

Propiedades:

- **Intensivas:** Son aquellas que *no dependen* de la cantidad de sustancia o del tamaño de un sistema. Estas propiedades no pueden sumarse.
 1. Concentración.
 2. Densidad
- **Extensivas:** Son aquellas que *sí dependen* de la cantidad de sustancia o del tamaño de un sistema. Estas propiedades pueden sumarse.
 1. La masa (Que es la cantidad de materia en una muestra dada).
 2. El volumen.

Atomo: Es una partícula extremadamente pequeña e indivisible, la mayor parte del mismo son espacios vacíos donde las cargas positivas del atomo (comúnmente llamados protones) junto a las partículas que no poseen carga (llamados neutrones) conforman el núcleo del atomo, y las cargas negativas (los electrones) circulan alrededor del núcleo. [Pagina 45 y 47].

Nº atomico (Z): Número de protones que posee un atomo.

Nº masico (A): Número total de neutrones y protones existentes en el núcleo.

Isotopos: Atomos que tienen el mismo número atómico (Z) pero distinto número masico (A), ejemplo:

H (común): único elemento que no posee neutrones y posee un solo protón

H (deuterio): posee un protón y un neutron.

H (tritio): posee un protón y dos neutrones. [Pagina 49]

Inestabilidad: Los nucleos que contengan más neutrones que protones, o más protones que neutrones son inestables debido a esta diferencia y generan radiación. Esto hace que continuamente los neutrones del núcleo se transformen en protones, y algunos protones en neutrones.

Iones: Un ion es un atomo o molécula (grupo de átomos) que tiene una carga neta positiva o negativa. El número de protones va a permanecer igual durante las reacciones químicas, pero si pueden ganar o perder electrones, los cuales están cargados negativamente.

- **Cation:** Cuando pierde uno o mas electrones, queda con carga positiva, ejemplo: ion sodio Na+ (con 11 protones y 10 electrones).
- **Anion:** Cuando recibe uno o mas electrones, debido a esto su carga es negativa, ejemplo: ion cloruro Cl- (con 17 protones y 18 electrones).

Quedando formada la molecula de cloruro de sodio (sal de mesa) formada por un cation y un anion.[Pag. 54]

Unidad de masa atomica (uma): es la masa equivalente a la de un doceavo de la masa de un atomo de carbono-12.[pág 80]

Mol: Cantidad de una sustancia que contiene tantos atomos o moleculas como atomos existentes en 12g del isotopo carbono-12, este numero es: 1 mol = $6,022 \times 10^{23}$. [Pag. 81]

La masa molar (X moles) de un compuesto en gramos es numericamente igual a su masa molecular (uma) [Pag. 86]

Composicion porcentual en masa: Consiste en calcular el porcentaje de atomos de un elemento que hay en la totalidad de una molecula. Ejemplo: H₃PO₄
masa total de un mol: 98g

$(3 \times 1.008 \times 100) / 98 = \% \text{ composicion porcentual en masa del H en H}_3\text{PO}_4$. [Pag. 90]

Si me dan el porcentaje supongo que es en base a 100g del compuesto, por lo que el porcentaje es el peso en gramos de cada elemento. Si el resultado da con comas, divido por el numero de mol menor a todos los elementos (en caso de que me de por ejemplo 0.99, redondeo), si aun hay algun valor con coma, multiplico por algun numero para que sea aproximadamente redondo..... luego multiplico por ese mismo numero los restantes atomos.

$$\text{Composicion porcentual de un elemento} = \frac{n \times \text{masa molar del elemento}}{\text{masa molar del compuesto}} \times 100\%$$

Ley de conservacion de la materia: En una reaccion química la masa permanece constante, es decir, la masa consumida de los reactivos es igual a la masa obtenida de los productos.

Rendimiento de la reaccion: El rendimiento de una reaccion casi nunca es del 100%, esto es debido a que muchas reacciones son reversibles, o por ejemplo, a que al finalizar la reaccion deseada es probable que el producto obtenido siga reaccionando con el reactivo en exceso para formar otros compuestos. [Pag. 106]

$$\% \text{ De rendimiento real} = \frac{\text{Rendimiento real}}{\text{Rendimiento teorico}} \times 100\% \quad \rightarrow \quad 100\% \text{ es del rendimiento teorico.}$$

Solucion o disolucion: Es una mezcla homogenea de dos o mas sustancias

donde:

- **Soluto:** Sustancia presente en menor cantidad.
- **Solvente o disolvente:** Sustancia en mayor proporción (generalmente agua).[Pag 122].

Electrolitos: Un electrolito es una sustancia que al disolverse en agua se disocia en iones y forma una solución que conduce la electricidad, un no electrolito es una sustancia que disuelta en agua no se disocia y no conduce la electricidad. Ej:

- Electrolito: NaCl (sal de mesa).
- No electrolito: azúcar de mesa.

1. **Electrolito fuerte:** Contiene gran cantidad de iones (se supone que se disocia el 100%).
2. **Electrolito débil:** Contiene poca cantidad de iones (se disocia parcialmente).
3. **No electrolito:** No contiene iones, por lo que no se disocia.

Hidratación: Es el proceso por el cual un ion se ve rodeado por moléculas de agua. Ejemplo NaCl, el Na⁺ se ve rodeado de varias moléculas de agua con su polo negativo (Caso del O⁻ en el agua), mientras que el Cl⁻ se ve rodeado de varias moléculas de agua con su polo positivo (caso del H⁺ en el agua). [Pag 123].

Solubilidad: Máxima cantidad de soluto que se disolverá en una cantidad dada de disolvente a una temperatura específica. [Pag 125].

Clasificación de una disolución:

- **Diluidas:** si la cantidad de soluto respecto del solvente es pequeña. Ejemplo: una solución de 1 gramo de sal de mesa en 100 gramos de agua.
- **Concentradas:** si la proporción de soluto con respecto del solvente es grande. Ejemplo: una disolución de 25 gramos de sal de mesa en 100 gramos de agua.
- **Saturadas:** se dice que una disolución está saturada a una determinada temperatura cuando no admite más cantidad de soluto disuelto. Ejemplo: 36 gramos de sal de mesa en 100 gramos de agua a 20º C. Si intentamos disolver 38 gramos de sal en 100 gramos de agua, sólo se disolvería 36 gramos y los 2 gramos restantes permanecerán en el fondo del vaso sin disolverse.
- **Sobresaturadas:** disolución que contiene mayor cantidad de soluto que la permitida a una temperatura determinada. La sobresaturación se produce por enfriamientos rápidos o por descompresiones bruscas. Ejemplo: al sacar el corcho a una botella de refresco gaseoso.

Dureza del agua: El agua que contiene iones Ca^{2+} , Mg^{2+} , o ambos, se denomina agua dura, y el agua que carece de estos compuestos se conoce

como agua blanda. El agua dura no es adecuada para el uso doméstico o industrial. [Pag 129].

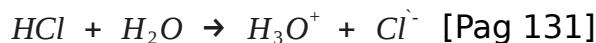
Acidos: Son sustancias que se ionizan en agua para formar iones H^+ .

Bases: Son sustancias que se ionizan en agua para formar iones OH^- . [Pag. 129]

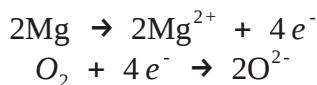
NOTA: Los ácidos son donadores de PROTONES y una base es receptora de protones, por ejemplo, el HCl en disolución acuosa se separa en iones y dona un proton al agua:

$HCl \rightarrow H^+ + Cl^-$ (Recordar que está el agua también).

El H^+ es un átomo que perdió un electrón, por lo que el hidrógeno pasa a ser únicamente un proton, esta partícula atrae al polo negativo del H_2O por lo tanto el proton existe de forma hidratada y se escribe:



Reacciones de oxido-reducción (Redox): Así como las reacciones ácido-base se caracterizan por un proceso de transferencia de protones, en las reacciones redox se consideran como reacciones de transferencia de electrones. Ej: $2Mg + O_2 \rightarrow 2MgO$ Además, las semireacciones son:



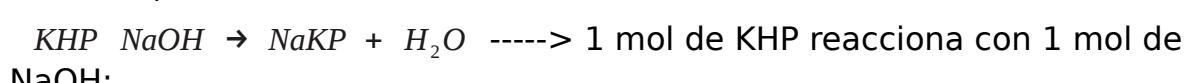
Estado de oxidación: Número de cargas que tendrá un átomo en una molécula (o en un compuesto iónico) si los electrones fueran trasferidos completamente. Los **numeros de oxidación** reflejan el número de electrones "transferidos".

Concentración: Cantidad de soluto presente en una cantidad dada de disolvente, o en una cantidad dada de disolución. [Pag 147]

$$M = \frac{n}{V} \quad \text{Donde: } M = \text{molaridad} \quad n = \text{número de moles de st} \quad V = \text{vol solucion}$$

$M_i V_i = M_f V_f \quad \text{----> Para disolver una solución más concentrada.}$

Neutralización: Tener en cuenta la reacción según la cantidad de moles que tengo en los reactivos. La neutralización ocurre cuando el ácido se ha reaccionado completamente con la base (en reacciones de base fuerte y un ácido fuerte). De esto se obtiene sal + agua. (es neutro si respeta la equivalencia de moles en la ecuación)



el KHP al estar en disolucion con agua, genera iones hidroneos (H_3O^+) que al guntarse con los OH de la base genera agua. Si hay mas moles de OH- que de H_3O^+ (o bien $H_3O^+ = H+$) la disolucion sera basica, si tengo mas moles de H+ que OH- la disoluc sera acida. [Pag 157 y de internet]

Condiciones normales de presion y temperatura (CNPT): 25°C de temperatura y 1 atm de presion.

Temperatura y presion estandar (TPE): 0°C y 1 atm----> Que con ecuacion de gas ideal y un mol de gas ocupa un volumen de 22,41 Litros.

Presion: Es la fuerza aplicada que ejerce un gas por unidad de area. [Pag 175/176].

$$Velocidad = \frac{\text{Longitud recorrida}}{\text{Tiempo transcurrido}}$$

$$Aceleracion = \frac{\text{Cambio de Velocidad}}{\text{Tiempo transcurrido}}$$

De acuerdo con la segunda ley del movimiento de Sir Isaac Newton:

$$F = Masa \times Aceleracion \quad \rightarrow [F] = N = Kg \frac{m}{s^2}$$

$$[Presion] = pascal = Pa = \frac{N}{m^2}$$

Presion atmosferica: Es la presion que ejerce la atmosfera sobre la tierra:
1 atm = 760mmHg = 760 torr [Pag. 177].

NOTA: 1 atm = 101325 Pa = 1013,25 HPa

Ley de Boyle (Relacion presion-volumen): La presion de una cantidad fija de un gas a temperatura constante es inversamente proporcional al volumen del gas. $P = K \times \frac{1}{V}$ Donde K es siempre la misma constante.

$$PV = K$$

Ley de Charles y de Gay-Lussac (Relacion temperatura-volumen): El volumen de una cantidad fija de gas mantenido a presion constante es directamente proporcional a la temperatura absoluta del gas.

$V = KT$ Donde K es la constante de proporcionalidad

Ley de Avogadro (Relacion entre volumen y cantidad): A presion y temperatura constante, el volumen de un gas es directamente proporcional al numero de moles del gas presente. $V = Kn$ Donde K es siempre constante.

NOTA: Las constantes son despejes de la ecuacion del gas ideal.

Gas ideal: Es un gas hipotetico cuyo comportamiento de presion, volumen y temperatura puede describirse completamente con la ecuacion del gas ideal, que es la siguiente: $PV = nRT$. Las moleculas de un gas ideal no se atraen ni

se repelen entre si y su volumen es insignificante en comparacion al volumen que los contiene.

NOTA: Para calcular la constante R: A 0°C y a 1 atm de presion varios gases se comportan como un gas ideal, y en varios experimentos se demuestra que un mol de un gas en esas condiciones ocupa un volumen de 22.414 Litros, usando la formula antes mencionada se calcula que $R = 0.082 \frac{L \times atm}{K \times mol}$ [Pag. 187]

Ecuacion del gas ideal si experimenta algun cambio: $\frac{P_i V_i}{n_i T_i} = \frac{P_f V_f}{n_f T_f}$ Sale de igualar R.

$$PV = nRT$$

$$\frac{P}{RT} = \frac{n}{V}$$

Como $\rightarrow d = \frac{m}{V}$ y $n = \frac{\text{Masa que tengo}}{\text{Masa molar}}$

Densidad de un gas: $\frac{P}{RT} = \frac{m}{MV} \rightarrow$ Donde m es masa que tengo y M masa molar
 $\frac{PM}{RT} = \frac{m}{V} = d$

Ley de Dalton (presiones parciales): La presion total de una mezcla de gases es igual a la suma de las presiones que cada gas ejerceria si estuviera solo. Esto es debido a que las moleculas de los gases no se atraen ni se repelen entre si, por lo que al colocarlas en un mismo recipiente puede palicarse lo mencionado anteriormente. [Pag. 196]

Teoria cinetica molecular de los gases: Porque se producen los cambios de presiones y temperaturas y demas al cambiar el sistema?

1. La energia se puede medir como trabajo, entonces:

$$\text{Trabajo} = \text{Energia} = F \times \text{Longitud} = N \times m \quad \text{Energia cinetica promedio} = \frac{1}{2} m v^2 = CT$$

Donde C es la constante de proporcionalidad y T es la temperatura, por lo que a mayor Temperatura mayor energia cinetica promedio van a tener las moleculas y estas colisionaran mas rapido contra las paredes del recipiente y con mayor fuerza, aumentando asi la presion del mismo.

2. La presion ejercida por un gas es consecuencia del impacto de sus moleculas sobre las paredes del recipiente que lo contiene, el numero de colisiones moleculares con las paredes por segundo, es proporcional a la densidad del gas. Al disminuir el volumen de cierta cantidad de gas se aumenta su densidad, y por tanto, su rapidez de colision. Por esta causa la presion de un gas aumenta cuando el volumen disminuye y viceversa. [Pag. 204]

Energia: Es la capacidad de efectuar un trabajo, es decir, ejercer una fuerza a lo largo de una longitud.

Trabajo: Es el cambio directo de energia que resulta de un proceso.

Ley de conservacion de la energia: La energia total del universo permanece constante.

[Pag 230]

Termoquimica: Es el estudio de los cambios de calor en las reacciones quimicas.

Sistema: Es la parte especifica del universo que nos interesa.

1. **Abierto:** Permite el intercambio de energia y de masa con los alrededores.
2. **Cerrado:** Permite el intercambio de energia pero no el intercambio de masa con alrededores.
3. **Aislado:** No permite el intercambio de energia ni de masa con los alrededores.
4. EJEMPLO: 1) Botella abierta. 2) Botella tapada. 3) botella tapada y encerrada en un aislante.

Procesos:

- **Endotermicos:** Cuando los alrededores deben suministrar calor al sistema ("absorbe" calor).
- **Exotermicos:** Cuando el sistema transfiere energia termica a los alrededores (libera calor). [Pag. 230]

Termodinamica: Es el estudio cientifico de la conversion de calor y otras formas de energia.

Funcion de estado: Son las propiedades que dependen solo del estado del sistema (initial y final) y no como el sistema llego a dicho estado.

- **Son funcion de estado:** La energia, presion, volumen y temperatura. Ejemplo: en un gas a 2 atm, 300 K y 1 L. Se realiza un proceso a T constante, la presion es de 1 atm y volumen 2 L. Entonces $\Delta V = 1 L$ El cambio de volumen va a ser siempre de 1 L sin importar como se halla llegado hasta este punto. Otro ejemplo con la energia potencial gravitacional, cuando 2 sujetos parten desde el pie de una montaña, no importa el camino que recorran, al llegar ambos a la cima tendran la misma energia potencial.
- **No son funcion de estado:** El calor y el trabajo, ya que su valor depende del tipo de transformacion que experimenta el sistema. [Pag. 233] (Se manifiestan unicamente durante un proceso (un cambio))

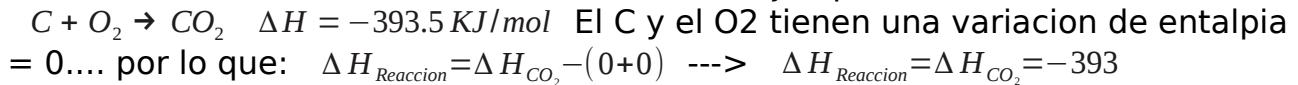
Primera ley de la termodinamica: La energia se puede convertir de una forma a otra, pero no puede crear ni destruir. [Pag. 233]

Entalpia: Expresa la cantidad de energia liberada o consumida por un sistema. (La entalpia es una funcion de estado). $\Delta H = \Delta E + \Delta(PV)$ Donde E es la energia interna del sistema y p y v son la presion y volumen del sistema [Pag 240].

Reactivos → Productos $\Delta H = H(\text{productos}) - H(\text{reactivos})$ (Cada producto se suma entre si)

- **Proceso endotermico (El sistema absorbe calor):** La entalpia H es positiva.
- **Proceso exotermico (El sistema libera calor a los alrededores):** La entalpia H es negativa.[Pag. 244].

Entalpia estandar: Al encontrar formas alotropicas estables, si entalpia es de cero (0), (al encontrarse sustancias “sueltas”. Ejemplo:



Se elige 0 en estos casos como nivel de referencia, ya que lo que importa es el cambio de entalpia.[Pag 252]

NOTA: la entalpía de formación de un compuesto es la energía necesaria para formar un mol de dicho compuesto a partir sus elementos, medida, normalmente, en unas condiciones de referencia estándar, 1 atm de presión y una temperatura de 298 K (25 °C).

Calor especifico (c): El calor especifico c es la cantidad de calor que se requiere para elevar un grado Celsius la temepratura de un gramo de la sustancia. (A mayor c, menos varia la temperatura).[c]= $\frac{J}{g^{\circ}C}$

Capacidad calorifica (C): La capacidad calorifica C de una sustancia es la cantidad de calor que se requiere para elevar un grado Celcius la temperatura de determinada cantidad de sustancia. [C]= $\frac{J}{^{\circ}C}$

$$C = mc \quad [\text{Pag. 246}]$$

Cantidad de calor (Q): Cantidad de calor que se ha absorbido o liberado en un proceso en particular. $Q = mc\Delta t$ O $Q = C\Delta t$ [Q] = Joules. -----> 4.184 Joules = 1 Caloria [Pag 246]

Numeros cuanticos: Los numeros cuanticos describen la distribucion de los electrones en los atomos.

1. **Numero cuantico principal (n):** Este numero indica la longitud promedio del electron al nucleo del atomo en un determinado orbital. Este numero n puede tomar valores de n = 1, 2, 3..... Cuanto mas grande es el valro de n, mayor es la distancia del electron en un orbital al nucleo, por lo que el orbital, en consecuencia, es mas grande.
2. **Numero cuantico del momento angular (l):** Este numero expresa la forma de los orbitales, su valor depende del numero cuantico principal n. Por ejemplo, si n = 1, entonces l = 0 (l - 1), si n = 3, entonces l puede tener 3 valores: 2, 1 y 0. Estos valores se designan con letras:

Valro de l	0	1	2	3	4	5
Nombre del orbital	s	p	d	f	g	h

Un conjunto de orbitales que poseen el mismo valor de n se lo conoce como nivel o capa.

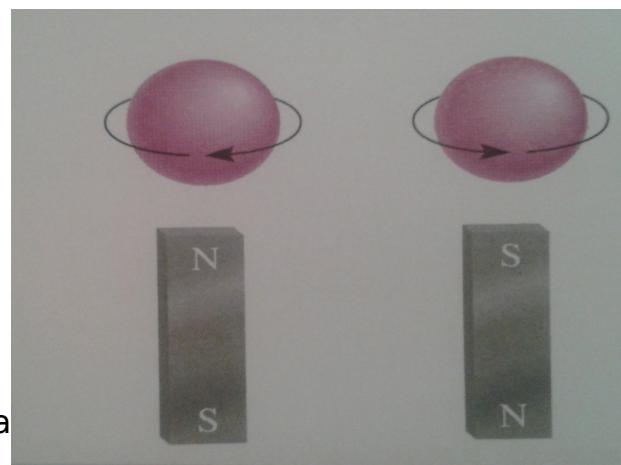
Los orbitales que tienen el mismo valor de n y l se lo conoce como subnivel o subcapa.

EJ: Nivel con $n = 2$ esta formado por 2 subniveles, $l = 0$ y 1 . Estos corresponden a los subniveles $2s$ y $2p$.

3. Número cuántico magnético (m_l): Este número describe la orientación del orbital en el espacio. El valor de m depende del valor de l , donde m puede tomar valores desde $-l$ hasta l . Por ejemplo: si $l = 0$ entonces $m = 0$. Si $l = 2$ entonces existen 5 valores de m : $-2; -1; 0; 1; 2$. La cantidad de números posibles indica la cantidad de orbitales que posee el subnivel (en el caso de $l = 2$, posee 5).

4. Número cuántico de spin del electrón (m_s): Indica el tipo de rotación que posee el electrón, la cual les da propiedades magnéticas. Toma valores de $\frac{1}{2}$ o $-\frac{1}{2}$ [Pag. 296]

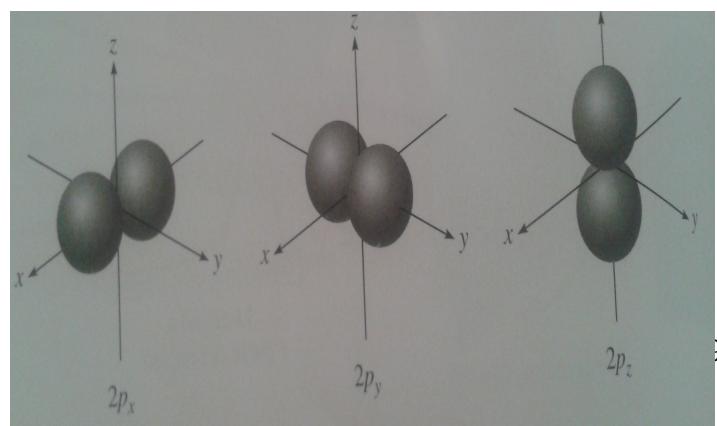
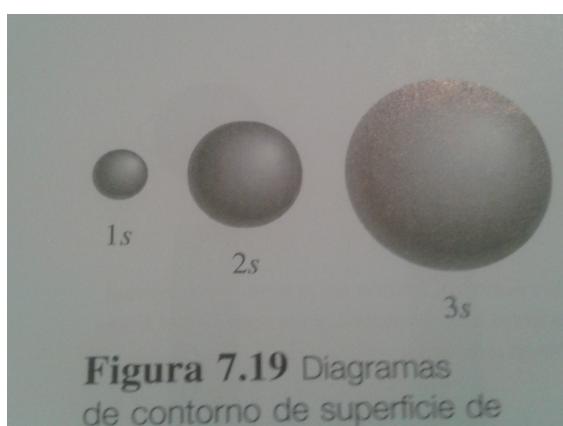
Este spin se marca con la flecha hacia arriba



El spin de la derecha se marca con una flecha hacia abajo

Orbitales atómicos:

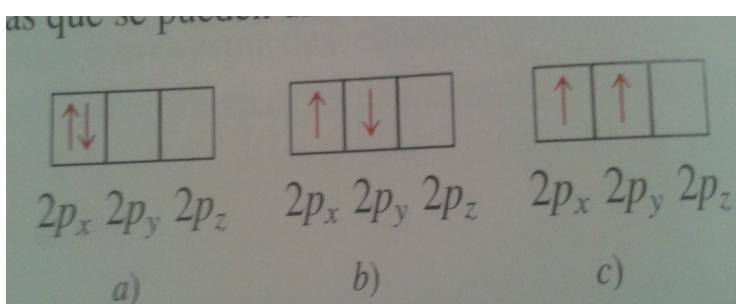
- Orbitales s:** En forma estricta, los orbitales no tienen forma, los electrones se mueven libremente al rededor del núcleo, se puede encontrar un electrón en cualquier lugar, pero es un hecho que estos electrones la mayor parte del tiempo se encuentran cerca del núcleo, debido a esto se dice que el electrón circula en un orbital según su nivel.
- Orbitales p:** Al ser $n = 2$ y $l = 1$ se obtiene 3 orbitales $2p$: $2p_x$, $2p_y$, $2p_z$, estos 3 orbitales tienen el mismo tamaño, forma y energía, pero se diferencian en su orientación. **NOTA:** en caso de ser $3p$, $4p$, ..., y que aumente, el tamaño de los orbitales también aumenta (sucede también con los orbitales s).



3. **Orbitales d:** poseen 5 orbitales, los cuales todos tienen la misma energía, y son de forma muy similares. Se diferencian en la orientación al igual que los orbitales p.

El principio de exclusión de Pauli: Este principio establece que no es posible que 2 electrones de un átomo tengan sus cuatro números cuánticos iguales.

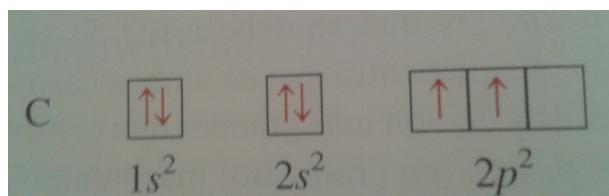
Regla de Hund: La distribución electrónica más estable en los subniveles es la que tiene el mayor número de espines paralelos. Como ejemplo el átomo de C:



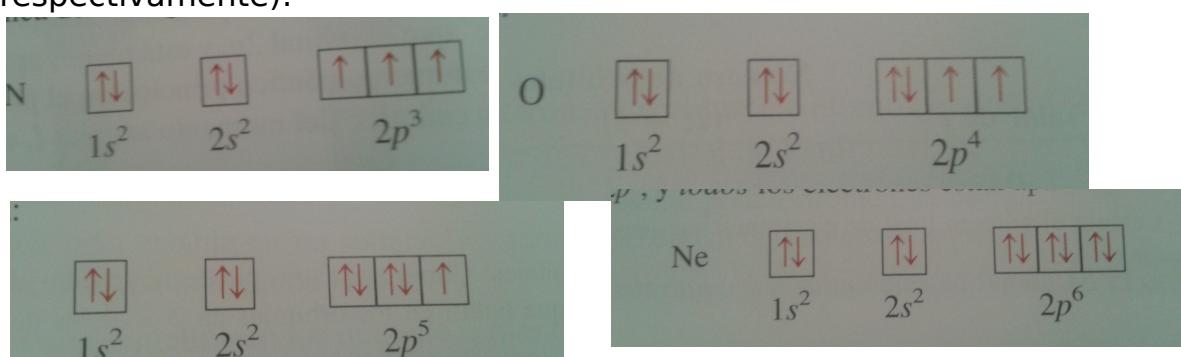
El subnivel c) es el que satisface la regla, esto no ocurre en el caso a) al estar más cercanos hay mayor repulsión mutua. Y en el caso b) no lo satisface porque los espines son opuestos.

Entonces la CE (configuración electrónica) del átomo de C es la

siguiente:

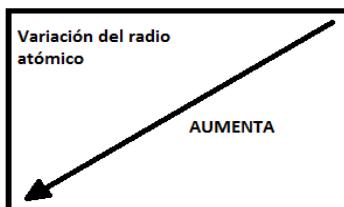


Otros ejemplos de esta regla (Nitrogeno, Oxígeno, Fluor y Neon respectivamente):



NOTA: Los I indican cuantos orbitales hay (cada cuadradito en las fotos anteriores) y las flechas son los electrones que indican el estado del spin, TENER EN CUENTA que cada orbital solo puede tener un máximo de 2 electrones y deben tener un spin opuesto.[Pag 305].

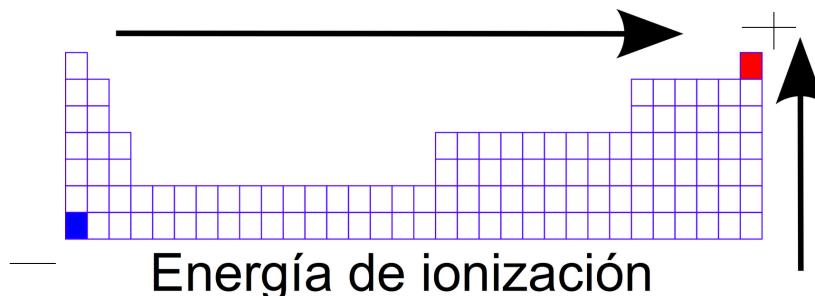
Radio atómico: Es la mitad de la longitud entre los nucleos de dos átomos metálicos adyacentes o de una molécula diatómica. Para los átomos unidos que forman una red



tridimensional es la mitad de la distancia entre los nucleos de dos atomos vecinos.

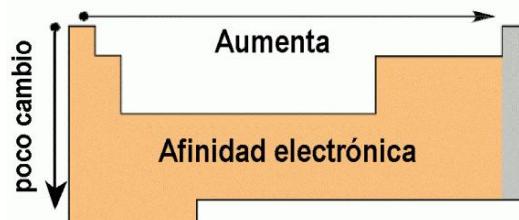
Energia o potencial de ionizacion: Es la energia minima (en Kj/mol) necesaria para remover un electron de un atomo en estado gaseoso, en su estado fundamental. NOTA: Se especifica el estado gaseoso ya que en este estado no hay fuerzas intermoleculares que deban tomarse en cuenta al hacer la medicion.

Teniendo en cuenta que la carga nuclear permanece constante aunque se ganen o pierdan electrones, en este caso se pierden, al remover un electron, la repulsion que estos generan entre si disminuye, y como la carga del nucleo permanece constante, remover el electron siguiente va a requerir mas energia que el anterior.[Pag 339]

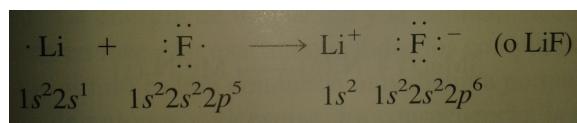


Energía de ionización

Afinidad electronica: Es la energia involucrada cuando un atomo, en su estado gaseoso, acepta un electron para formar un anion.[Pag 343]



Enlace ionico: Es la union que surge al transferirse electrones de un metal con un no metal, esta union surge debido a la atraccion electrostatica entre el ion con carga negativa y el ion con carga positiva. Las uniones surgen ya que hay un elemento con baja energia de ionizacion (que forma un cation), y otro con alta afinidad electronica que tiende a formar un anion Ej: [Pag 367].



Enlace covalente: Es la union de dos atomos (por lo general dos no metales) que comparten (como minimo) un par de electrones.

1. Simple: Dos atomos se unen por medio de un par de electrones. Ej:



2. Multiples: Cuando dos atomos comparten dos o mas pares de electrones.

- **Doble:** Cuando dos atomos comparten dos pares de electrones.



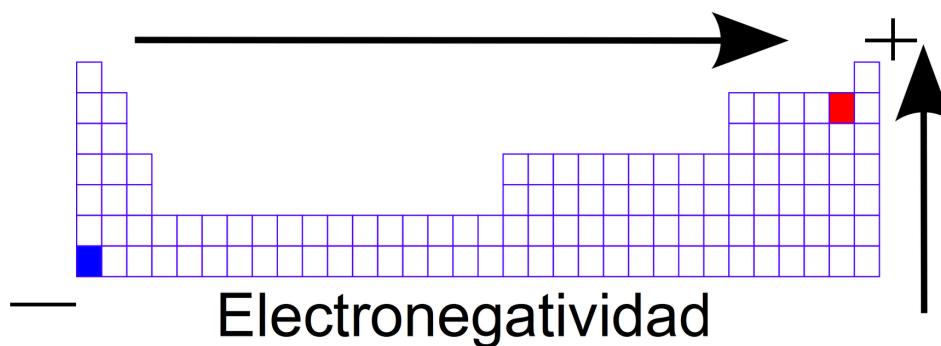
- **Triple:** Cuando dos atomos comparten tres pares de electrones.



3. Polar: Cuando en una union covalente los electrones pasan mas tiempo alrededor de un atomo que del otro. (como en el $H-F$). [Pag 377].

4. No polar: Cuando los electrones compartidos pasan el mismo tiempo alrededor de cada atomo (como en H_2).

NOTA: Para distinguir un enlace covalente polar de uno no polar debemos tomar en cuenta la electronegatividad. LA electronegatividad es la capacidad de un atomo para atraer hacia si los electrones de un enlace quimico. Esta propiedad tiene relacion con la afinidad electronica y la energia de ionizacion, asi en el ejemplo del HF, el atomo de fluor tiene mayor afinidad electronica (tiende a tomar electrones facilmente) y alta energia de ionizacion (que no pierde electrones con facilidad), por lo que su electronegatividad sera alta. Los enlaces entre atomos que tengan una gran diferencia de electronegatividad (en su mayoria, mas de 2.0) producen enlaces ionicos, mientras que aquellos que su electronegatividad sea minima son covalentes (si es la misma electronegatividad es un enlace covalente puro). Esto se debe a que si es gran electronegatividad los electrones pasan mucho mas tiempo en un atomo que en otro y se puede decir que "fue cedido" mientras que si la electronegatividad es de poca diferencia los electrones circulan alrededor de ambos atomos (en mayor proporcion en uno que en otro, pero no con tanta diferencia como en el ionico), entonces va a ser un enlace polar.[Pag 377].



Regla del octeto: Un atomo diferente al hidrogeno tiende a formar enlaces hasta que se rodea de ocho electrones de valencia. Esto es debido a que formando el octeto el atomo es mucho mas estable (como un gas noble). [Pag 376].

Diferencias principales entre enlace ionico y covalente: La union covalente se une con menor fuerza que una ionica debido a que las fuerzas intermoleculares son mas debiles que las fuerzas que mantiene unidos a los

atomos de una molécula. El enlace iónico es fuerte, ya que las fuerzas electrostáticas que mantienen unido a los iones suelen ser muy fuertes.

Muchos compuestos iónicos son solubles en agua y su disolución conduce la electricidad ya que estos compuestos son electrolitos fuertes. La mayoría de los compuestos covalentes no son solubles en agua, y si llegaran a disolverse, sus disoluciones por lo general no conducen la electricidad porque estos compuestos son no electrolitos. [Pag 376].

Fuerzas intermoleculares: Son la fuerza de atracción entre las moléculas.

Teoría cinética molecular: Las moléculas de los gases se mueven libremente y adaptan la forma de cualquier recipiente que las contenga, entre las moléculas se encuentran grandes espacios vacíos (en comparación con el tamaño de las mismas) y esto hace que puedan comprimirse fácilmente. Los líquidos sus moléculas están muy unidas y tienen un leve movimiento entre sí, su densidad es mayor que la del gas debido a este poco espacio entre las moléculas y son ligeramente compresibles. Los sólidos casi no tienen movimiento molecular ("vibran" en formas definidas) su densidad es alta y tiene una forma y volumen definido.

Cambios de fase: Una fase son los distintos estados, el cambio de fase es justamente, la transformación de una fase a otra. Al enfriar un gas las moléculas disminuyen su energía cinética logrando que estas moléculas no puedan escapar fácilmente de la atracción de las demás y debido a esto van condensando en forma de líquido.

Fuerzas intramoleculares: Son las que mantienen juntos a los átomos de una molécula.

Cambios de estado: Estos cambios de estado surgen porque se cambia el orden molecular, esto se logra al agregar o quitar energía (casi siempre en forma de calor), logrando que para cada cambio pase lo siguiente:

1. Al agregar energía: Se logra que las moléculas adquieran suficiente energía como para pasar del estado sólido al líquido y del líquido al sólido. En el estado gaseoso las colisiones que se generan entre las moléculas son menores que en los líquidos, por eso tiene mayor densidad.

- En el líquido las moléculas adquieran suficiente energía como para escapar de la superficie, logrando así el cambio de fase.
- En estado sólido las moléculas obtienen tal energía cinética que supera a las fuerzas intermoleculares logrando que se efectue un cambio de estado.

NOTA: Al quitar energía ocurre lo inverso.

Proceso de disolución: Las moléculas del soluto se separan unas de otras, y las moléculas del disolvente hacen lo mismo, este proceso requiere energía para poder romper la fuerza de atracción generada entre las moléculas (intermoleculares), por eso es un proceso endotérmico. Luego estas moléculas se entremezclan unas con otras generando dicha solución, este proceso puede ser tanto endotérmico como exotérmico. (variación de entalpía de disolución =

a la suma de las 3 entalpias, la de las 2 separaciones y la de la union de las moleculas).

Unidades de concentracion:

1. Porcentaje : Indicado segun: $Soluto/Solucion$

$$\begin{aligned}\% m/v &\rightarrow \frac{\text{Masa en gramos del soluto}}{100\text{ml de solucion ó } 100\text{cm}^3 \text{ de sc}} \\ \% m/m &\rightarrow \frac{\text{Masa en gramos del soluto}}{100\text{g de solucion}} \\ \% v/v &\rightarrow \frac{\text{cm}^3 \text{ ó ml de soluto}}{100\text{ml de solucion ó } 100\text{cm}^3 \text{ de sc}}\end{aligned}$$

2. Molaridad: $M = \frac{\text{Moles de soluto}}{1\text{L de solucion}}$

3. Molalidad:

$$m = \frac{\text{Moles de soluto}}{1\text{Kg de solvente}} \quad \text{Por lo general se debe usar la densidad: } d = \frac{g \text{ de solucion}}{v \text{ de solucion}}$$

4. Normalidad: $N = \frac{\text{Eq en gramos de soluto}}{1\text{L de solucion}}$

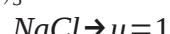
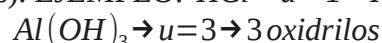
Por lo general se halla segun:

$$\begin{aligned}N_{\text{acido}} &= \text{masa acido} \times N^{\circ} \text{ atomos H} \\ N_{\text{base}} &= \text{masa base} \times N^{\circ} \text{ atomos (OH)}\end{aligned}$$

5. Equivalente en gramos (masa cuando circula 1 faraday):

$$Eq = \frac{\text{Masa molar o atomica}}{u} \quad \text{donde: } u = \text{Cantidad de oxidrilos (bases), protones (acidos)}$$

o numero de oxidacion (sales). EJEMPLO: $HCl \rightarrow u=1 \rightarrow H^+ + Cl^-$



$$\text{En Acidos: } \frac{\text{Masa molar}}{N^{\circ} \text{ atomos H}}$$

$$\text{En Bases: } \frac{\text{Masa molar}}{N^{\circ} \text{ atomos (OH)}}$$

Propiedades coligativas (disoluciones de no electrolitos): Son propiedades que dependen solo del numero de partículas de soluto presentes en una disolución. Estas propiedades son:

1. Elevacion del punto de ebullicion (o ascenso o aumento ebulloscopico):

el punto de ebullicion de una disolución es la temperatura a la cual su vapor de presión iguala a la presión atmosférica externa. Debido a la presencia de un soluto no volátil disminuye la presión de vapor de la disolución, va a ser necesaria una mayor temperatura para que la disolución entre en ebullición comparada con la del disolvente puro.

$$\Delta T_b = T_b - T_b^*$$

ΔT_b : Elevación del punto de ebullición (siempre es positivo y proporcional a la concentración de la disolución)

T_b : Punto de ebullición de la disolución

T_b^* : Punto de ebullición del disolvente puro

2. Disminucion del punto de congelacion (o descenso crioscopico):

Al agregar soluto y formar una disolucion disminuye la presion de vapor, en consecuencia el punto de congelacion de la disolucion es menor que el del solvente (agua) puro, esto se utiliza para derretir el hielo de las carreteras (espolvoreando sales como NaCl) o para aplicarle una “capa antihielo” a los aviones.

$$\Delta T_f = T_f^* - T_f$$

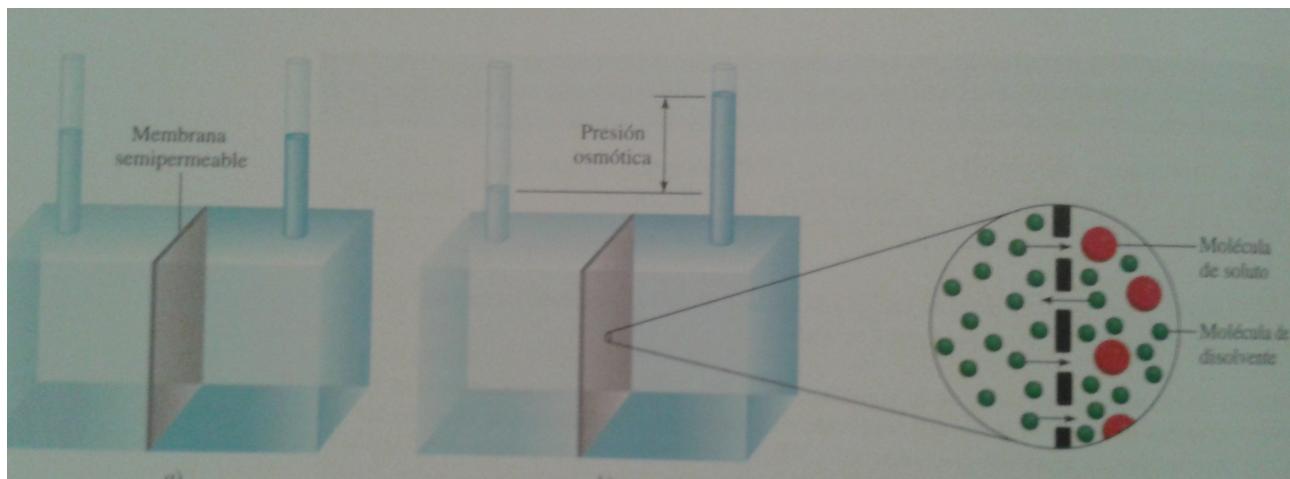
ΔT_f : Disminucion del punto de congelacion (siempre es positivo y proporcional a la concentracion de la disolucion)

T_f^* : Punto de congelacion del disolvente puro

T_f : Punto de congelacion de la disolucion

Este proceso en particular ocurre porque para cambiar de estado es necesario liberar energia (ya que se debe pasar de un estado molecular desordenado a uno ordenado), como en la disolucion hay mayor desorden que en el disolvente, es necesario liberar mayor energia para ordenar (solidificar) la disolucion que el disolvente puro. (ocurre lo mismo para el caso del punto de ebullicion, solo que el soluto es no volatil, por lo que debe absorber mayor energia para evaporarse que la que sera necesaria para el disolvente puro).

3. Presion osmotica: La osmosis es el paso selectivo de moléculas de disolvente a través de una membrana semipermeable desde una disolución diluida hacia una más concentrada. La presión osmótica es la presión que se requiere para detener la osmosis (se aplica dicha presión del lado de la solución más concentrada, si se aplica una presión superior a la de la presión osmótica se produce la osmosis inversa).



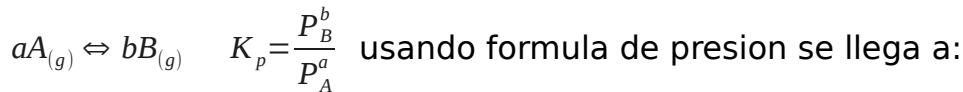
(Nombres de la imagen: membrana semipermeable, presión osmótica, moléculas de soluto (Rojas), moléculas de disolvente (verde)). [Pag. 534].

Equilibrio químico: Este equilibrio se alcanza cuando las rapideces de las reacciones en un sentido y en otro se igualan. Cuando se genera igual cantidad de A y B en el mismo tiempo A → B.

Cnstantes de equilibrio: $aA + bB \leftrightarrow cC + dD$

$K_c = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$ Si $K_c \ll 1$ Se generan mas reactivos (Se desplaza hacia la izquierda la reaccion). Si $K_c \gg 1$ Se generan mas productos (se desplaza hacia la derecha la reaccion). K_c es valida para cuando TODOS los reactivos se encuentran en la misma fase (equilibrio homogeneo).

Ademas para los gases se puede utilizar K_p :



$$K_p = K_c (RT)^{(\Delta n)}$$

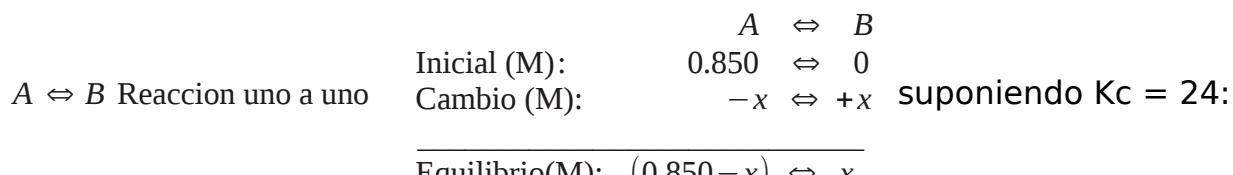
equilibrio heterogeneo ejemplo: $(CaCO_3)_{(s)} \rightleftharpoons CaO_{(s)} + (CO_2)_{(g)}$ K_c se expresa con la ecuacion anterior (sacando los solidos, ver nota) y K_p es igual a la presion de CO₂ (ya que es el unico gas), si fuera gas en el reactivo queda 1/Presion del gas (por la ecuacion de K_p inicial).

NOTA: Las concentraciones de los solidos puros, los liquidos puros (en equilibrios heterogeneos) y los disolventes (en equilibrios homogeneos, como el agua) no aparecen en las expresiones de la constante de equilibrio K_c o K_p .

Preditcion del sentido de reaccion: Al tener como dato K_c de la reaccion el equilibrio y luego se colocan concentraciones iniciales para generar la reaccion es probable que al utilizar la formula de K_c no sea igual, por lo que el sistema no esta equilibrado y se va a generar una reaccion para llegar al equilibrio, esta K_c se la denomina Q_c . Entonces comparamos los valores de Q_c y K_c :

- $Q_c < K_c$: La relacion entre las concentraciones iniciales de productos y reactivos es muy chica, por lo que para lograr el equilibrio los reactivos deben convertirse en producto (el sistema va de izquierda a derecha).
- $Q_c = K_c$: Las concentraciones iniciales de productos y reactivos son las de equilibrio, sistema equilibrado.
- $Q_c > K_c$: La relacion entre las concentraciones iniciales de productos y reactivos es muy grande. Para alcanzar el equilibrio los productos deben transformarse en reactivos (el sistema va de derecha a izquierda).

Calculo de las concentraciones de equilibrio: Es posible sabiendo K_c y las concentraciones iniciales hallar las concentraciones de equilibrio. Ej:



Entonces $24 = x / (0.850 - x)$. Obtenemos x y luego la concentracion de equilibrio es para B = x y para A = $0.850 - x$

Principio de Le Châtelier: Si un sistema quimico en equilibrio experimenta un cambio en la concentracion, temperatura, presion parcial o volumen, el sistema variara para contrarrestar el cambio y volver al equilibrio.

1. Cambios en la concentracion: Al agregar un compuesto y generar un cambio en la concentracion se rompe el equilibrio de la concentracion (ya que varia Qc difiriendo de Kc), por lo que se genera una reaccion en los compuestos para volver al equilibrio. **Ejemplo:**

$FeSCN^{2+}_{(ac)} \rightleftharpoons Fe^+_{(ac)} + SCN^-_{(ac)}$ Al agregar (NaSCN) se aumenta la concentracion de SCN, por lo que algunos iones Fe reaccionan con SCN para volver al equilibrio (el equilibrio se desplaza hacia la izquierda. Pasa lo mismo al agregar Fe(NO₃)₃. Al agregar H₂C₂O₄ los iones C₂O₄²⁻ se unen a los iones Fe³⁺ por lo que se disocia mas FeSCN y el equilibrio se desplaza hacia la derecha.

2. Cambios de volumen y presion: Esto es aplicable para los gases.

Sabiendo que $P = \left(\frac{n}{V}\right)RT$ (n/v) es la concentracion (mol / litro). Por lo que al aumentar la presion disminuye el volumen y por tanto se aumenta la concentracion (luego aplicable inversa para disminuir la presion).

Ejemplo: $(N_2O_4)_{(g)} \rightleftharpoons 2NO_2)_{(g)}$ al aumentar la presion disminuye el volumen, por lo que se aumenta la concentracion de productos y reactivos. Ya que al calcular Qc se ve que la concentracion de NO₂ esta elevada al cuadrado, esta aumenta mas que N₂O₄ rompiendo con el equilibrio. Por lo que la reaccion se desplazara hacia la izquierda (ya que Qc > Kc) hasta llegar al equilibrio. Si se disminuye la presion se aumenta el volumen y disminuye la concentracion. Por lo que Qc < Kc y la reaccion se desplaza hacia la deracha. **NOTA:** Se puede aumentar la presion sin cambiar el volumen añadiendo un gas inerte (no reacciona), pero la presion parcial de cada gas es la misma por lo que no se altera el equilibrio.

3. Cambios en la temperatura: Los cambios anteriores generan mas reactivo o producto, pero no general alteracion del valor de Kc. Esta solo se altera con los cambios de temperatura. Un aumento de temperatura favorece una reaccion endotermica y una disminucion de temperatura favorece una reaccion exotermica. Ej: $(N_2O_4)_{(g)} \rightleftharpoons 2NO_2)_{(g)}$ la reaccion hacia la derecha es endotermica

$calor + (N_2O_4)_{(g)} \rightleftharpoons 2NO_2)_{(g)} \quad \Delta H = 58\text{KJ/mol}$ la reaccion inversa es exotermica (libera): $c(N_2O_4)_{(g)} \leftarrow 2NO_2)_{(g)} + calor \quad \Delta H = -58\text{KJ/mol}$ En el equilibrio el efecto termico es 0. Pero al agregar calor al sistema el sistema va a desplazarse hacia la derecha favoreciendo la reaccion endotermica disminuyendo la [N₂O₄] y genera un aumento de [NO₂]. La disminucion de temperatura genera el efecto contrario. Y como Kc esta expresada segun las concentraciones esta varia.

Acidos y bases (neutralizacion del agua): Como solamente se ionizan una cantidad muy pequena de moleculas de agua, la concentracion de H₂O permanece virtualmente sin cambios, entonces:

$K_c = K_w$ (Kw porque indica que es la constante del agua) = $[H_3O][OH] = 1.0 \times 10^{-14}$ como las concentraciones de H₃O y OH son iguales se dice que la solucion acuosa es neutra.

Ph y POH: Como es incomodo trabajar con numeros de Kc tan pequeños se implemento la medida de PH, donde:

$pH = -\log[H_3O]$ o $pH = -\log[H]$	$pH < 7$ Acida $pH > 7$ Basica $pH = 7$ Neutro
--------------------------------------	--

$$pH = -\log[OH] \text{ Y } pH + pOH = 14$$

Fuerza de los acidos y bases:

1. **Acidos fuertes:** los acidos fuertes son electrolitos fuertes, por lo que se supone que se ionizan completamente en el agua (Como HCl).
2. **Acidos debiles:** Los acidos debiles son electrolitos debiles que se ionizan de forma limitada (Como HF).
3. **Bases fuertes:** Son electrolitos fuertes que se ionizan completamente en agua (Como el NaOH).
4. **Bases debiles:** Son electrolitos debiles que se ionizan de forma limitada.

Porcentaje de ionizacion:

% de ionizacion = $\frac{\text{Concentracion del acido ionizado en el equilibrio}}{\text{Concentracion inicial}} \times \% 100$ Cuanto mas fuerte es el acido mas alto es el porcentaje de ionizacion. Ejemplo:

$$HA \rightleftharpoons H + A \text{ (en agua)} \text{ Entonces: } \% \text{ de ionizacion} = \frac{[H]}{[HA]_0} \times \% 100$$

Propiedades acido-base de las sales: Acido + Base ----> Sal + Agua

Neutras: Al disolver la sal obtenida en agua no se hidroliza de forma apreciable por tanto se consideran disoluciones neutras. Ejemplo: $\text{NaNO}_3 \rightarrow \text{Na} + \text{NO}_3$ El ion Na hidratado no dona ni acepta iones H. El ion NO_3 no tiene afinidad por los iones H. Como consecuencia la disolucion es neutra.

Basicas: La disolucion de una sal proveniente de una BASE FUERTE y un ACIDO DEBIL es basica. Al ser debil toma los iones H de la disolucion (en agua) produciendo entonces que haya mas OH haciendo que sea la solucion basica.

Acidas: Cuando se disuelve en agua una sal proveniente de un ACIDO FUERTE y una BASE DEBIL se genera una disolucion acida. Ya que al ser debil "toma" los OH de la solucion dejando mas iones H y generando la disolucion acida.

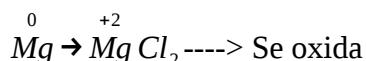
Si el acido en agua es un acido fuerte se disocia completamente, por lo que la concentracion inicial se transforma en 0 y los productos van a tener la concentracion que se coloco al inicio del reactivo. Si es debil debo hacer la resolucion con el planteo de x en la reaccion como se hizo antes.

Proceso espontaneo: Es una reaccion que ocurreicamente bajo ciertas condiciones, en caso de no encontrarse en esas condiciones es una reaccion no espontanea. Ejemplo:

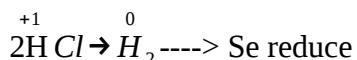
- En una cascada el agua cae, pero no sube espontaneamente.
- Un terron de azucar se disuelve espontaneamente en una taza de cafe, pero el azucar disuelto nunca reaparece espontaneamente en su forma original.
- La expansion de un gas al vacio es espontanea, pero el proceso inverso no lo es (es cuando se tienen 2 recipientes, se los conecta y el gas llena

ambos recipientes, pero este por si mismo no vuelve a llenar solo el primero).

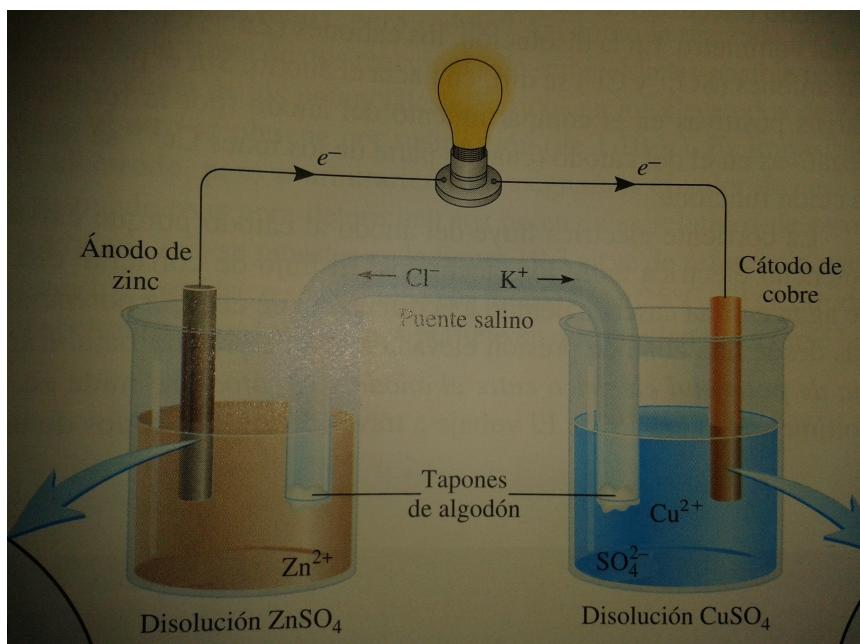
Oxidacion y reduccion: Si aumenta el N° de oxidacion aumenta, entonces el elemento perdió electrones, por tanto se oxida:



El elemento que se reduce se lo distingue por un descenso en el N° de oxidacion:



Celdas galvanicas: dispositivo para generar electricidad mediante reacciones redox espontaneas.



En el anodo va el agente oxidante, en este caso Zn+2..... y en el catodo va el agente reductor, en este caso el Cu+2. Los electrones circulan del anodo al catodo.

Fuerza electromotriz (FEM o ddp): Se calcula: $E_{celda} = E_{cat} - E_{an}$

La reacción se produce de manera espontánea si el potencial de la celda E_{celda} es positivo (o si el E_{cat} es mayor que E_{an}), caso contrario la reacción no es espontánea y se deberá suministrar una corriente eléctrica (pilas) para transformar el potencial de la celda en positivo.

NOTA: Si el potencial estandar del elemento (el de la tabla periódica, el que va en reemplazo de E catodo o anodo) es más negativo, el elemento se reduce más, si es más positivo el elemento se oxida más.

Constante de Faraday: Es la carga eléctrica cuando circulan de un mol de electrones. $1 F = 96500 \text{ Coulombs}$ Para las celdas puedo tomar:

$$\begin{aligned} E_{q-g} &----- 96500 \\ X \text{ masa que tengo} &---- X \text{ coulombs} \end{aligned}$$

LA masa depositada en un electrodo esta dada por:

$$m = \frac{\text{Equivalente en gramos} * I * t}{96500}$$

Ademas: $I * t = Q$ Q: carga en coulombs que se transfiere t: tiempo (en segundos) I: Amperes.

Pilas, electrolisis: En la electrolisis se utiliza la energia electrica para llevar a cabo una reaccion quimica no espontanea, donde se se separan los elementos de un compuesto por medio de la electricidad.

Anodo: va a ser aquel de menor potencial

Catodo: Va a ser el de mayor potencial. Y va a aceptar electrones.

Leyes de faraday:

1. La masa depositada o liberada de una sustancia en cada electrodo durante una electrolisis es directamente proporsional a la cantidad de electricidad (coulomb) que ha pasado a traves de la celda electrolitica.
2. Para una misma cantidad de corriente electrica, las masas depositadas en los electrodos son proporcionales a los equivalentes quimicos de las sustancias.