

Química – Ácidos y Bases

Índice

1. Definición y ejemplos:
2. Los hidrácidos
3. Los oxoácidos
4. Nomenclatura de los oxoácidos y sus aniones:

1. Definición y ejemplos:

- • teoría atómica de ARRHENIUS

Dicha teoría expresa que cuando un electrólito se disuelve en agua, se ioniza. La ionización, también llamada disociación electrolítica, consiste en la liberación de los iones preexistentes en el compuesto iónico.

Por ejemplo, si AB representa la fórmula del electrólito, la ionización se expresa con la ecuación:



La terminología creada por ARRHENIUS subsiste:

Anión es el ión cargado
negativamente: A^-

Catión es el ión cargado
positivamente: B^+

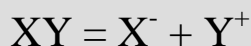
- • grado de ionización

En la ionización pueden presentarse dos alternativas:

Hay electrólitos que, disueltos en agua, ionizan casi totalmente. Los iones liberados no se unen y permanecen separados. Esta característica se pone en evidencia dibujando la flecha de izquierda a derecha de mayor longitud que la opuesta:



Otros, por el contrario, se ionizan escasamente. Predomina la asociación de iones sobre la ionización:



- • electrólitos: fuertes y débiles;

Los electrólitos se clasifican en fuertes y débiles.

Un electrólito fuerte está muy ionizado

Un electrólito débil está poco ionizado

En un electrólito fuerte, que está casi totalmente ionizado, quedan pocas moléculas no ionizadas en contacto en sus respectivos iones.

En un electrólito débil, poco ionizado, hay escasos iones en contacto con las moléculas no ionizadas.

Para distinguir electrólitos fuertes de electrólitos débiles se estableció un grado de ionización. Se lo determina con dos datos numéricos:

* n , número de moles disueltos, calculado mediante el cociente entre la masa y el mol del soluto: $n = m/M$,

• n_i número de moles ionizados, cuando la sustancia se disuelve en

El grado de ionización α , queda definido por el cociente entre el número de moles ionizado y el número de moles disuelto.

$$\alpha = \frac{n_i}{n}$$

-
-

El grado de ionización es un número comprendido entre 0 y 1. Muchas veces, para su mejor entendimiento, se lo multiplica por 100, expresándolo como porcentaje. Siempre se cumple la relación:

$$0 < n_i < n$$

Porque si $n_i = n$, la ionización sería total, lo cual nunca ocurre.

Ejemplo:

Si se disuelven 8 moles y se ionizan 7:

$$\alpha = \frac{7}{8} = 0,875 = 87,5\%$$

En los electrolitos débiles, el grado de ionización es muy bajo; simbólicamente, tiende a cero:

$$\alpha \rightarrow 0$$

$$\alpha \rightarrow 0\%$$

Porque si $n_i = 0$, no hay ionización.

Cuando se disuelven 8 moles y solamente ioniza uno:

$$\alpha = \frac{1}{8} = 0,125 = 12,5\%$$

En los electrolitos fuertes, el grado de ionización se aproxima a su valor máximo:

$$\alpha \rightarrow 1$$

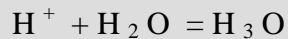
$$\text{O bien: } \alpha \rightarrow 100\%$$

- • cation hidronio:

Mecanismo de ionización del agua:

- - El átomo de oxígeno, fuertemente electronegativo, ocupa el centro de la molécula del agua, angular y polarizada.
 - - Las cargas parciales negativas de una molécula atraen electrostáticamente a las positivas de la otra.
 - - Una fuerza atractiva arranca un cation hidrógeno de una molécula y lo acerca a la otra.
- >- En el H⁺ hay un orbital 1s vacío, capaz de alojar un par de electrones, aportados por el átomo de oxígeno. Así se constituye un enlace covalente coordinado, engendrando una nueva entidad: el cation hidronio.

El cation hidronio está formado por un cation hidrógeno combinado con una molécula de agua.



La estructura del cation hidronio se refleja en los diagramas de puntos y de rayas. En el espacio, la molécula de agua queda insertada dentro de un tetraedro imaginario. El cation hidrógeno coordinado se ubica en un vértice. Desde luego, su carga positiva se comunica a toda la agrupación.

- • propiedades de ácidos y bases:

Las soluciones ácidas tienen sabor "ácido", degustable sin riesgos en el vinagre, que contiene ácido acético; el limón,

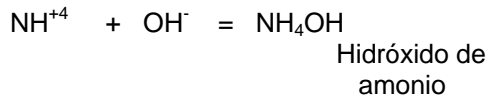
Las soluciones básicas concentradas son cáusticas: afectan la piel como si la quemaran.

Ácidos y bases actúan sobre los indicadores, virando su coloración. Muchos ácidos reaccionan con metales comunes:

Fe, Al, Zn, Mg, Sn

Desprendiéndose hidrógeno gaseoso, inflamable:





El agua es anfótera, cuando reacciona con cloruro de hidrógeno acepta cationes de hidrógeno: actúa como una "base de BRÖNSTED", y cuando reacciona con amoníaco, le cede un catión hidrógeno: es un "ácido de BRÖNSTED".

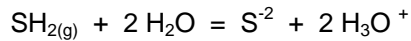
- • hidrácidos, oxoácidos e hidróxidos:

2. Los hidrácidos

Las propiedades ácidas solamente se manifiestan en soluciones acuosas.

Las propiedades ácidas son atribuidas al catión hidrógeno:

Son los cationes de hidrógeno: H^+ - o el hidronio: H_3O^+ , si se da participación al agua- y no a la molécula no ionizada, quienes confieren la acidez a la solución:



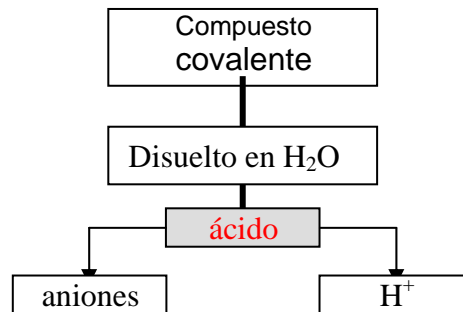
Consecuentemente:

En una solución ácida hay cationes de hidrógeno, acompañados por sus respectivos aniones.

Los ácidos más simples son los hidrácidos, formados por los compuestos binarios del azufre y los halógenos con el hidrógeno. La nomenclatura diferencia las sustancias gaseosas de sus soluciones ácidas.

Hídrico es la terminación común a todos los nombres de los hidrácidos, cuyos respectivos aniones concluyen en ideo.

Compuestos covalentes:		Hidrácido		Anión
$\text{FH}_{(g)}$	Fluoruro	$\text{FH}_{(aq)}$	Ácido fluorhídrico	F^- fluoruro
$\text{ClH}_{(g)}$	Cloruro de	$\text{ClH}_{(aq)}$	Ácido clorhídrico	Cl^- cloruro
$\text{BrH}_{(g)}$	Bromuro de hidrógeno	$\text{BrH}_{(aq)}$	Ácido bromhídrico	Br^- bromuro
$\text{IH}_{(g)}$	Ioduro	$\text{IH}_{(aq)}$	Ácido iodhídrico	I^- ioduro
$\text{SH}_{2(g)}$	Sulfuro	$\text{SH}_{2(aq)}$	Ácido sulfhídrico	S^{2-} sulfuro



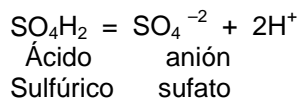
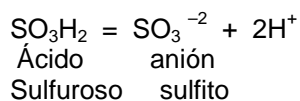
3. Los oxoácidos

Los oxoácidos son ácidos de composición más complicada. Sus elementos componentes son tres:

Un no metal, oxígeno e hidrógeno

Además, casi siempre, se obtienen por combinación **de un óxido ácido con agua.**

Todos los oxoácidos disueltos en agua ionizan, dando cationes hidrógeno.



De las anteriores ecuaciones de ionización resulta que:

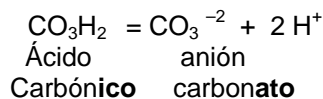
- Cuando la molécula del oxoácido ioniza, da un anión y cationes hidrógeno.
- La cantidad de cationes hidrógeno es numéricamente igual a la carga iónica del anión.
- Los oxoaniones están constituidos por átomo de no-metal, unido por covalencias – comunes y de coordinación- con átomos de oxígeno.
- Se necesitan reglas para denominar los oxoaniones: aniones oxigenados, derivados de los oxoácidos.

4. Nomenclatura de los oxoácidos y sus aniones:

Los nombres de los oxoácidos y sus respectivos aniones se derivan de los óxidos-ácidos y de los números de oxidación del elemento no metálico. Se presentan tres casos principales:

1º No metal con un solo nº de

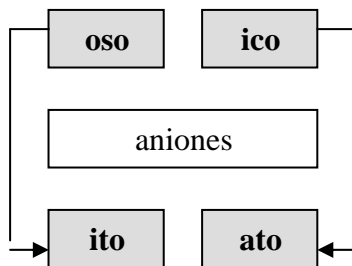
Un solo ácido, con el nombre terminado en **ico**: $\text{CO}_3\text{H}_2 = \text{ácido carbónico}$. (nº ox. IV)
Para el anión el sufijo **ico** se sustituye por **ato**:



2º No metal con dos nº de

SUFIJOS

ácidos



3º No metal con varios nº de

Nombre de los oxoácidos	Nombre de sus respectivos oxoaniones
Hipo oso	Hipo ito
oso ito
ico ato
Per ico	Per ato

Categoría: Química

Comentario:

Teoría de ácidos y bases – teoría atómica de Arrhenius – grado de ionización – electrolitos fuertes y débiles – catión hidronio – propiedades de ácidos y bases – ácidos y bases según Arrhenius – ácidos y bases según Bronsted – hidrácidos, oxoácidos e hidróxidos – Nomenclatura -

UNIDAD I: ENERGIA

La energía es la capacidad para producir un trabajo existe en diferentes formas; mecánica, térmica, eléctrica, electromagnética, sonora, química, y potencial. Si se utiliza energía para mover un objeto de un lugar a otro, se ha efectuado un trabajo mecánico.

$$T = F \cdot d$$

T= trabajo (J)

F = fuerza (N)

d = distancia (m)

Dos elementos esenciales para describir el movimiento de un cuerpo son las distancias y el tiempo:

d = distancia (m)

T = tiempo (s)

R = rapidez (m/s)

Cuando además de la rapidez se da la dirección, a éste se le conoce como velocidad.

La aceleración es el cambio de velocidad con respecto al tiempo, si la velocidad disminuye la aceleración es negativa y viceversa.

$$a = \frac{V_f - V_i}{t}$$

a = aceleración (m/s²)

V_f = velocidad final (m/s)

V_i = velocidad inicial (m/s)

t = tiempo (s)

INERCIA:

Es la resistencia que oponen los cuerpos, el cambio de estado. (Movimiento o reposo)

MASA:

Es la medida cuantitativa de inercia.

LEYES DE NEWTON:

PRIMERA LEY DE NEWTON (INERCIA)

Todo cuerpo permanece en su estado de reposo o movimiento rectilíneo uniforme, siempre que las fuerzas externas no lo obligan a cambiar ese estado.

SEGUNDA LEY DE NEWTON (FUERZA)

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.

$$F = m \cdot a$$

F = fuerza (N)

$m = \text{masa (Kg.)}$

$a = (\text{m/s}^2)$

$1\text{N} = 1\text{kg}\cdot\text{m/s}^2$

TERCERA LEY DE NEWTON (ACCIÓN Y REACCIÓN)

La fuerza que un cuerpo ejerce sobre otro debe tener igual magnitud y dirección opuesta a la que el segundo ejerce sobre el primero.

FUERZA Y ATRACCIÓN:

Es la fuerza con que dos cuerpos se atraen mutuamente.

$F = \text{fuerza (N)}$

$m_1 = \text{masa del cuerpo 1 (Kg.)}$

$m_2 = \text{masa del cuerpo 2 (Kg.)}$

$d = \text{distancia entre } m_1 \text{ y } m_2$

$g = \text{constante gravitacional } 6.67 \times 10^{-11} \frac{\text{Nm}^2}{\text{kg}^2}$

MEDICIÓN DE LA MASA:

Las masas se comparan estableciendo la diferencia entre sus pesos.

PARA EQUILIBRAR LA BALANZA ES NECESARIO:

IMPULSO O ÍMPETU:

Es el producto de la masa y la velocidad de un cuerpo.

$I = m \cdot v$

$I = \text{ímpetu (kg} \cdot \text{m/s)}$

$m = \text{masa (Kg.)}$

$v = \text{velocidad (m/s)}$

ENERGÍA CINÉTICA:

Es la energía que posee un cuerpo, debido al movimiento, sabemos que un cuerpo está en movimiento cuando su velocidad es diferente de cero.

$E_c = \text{energía cinética (J)}$

$m = \text{masa (Kg.)}$

$V = \text{velocidad (m/s)}$

$1 \text{ Nm} = \text{J}$

ENERGÍA POTENCIAL:

Es la energía que posee un cuerpo, debido a su altura, con respecto a un nivel de referencia.

$E_p = \text{energía potencial (J)}$

$m: \text{masa (Kg.)}$

$g: \text{fuerza de gravedad (9.8 m/s}^2)$

$h: \text{altura (m)}$

CALOR:

Es la cantidad de energía que presenta un cuerpo, su unidad de medida es la caloría.

CALORÍA:

Es la cantidad de calor que se requiere para aumentar la temperatura de un gramo de agua en 1°C

ESCALAS DE TEMPERATURAS

Existen tres formas de expresar la temperatura: Kelvin(K), Centígrados o Celsius (C), Fahrenheit (F).

FÓRMULAS:

PERMITE CONVERTIR

$$C = K - 273$$

$$K = C + 273$$

$$K = C + 273$$

$$C = K - 273$$

$$F = C \times \frac{9}{5} + 32$$

$$C = \frac{F - 32}{1.8}$$

ENERGÍA QUÍMICA.

Es la energía que se encuentra almacenada en las sustancias.

FUERZA ELÉCTRICA:

Es el flujo de electrones de un punto a otro.

VOLUMEN:

Es el espacio que ocupa un cuerpo.

DENSIDAD:

Es la cantidad de masa contenida en una unidad de volumen

$$p = \text{densidad (Kg. /lt)}$$

$$m = \text{masa (Kg.)}$$

$$V = \text{volumen (lt)}$$

Si dos sustancias se mezclan, la sustancia más densa se precipita al fondo del recipiente.

UNIDAD II: LOS ÁTOMOS Y LOS ELEMENTOS.

MATERIA:

Es todo lo que ocupa un lugar en el espacio y tiene masa.

ÁTOMO:

Es la partícula más pequeña de un elemento. Está formado por: electrones (e⁻),

protones (p+) y neutrones (n)

MODELOS ATÓMICOS

MODELO DE THOMSON:

Un átomo debe tener la suficiente carga positiva en algún punto, para neutralizar las cargas negativas de los electrones presentes, y los electrones deben estar girando alrededor del núcleo, a este modelo se le da el nombre de “ budín de pasas”.

MODELO DE RUTHERFOR:

Propuso que toda la masa de un átomo y la totalidad de la carga positiva estaban concentradas en el centro del átomo (núcleo) y que alrededor del núcleo a cierta distancia de él, se encontraban los electrones que hacían al átomo eléctricamente neutro.

MODELO BOHR:

Postuló que el átomo está constituido por diferentes niveles de energía y que si un electrón absorbe energía sube de nivel, por lo contrario si el electrón libera energía baja de nivel.

ESPECTRO DEL ÁTOMO DE HIDRÓGENO

ORBITAL ATÓMICO:

Es la zona del átomo en donde existen probabilidades de encontrar un electrón.

NIVEL DE ENERGÍA:

Es al órbita en la cual giran los electrones alrededor del núcleo y cada uno se divide en subniveles que se denotan por s,p,d,f.

SUBNIVEL

NÚMEROS DE ELECTRONES

NÚMEROS DE ORBITALES

s
1 – 2
1
p
1 – 6
3
d
1 – 10
5
f
1 – 14
7

CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA.

Es la distribución más probable y estable de los electrones en el núcleo. La configuración electrónica, se realiza con la siguiente gráfica y con el número atómico del elemento.

EJEMPLO :

La configuración electrónica de Na con número atómico de 11, es:

$1S^2, 2S^2, 2P^6, 3S^1$

1S

2S

2P

3S

LEY PERIÓDICA:

Entre los elementos químicos, las propiedades características son funciones periódicas de sus números atómicos. Al acomodar los elementos en la tabla periódica, algunos elementos de mayor número atómico tienen propiedades similares a los de bajo número atómico.

PROPIEDADES FÍSICAS DEL AGUA:

Son las que se pueden observar y medirse sin introducir un cambio químico; color, olor, brillo, punto de ebullición y fusión, estado físico.

CAMBIO QUÍMICO:

Es el reacomodo de electrones en relación a los núcleos atómicos, tienen como característica principal el cambio en la composición y la aparición de nuevas sustancias.

MOL:

Unidad de medida que corresponde a la cantidad de sustancia.

$n =$ numero de moles (mol)

$m =$ masa (gr)

$PM =$ peso molecular (gr/mol)

RADIOACTIVIDAD:

Es la emisión de partículas alfa, beta y gamma.

REACCIONES NUCLEARES:

Es el resultado de la desintegración de un elemento radiactivo para formar otro más estable.



VIDA MEDIA:

Es el tiempo que se requiere para que la desintegración de la mitad de una cantidad inicial de material radiactivo:

ELEMENTO

ISÓTOPO

VIDA MEDIA

POTACIO	40 K 19	200 MILLONES DE AÑOS
RADON	222 Rn 86	3.82 DIAS
RADIO	226 Ra 88	1590 AÑOS
TORIO	234 Th 90	25 DIAS
	230 Th 90	80 000 AÑOS
URANIO	235 U 92	800 MILLONES DE AÑOS
	238 U 92	4700 MILLONES DE AÑOS

SERIE DE DESINTEGRACIÓN RADIATIVA.

Es la serie de isótopos por lo que un elemento radiactivo pasa hasta llegar a un elemento estable.

EJEMPLO:

Principiando con el ^{238}U hay toda una serie de desintegraciones radiactivas hasta llegar al isótopo más estable de esta serie que es el ^{206}Pb .

UNIDAD III

LAS SUSTANCIAS Y EL CAMBIO.

LEYES DE LA COMBINACIÓN QUÍMICA.

1.- LEY DE LA CONSERVACIÓN DE LA MASA (A. LOVOISIER):

En los cambios químicos se conserva la totalidad de la masa, es decir, la materia no se crea ni se destruye en los cambios químicos, solo se transforma.

2.- LEY DE LAS PROPORCIONES DEFINIDAS. (J.L. PROUST):

En una sustancia pura, los elementos siempre se combinan en las mismas proporciones de peso, sin que influya de donde se obtuvo la sustancia original.

3.- LEY DE LAS PROPORCIONES MÚLTIPLE (J. DALTON):

Si dos elementos forman más de un compuesto, los diferentes pesos de uno que se puede combinar con el mismo peso del otro, están en una proporción de números enteros pequeños.

TEORÍA DE DALTON.

- ü La materia esta compuesta de átomos.
- ü Los átomos son indestructibles y las reacciones no son más que un reacomodo de ellos.

- ü Todos los elementos de un átomo son iguales en lo que respecta a peso y a otras propiedades.
- ü Los distintos elementos se componen de diferentes tipos de átomos, cuya principal diferencia reside en sus pesos.
- ü En formación de un compuesto a partir de sus elementos, un número definido aunque pequeño de átomos de cada elemento, se une para formar las partículas compuestas.

ECUACIONES QUÍMICAS:

Es la representación de una reacción química, mediante el uso de los símbolos y formas de las sustancias que participan, para que una ecuación esté balanceada, es necesario que exista el mismo número de átomos en ambos lados de la ecuación, con respecto a un elemento.

PESO MOLECULAR O PESO FÓRMULA:

Es la suma de los pesos atómicos de los elementos que aparecen en la fórmula.

EJEMPLO:

H₂ SO₄

H = 2(1)

S = 32

O = 4 (16)

98gr/mol

ESTADO DE LA MATERIA:

SÓLIDO:

Tiene forma y volumen fijos, el espacio intermolecular es muy pequeño, debido a que las fuerzas de atracción son mayores que las fuerzas de repulsión.

LÍQUIDO:

Tiene volumen fijo, por la forma del recipiente que los contiene.

GAS:

No tiene forma definida y ocupa el espacio intermolecular en grande debido a que las fuerzas de repulsión son mayores que las fuerzas de atracción.

SI AUMENTA LA PRESIÓN

SÓLIDO

LÍQUIDO

GAS

SI AUMENTA LA TEMPERATURA

TEORÍA CINÉTICA:

Un gas consta de un número extremadamente grande de partículas diminutas en estado de movimiento constante caótico y totalmente al azar.

LEY DE BOYLE:

Si se aumenta la presión a un peso dado de gas y se mantiene a temperatura constante, su volumen disminuye:

T= CONSTANTE

#8593;P #8594; #8595; V

LEY DE CHARLES GAY-LUSSAC.

Para un peso dado de gas, manteniendo a presión constante el volumen aumenta con la temperatura.

$p = \text{constante}$

#8593;T #8594; #8593;V

LEY DEL GAS IDEAL:

$$PV = nRT$$

$p = \text{presión (atm)}$

$n = \text{números de moles (mol)}$

$R = \text{constante universal de los gases}$

$V = \text{volumen (lt)}$

$T = \text{temperatura (k)}$

ENERGÍA TOTAL.

La unidad de medida utilizada para la energía, es la caloría y es el calor necesario que se le debe aplicar a un gramo de agua, para elevar en un grado centígrado su temperatura.

$E_{\text{total}} = E_{\text{sistema TOTAL}} + E_{\text{interna}}$

FORMAS EN QUE UN SISTEMA PUEDE GANAR O PERDER ENERGÍA.

A través de trabajos mecánicos, por la transferencia de calor y por procedimientos eléctricos.

TERMODINÁMICA.

“Termo” significa calor y “dinámica” movimiento, por lo que la termodinámica estudia la transferencia de calor entre un sistema y el medio que lo rodea.

LEY CERO DE LA TERMODINÁMICA (EQUILIBRIO TÉRMICO)

Dos sistemas en equilibrio con un tercero, guardan equilibrio entre si. Se alcanza el equilibrio cuando la temperatura de dos sistemas alcanzan el mismo valor constante.

PRIMERA LEY DE LA TERMODINÁMICA.

El cambio en la energía interna de un sistema, es la diferencia, entre el calor absorbido del medio ambiente y el trabajo realizado sobre dicho medio.

Los sistemas pueden proporcionar o absorber calor y producir o recibir un trabajo.

positiva: cuando el sistema absorbe calor

q

negativa: cuando el sistema pierde calor

positiva: cuando el sistema efectúa un trabajo

w

negativa: cuando el trabajo se efectúa sobre el sistema
Se expresa mediante la ecuación.

$\Delta U = q + w$

$E = \text{ENERGÍA INTERNA}$

$q = \text{CALOR}$

$W = \text{TRABAJO}$

ENTALPIA: Es la suma de energía, interna y el trabajo de presión-volumen; se expresa:

$H = E + PV$

$H = \text{ENTALPIA}$

$E = \text{ENERGÍA INTERNA}$

$P = \text{PRESIÓN}$

$V = \text{VOLUMEN}$

Cuando un sistema pierde entalpía es negativa y se dice que el proceso es exotérmico.
Cuando el sistema gana entalpía, es positiva y se dice que el proceso es endotérmico.

PRESIÓN DE VAPOR.

Es la presión que ejercen las moléculas al escapar de la superficie de un líquido. Se pueden presentar las siguientes situaciones.

$P_v = P_{atm}$ ocurre en la ebullición

$P_v > P_{atm}$ vapor

$P_v < P_{atm}$ líquido

EQUILIBRIO DINÁMICO.

Se presenta cuando el número de moléculas que pasa líquido a vapor, queda perfectamente equilibrado el número de moléculas que regresan al líquido.

CAMBIO DE ESTADO:

Para pasar de un estado a otro, es necesario quitar o suministrar calor, y quitar o proporcionar presión.

SÓLIDO	SOLIDIFICACIÓN	LÍQUIDO	CONDENSACIÓN	GAS
	FUSIÓN		EVAPORACIÓN	
			SUBLIMACIÓN	

Para pasar un gas a líquido, es necesario quitar calor, (condensación) o proporcionarle presión (licuefacción).

CALOR DE FUSIÓN.

Es el calor necesario para cambiar un sólido al estado líquido.

CALOR DE EVAPORACIÓN.

Es el calor que se necesita para convertir un líquido en vapor.

UNIDAD IV

LAS SUBSTANCIAS Y LA ESTRUCTURA, ENLACES QUÍMICOS.

Las propiedades, que pueden tener un compuesto quedan determinadas, por su estructura, es decir, de la forma en que enlazan los elementos.

MEZCLA:

Combinación de dos o más sustancias, en las que se conservan las propiedades originales, pueden separarse por procedimientos físicos y pueden ser homogéneas o heterogéneas.

COMPUESTO:

Es la combinación de dos o más átomos de diferente número atómico, en proporciones fijas, pueden separarse por métodos químicos (reacciones).

ELEMENTO:

Sustancias que por métodos químicos no se pueden separar en sustancias más sencillas, están formados por átomos del mismo número atómico.

ECUACIONES QUÍMICAS:

Es la representación mediante el símbolo de las sustancias que reaccionan y de las que se forman.

ENLACE QUÍMICO.

Es la fuerza de atracción que mantiene unidos a los diferentes átomos de un compuesto.

ION:

Partícula cargada que se forma cuando un átomo neutro o conjunto de átomos, ganan o pierden uno o más electrones.

CATION #8594; partícula con carga positiva #8594; perdió electrones

ANION #8594; partícula con carga negativa #8594; ganó electrones

COMPUESTOS IONICOS:

Es cualquier compuesto neutro, que contiene cationes y aniones como el cloruro de sodio, ioduro de aluminio, etc.

PROCESOS REDOX (ÓXIDO-REDUCCIÓN).

Oxidación: es la de uno o más electrones.

Reducción: es la ganancia de uno o más electrones.

OXIDACIÓN

-#945;	-3	-2	-1	0	1	2	3	#945;	

REDUCCIÓN

EJEMPLO

$2\text{N}\#730; \text{a} + \text{Cl}\#730; 2 \#8594; 2 \text{Na}+1 \text{Cl}-1$
Na #8594; se oxidó, por lo que es el agente reductor
Cl #8594; se redujo, por lo que es el agente oxidante.

CARACTERÍSTICAS DE LOS COMPUESTOS IONICOS.

- Se caracterizan por tener un sistema cristalino.
- Altos puntos de fusión y ebullición.
- Conduce electricidad, solo si están disueltas.

LEY DE HESS.

Establece que el calor producido o absorbido a presión constante en una reacción química, es el mismo sea cual sea, el método seleccionado para efectuar ese cambio.

NOMBRE Y FÓRMULA DE CATIONES Y ANIONES MÁS COMUNES.

CATION	ANION.
aluminio... ..Al+3	bromuro.....Br-1
bario.....Ba+2	carbonato.....CO-23
calcio.....Ca+2	bicarbonato.....HCO3-1
cinc.....Zn+2	clorato.....ClO-13
cobaltoso.....Co+2	cloruro.....Cl-1
cuproso.....Cu+1	cromato.....Cr2O-27
cuprico.....Cu+2	dicromato.....Cr2O-27
cromico.....Cr+3	dicromato.....Cr2O7-2
hidrogeno.....H+	fosfato.....PO4-3
plumboso.....Pb+2	fluoruro.....F-1
potasio.....K+1	nitrato.....NO3-1
sodio.....Na+1	nitrito.....NO2-1
litio.....Li+	permanganato....MnO4-
	sulfato.....SO4-2

SUSTANCIAS COVALENTES:

Los compuestos covalentes son aquellos que se originan por las compartición de dos electrones entre dos átomos. Cuando dos átomos están unidos por un par de electrones, se presenta un enlace sencillo, pero cuando comparten 2 o más pares de electrones, se forman los enlaces múltiples.

MOLÉCULAS POLARES:

Es la propiedad que presentan, de orientarse, se presentan cuando las cargas positivas y negativas no coinciden.

ELECTRONEGATIVIDAD:

Es la habilidad de un átomo para atraer hacia sí, los electrones de un enlace covalente.

ENLACE COVALENTE COORDINADO:

Es aquel en el cual ambos electrones compartidos son suministrados por el mismo átomo. Algunos compuestos que presenta este tipo de enlace son: el agua, ion amonio, el tetracloruro de carbono, y el ácido sulfúrico.

ENLACE METÁLICO:

Son iones positivos unidos por un “mar de electrones”

AFINIDAD ELECTRÓNICA.

Es el cambio de energía que ocurre cuando un átomo neutro adquiere un electrón y depende de la colocación de la órbita externa.

IONICAS:

COVALENTES:

En solución conduce corriente eléctrica.

La mayoría son solubles en agua

Poco solubles en solventes orgánicos, como el benceno, tetracloruro de carbono, éter, etc.

Todos son sólidos a temperatura ambiente.

ejemplos:

cloruro de sodio

sulfato de sodio

carbonatos y bicarbonatos

óxido metálicos

En solución no conducen corrientes eléctricas.

Muy pocos son solubles en agua

La mayoría son solubles en solventes orgánicos.

Incluye a todos los gases, líquidos y algunos sólidos.

Ejemplos:

agua

alcoholes

grasas

perfumes

VALENCIA O NÚMEROS DE OXIDACIÓN:

La valencia es el poder que tiene un elemento para combinarse con otro y se determinan mediante las siguientes reglas:

1. En los elementos libres (no combinados), cada átomo tiene un número de oxidación de cero.
2. Para los iones compuestos de un solo átomo, el número de oxidación es igual a la carga del ion. Los metales alcalinos tienen números de oxidación de +1 y los alcalinotérreos de +2.

3. En la mayoría de los compuestos el oxígeno trabaja con -2 y el hidrógeno con +1.
4. El fluor tiene un número de oxidación de -1 en todos sus compuestos y los otros halógenos tienen valencias negativas.
5. En una molécula neutra, la suma de los números de oxidación de todos los átomos debe ser cero.

UNIDAD V

LAS SOLUCIONES Y LAS DISPERSIONES COLOIDALES.

SOLUCIÓN:

Es una mezcla uniforme y estable de partículas, sumamente pequeñas de dos o más sustancias. Soluta: es la sustancia que se disuelve y el Solvente: es la sustancia en la cual se disuelve.

Sus principales características son: diámetro de las moléculas 0.5 a 2.5 Å ; no sedimentan, transparente, no son filtrables y son homogéneas (Å = angstrom = $1 \times 10^{-8} \text{ cm}$)

ejemplos:

sólido de líquido..... azúcar en agua
 gas de gas..... aire
 gas en líquido..... bebidas gaseosas

SUSPENSIÓN COLOIDAL.

Es una mezcla con las siguientes características: diámetro de las moléculas 10 a 1000 Å ; no es filtrable, opaca y no sedimenta; es el límite entre homogénea y heterogénea.

ejemplo:

humo..... polvo en el aire
 aerosol..... niebla, bruma, nubes.

PROPIEDADES DEL AGUA.

Puente de hidrógeno.

Es una fuerza de atracción entre cargas parciales opuestas, el átomo de hidrógeno es como un puente que va al átomo de oxígeno de una molécula distinta.

Constante dieléctrica.

El agua es un medio disolvente capaz de reducir las fuerzas de atracción entre partículas de cargas opuestas, la medida de reducción es la constante dieléctrica.

Tensión superficial:

Es la formación de una membrana, delgada, invisible y elástica que cubre la superficie del agua, debido a la alta polaridad de las moléculas del agua.

Hidratos:

Son sustancias químicamente puras que contienen moléculas de agua retenidas, de manera más o menos firme, en proporciones definidas. ejemplo:

$\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$sulfato de cobre, pentahidratado.

HIDRATACIÓN:

Proceso en el que un ion o molécula se rodea de moléculas de un solvente mediante una interacción ion-dipolo.

MÉTODOS CUALITATIVOS PARA EXPRESAR LAS CONCENTRACIONES.

Solución saturada:

Se presenta cuando una solución contiene la máxima cantidad de soluto.

Solución diluida.

Es aquella que contiene una cantidad muy pequeña de soluto por unidad de volumen.

Solución concentrada.

Es una solución casi saturada, pero la expresión se utiliza para las soluciones que pueden contener grandes cantidades de soluto.

Solución sobre saturada:

Es aquella que ya no acepta más soluto presentándose la precipitación de éstos.

MÉTODOS CUANTITATIVOS PARA EXPRESAR LAS CONCENTRACIONES.

Molaridad:

Es el número de moles de soluto por litro de solución.

M = molaridad (mol/lit)

n = número de moles (mol)

V = volumen (lit)

Porcentaje peso-volumen

Es el peso del soluto por unidad de volumen, es decir el número de gramos de soluto en 100 cc de solución.

Ejemplo:

Una solución de glucosa al 10%, tiene 10gr de glucosa en 100 cc de solución.

Partes por millón (ppm).

Es las partes de soluto por millón de partes del solvente. Si el solvente es el agua: significa miligramos por litro (mg/lit).

PROPIEDADES COLIGATIVAS DE LAS SOLUCIONES:

Son las propiedades que dependen del número de partículas de soluto en la solución y no de la naturaleza de estas partículas y son:

a) Reducción de la presión de vapor:

La presión de vapor en equilibrio se reduce debido a la presencia de partículas no volátiles del soluto.

b) Reducción del punto de congelación.

El punto de congelación disminuye con la presencia de partículas de soluto en la solución.

c) Presión osmótica y osmosis.

Es el flujo de solvente que va en una solución diluida hacia una más concentrada, atravesando una membrana semipermeable.

d) Presión osmótica.

Es la presión que se necesita para evitar que se manifieste la osmosis.

DIÁLISIS:

Es el flujo neto de soluto y solvente a través de una membrana semipermeable.

CONDUCTIVIDAD:

Las soluciones iónicas, tienen la facultad de transmitir la corriente eléctrica, mientras mayor sea la concentración mejor conducen la corriente eléctrica.

cátodo: es el electrón que atrae a los iones positivos.

ánodo: es el electrodo que atrae iones negativos.

AGUA DURA:

Es el agua que presenta los iones, Ca^{+2} , Mg^{+2} , Fe^{+2} , Fe^{+3} .

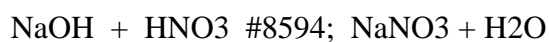
UNIDAD VI

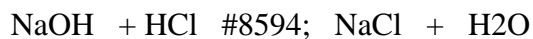
SUSTANCIAS IONICAS IMPORTANTES.

TEORÍA DE ARRHENIUS SOBRE ÁCIDOS Y BASES.

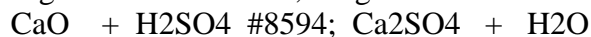
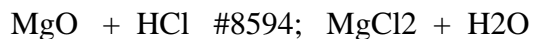
ÁCIDOS:

1. Son las sustancias que liberan iones de hidrógeno (H^+)
2. Le dan un color azul al papel rojo de tornasol.
3. Sabor agrio.
4. Reacciones con los metales para generar sales y liberar hidrogeno,
 $\text{Zn} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$
 $2\text{Na} + 2\text{HCl} \rightarrow 2\text{NaCl} + \text{H}_2$
5. Los ácidos reaccionan con los hidróxidos metálicos para formar sales y agua.





6. Los ácidos reaccionan con óxidos metálicos, para conformar sales y agua.



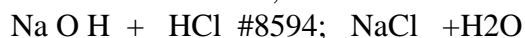
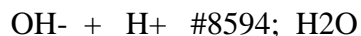
7. Los ácidos reaccionan con los bicarbonatos metálicos para formar sales, agua y bióxido de carbono.



BASES:

Son las sustancias que presentan el ion hidróxido (OH^-) los principales proveedores son los hidróxidos tienen las características:

- 1) Tienen un sabor amargo y al tacto son resbaladizos
- 2) Vuelven rojo el papel de tornasol
- 3) Reaccionan con los iones de hidrógeno para formar agua



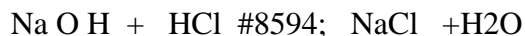
CONCEPTO DE BRONSTED-LOWRY DE LOS ÁCIDOS Y BASES.

Ácido: cualquier sustancia capaz de ceder un protón a otro compuesto.

Base: cualquier sustancia que puede recibir un protón de otro compuesto.

NEUTRALIZACION:

Es la reacción de un ácido y una base, dando como producto agua.



SALES:

Es el compuesto iónico que resulta de la adición de iones metálicos y no metálicos. La solubilidad de éstas varía, pero existen algunas reglas.

1. todas las sales de sodio, potasio, y amonio, son solubles.
2. todos los nitratos y los acetatos son solubles.
3. todos los cloruros, excepto los de plomo, plata y mercurio son solubles.

CAPITULO VII

LA DIRECCION DE LOS CAMBIOS QUIMICOS.

ENTROPÍA.

Es la cantidad termodinámica que se usa como medición del caos de un sistema. Los eventos espontáneos en la naturaleza se realizan en un solo sentido.

SEGUNDA LEY DE LA TERMODINÁMICA.

Enuncia que la cantidad de entropía en el universo va en aumento. El cambio total de entropía es la suma de los cambios individuales de entropía del sistema y del ambiente.

$$\Delta S_{\text{universo}} = \Delta S_{\text{sistema}} + \Delta S_{\text{ambiente}}$$

ΔS = cambio de entropía.

ENERGÍA LIBRE DE GIBBS.

Representa la máxima cantidad de energía que en un cambio puede liberar en forma de trabajo útil se expresa mediante:

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S \quad \text{temperatura y presión constantes}$$

ΔG = cambio de energía libre de Gibbs

ΔH = cambio en la entalpía

ΔS = cambio en la entropía

T = TEMPERATURA

LA ENTROPÍA COMO CRITERIO DE ESPONTANEIDAD.

$\Delta S > 0$ es espontáneo e irreversible

$\Delta S < 0$ no es espontáneo

$\Delta S = 0$ puede ocurrir en ambas direcciones.

EQUILIBRIO:

Cuando un sistema ya no produce cambios en la energía libre de Gibbs, está en equilibrio.

Si una reacción tiende marcadamente a completarse la constante de equilibrio (K) será grande y ΔG tendrá un valor negativo grande.

En la reacción la constante de equilibrio se calcula:

si K es grande la reacción tiende a la derecha

si K es pequeña la reacción tiende a la izquierda

CINÉTICA QUÍMICA:

Es la rama de la química que estudia la velocidad de las reacciones y como se ve afectada por el volumen, temperatura y presión.

Al aumentar la temperatura aumenta la velocidad de reacción.

Al aumentar la concentración aumenta la velocidad de la reacción

La velocidad de reacción de la ecuación se representa por la ecuación:

ENERGÍA DE ACTIVACIÓN:

Es la energía que se requiere para que una reacción se inicie.

CATALIZADOR:

Es una sustancia que acelera o retarda la velocidad de reacción, sin intervenir en la reacción.

UNIDAD VIII

EQUILIBRIOS IONICOS

Cuando el agua se ioniza, por cada ion de hidrónimo (H^+) debe formarse también un ion de hidróxido (OH^-), es decir:



K_w ... constante de ionización del agua a temperatura ambiente.

pH

Mide la concentración de iones H^+ , mediante la expresión, , el rango de pH para las sustancias se ilustra continuación:

0

14

7

ácido

Base

Neutro

INDICADORES.

Son colorantes que sirven para indicar el pH de una solución:

INDICADOR

ÁCIDO

BASE

Anaranjado de metilo

Rojo

Amarillo

Tornasol

Rojo

Azul

Azul de bromotimol

Amarillo

Azul

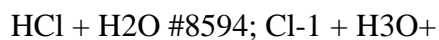
Fenolftaleina

Incoloro

Rosado

CONSTANTES IONIZACION DE UN ACIDO Y UNA BASE.

ÁCIDO

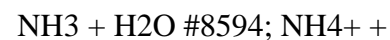


OH⁻

$$K_a = \frac{[\text{Cl}^-] [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HCl}]}$$

cuanto mayor sea K_a más fuerte es el ácido

BASE



$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+] [\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]}$$

cuanto mayor sea K_b más fuerte es la base.

TITULACIONES ÁCIDO-BASE.

Es la forma más común de medir la concentración de las sustancias.

SOLUCIONES ESTANDAR:

Es aquella a la que se le conoce con exactitud su concentración.

PUNTO DE EQUIVALENCIA:

Es el punto en el cual todos los iones de hidrógeno disponibles del ácido se han titulado.

Se alcanza el punto de equivalencia cuando los equivalentes de la base son iguales a los del ácido.

NORMALIDAD:

Es el número de equivalentes del soluto por litro de solución.

10.- en la representación del isótopo del oxígeno $^{17}_8\text{O}$, el número 8 representa el número atómico y el número 7 representa.

- a) la masa atómica
- c) el número de neutrones
- b) el peso molecular
- d) el número de protones

11.- La ley periódica establece que entre los elementos químicos, las propiedades características son funciones de

- a) sus masas atómicas
- b) sus números atómicos
- c) sus pesos atómicos
- d) el número de protones y neutrones

12.- El volumen que ocuparía un mol de gas a 0°C (273K) y una presión de 1 atmósfera (1.01×10^5 newton) es de

- a) $0.0224 \text{ m}^3/\text{mol}$
- b) $0.224 \text{ m}^3/\text{mol}$
- c) $22.4 \text{ m}^3/\text{mol}$
- d) $0.00224 \text{ m}^3/\text{mol}$

13.- En una serie de desintegración radioactiva, el elemento se desintegra continuamente pasando por varios isótopos de elementos diversos, llegando hasta el último de ellos que es

15.- Los tres tipos de radiación que emiten fuentes naturales son los rayos alfa, rayos beta y

- a) rayos X
- b) rayos ultravioleta
- c) rayos gamma
- d) rayos catódicos

16.- Si tenemos 100g de un elemento radioactivo que tiene una vida media de 10 días, quedarán 12.5g de este elemento cuando han transcurrido

- a) 20 días
- b) 25 días
- c) 30 días
- d) 40 días

17.- La ley de las proporciones estables en una sustancia pura señala que:

- a) los elementos siempre se combinan en las mismas proporciones de volumen
- b) los elementos nunca se combinan en las mismas proporciones de volumen
- c) los elementos siempre se combinan en las mismas proporciones de peso
- d) los elementos nunca se combinan en las mismas proporciones de peso

18.- La ley de las proporciones múltiples nos dice que si dos elementos forman más de un compuesto, los diferentes pesos de uno que se puede combinar con el mismo peso del otro están:

- a) en una proporción de números fraccionarios pequeños
- b) en una proporción de números enteros pequeños
- c) en una cantidad proporcional grande
- d) en una cantidad que no es proporcional

19.-Un postulado de la teoría de Dalton dice que

- a) los átomos son indestructibles y las reacciones químicas no son más que reacomodo de ellos.
- b) los átomos son indestructibles y se encuentran formando los cuatro elementos: agua, aire, tierra, y fuego.
- c) todos los átomos de los elementos son iguales en peso y otras propiedades.
- d) todos los átomos de un elemento son diferentes en peso y otras propiedades.

20.- El peso molecular del compuesto $Al_2(SO_4)_3$ es

- a) 350
- b) 210
- c) 684
- d) 342

21.- El número de gramos que hay en dos moles de aspirina cuya fórmula es $C_9H_8O_4$, es de

- a) 182g
- b) 280g
- c) 360g
- d) 21g

22.- Uno de los postulados de la teoría cinética de los gases dice que

- a) un gas tiene un número ilimitado de partículas que están en movimiento constante y ordenado
- b) un gas tiene un número muy grande de partículas que están en movimiento constante y desordenado.
- c) Un gas tiene un número muy pequeño de partículas que están en movimiento constante y desordenado.
- d) Un gas tiene un número extremadamente grande de partículas que están en movimiento constante, caótico y totalmente al azar.

23.-La ley de Gay Lussac-Charles nos dice que:

- a) con peso y temperatura constantes el volumen de un gas es inversamente proporcional a su presión.
- b) a presión constante el volumen de un gas aumenta con la temperatura.
- c) a presión constante el volumen de un gas disminuye con la temperatura
- d) con peso y temperatura constantes el volumen de un gas es directamente proporcional a su presión.

24.- La ley de los gases nos dice que :

- a) $PV = nR$
- b) $P = nVRT$
- c) $PV = nRT$
- d) $PT = nRV$

25.- Tres formas en que un sistema puede ganar o perder energía son

- a) a través de trabajos mecánicos, por la transferencia de calor y por procedimientos eléctricos
- b) a través de trabajos mecánicos por la transferencia de calor y por el procedimiento del sistema.
- c) Por la pérdida de calor, a través de trabajos mecánicos y por procedimientos eléctricos
- d) Por el aumento de calor, a través de trabajo químico y por procedimiento eléctricos.

26.- La primera ley de la termodinámica resume las relaciones entre las 3 cantidades: q = calor, ΔE = energía interna del sistema y W = trabajo, de las siguientes maneras

- a) $\Delta E = q - W$ b) $\Delta E = -q - w$ c) $\Delta E = q + W$ d) $\Delta E = q - W^2$

27.- Si durante la evaporación el número de moléculas que pasa de líquido a vapor, queda compensado por el número de moléculas que vuelve al líquido, decimos que se presenta un

- a) equilibrio iónico b) equilibrio dinámico c) sistema desequilibrado d) equilibrio estático

28.- Con los siguientes valores, $p = 1$ at; $n = 1$ mol; $t = 273\text{K}$ y $R = 8.314$ J/mol·K y utilizando la ecuación del gas ideal el valor del volumen es:

- a) 22.41 b) 28.41 c) 22.4 moles d) 30.8 moles

29.- Por la 1a. Ley de la termodinámica, si tenemos que el cambio en la energía interna de un sistema $\Delta E = 35$ y el trabajo producido $w = 3$, el calor introducido (q) al sistema debe tener un valor de

- a) 15.9 b) 13.2 c) 23.3 d) 32

30.- El calor producido o absorbido a presión constante en una reacción química.

- a) Varía de acuerdo al método seleccionado para efectuar el cambio
b) Es el mismo, sea cual sea el método seleccionado para efectuar ese cambio.
c) Varía de acuerdo a la temperatura ambiente.
d) Es inversamente proporcional a la masa de los reaccionantes.

31.- El enlace iónico consiste en la atracción electrostática entre iones:

- a) de carga opuesta
b) pérdida o ganancia de electrones de la orbita interna
c) ganancia de k cal/mol
d) pérdida de k cal/mol

32.- Cuando un compuesto presenta pares compartidos de electrones, se dice que está unido por

- a) enlace bipolar b) enlace covalente c) electrovalencia d) moléculas no polares

33.- La distribución de electrones en una molécula de hidrógeno se representa como una nube.

- a) electrónica b) atómica c) nuclear d) orbital

34.- Si la valencia del fósforo es de 5+ y la del oxígeno es 2- la valencia del ion fosfato (PO_4) es:

- a) 3+ b) 2- c) 1+ d) 3-

35.- En las soluciones acuosas de los ácidos fuertes se forman muchos iones:

- a) ácidos b) hidróxido c) hidroxilo d) metálicos

36.- La ecuación de formación de ion hidronio es la siguiente:

- a) $\text{H}_2\text{O} + \text{HCl} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^-$
b) $\text{NaCl} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{NaNO}_3 + \text{HCl}$
c) $\text{H}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$
d) $\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{OH}^-$

37.- Los ácidos de Arrhenius reaccionan con los metales de acuerdo a esta ecuación general, en donde Me es el metal y HX el ácido de Arrhenius

- | | |
|-----------------------------|-----------------------------|
| a) $\text{Me} + \text{HX}$ | $\text{MeH} + \text{X}$ |
| b) $\text{Me} + 2\text{HX}$ | Me_2XH_2 |
| c) $\text{Me} + 2\text{HX}$ | $\text{MeX}_2 + \text{H}_2$ |
| d) $2\text{Me} + \text{XH}$ | $\text{H} + 2\text{MeX}$ |

38.- Las bases de Arrhenius

- a) tiene sabor agrio
b) vuelven azul al papel de tornasol
c) reaccionan con los metales para formar sales
d) son estables y no reaccionan

39.- Según Brönsted y Lowry los ácidos son

- a) aceptores de protones
b) donadores de protones
c) los que tienen iones hidronio
d) los que tienen iones hidroxilo

40.- Según Lewis las bases son:

- a) cualquier especie que pueda recibir, para compartir, un par de electrones
b) todas las sustancias que no aceptan o donan electrones
c) todas las sustancias unidas por enlace no polares
d) cualquier especie que pueda donar, para compartir, un par de electrones

41.- Todos los cloruros, a excepción de los de plomo, plata, y mercurio son

- a) insolubles en agua
b) solubles y solventes orgánicos
c) solubles en agua
d) solubles en alcohol

42.- Los eventos espontáneos de la naturaleza se caracterizan por realizarse

- a) en dos sentidos
b) sin sentido
c) en sentido contrario
d) en un sentido

- 43.- la energía interna de un sistema más la energía tipo presión volumen se conoce como
- a) entropía b) presión constante c) entalpía d) trabajo
- 44.- La entropía es la cantidad termodinámica que se usa como medición
- a) del caos de un sistema
b) del número de Avogadro
c) de la temperatura
d) de la presión de un sistema
- 45.- La segunda ley de la termodinámica dice que la entropía total del universo
- a) disminuye a) es constante c) va en aumento d) es cero
- 46.- El cambio de energía libre de gibbs sucede a temperatura y presión
- a) bajas b) constantes c) altas d) inexistentes
- 47.- El cambio de energía libre de Gibbs representa la máxima cantidad de energía que un cambio puede liberar en forma de
- a) energía interna b) calor c) entropía d) trabajo útil
- 48.- Cuando un sistema ya no se producen cambios en la energía libre de gibbs, decimos que está
- a) saturado
b) poco concentrado
c) desequilibrio
d) en equilibrio
- 49.- Si una reacción tiende marcadamente a completarse, K será grande y ΔG° ; tendrá un valor
- a) cero
b) positivo grande
c) negativo grande
d) negativo pequeño
- 50.- La velocidad de la reacción aumenta si
- a) aumentamos la temperatura
b) disminuimos la concentración
c) la energía de activación es alta
d) disminuimos la presión

51.- Una sustancia que acelera una reacción, actuando en cantidades relativamente pequeñas sin que ella tenga un cambio permanente se denomina

- a) solvente b) catalizador c) soluto d) producto

52.- Durante la ionización del agua cada ion de hidronio que se forma

- a) se forman dos de hidróxido
b) desaparece uno de hidróxido
c) se forma uno de hidróxido
d) se forma uno de hidrogeno

53.- La ionización del agua a temperatura ambiente proporciona una concentración de iones hidrogeno de

- a) 1×10^{-7}
b) 1×10^{-6}
c) 1×10^6
d) 1×10^{-9}

54.- ¿Cuál es el pH de una solución de 25°C , si la concentración de iones hidrogeno en moles por litro es 2.5×10^{-2} y el Log de 2.5 es igual a 39?

- a) 1.16 b) 6.61 c) 6.10 d) 1.61

55.- El tornasol a pH mayores de 8.5 es de color

- a) amarillento
b) azul
c) rojo
d) violeta

56.- El punto preciso en el que los iones de hidrógeno disponibles del ácido se han titulado, se conocen como

- a) punto de titulación
b) solución estándar
c) punto final
d) punto de equivalencia

57.- una solución de un ácido que contiene un equivalente de ese ácido por litro, es una solución

- a) uno molar
b) uno normal
c) uno molal
d) saturada

58.- La unidad fundamental de masa en el sistema MKS es:

- a) la onza b) el gramo c) la libra d) el kilogramo

67.- Se calcula el pH de una solución con la fórmula:

- a) $\text{pH} = \log \{ \text{H}^+ \}$
- b) $\text{pH} = - \log \{ \text{h} \}$
- c) $\text{pH} = 1 + \log \{ \text{h} \}$
- d) $\text{pH} = 1 - \log \{ \text{H} \}$

68.- ¿Cuál es el pH de una solución de H_2CO_3 que tiene una concentración de iones de hidrógeno de $2.5 \times 10^{-5} \text{ mol/l}$? considere que $\text{Log } 2.5 = 0.40$.

- a) 2.1
- b) 2.9
- c) 4.6
- d) 5.4

69.- ¿Cuál es el pH de una solución cuya concentración en iones hidrógeno es $2.5 \times 10^{-4} \text{ mol/l}$? $\text{Log } 2 = 0.30$.

- a) 1.2
- b) 3.7
- c) 4.3
- d) 13.3

70.- ¿Cuál de las siguientes sustancias, cuando se encuentran en solución ácida, vira a color amarillo al agregarle azul de bromotimol?

- a) NH_2
- b) HNO_3
- c) Na_3PO_3
- d) $\text{Ca}(\text{OH})_2$

71.- ¿Cuántos ml de ácido clorhídrico 0.35 N se necesita para neutralizar 40ml de una solución de hidróxido de sodio 0.26N?

- a) 65.57ml
- b) 53.84ml
- c) 44.44ml
- d) 29.71ml