pasa por un punto dado cuando 1 **ampere (A)** de corriente eléctrica fluye por un segundo.

$$1 \text{ ampere} = 1 \text{ coulomb/segundo} \quad 1 \text{ A} = 1 \text{ C/s}$$

$$Q = i \cdot t$$

i: intensidad de la corriente medida en amperes

t: tiempo medido en segundos

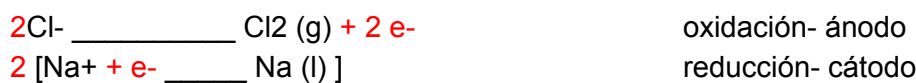
Ley de Faraday: la cantidad de sustancia que experimenta oxidación o reducción en cada electrodo durante la electrólisis es directamente proporcional a la cantidad de electricidad que pasa por la celda.

Un **faraday** es la cantidad de electricidad que corresponde a la ganancia o pérdida: una mol de electrones, 6.02×10^{23} electrones.

$$1 \text{ faraday} = \text{una mol } e^- = 96,485 \text{ C}$$

1- Electrólisis de NaCl (l) fundido.

El cloro se produce por oxidación de iones Cl^- en el ánodo, y el sodio se forma por reducción de iones Na^+ en el cátodo.

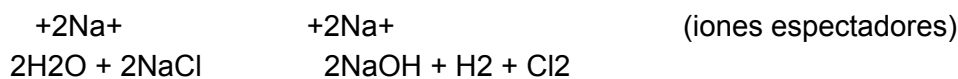
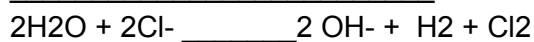


Es necesario un electrón para reducir un Na^+ .

Para obtener un mol $\text{Na}(\text{s})$ se necesita 1 mol $e^- = 1F = 96500\text{c}$

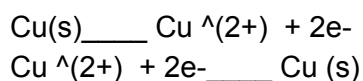
2- Electrólisis de una disolución acuosa de NaCl.

Se observa que en un electrodo se libera H₂ gaseoso y la solución se vuelve básica a su alrededor, y se observa que en el otro electrodo se libera Cl₂ gaseoso. En este caso los iones cloruro se oxidan a Cl₂, pero en lugar de reducirse el nitrógeno *se reduce el agua con más facilidad* produciendo H₂ (g) y OH⁻ (ac). El agua se reduce con más facilidad porque los productos que se forma, que son H₂(g) y OH⁻(ac), son más estables; mientras que en la reducción del Na⁺ se produce sodio que es muy activo. Los metales activos **Li, K, Ca y Na** desplazan al hidrógeno de las disoluciones acuosas, de modo que no se producen.



Se necesitan 2 faraday para producir un mol de Cl₂(s)

3- Electrólisis de CuSO₄ (ac) con ánodo de cobre

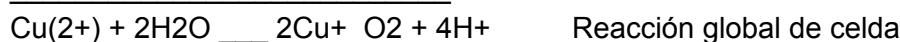
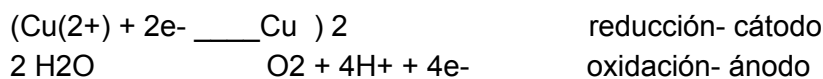


Por cada mol que el cátodo consume del catión cobre, el ánodo genera un mol de catión cobre, por lo tanto la concentración de catión cobre en la solución se mantiene constante.

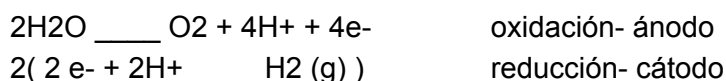
4- Electrólisis de CuSO₄ con electrodos inertes

En el cátodo el cu²⁺ se reduce a cobre en estado puro.

El agua se oxida con más facilidad que el ion sulfato. En el electrodo que se forma O₂ (g), la disolución del entorno se vuelve ácida.



5- Electrólisis de agua acidulada (Solución acuosa de H₂SO₄)



El sulfato no se reduce porque forma enlaces más fuertes (estado de oxidación +6)

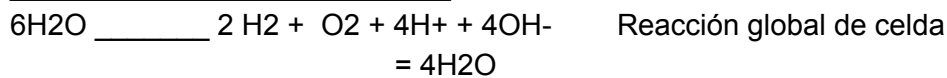
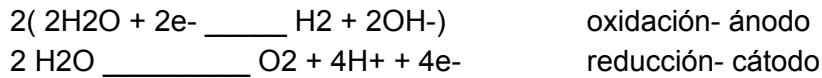
6- Electrólisis de NaSO4(ac) con electrodos inertes

Se observa que en un electrodo se produce H₂ (g) y la disolución del entorno se vuelve básica.

En el otro electrodo se forma O₂ (g) y la disolución del entorno se vuelve ácida.

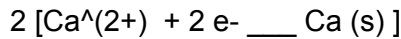
En este caso el agua se reduce con más facilidad que el Na⁺ y se oxida con más facilidad que el ion sulfato, dando como resultado la electrólisis del agua.

Los iones del Na₂SO₄ conducen la corriente eléctrica pero no participan en la reacción.



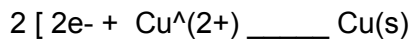
Ejemplos:

- electrólisis de CaO fundido (productos Ca(s) y O₂(g))



Se necesitan 2 faraday para producir un calcio.

- electrólisis de CuBr₂ (productos: Cu(s) y Br₂(g))



Electrólisis total significa que todo lo que estaba susceptible de descomponerse se descompone.

Algunos elementos se producen en la industria por electrólisis, como ya se mencionó el sodio, cloro, hidrógeno y oxígeno, también metales del grupo 1A, 2A (excepto el bario), aluminio y algunos metales impuros.