

CAPITULO 1 LA ENERGÍA

MODULO 1. ELEMENTOS DE LA FÍSICA

1. El movimiento

El **movimiento** es la magnitud de cambio de los objetos respecto a una posición dada. Dos elementos esenciales para describir el movimiento de un cuerpo son la posición y el cuerpo (pagina 16).

2. La masa

La **masa** de un cuerpo es la medida cuantitativa de la inercia, específicamente es la cantidad de materia, expresada en kilogramos (pagina 21).

3. El equilibrio de una balanza:

La **balanza** es un instrumento que mide la masa de un cuerpo respecto a otro, comparando sus pesos. El equilibrio de la balanza se obtiene con la fórmula siguiente

Mag = Mpg, donde **Mag** = peso A (masa 1 x gravedad)
Mpg = peso P (masa 2 x gravedad)

En ella se expresa que en una balanza, el peso de un cuerpo en un brazo de la balanza es igual al peso del otro objeto en el otro brazo de la balanza, siempre que los brazos de la balanza tengan la misma longitud. Por tanto el equilibrio de la balanza siempre se da en proporciones similares de peso de los objetos. Así, si se duplica el peso de una balanza, para equilibrarla se duplica el peso en el otro extremo: **2Mag= 2Mpg** (página 26 y 27).

4. Leyes de Newton

Cuarto y Quinto semestre, Administrativa y Humanidades

Primera ley de Newton: Todo cuerpo permanece en su estado de reposo o de movimiento rectilíneo uniforme siempre que las fuerzas externas no lo obliguen a cambiar ese estado. Por ejemplo: Al aplicar una fuerza a un objeto en movimiento, el cambio de dirección es en sentido de su fuerza.

Segunda ley de Newton: El cambio en el movimiento es proporcional a la fuerza y dicho cambio se produce en la dirección de la línea recta a lo largo de la cual actúa la fuerza. Esto quiere decir que el cambio en el movimiento, como velocidad o aceleración, se da en la misma proporción y dirección de la fuerza (página 22 y 23).

Su fórmula es: $F=(m)(a)$ **Fuerza** = masa por aceleración. Su **despeje** es: $A=\frac{F}{m}$ **Aceleración** = fuerza entre masa

Donde la aceleración es proporcional a la fuerza $a \propto F$

Tercera ley de Newton: La fuerza que un cuerpo ejerce sobre otro debe tener igual magnitud pero dirección opuesta a la que el segundo ejerce sobre el primero. *Es la ley de la acción y la reacción, en la que toda fuerza tiene su contrario.* Por ejemplo, al disparar un rifle, mientras la bala se impulsa hacia delante, el rifle se impulsa hacia atrás (página 25).

5. Las unidades básicas del sistema métrico decimal (MKS)

Son el **Kilogramo** (unidad de peso), **segundo** (unidad de tiempo) y **metro** (unidad de distancia). Se consideran básicas por ser éstas las componentes de todas las demás magnitudes (página 23).

6. El peso y la fuerza:

El peso es la fuerza gravitacional constante que la Tierra ejerce sobre un cuerpo. Está definido por la fórmula:

$$\mathbf{F = M \cdot g} \quad \mathbf{Fuerza = masa \cdot gravedad}$$

Donde la gravedad vale (9.8 m/s/s)

La fuerza resultante sobre un cuerpo es igual al producto de la masa del cuerpo y la aceleración (pagina 23 y 25).

MODULO 2. LA ENERGÍA

7. La energía mecánica: potencial y cinética

La **energía cinética** es la energía del movimiento y se le mide en proporción a la cantidad de movimiento dado y la fuerza que se le aplicó para ser movido.

La **energía potencial** es la energía de reserva o acumulada de los objetos y depende de la altura a la que se encuentra el objeto respecto al suelo y en la masa. Sólo se manifiesta en los objetos en reposo.

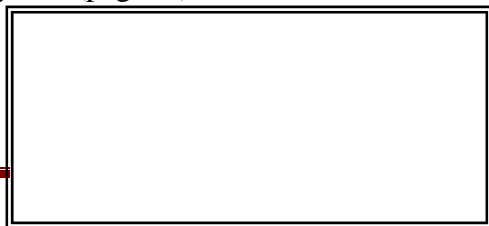
Al elevar al objeto cierta altura se almacena en el objeto como **energía potencial**, siendo máxima en la cima; ésta empieza a emplearse cuando el objeto cae, transformándose íntegramente en energía cinética en el instante en que choca en el piso (página 29)

8. La definición de caloría:

Caloría es la cantidad de calor necesaria para elevar la temperatura de un gramo de agua, de 14.5°C a 15.5°C (página 30).

9. Espectro electromagnético

Es la escala de magnitudes de rayos y ondas de luz de acuerdo a su frecuencia. La parte del espectro que puede detectar el ojo humano esta comprendido entre 4.3×10^{14} a 7.0×10^{14} ciclos (página 35). En la región ultravioleta del espectro del átomo del hidrógeno se localiza la llamada serie de Lyman (pag. 52).



CAPITULO 2 LOS ATOMOS Y LOS ELEMENTOS

MODULO 3. LOS ÁTOMOS Y SU ESTRUCTURA

10. Modelos atómicos

Thompson: propuso un modelo atómico el cual afirma que el átomo es una esfera de carga eléctrica positiva con partículas de carga negativa incrustadas en ella, girando en órbitas circulares alrededor del centro de la esfera (página 46).

Modelo de Bohr. Afirma que el átomo está compuesto de un núcleo donde se concentra toda la carga positiva y toda la masa del átomo, y alrededor de ella giran en órbitas elípticas o circulares, los electrones. Supone que los electrones giran ocupando niveles de energía y puede saltar de un nivel a otro si el átomo es excitado (página 48).

11. Configuraciones electrónicas

De acuerdo con las teorías de Bohr y la cuántica, los electrones ocupan posiciones relativamente fijas formando nubes electrones donde probablemente se les puede encontrar en un nivel de energía. Los electrones presentes en un átomo estable tienen el siguiente comportamiento:

- a) Los electrones se agrupan desde los niveles energéticos más bajos a los más altos.
- b) Las capas o niveles energéticos se llaman 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7 (K,L,M,N,O,P,Q, respectivamente).
- c) Los orbitales se llaman s (1 orbital), p (3 orbitales), d (5 orbitales), f (7 orbitales)

Cuarto y Quinto semestre, Administrativa y Humanidades

- d) Sólo puede haber 2 electrones por cada orbital.
- e) El orden de energía de los orbitales es el siguiente
1s 2s 2p 3s 3p 4s 3d 4p...
- f) Cuando se trate de llenar orbitales de la misma energía entonces se llenan del modo más uniforme posible, en caso de p, d, f (página 52-53).

Cuarto y Quinto semestre, Administrativa y Humanidades

12. Orbitales

Un **orbital** se define como el volumen de espacio cerca de un núcleo atómico donde es muy probable que se encuentre un electrón de una energía específica permisible (pagina 54).

Subnivel energético	nivel máximo de electrones permitidos	Numero de orbitales por nivel
s	dos	uno
p	seis	tres
d	diez	cinco
f	catorce	siete

El principio de exclusión de Pauli establece que un orbital puede contener solamente 2 electrones que giren en direcciones opuestas (página 60).

13. Los isótopos

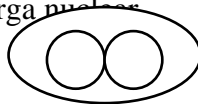
Los átomos a los que se denominan isótopos, son aquellos átomos de un mismo elemento que tienen diferente numero de neutrones pero la misma carga nuclear.

Ejemplo:

Hidrogeno



neutrón



La masa atómica del deuterio, que es un isótopo del hidrógeno es de dos de masa atómica (pagina 65).

MODULO 4.LOS ELEMENTOS QUÍMICOS.

14. La ley periódica de los elementos

Esta ley establece que las propiedades características de los distintos elementos químicos son funciones periódicas de los números atómicas de éstos. Es decir, dependiendo de su número atómico (el cual nunca es igual en dos elementos distintos) es como varían sus características (página 70).

Cuarto y Quinto semestre, Administrativa y Humanidades

15. Cambio químico

Es un cambio en la estructura elemental de la materia, que la transforma en otra diferente; se da cuando, por ejemplo, un clavo de hierro se oxida al dejarlo expuesto al aire (pagina 70).

MODULO 5. PROPIEDADES PERIÓDICAS DE LOS ELEMENTOS

16. Características de ionización de los grupos de elementos

La **energía de ionización** se define como la energía necesaria para expulsar a un electrón del átomo de un elemento (página 136). Bajo este supuesto se establecen los grupos de configuración electrónica de los elementos. Entre los grupos más comunes están:

- **cero (gases nobles)** que son muy estables.
- **uno (alcalinos)** que tienen el nivel de ionización más baja y forman 'iones monovalentes positivos' (con valencia de +1).
- **Dos (alcalino-térreos)** presentan iones divalentes (con valencia de +2).
- **Siete (halógenos)** forman iones monovalentes negativos (Valencia -1) (página 135, 136 y 138).

UNIDAD 3 LA RADIOACTIVIDAD

MODULO 6. LA RADIOACTIVIDAD

17. La radioactividad

La radioactividad es el proceso por el cual una sustancia radioactiva se descompone para transformarse en otra sustancia. Las partículas que puede despedir una sustancia radioactiva en el proceso son:

Cuarto y Quinto semestre, Administrativa y Humanidades

- **Partícula alfa (α)** compuesta de 2 protones y 2 neutrones cuya representación es ${}^4_2\text{He}$ y se irradia de esta manera:

${}^4_2\text{He}$

- **Partícula beta (β):** Partículas negativas (electrones) (página 80).

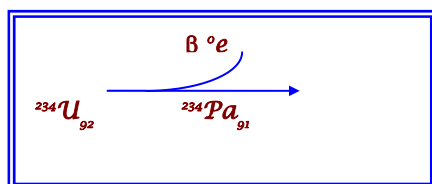
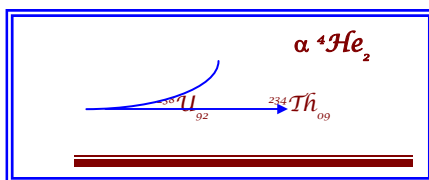
e^-

partículas gamma (γ): radiación parecida a los rayos x.

18. Radiación espontánea

Algunas ecuaciones química que representan radiaciones espontáneas (no provocadas, por naturaleza) son:

Dado que la reacción espontánea del Uranio 238 despiden partículas alfa y toda reacción de uranio 234 despiden partículas alfa y además, debe respetar la ley de transformación y conservación de la materia.



Si es posible verse la suma de las masas atómicas del Torio (Th) con la de la partícula alfa (He o α) es igual a la masa del

Uranio y la sumatoria de los números atómicos es igual al número atómico del Uranio. Lo mismo sucede con el protactinio (Pa) con la partícula Beta (β ó e^-) (página 82).

19. Vida media

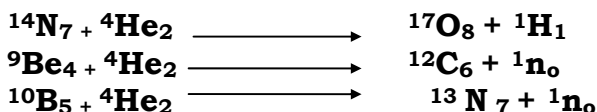
El tiempo que se requiere para la desintegración de una cantidad inicial de material radioactivo. Es decir, el

Cuarto y Quinto semestre, Administrativa y Humanidades

tiempo requerido para que la mitad de una cantidad de material radioactivo se transforme en otra sustancia.
(página 82)

20. Transmutación inducida

Para que pueda darse una transmutación inducida, el elemento debe reaccionar con una partícula alfa (α) de alta velocidad. Dado que una partícula radiactiva (alfa) choca contra un átomo, la partícula se hunde y rompe un fragmento del átomo, para convertirlo en otro elemento (página 85).



CAPITULO 4. LAS SUBSTANCIAS Y EL CAMBIO

MODULO 7. LOS ESTADOS DE LA MATERIA Y LAS ECUACIONES QUÍMICAS

21. La ley de las proporciones estables

La ley de las proporciones estables en una sustancia pura señala que los elementos siempre se combinan en las mismas condiciones de peso, como lo ocurrido al mezclase el cloro y el potasio en el cloruro de potasio (KCl) (página 92).

22. La ley de proporciones múltiples

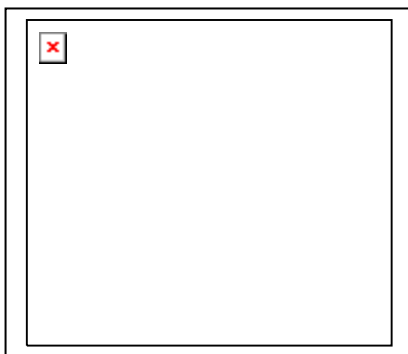
Afirma que, si dos elementos forman más de un compuesto, los diferentes pesos de uno se pueden

Cuarto y Quinto semestre, Administrativa y Humanidades

combinar con el mismo peso del otro; y están en una proporción de números enteros pequeños (página 94).

23. Los postulados de la teoría de Dalton

- Todos los átomos de un elemento son iguales en lo que respecta a su peso y propiedades.
- La materia está compuesta de átomos.
- Las reacciones químicas son un reacomodo de ellas.
- Los átomos son indestructibles (página 95).



CAPITULO 5. LAS SUSTANCIAS Y EL CAMBIO

MODULO 8. ENLACES IÓNICOS

24. Las sustancias iónicas:

Son sustancias que forman enlaces iónicos y tienen como características: ser solubles en el agua; ser sólidas a temperatura ambiente y presentar una estructura cristalina.

El enlace iónico es la atracción electrostática entre iones de carga opuesta y la afinidad electrónica de cada ión depende de la colocación de los electrones de la órbita externa (página 129).

Los compuestos: NaCl, NaBr, KCl, LiBr están formados por **iones monoatómicos** dado que cada uno tiene un sólo átomo con iones monovalentes (página 135).

25. El proceso redox.

Cuando reaccionan dos elementos iónicos, se produce el fenómeno de oxidación-reducción, en la que un átomo pierde uno o más electrones (**oxidación**) y el otro gana uno o más electrones (**reducción**). Por ejemplo: el **Bromo (Br)** y el **Potasio (K)** se combinan llevando a cabo el proceso de redox: **K**, con valencia +1 lo pierde (oxidación); y el **Br**, con valencia -1 gana un electrón (reducción).

Lo mismo sucede al formarse **NaCl**. El **sodio (Na)** se oxida porque pierde un electrón y el **Cloro (Cl)** se reduce porque gana un electrón.

Se puede decir que los elementos de los grupos IA, IIA y IIIA son agentes oxidantes porque ceden o pierden uno o más electrones de su última capa. Los elementos de los grupos VIA y VIIA son los agentes reductores (páginas 131 y 136).

Cuarto y Quinto semestre, Administrativa y Humanidades

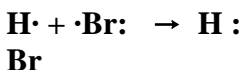
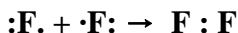
26. Afinidad electrónica

Es la capacidad de los electrones para aceptar otros electrones. Se dice entonces que los elementos del grupo VII (los halógenos) son los de mayor afinidad electrónica, pues aceptan electrones con mayor facilidad para formar iones negativos (pág. 138).

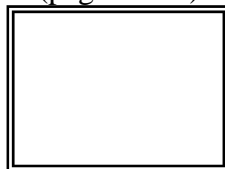
MODULO 9 ENLACES DE COVALENCIA

27. Enlace covalente y molécula polar

Se presenta un enlace covalente entre dos átomos cuando ambos comparten al menos un par de electrones, como por ejemplo, dos átomos de fluor, o cuando reaccionan el H y el Br (página 142).



Las moléculas polares presentan enlaces covalentes y la suma algebraica de sus cargas eléctricas parciales es cero. Por ejemplo: H_2O (página 144).



CAPÍTULO 6. LOS ESTADOS DE LA MATERIA

MODULO 10. LOS GASES

28. La teoría cinética de los gases

- Todo gas tiene partículas que en su movimiento siguen las leyes de la mecánica clásica.

Cuarto y Quinto semestre, Administrativa y Humanidades

- Un gas consta de un número extremadamente grande de partículas en un estado de movimiento caótico y al azar.
- Las partículas de un gas son duras y perfectamente elásticas (página 100).

29. Ley de Boyle de los gases

Volumen es inversamente proporcional a la presión, o bien presión por volumen es igual a constante.

$V \propto \frac{1}{P}$ o bien con la fórmula $PV = C$ (página 100).

P donde V es volumen, P es presión, C es constante y α es proporción

30. La ley de Gay Lussac-Charles

A presión constante, el volumen de un gas aumenta con la temperatura.

Fórmula : $V \propto T$ (página 102).

31. La ley del gas ideal

Constante R es igual a presión por volumen entre la multiplicación de la temperatura absoluta por los moles. (página 106).

Su fórmula es:

$nR = PV/T$ donde n es el número de moles, R es la constante (.0082), P es presión, T es temperatura y V es volumen.

Despejes: $PV = TRn$; $P = nRT/V$, $R = PV/Tn$

MODULO 11. ESTADO SÓLIDO Y LÍQUIDO.

32. Sistema dinámico

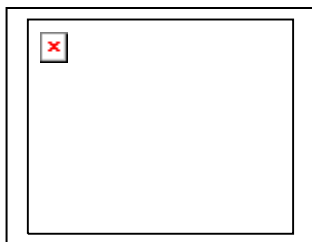
Durante la evaporación, el número de moléculas que pasa del líquido al vapor queda compensado por el número de

Cuarto y Quinto semestre, Administrativa y Humanidades

moléculas de vapor que vuelve al líquido. Esto es un sistema dinámico, en equilibrio (página 119, 120).

33. Sistema del sólido

Las partículas que componen un sólido tienen posiciones fijas y pueden vibrar alrededor de esos puntos fijos (página 120).



CAPITULO 7. SOLUCIONES Y DISPERSIONES COLOIDALES

MODULO 12. EL AGUA Y LAS SOLUCIONES.

34. La dispersión coloidal y suspensión

Una dispersión coloidal es una mezcla entre un líquido y partículas con un diámetro 10-1000 Å. La dispersión tiene como características, ser translúcida, tienen movimiento browniano y sus partículas no son filtrables.

Una suspensión se compone de partículas de 1000 Å o más, las cuales se sedimentan. La suspensión es translúcida u opaca, filtrable y se considera heterogénea (páginas 157-160).

35. Propiedades del agua

El puente de hidrógeno es el enlace que se extiende desde el hidrógeno de una molécula polar de agua al oxígeno de otra molécula (página 160). Es una fuerza de atracción entre cargas parciales opuestas, estando una de ellas en un hidrógeno.

Tensión superficial. Ocurre cuando en la superficie se forma una capa delgada resistente debido a la alta polaridad de las moléculas del agua. Las fuerzas de atracción molecular unen fuertemente las moléculas, de modo que hasta un mosquito puede posarse en el agua sin mojarse (página 167).

36. Factores en la acción disolvente del agua.

1º Constante dieléctrica elevada (78.5 a 25°C) es la capacidad de ser altamente soluble debido a que reduce las fuerzas de atracción

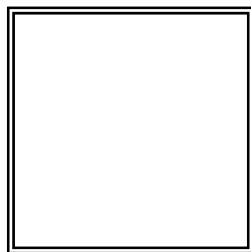
Cuarto y Quinto semestre, Administrativa y Humanidades

existentes entre partículas de cargas opuestas de varios compuestos (página 161, 167).

2º Hidratación alta ocurre cuando las moléculas del agua rompen las moléculas del soluto (compuesto iónico) para unirse a ellas. Por ejemplo, las de **(CaSO₄)·H₂O** (sulfato semihidratado de disulfato de calcio, y las del **NaCl** al combinarse en agua (página 167).

37. Solubilidad en el agua.

Cuando en el agua se disuelven sustancias como NaCl (Cloruro de sodio), CuSO₄ (sulfato de cobre), NH₃ (amoníaco), entre otros, de modo que se entremezclan con las moléculas del agua, el resultado es una **solución**.



Una solución saturada es aquella en la cual la cantidad de soluto excede el nivel de solubilidad del agua, y por lo tanto, la velocidad de las partículas del soluto que vuelven a la fase sólida es igual que la velocidad de las partículas que se disuelven (página 169-170).

MODULO 13. SOLUCIONES DINÁMICAS.

38. Configuración coligativa

Las soluciones que contienen un soluto covalente no volátil tienen, entre otras cosas, la siguiente configuración coligativa: reducción del punto de congelación; reducción de la presión de vapor, aumento del punto de ebullición (página 174).

Estas propiedades coligativas dependen de la **concentración de partículas**, y las sustancias iónicas no pueden tratarse en relación con sus unidades de fórmula sino con el número de moléculas del compuesto.

Cuarto y Quinto semestre, Administrativa y Humanidades

Por estas propiedades, si se le agrega sal común en el exterior del recipiente de un helado, se reduce su punto de congelación y el hielo se derrite más rápidamente a temperatura ambiente, y requiera por ello ser congelado a menor temperatura (página 177).

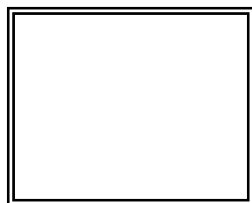
39. Ósmosis

El fenómeno de la ósmosis se lleva a cabo cuando, a través de una membrana semipermeable, el soluto de la solución concentrada pasa hacia la solución diluida. Esto da a entender que el líquido pasa a través de una barrera porosa, pero no regresa fuera de ella. Se conduce desde donde hay más solución a donde hay menos (página 179).

40. Electrólisis

Es un sistema en la cual una solución acuosa conduce electricidad.

Consiste en un recipiente sellado en la cual hay una solución y dos laminas de cierto metal están sumergidas en ella. Estas láminas están conectadas a corriente eléctrica.



Si hay NaCl en la solución, al cerrar el circuito los iones de Na (positivos) se dirigen hacia el cátodo (polo negativo) y los iones de cloruro (negativos) al ánodo (polo positivo). En el caso de AlCl_3 , los iones de Al^{+3} se dirigen hacia el cátodo (polo negativo) y los iones de cloruro (Cl^{-}) al ánodo (página 184).

41. Agua dura

Es el agua que contiene iones de calcio (Ca^{+2}), magnesio (Mg^{+2}) y Fierro (Fe^{+2} y Fe^{+3}) y bicarbonato (HCO_3^{-}), Las

Cuarto y Quinto semestre, Administrativa y Humanidades

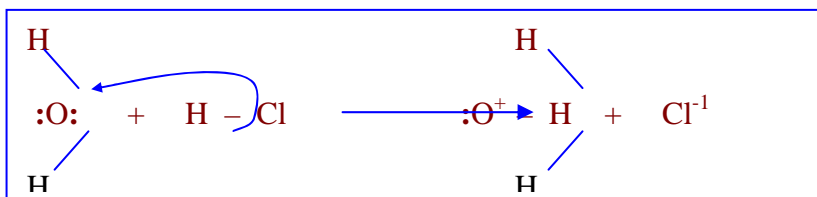
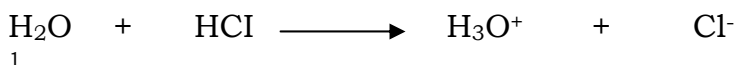
propiedades que adquiere son: formar costras duras cuando circula caliente en las tuberías; reducir la solubilidad del agua, como para no permitir el lavado de ropa; reducir su capacidad de crear burbujas y formar coágulos insolubles al interactuar con el jabón (página 185).

CAPITULO 7. SUSTANCIAS IONICAS IMPORTANTES.

MODULO 14. ÁCIDOS Y BASES

42. Ión Hidronio

Surge al reaccionar el agua con el cloruro de hidrógeno y crea iones de hidrógeno en el compuesto H_3O^+ y el cloruro recibe un electrón Cl^- en los iones de hidronio recién formados con el protón adicional mediante enlace covalente (página 192). Algunas de las reacciones para la creación del ión hidronio son:



43. El ácido y la base según Arrhenius

Cuarto y Quinto semestre, Administrativa y Humanidades

El ácido, para Arrhenius, es una sustancia que, en contacto con el agua, libera iones de hidrógeno (página 191).

Ejemplos de ácido según Arrhenius son: HI (ácido yodhídrico), HClO_4 (ácido perclórico), HCl (ácido clorhídrico), HNO_3 (ácido nítrico).

Reacciones con los ácidos

1.- Arrhenius afirma que el **ión hidronio (H^+)** se forma al reaccionar un ácido con agua (o con cualquier solución acuosa) (página 192).

2.- Los ácidos reaccionan con Hidróxidos metálicos, formando sales e hidrógeno (página 194). Esta es la ecuación:

Metal activo + ácido \rightarrow Sal + Hidrógeno gaseoso

3.- Los ácidos también reaccionan con los óxidos metálicos para formar sales y agua (página 196).

La base para Arrhenius son los que forman iones de hidróxido como los hidróxidos de metal NaOH, KOH, LiOH) y óxidos de metal (Na_2O). Éstos tienen un sabor amargo y resbaladizos al tacto; vuelven de color rojo el papel azul de tornasol.

La sal para Arrhenius es un compuesto producto de iones. Además de NaCl, otros compuestos son: NaNO_3 , 2NaOH , Na_2CO_3 (página 196).

44. Bases y ácidos según Brønsted-



Cuarto y Quinto semestre, Administrativa y Humanidades

Loury.

Una base es cualquier sustancia capaz de aceptar un protón. Como ejemplos de ello son el ión de hidrógeno y el ión de bicarbonato (pág.201).

Un ácido es una sustancia capaz de ceder un protón a otro compuesto. El amoniaco y el bicarbonato, y el amoniaco y el NaOH son ácidos (página 201).

45. Concepto de Lewis sobre ácidos y bases.

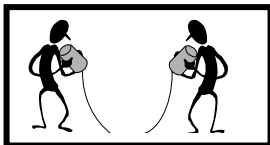
Un ácido es cualquier sustancia que puede aceptar compartir un par de electrones. Según Lewis, las siguientes sustancias son ácidos: BCL_3 (tricloruro de bromo), BF_3 (tricloruro de bromo), BoF_3 (tricloruro de boro) (página 207).

Una base es cualquier especie de sustancia que puede donar, para compartir, un par de electrones (página 207).

MODULO 15. SALES

46. Las sales

Es un compuesto iónico que resulta de la adición de iones metálicos y no metálicos. Todas las sales de amonio y de sodio, y los nitratos se caracterizan por ser **solubles en agua**. Al igual que casi todos los cloruros (como los de cloro y potasio) excepto el cloruro de plata ($AgCl$), cloruro de plomo ($PbCl_2$), sulfato de Bario ($BaSO_4$), y cloruro de mercurio



CAPITULO 7 LA DIRECCIÓN DE LOS CAMBIOS QUÍMICOS

MODULO 16. ENERGÍA Y CAMBIO QUÍMICO

47. Energía interna:

Una de las principales formas de energía interna de un sistema gaseoso es la cinética. Pero, en general, en todo sistema diatómico la energía interna se manifiesta en los tipos de energía: vibratoria (E_{vib}), de rotación (E_{rot}) de traslación (E_{tras}), energía electrónica (E_{elec}) y energía nuclear (E_{nuc}) (página 110).

La energía total de un sistema es igual a E sistema total + E interna (página 112).

48. La primera ley de la termodinámica

La primera ley indica que toda energía usada en un sistema se transforma íntegramente en otra. Se enuncia como: “La energía interna (ΔE) es igual a la diferencia del calor (q) menos la producción de trabajo (w) realizado sobre ese medio” (página 113).

Fórmula: $\Delta E = q - w$ Despejando: $q = \Delta E + w$

Donde ΔE =energía interna, q = diferencia de calor y w = trabajo.

49. Intercambio de energía de un sistema

Un sistema puede ganar o perder energía cuando se ponen en contacto dos objetos y uno transmite energía al otro, sea cinética, calorífica o luminosa, a través de trabajos mecánicos, por la transferencia de calor o por

Cuarto y Quinto semestre, Administrativa y Humanidades

procedimientos eléctricos. (página 112 y 120). Estos son algunos ejemplos:

- Cuando se pone en contacto un cuerpo frío con uno caliente se observa que el primero pierde energía y el segundo lo gana. Dado que el calor tiende a pasar de un cuerpo caliente a uno más frío, hasta nivelar ambos la misma temperatura
- Al derretir el plomo, éste recibe calor del exterior, por lo que gana energía. (Lo mismo ocurre cuando se derrite un cubo de hielo).
- Cuando se hierve el agua gana energía y favorece el paso de moléculas al estado gaseoso.
- Un pájaro que vuela a un árbol gana energía potencial (pagina 120).

50. La ley de la suma constante de calores de Hess

Establece que, en una reacción química, a presión constante, el calor producido o absorbido para producir dicha reacción, es el mismo sea cual sea el método seleccionado para efectuar el cambio químico (página 132).

MODULO 17 REACCIONES ESPONTÁNEAS

51. Reacciones espontáneas.

La naturaleza es fuente inagotable de energía. Esto implica que las reacciones que se producen lo pueden hacer sin la intervención del hombre, aunque las personas a veces lo inicien.

En estos procesos interviene la **entalpía** (ΔH), es decir, la forma de ceder calor mediante el trabajo (presión-volumen) y la energía interna. A menudo los cambios son **exotérmicos**, es decir, pierde entalpía cediendo energía

Cuarto y Quinto semestre, Administrativa y Humanidades

térmica o calor al exterior con ΔH negativo (perdida de energía) (página 216).

Estos son algunos ejemplos de reacciones exotérmicas con entalpía ΔH negativa:

- Las mareas, los volcanes en erupción, las tormentas y los incendios.
- Al combinar el KOH con el Cl.
- La reacción entre un ácido y una base. Al reaccionar hidróxido de sodio con el agua (página 217).

Algunas veces una reacción espontánea se realiza de modo **endotérmico** (con ganancia de energía calórica) y con ΔH positivo. Ejemplo:

- La reacción de cloruro de amonio con el agua. El proceso es endotérmico y con ΔH positivo (página 217).

52. Entropía

La **entropía** es la cantidad termodinámica que determina o mide el caos de un sistema (página 218).

El concepto de entropía da lugar a la **segunda ley de la termodinámica** la cual es: “La cantidad total de entropía del universo va en aumento” (página 220).

53. La energía de Gibbs

La energía libre de Gibbs se define como la máxima cantidad de energía que un cambio (reacción química) puede liberar en forma de trabajo útil (página 223).

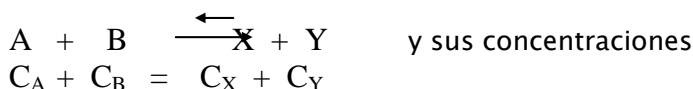
Su fórmula es: $\Delta G = \Delta H - T(\Delta S)$

Cuarto y Quinto semestre, Administrativa y Humanidades

La energía libre ΔG es igual a la entalpía ΔH menos el producto de la temperatura por la entropía ΔS (página 226).

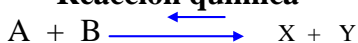
54. Constante de equilibrio

Cuando en un sistema ya no se producen cambios de la energía libre de Gibbs (ΔG) en las concentraciones, se dice que está en **equilibrio** y las reacciones químicas ya tuvieron lugar. Esta es su fórmula general:



El equilibrio de una reacción química de los reactivos A y B cuando se transforma en los productos X, Y indica que ya no hay cambio en las concentraciones. Entonces su ΔG es cero (página 230).

Reacción química



la reacción es reversible, siendo predominantemente hacia la derecha (según la flecha más grande)

Concentración en moles (moles por litro)



$$K = \frac{[C_x]^x [C_y]^y}{[C_a]^a [C_b]^b}$$

Donde el número de

Cuando las concentraciones están en equilibrio, se da la constante K

* Los corchetes designan la concentración en moles por litro de la sustancia cuya fórmula

Cuarto y Quinto semestre, Administrativa y Humanidades

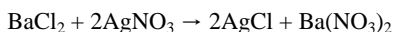
encierran.

Si una reacción está a punto de completarse, el valor de la constante K es marcadamente grande y su valor de energía de Gibbs ΔG° es un valor negativo alto (página 231).

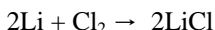
$$K = \frac{[\text{AgCl}]^2 + [\text{Ba}(\text{NO}_3)_2]}{[\text{BaCl}_2] + [\text{AgNO}_3]^2}$$

Ejemplos:

1.-Constante de la reacción



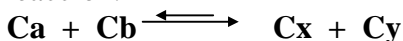
2.- Constante de la reacción:



$$K = \frac{[\text{LiCl}]^2}{[\text{Li}]^2 + [\text{Cl}_2]}$$

55. Efecto de la concentración y temperatura en las reacciones químicas.

a) La concentración de los reactivos (los moles que poseen las sustancias que reaccionan) afectan la velocidad de una reacción.



Un aumento al doble en la concentración A (Ca) aumenta la velocidad de la reacción, lo mismo que una disminución a la mitad de la concentración B (Cb) disminuye la velocidad al 50% (página 236).

b) **Temperatura.** Al aumentar la temperatura, aumenta la velocidad de la reacción, dado que aumentan las coaliciones de las partículas de los reactivos (página 235).

56. Catálisis

Para acelerar una reacción química se agrega una sustancia en cantidad relativamente pequeña y que no cambia permanentemente. Ciertas sustancias como el **dióxido de manganeso** aceleran la velocidad con que

Cuarto y Quinto semestre, Administrativa y Humanidades

reaccionan dos sustancias, sin que el mismo dióxido altere su estructura. Con esta sustancia, llamada **catalizadora** se ahorra energía en las reacciones (página 239).

CAPITULO 8. LOS EQUILIBRIOS IÓNICOS

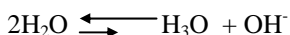
MODULO 18. EQUILIBRIOS IÓNICOS

57. Ionización del agua

Cuando una concentración no tiene propiedades ácidas ni básicas, en el sentido de Arrhenius, se dice que es neutra.

Cuando las moléculas de agua reaccionan con sus vecinos se forman iones de Hidróxido (OH^-) e hidronio (H^+).

La ionización del agua a temperatura ambiente proporciona una concentración de iones hidrógeno de 1×10^{-7}



*NOTA: Las flechas indican que la reacción es reversible, tendiendo así al equilibrio. El equilibrio favorece entonces a la formación del hidronio e hidróxido en un pequeño porcentaje (página 244).

58. pH

La ionización del agua a temperatura ambiente proporciona una concentración de iones de 1×10^{-7} . A esto se le denomina pH y su importancia radica en que la

Cuarto y Quinto semestre, Administrativa y Humanidades

concentración ayuda como catalizador de muchas reacciones.

Para calcularla use la fórmula:

$\text{pH} = \log \cdot 1/(\text{H}^+)$ o bien $\text{pH} = -\log (\text{H}^+)$ (página 246)

Hay ciertos instrumentos que sirven para medir la cantidad del pH de las sustancias: colorantes orgánicos como el tornasol, el anaranjado de metilo, azul de bromotinol, entre otras. Al agregarles sustancias, estos colorantes cambian de color de acuerdo al pH de la sustancia agregada. Aquí unos ejemplos:

- El ácido nítrico (NH^3). El jugo de naranja hace amarillo el colorante **azul de bromotimol**.

El amoníaco (NH_4) la leche de magnesia, el agua de cal

$[\text{Ca}(\text{OH})_2]$ y el Na_3PO_4 la hacen azul.

- Las sustancias ácidas $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-COOH}$ (ácido acético, ácido cítrico) tornan el colorante **tornasol** a rojo, mientras que el Borax, el amoníaco y el agua de cal lo tornan azul (página 248).

59. Constantes de disociación de ácidos y bases.

Ácidos débiles

Los ácidos débiles reaccionan con el agua para producir iones de hidrógeno (hidronio). Los valores de la constante de disociación de estos ácidos dependen de su temperatura (página 250).



Como el agua se mantiene sin cambio se considera una

$$K = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^X [\text{A}^-]^Y}{[\text{H-A}]^A}$$

Donde el numero de moléculas es la potencia

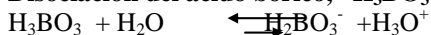
Cuarto y Quinto semestre, Administrativa y Humanidades

constante y se combina con la constante K.

Mientras mayor sea el valor de la constante K_a tanto más fuerte será el ácido.

Ejemplo:

Disociación del ácido bórico, H_3BO_3

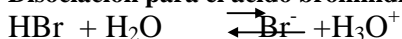


Ácido Fuerte

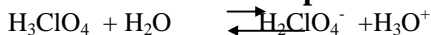
Para un ácido fuerte, el valor de la constante de disociación K_a es mayor (página 251).

Ejemplos:

Disociación para el ácido bromhídrico



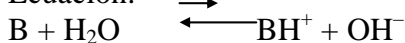
Disociación del ácido perclórico



Bases débiles

Las bases débiles también pueden disociarse al mezclarse con el agua formando hidróxidos.

Ecuación:

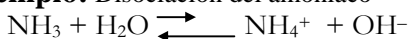


Y con valor de constante señalado en el cuadro (página 252).

$$K_a = \frac{[BH^+]^x [OH^-]^y}{[B]^A}$$

Donde el número de moléculas es la potencia

Ejemplo: Disociación del amoníaco



60. Titulaciones Ácido-base y punto de equivalencia

La **titulación** es el proceso de agregar una cantidad medida de solución ácida de concentración conocida a una muestra de otra solución base hasta que esta última

Cuarto y Quinto semestre, Administrativa y Humanidades

cambie su color. Su propósito es medir la cantidad de basicidad total de la solución cuando se le agrega ácido necesario hasta neutralizar los iones de hidróxido disponible en la solución base (página 254).

El **punto de equivalencia** es el punto preciso en el que los iones de hidrógeno disponibles del ácido se han titulado (es decir, se han neutralizado) (página 255).

61. Normalidad.

La Normalidad es el número de equivalentes del soluto por litro de solución, en donde **equivalente** es una unidad de la cantidad de sustancia. Una solución de un ácido que contiene un equivalente de ese ácido por litro, es una solución 1 Normal (página 256). Las fórmulas son:

$$\text{Equivalente} = \frac{\text{Número de gramos de la sustancia}}{\text{Peso equivalente de la sustancia}}$$

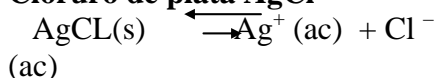
$$\text{Normalidad} = \frac{\text{número de equivalentes}}{\text{Número de litros de solución.}}$$

62. Solubilidad de las sales

La constante de solubilidad de las sales está dada en condiciones de equilibrio dinámico y, como sucede en cualquier sistema equilibrado, se puede expresar en condiciones de la constante de equilibrio (página 258).

Ejemplo:

Constante de solubilidad para el Cloruro de plata AgCl



$$K = \frac{[\text{Ag}^+][\text{Cl}^-]}{[\text{AgCl}]}$$

Donde el número de moléculas es la potencia

63. Hidrólisis

Es el proceso por el cual la sal interactúa con el agua para cambiar su pH. Se supone que las sales disueltas en el

Cuarto y Quinto semestre, Administrativa y Humanidades

agua dejan un exceso de iones de hidróxido y hacen la solución más básica (página 261).

Las sales se disocian al reaccionar con agua formando compuestos con hidróxidos y esto se demuestra con la constante de la hidrólisis.

Ejemplo:

Disociación del sulfato de Cobre

