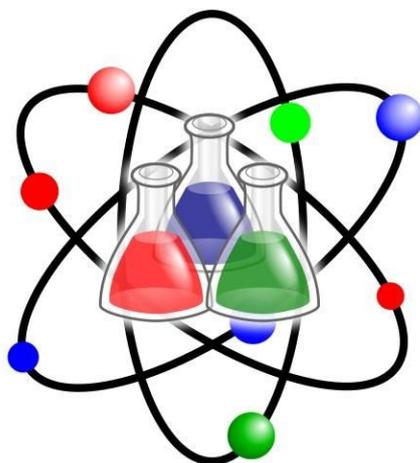




Universidad Nacional de Trujillo
Facultad de Educación y Ciencias de la Comunicación
I.E.E. "RAFAEL NARVÁEZ CADENILLAS"



"Procesos del pensamiento para una ciencia con conciencia"



Ciencia y Tecnología

Química

Estudiante: _____ Sección: _____

Teléfono: _____ e-mail: _____

Lic. Robert B. Esquivel Chacón

Trujillo - 2020

Presentación

Estimado estudiante Rafaelino:

Se ha preparado este módulo de trabajo, el mismo que versa sobre el estudio de la Química Cuantitativa. Para un mejor aprendizaje de esta área se ha previsto un conjunto de estrategias de trabajo orientadas al desarrollo de las tres competencias del área de Ciencia y Tecnología: Indaga mediante métodos científicos para construir sus conocimientos; explica el mundo físico basándose en conocimientos sobre los seres vivos, materia y energía, biodiversidad, Tierra y universo y Diseña y construye soluciones tecnológicas para resolver problemas de su entorno; esto en concordancia con el desarrollo de los procesos del pensamiento: comprensión profunda, criticidad y creatividad, en el marco de los proyectos institucionales.

De acuerdo a lo descrito anteriormente, entonces, la metodología de trabajo es teórico-práctica e investigativa. Dentro del aula se trabaja con la resolución de problemas, debates y exposiciones. La parte práctica es trabajada con la realización de experimentos de acuerdo al avance teórico que se vaya teniendo. Los alumnos realizan trabajos orientados de investigación y dan respuestas a problemas relacionados con los temas desarrollados.

Esperamos, querido estudiante Rafaelino, que este módulo sea un aporte en tu formación integral, te recomendamos que antes de clase leas previamente el tema a aprender, revises información complementaria en tu biblioteca personal, en la biblioteca de la institución educativa, en las bibliotecas virtuales y diversas fuentes de información en donde te puedes enriquecer valiosamente en el maravilloso mundo de la Química; y, finalmente, te deseamos mucha suerte y sobre todo tengas una gran disposición para el aprendizaje de las ciencias químicas y un conjunto de nuevas vivencias para comprender los secretos del mundo químico.

EL AUTOR

Índice

PRESENTACIÓN	2
ÍNDICE	3
SESIÓN 01: UNIDADES QUÍMICAS DE MASA	4
SESIÓN 02: ESTEQUIOMETRÍA DE COMPOSICIÓN	8
SESIÓN 03: REACCIONES QUÍMICAS	12
SESIÓN 04: BALANCE QUÍMICO	18
SESIÓN 05: ESTEQUIOMETRÍA DE REACCIÓN	23
SESIÓN 06: SOLUCIONES	27
SESIÓN 07: TEORÍA CINÉTICA MOLECULAR DE LOS GASES	32
SESIÓN 08: ÁCIDOS - BASES	37
SESIÓN 09: CINÉTICA QUÍMICA	44
SESIÓN 10: EQUILIBRIO QUÍMICO	50
SESIÓN 11: ELECTROQUÍMICA	55
BIBLIOGRAFÍA	58

Unidad Didáctica I

"NOS INTEGRAMOS COMO FAMILIA RAFAELINA PROMOVRIENDO UNA VIDA SALUDABLE"

SESIÓN 01: UNIDADES QUÍMICAS DE MASA

1.0 Definición

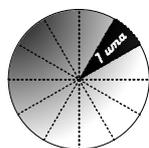
Son las diversas unidades que permiten expresar la masa de las sustancias químicas. Además permiten expresar la masa de las partículas contenidas en ellas, por ejemplo, la masa de los átomos, moléculas, iones, protones, etc.

2.0 Peso atómico (PA)

Por acuerdo internacional, el peso atómico (algunas veces conocida como masa atómica) es la masa relativa de un átomo expresado en unidades de masa atómica o Dalton. Se dice que es relativa porque es medida en comparación a la masa del átomo de carbono-12, ^{12}C .

Unidad de masa atómica o Dalton

UMA es la sigla de unidad de masa atómica y se define como la doceava parte de la masa de un átomo de ^{12}C . Se toma este átomo como referencia por ser un isótopo natural estable y abundante en la naturaleza.



$$1 \text{ uma} = \frac{1}{12} \text{ } ^{12}\text{C}$$

$$1 \text{ uma} = 1,66 \times 10^{-24} \text{ g}$$



Algunas de las razones para tomar como patrón al isótopo C-12 son:

- ü Es el isótopo más estable y abundante de la naturaleza.
- ü Permite obtener valores próximos a números enteros.

Como la mayor parte de los elementos están presentes en la naturaleza como mezclas de isótopos, es necesario hablar de *un peso atómico promedio*.

Podemos determinar la masa atómica promedio de un elemento a partir de las masas de sus diversos isótopos y de sus abundancias relativas, según la siguiente fórmula:

$$PA(X) = \sum_{i=1}^n \frac{m_i a_i}{100} \dots(1) \qquad \sum_{i=1}^n a_i = 100 \dots(2)$$

Donde:

m_i = Masa atómica del isótopo i ;

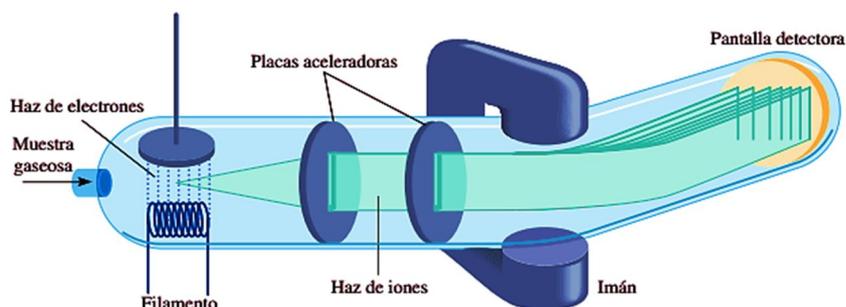
a_i = Porcentaje de abundancia del isótopo i ;

n = número de isótopos

La masa atómica promedio de muchos elementos se ha determinado con exactitud, con cinco a seis cifras significativas, y se encuentran consignadas en la Tabla Periódica.

Ejemplo: $PA(\text{O}) = 16\text{uma}$, $PA(\text{S}) = 32 \text{ uma}$, $PA(\text{N}) = 14 \text{ uma}$, $PA(\text{Na}) = 23 \text{ uma}$, etc.

El instrumento utilizado para determinar el peso atómico promedio de un elemento es el *espectrómetro de masas*.



En un espectrómetro de masas, se bombardea una muestra en estado gaseoso con un haz de electrones de alta energía. Los choques entre los electrones y los átomos del gas producen iones positivos al liberarse un electrón de cada átomo. Estos iones positivos aumentan su velocidad cuando pasan a través de dos placas aceleradoras. Los iones acelerados son desviados por un imán, hacia una trayectoria circular. Los iones positivos menos pesados se desviarán más respecto a los menos pesados. Por último es detectado por una pantalla especial.

3.0 Peso molecular (PM)

El peso molecular (algunas veces denominado también masa molecular) es la suma de las masas atómicas de cada uno de los átomos que forman la molécula.

Ejemplo:

$$\text{PM (H}_2\text{O)} = 2 \times (1) + 1 \times (16) = 18 \text{ uma}$$

$$\text{PM (H}_2\text{SO}_4) = 2 \times (1) + 1 \times (32) + 4 \times (16) = 98 \text{ uma}$$

$$\text{PM (Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O)} = 2 \times (23) + 4 \times (11) + 7 \times (16) + 10 \times (18) = 382 \text{ uma}$$

4.0 Mol

Los seres humanos, para cuantificar los materiales utilizamos ciertas unidades de conteo, como por ejemplo la docena (12 unidades), el millar (1000 unidades), etc. Los químicos, para contar partículas constituyentes de la materia (átomos, moléculas, iones, electrones, protones, fotones, etc.) utilizan el mol.

En el SI el *mol* se define como la cantidad de una sustancia que contiene tantas partículas (átomos, moléculas o iones) como átomos hay en exactamente en 12g de ^{12}C .

El número real de átomos que hay en exactamente en 12g de ^{12}C se determina experimentalmente. El valor aceptado en la actualidad es:

$$1 \text{ mol} = 6,022 \times 10^{23} \text{ partículas}$$

Este número se denomina *Número de Avogadro*, (N_A), en honor al científico Italiano *Amadeo Avogadro*. Por tanto:



1 mol Fe contiene $6,022 \times 10^{23}$ átomos de Fe

1 mol H₂O contiene $6,022 \times 10^{23}$ moléculas de H₂O

1 mol Na⁺ contiene $6,022 \times 10^{23}$ iones de Na⁺

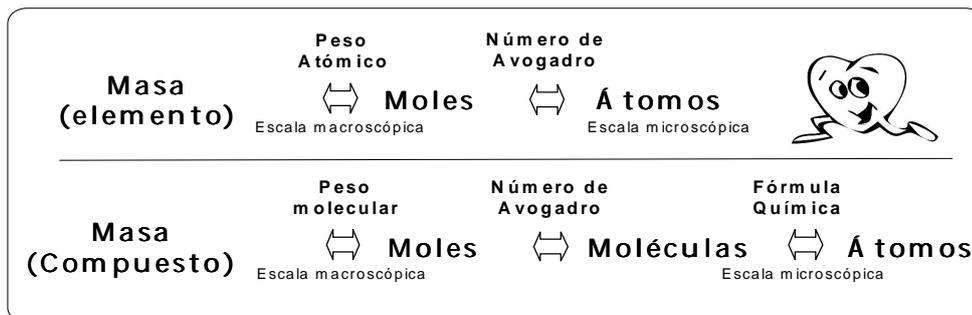
"1 mol Naranjas contiene $6,022 \times 10^{23}$ unidades de Naranjas"

5.0 Masa molar (\bar{M})

Se define como la masa de 1 mol de átomos o moléculas expresadas en gramos. Numéricamente es igual a la masa atómica o masa molecular, respectivamente.

Si la masa molar se refiere a átomos entonces se le denomina *átomo-gramo (atm-g)* mientras que si es referida a moléculas se le conoce como *molécula-gramo (mol-g)*.

El diagrama siguiente resume las conversiones entre masa, moles, moléculas y átomos.



R

Conceptualmente, peso atómico (PA) es la masa de un átomo, y la masa de un átomo en particular es la suma de las masas de sus protones y neutrones, y varía en los distintos isótopos.

N



El **espectrómetro** es un instrumento de medición que analiza el tipo de espectro que emite una fuente o que es absorbida por una sustancia que se encuentra en el camino de la [luz](#) que emite una fuente.

C

El **Número de Avogadro** (NA) es un concepto muy utilizado en Química, sobre todo en estequiometría. Es un número enormemente grande, podríamos decir astronómico.

- Marca la alternativa correcta dentro de un círculo.
01. La masa atómica promedio para el silicio es de 28,1 uma. ¿cuál es la masa en g de un átomo de silicio?
A) 28,1g B) 2,81 C) $6,46 \times 10^{-23}$
D) $6,64 \times 10^{-23}$ E) $4,66 \times 10^{-23}$
02. La masa atómica promedio de un átomo de Au es 197uma. ¿Cuál es la masa de un átomo de Au en gramos?
A) 197g B) 19,7 C) 1,97
D) $3,27 \times 10^{-22}$ E) $2,37 \times 10^{-22}$
03. El cobre se utiliza en cables eléctricos y en monedas entre otras cosas. Este elemento contiene 69,1% de átomos de $^{63}_{29}\text{Cu}$ (62,93 uma) y 30,9% de átomos de $^{65}_{29}\text{Cu}$ (64,93 uma). Calcula la masa atómica promedio del cobre.
A) 65 uma B) 63,5 C) 64,5
D) 63 E) 66
04. El Litio, elemento alcalino usado en la fabricación de pilas para celulares, posee una masa atómica promedio de 6,94uma. Si las masas atómicas de los isótopos ^6_3Li y ^7_3Li son 6,02uma y 7,02uma, respectivamente. Calcula el porcentaje de abundancia de estos isótopos.
A) 7,4 y 92,6 B) 4,7 y 95,3 C) 50 y 50
D) 96,2 y 3,8 E) 95 y 5
05. El Sevin, nombre comercial de un insecticida utilizado para proteger cultivos como algodón, vegetales y frutas; tiene como fórmula molecular a $\text{C}_{12}\text{H}_{11}\text{NO}_2$. El peso molecular del sevin es:
A) 210 uma B) 102 C) 201 D) 120
06. El cisplatino, nombre común de un compuesto de platino que se utiliza para tratar tumores cancerosos, presenta como fórmula molecular $\text{PtN}_2\text{H}_6\text{Cl}_2$. El peso molecular del cisplatino es:
A) 300 uma B) 330 C) 230 D) 130
07. Al hacer pasar una muestra de oxígeno por el espectrómetro de masa, éste muestra la siguiente gráfica.
-
- Determina la masa atómica promedio del oxígeno.
A) 8 uma B) 17 C) 32 D) 15,99 E) 18
08. ¿Cuántos at-g contiene una muestra de 216 g de aluminio? P.A. (Al = 27)
a) 5 at-g b) 6 c) 7 d) 8 e) 9
09. Determine el número de átomos gramo en 884 g de cromo. P.A. (Cr = 52)
a) 19 b) 18 c) 17 d) 16 e) 15
10. En 8 g de calcio. ¿Cuántos átomos de calcio existen? P.A. (Ca = 40)
A) $1,20 \times 10^{22}$
B) $1,20 \times 10^{-23}$
C) $12,0 \times 10^{23}$
D) $1,20 \times 10^{23}$
E) $12,0 \times 10^{-22}$
11. Se tiene _____ mol-g en 336 g de $\text{C}_6\text{H}_4(\text{NO}_2)_2$
A) 1 B) 2 C) 3 D) 4 E) 5
12. ¿Cuántos gramos de Fe se pueden extraer de 60 g de Fe_2O_3 ? PA (Fe=56, O=16)
A) 50 B) 45 C) 42 D) 40 E) 48
13. ¿Cuántos gramos de magnesio se pueden extraer de 5 mol de MgCO_3 ?
A) 24 B) 120 C) 600 D) 360 E) 450
14. Se dispone de 340 g de amoníaco, indicar cuántos gramos de nitrógeno se obtienen.
a) 310 b) 680 c) 632 d) 34 e) 280
15. Determine el número de mol-g en $12,046 \times 10^{24}$ moléculas de CO_2 .
A) 0,2 B) 20 C) 2 D) 2,2 E) 0,21
16. Determinar cuántos gramos de manganeso son necesarios para obtener 790 g de permanganato de potasio KMnO_4 . PA (Mn = 55, K = 39, O = 16)
A) 550 B) 275 C) 137,5
D) 213,8 E) 427,6
17. Hallar los gramos de oxígeno en 19,6 g de ácido sulfúrico H_2SO_4 .
A) 8,12 B) 21,8 C) 2,18 D) 8,21 E) 12,8
18. ¿Cuántos at-g de oxígeno existen en 10 mol-g de alumbre $\text{AlK}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12 \text{H}_2\text{O}$?
A) 0,02 B) 0,2 C) 200 D) 20 E) 2
19. Se tiene 24 mol-g de "Albendazol" ($\text{C}_{12}\text{H}_{15}\text{N}_8\text{O}_2\text{S}$), antihelmíntico para combatir parásitos intestinales. Calcule el número de at-g de azufre. P.A. (S = 32, N = 14, C = 12, O = 16, H = 1)
A) 1 B) 6 C) 48 D) 24 E) 12
20. ¿Cuántos gramos de azufre se pueden extraer de 100 g de SO_3 ? PA (S=32, O=16)
A) 40 B) 41 C) 50 D) 80 E) 70

Sesión 02: ESTEQUIOMETRÍA DE COMPOSICIÓN

1.0 Definición

Estudia las relaciones cuantitativas entre los elementos que forman un compuesto. El conocimiento de estas relaciones permitirá obtener la verdadera fórmula de un compuesto.

2.0 Ley de Proust (1808)

Denominada también ley de las "proporciones constantes o definidas"; esta ley nos indica que al combinarse dos o más elementos para formar un compuesto, lo hacen siempre en una proporción de masa constante y definida. Por ejemplo, el agua siempre se forma por combinación de 11,11% en masa de hidrógeno y 88,89% en masa de oxígeno.



3.0 Fórmula Química

Expresa la composición de un compuesto químico, en términos de símbolos químicos y de subíndices que indican los elementos y el número de átomos que la forman, respectivamente. Se conoce dos tipos de fórmulas químicas. A saber.

3.1. Fórmula Molecular

Indica el número real de átomos presentes en una molécula. Por ejemplo: la fórmula molecular del peróxido de Hidrógeno es: H_2O_2 . Es decir, cada molécula de peróxido de Hidrógeno está formada por 2 átomos de Hidrógeno y 2 átomos de Oxígeno.

3.2. Fórmulas Empíricas

Indica la relación mínima, en números enteros, entre los átomos de los elementos presentes en la molécula. Por ejemplo: El Peróxido de Hidrógeno, H_2O_2 tiene por fórmula empírica HO.

La fórmula molecular y la fórmula empírica pueden coincidir para algunos Compuestos, por ejemplo, el agua (H_2O).



Compuesto	Fórmula Molecular	Formula Empírica
Benceno	C_6H_6	CH
Ac. Acético	$C_2H_4O_2$	CH_2O
Propileno	C_3H_6	CH_2
Glucosa	$C_6H_{12}O_6$	CH_2O
Ac. Oxálico	$C_2H_2O_4$	CHO_2
Agua	H_2O	H_2O
Ac. Sulfúrico	H_2SO_4	H_2SO_4
Hidrazina	N_2H_4	NH_2

4.0 Interpretación de una Fórmula Química

Una fórmula química nos informa cualitativamente y cuantitativamente sobre la composición de una sustancia química pura.

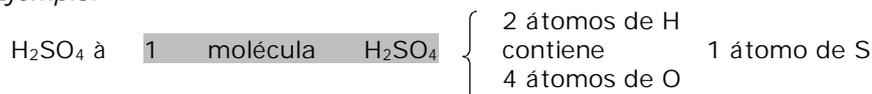
En forma cualitativa nos informa qué elementos forman a la sustancia. Por ejemplo, la fórmula del agua: (H_2O), nos señala que el agua está formada sólo por dos elementos (es binaria): hidrógeno y oxígeno.

En el aspecto cuantitativo, podemos interpretar una fórmula bajo dos puntos de vista: como una *partícula* y como una *unidad de masa química* (mol-g).

En este aspecto veamos a manera de ejemplo ilustrativo con la fórmula del ácido sulfúrico.

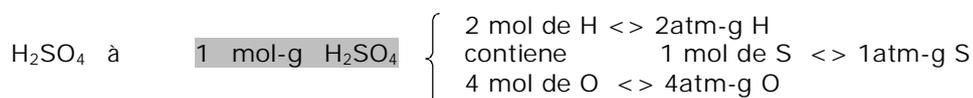
a) *Como partícula*, representa una molécula

Ejemplo:



b) *Como masa*, representa 1 mol-g. En este los subíndices indican el número de moles de átomos o números de atm-g de cada elemento

Ejemplo:



5.0 Composición Centesimal de un Compuesto

Es el porcentaje en masa de cada uno de los elementos que constituyen el compuesto. Matemáticamente, la composición porcentual se expresa:

$$\%(\text{X}) = \frac{n * \text{PA}(\text{X})}{\text{PM}(\text{compuesto})} \times 100$$

Donde: X = es un elemento del compuesto
 n = número de átomos del elemento X en el compuesto.
 PM(Compuesto) = peso molecular del compuesto que contiene al elemento X

J *Ejemplo 1.* Hallar la composición centesimal para el metano, CH₄

Rpta: La composición porcentual del metano es: 75% de C y 25% de H

6.0 Determinación de la Fórmula Empírica (FE)

La fórmula empírica de una sustancia se puede establecer por el método de Cannizaro. Este método consiste de los siguientes pasos:

1. Suponer que el peso molecular del compuesto es 100uma.
2. Con la composición centesimal del compuesto, determine la masa de cada elemento.
3. Calcule el número de átomos de cada elemento. Utilizando la siguiente relación:

$$\# \text{ átomos X} = \frac{m(\text{X})}{\text{PA}(\text{X})}, \text{ donde: } m(\text{x}) = \text{masa del elemento X.}$$

4. Si los números de átomos encontrados son decimales se divide a todos por el menor de ellos, incluido el mismo. Si persiste el número decimal y no es posible redondear a números enteros (con error máximo de $\pm 0,1$), se procede a seguir el siguiente paso.
5. Se debe multiplicar por un mínimo entero (2, 3, 4, 5,...) a todos ellos y luego se redondea a números enteros con un error máximo indicado anteriormente.

J *Ejemplo 2.* Determinar la fórmula empírica de un compuesto que tiene la siguiente composición porcentual en masa: K: 24,75%; Mn: 34,77%; O: 40,51%

Rpta: La fórmula empírica del compuesto es: KMnO_4

7.0 Determinación de la Fórmula Molecular (FM)

Si se conoce el peso molecular de la sustancia se puede calcular la fórmula molecular de la sustancia siguiendo los siguientes pasos:

1. Determine la FE del compuesto.
2. Calcule el peso molecular de la fórmula empírica, PM(FE).
3. Puesto que $\text{PM}(\text{FM}) = \alpha \cdot \text{PM}(\text{FE})$, determine α .

$$\alpha = \frac{\text{PM}(\text{FM})}{\text{PM}(\text{FE})}, \text{ Casi siempre el PM(FM) es un dato del problema.}$$

4. De la relación anterior se infiere que la FM es un múltiplo entero de FE, entonces:

$$\text{FM} = \alpha(\text{FE})$$

J *Ejemplo 3.* Deduzca la fórmula molecular de una sustancia cuyo análisis dio 2,24% H, 26,6% C y 71,09% O. Este compuesto tiene un peso molecular de 90,016uma.

Rpta: La fórmula molecular del compuesto es: $\text{C}_2\text{H}_2\text{O}_4$

R

Las sustancias compuestas se expresan a través de fórmulas moleculares y fórmulas empíricas.

N



Empírico.- Palabra que usamos de manera extendida en nuestro idioma como adjetivo para calificar aquello que se encuentra basado y asociado a la experiencia, la práctica y la observación de sucesos.

C

La composición centesimal indica el porcentaje en masa, de cada elemento que forma parte de un compuesto.

- Marca la alternativa correcta dentro de un círculo.

01. El ácido fosfórico (H_3PO_4) es un líquido que se utiliza en detergentes, fertilizantes, dentífricos y en bebidas gaseosas para "resaltar" el sabor. Calcule la composición porcentual de este compuesto

A) 3,06%H, 31,63%P y 65,31%O
 B) 4%H, 32%P y 64%O
 C) 3%H, 32%P y 65%O
 D) 4%H, 31%P y 65%O
 E) 30,6%H, 3,1%P y 66,3%O

02. Calcular la composición centesimal del tetracloruro de carbono: CCl_4 .
 P.A. (C = 12, Cl = 35,5)

A) 81,2% Cl - 18,8% C
 B) 77,8% Cl - 22,2% C
 C) 95,9% Cl - 4,1% C
 D) 92,21% Cl - 7,79% C
 E) 86,21% Cl - 13,7% C

03. Hallar la composición centesimal del sodio en: NaOH. P.A.(Na=23, O=16, H=1)
A) 57,5% B) 68,4% C) 32,7%
04. Hallar el % de magnesio en: MgSO₄. P.A.(Mg = 24, S = 32, O = 16)
A) 10% B) 20% C) 30%
D) 40% E) 45%
05. El nylon 6 utilizado en la industria tiene la siguiente composición porcentual: 63.68% de carbono, 12,38% de nitrógeno, 9.8% de hidrógeno y 14. 14% de oxígeno. Calcula su fórmula empírica
A) CHNO B) C₆H₁₁NO C) C₃H₅NO
D) C₆HNO₂ E) C₁₁H₆NO
06. La hormona epinefrina se libera en el cuerpo humano durante el estrés y aumenta la relación metabólica del cuerpo. Como muchos componentes bioquímicos, la epinefrina está compuesta por carbono, hidrógeno, oxígeno y nitrógeno. La composición porcentual de esta hormona es 56,8% C, 6,56% H, 28,4% O y 8,28% N. ¿Cuál es la fórmula más simple de la molécula?
A) C₆H₃NO₂ B) C₉H₁₃NO₃ C) C₃H₅NO
D) C₉H₃NO₂ E) C₁₂H₆NO
07. Hallar la fórmula mínima de un compuesto formado por 92,3% C; 7,7% H. P.A.(C = 12, H = 1)
A) CH B)CH₂ C)C₂H₃
D) CH₃ E) C₂H₅
08. Se analiza un polvo blanco y se encuentra que tiene una fórmula empírica de P₂O₅. El compuesto tiene una masa molar de 283,9 g. ¿Cuál es su fórmula molecular?
A) P₂O₅ B)P₂O₁₀ C)P₄O₁₀
D)PO₃ E) PO
09. La glucosa, un azúcar simple, es un constituyente de la sangre humana y del fluido de los tejidos y es utilizado por las células como una fuente principal de energía. El compuesto contiene 40.0% de C, 6.73% de H, y 53.3% de O tiene un peso molecular de 180.2 g / mol. ¿Cuál es la fórmula molecular de la glucosa?
A) C₆H₆O₆ B) C₆H₁₂O₆ C) CH₂O
D) C₆H₆O₂ E) C₁₂H₆O₆
10. El peso molecular de la sacarina es 183,2 g/mol y el compuesto contiene 45.90% de C, 2.75% de H, 26.20% de O, 17.50% de S y 7.65% de N. ¿Cuál es la fórmula molecular de la sacarina?
A) C₇H₅NO₃S₂
B) C₇H₅NO₂S
C) C₅H₇NO₃S
D) C₇H₅N₃O₂S
E) C₃H₅NO₃S
11. El cortisol (PM=362,47), uno de los principales esteroides hormonales, es un factor fundamental en la síntesis de proteínas. Su profundo efecto en la reducción de la inflamación explica su uso en el tratamiento de la artritis reumatoide. El cortisol contiene 69,6% de C, 8,34% de H, y 22,1% de O. ¿Cuál es la fórmula molecular del cortisol?
A) C₁₂H₂₁O₁₁ B) C₆H₁₂O₆ C) C₇H₁₀O₂
D) C₂₁H₃₀O₅ E) C₁₂H₆O₆
12. La nicotina es un compuesto venenoso aditivo que se encuentra en el tabaco. Su composición centesimal es: C=74%, H=8,7% y N= 17,3%. Determine la fórmula empírica de la nicotina. ¿Qué porcentaje de los átomos en la nicotina son átomos de carbono?
A) 10% B) 38,5 C) 14%
D) 26% E) 83,5%
13. El peroxiacilnitrato (PAN) es uno de los componentes del smog. Está formado por C, H, N y O. Determine la composición porcentual del oxígeno y la fórmula empírica a partir de la siguiente composición porcentual en masa: 19,8% de C; 2,50% de H; y 11,6% de N.
A) 66,1% ; C₂H₃O₅N
B) 33,9% ; C₃H₂O₅N
C) 66,1% ; CH₃O₅N₂
D) 33,9% ; C₂H₅O₃N
E) 66,1% ; C₂H₃ON₅
14. El ácido ascórbico (Vitamina C) cura el escorbuto y ayuda a evitar el resfriado común. Está compuesto por 40,92% de Carbono(C), 4,58% de Hidrógeno (H) y 54,50% de Oxígeno (O) en masa. Determine la fórmula molecular de la vitamina C si tiene un peso molecular igual a 176 uma.
A) C₃H₄O₃ B) CH₂O C) C₆H₈O₆
D) C₃H₂O₃ E) CH₂O₃

Sesión 03: REACCIONES QUÍMICAS

1.0 Definición

Proceso mediante el cual una o más sustancias denominadas reactantes se transforman para dar lugar a una o más sustancias diferentes denominadas productos. Durante una reacción química los átomos no se crean ni destruyen, sólo se reorganizan.

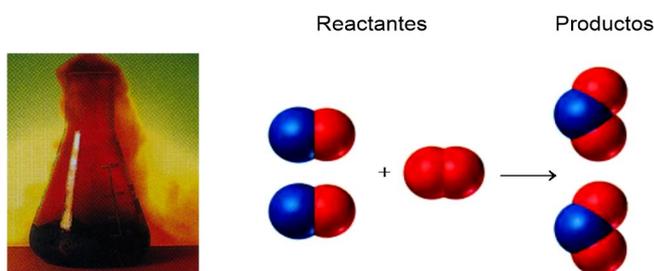
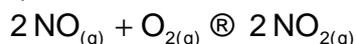
2.0 Evidencia que indican la ocurrencia de una reacción química

Entre las principales evidencias experimentales de la ocurrencia de una reacción química tenemos: cambio de coloración, formación de precipitado (sólido insoluble en agua), desprendimiento de gases, desprendimiento o absorción de energía, etc.

3.0 Ecuación Química

Es la representación simbólica de una reacción química. Se componen de dos miembros separados por una flecha (\rightarrow ó $\xrightarrow{\quad}$) que indica el sentido en que ocurre la reacción. Los reactantes se escriben al lado izquierdo de la ecuación y los productos al lado derecho.

Toda ecuación química debe considerar las cantidades relativas (coeficientes estequiométricos) de las sustancias que intervienen en la reacción química y, adicionalmente, el estado de agregación de éstas. Por ejemplo, considérese la reacción entre los gases incoloros monóxido de nitrógeno y oxígeno para formar un gas de color marrón rojizo, dióxido de nitrógeno. Esta reacción se representa mediante la ecuación química:



Donde el signo "más" significa "reacciona con" y la flecha significa "produce". Así, esta expresión simbólica se lee: "el monóxido de nitrógeno gaseoso reacciona con el oxígeno molecular para producir dióxido de nitrógeno" Se supone que la reacción procede de izquierda a derecha como lo indica la flecha.

Las ecuaciones químicas suelen incluir subíndices especiales y símbolos que proporcionan información adicional. Ejemplo:



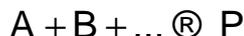
Ubicación	Símbolo	Significado
Derecha del compuesto (subíndice)	(ac) (s) (l) (g)	Sustancia disuelta en agua: solución acuosa. Sustancia en estado sólido. Sustancia en estado líquido. Sustancia en estado gaseoso.
Sobre la flecha de la ecuación (símbolo)	Δ	Se añade calor para que se produzca. Se aplica corriente eléctrica para que se produzca.
Derecha de la ecuación	# \$	Se desprende como gas. Precipita como sólido insoluble.

4.0 Clases de reacciones Químicas

Las reacciones químicas se clasifican atendiendo a diversos criterios, entre los principales tenemos:

4.1. De acuerdo al comportamiento de las sustancias:

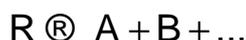
- a. Reacción de combinación, adición o síntesis.** - Se produce cuando dos o más reactantes se combinan para formar un solo producto. La reacción se puede representar por:



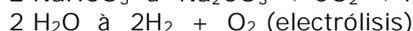
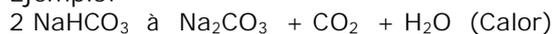
Ejemplo:



- b. Reacción de descomposición.** - Se produce cuando un solo reactante se descompone para dar lugar a dos o más sustancias. La reacción se representa por:



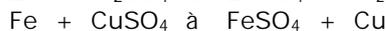
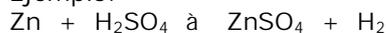
Ejemplo:



- c. Reacción de desplazamiento simple o de sustitución simple.** - Se produce cuando un elemento toma el lugar de otro que se encuentra formando un compuesto. La reacción se representa por:



Ejemplo:



El incremento de la actividad se da de acuerdo a:



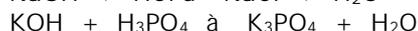
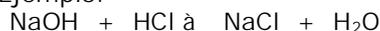
- d. Reacción de doble desplazamiento o Metátesis.** Son aquellas reacciones en la que dos compuestos intercambian átomos o grupo de átomos. Estas reacciones ocurren en solución acuosa. La reacción se representa por:



Pueden ser:

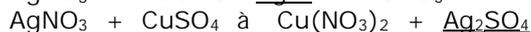
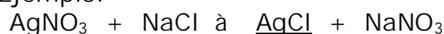
- i. *De Neutralización.* Cuando se da entre un ácido y una base.

Ejemplo:



- ii. *De Precipitación.* Cuando se forma un precipitado (producto sólido insoluble).

Ejemplo:

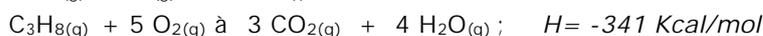
**4.2. De acuerdo a su sentido de reacción:**

- a. Reacciones irreversibles.** - ocurre en un solo sentido (\rightarrow) hasta que la reacción sea completa. Generalmente se lleva a cabo en recipientes abiertos.

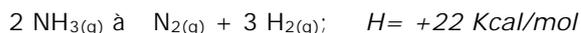
- b. Reacciones reversibles.** - es aquella donde la reacción se realiza en ambos sentidos (\rightleftharpoons). Generalmente se realiza en sistemas cerrados. Ejemplo:

**4.3. De acuerdo a la energía:**

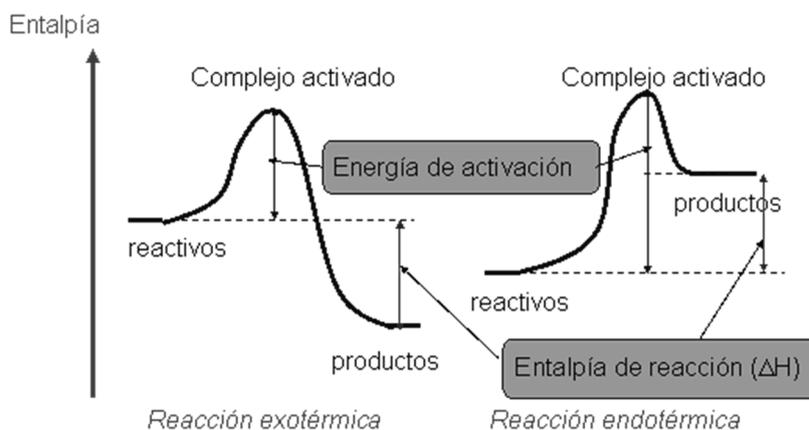
- a. Reacciones Exotérmicas ($H < 0$).** - son aquellas reacciones que liberan energía calorífica hacia el medio que lo rodea. Ejemplo:



b. *Reacciones Endotérmicas* ($H > 0$).- son aquellas reacciones que absorben energía calorífica del medio que lo rodea. Ejemplo:



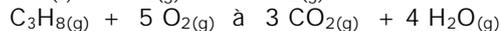
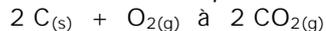
Los gráficos entalpía versus avance de reacción para una reacción exotérmica y endotérmica se muestran a continuación respectivamente.



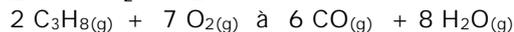
4.4. Especiales:

a. *Reacciones de combustión*. Es una reacción muy violenta con desprendimiento de energía y/o luz, para ello existen dos componentes que son el combustible y el comburente:

i. *Combustión completa*. Cuando se obtiene como productos CO_2 y/o H_2O . Ejemplo:



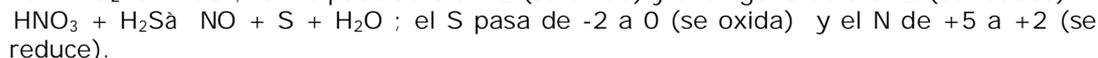
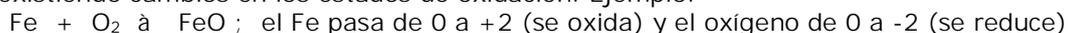
ii. *Combustión incompleta*. Ocurre cuando el combustible no se quema completamente debido a la deficiencia de oxígeno. Se obtiene como productos CO y/o H_2O . Ejemplo:



b. *Reacciones Catalíticas*. Son aquellas que se realizan en presencia de sustancias llamadas catalizadores. Los catalizadores tienen influencia sobre la velocidad de las reacciones químicas pudiendo acelerarlas o retardarlas. Estas sustancias permanecen inalteradas al final de la reacción. Ejemplo:



c. *Reacciones Redox*. Son aquellas donde se verifica simultáneamente una oxidación y una reducción (REDOX). Llamadas también reacciones de transferencia de electrones, existiendo cambios en los estados de oxidación. Ejemplo:



R

Las reacciones químicas vienen a ser interacciones mutuas que se dan entre dos o más sustancias para la formación de nuevas sustancias.

N



Exo.- Prefijo con origen en el griego que indica fuera de. Por ejemplo, el término exotérmico hace referencia al proceso que desprende calor hacia fuera del sistema.

C

Sin las reacciones químicas no podríamos realizar procesos como la digestión y la respiración celular.

· Marca la alternativa correcta dentro de un círculo.

01. Respecto a las reacciones químicas, indique verdadero (V) o falso (F) según corresponda.
- () Los reactivos se consumen a medida que transcurre la reacción.
- () Los reactivos y productos poseen las mismas propiedades.
- () Existe ruptura y formación de enlaces interatómicos.
- A) VFV B) FFF C) VFF
D) VVV E) FFV
02. Son reacciones químicas
- i. Evaporación del agua de mar
ii. Fusión del hielo de agua
iii. Combustión del gas propano
iv. Fermentación de la glucosa
- A) i y ii B) i y iii C) ii y iii
D) iii y iv E) ii, iii y iv
03. ¿Cuál de los hechos no representan un cambio químico?
- A) Oxidación de un metal
B) Fermentación del azúcar
C) Destilación del petróleo
D) Combustión del propano
E) Descomposición de los alimentos
04. ¿Qué proposición no expresa un indicio de reacción química?
- A) Cambio de color, olor y/o sabor
B) Formación de sustancias gaseosas
C) Aparición de sólidos insolubles denominados precipitados
D) Cambio de fase de las sustancias iniciales
E) Cambio de temperatura
05. ¿Cuántas proposiciones son correctas respecto a las reacciones químicas?
- i. Se representan mediante una ecuación química.
ii. Si existe cambio en el estado, se denomina reacción redox.
iii. Todas las reacciones químicas son espontáneas.
iv. Los reactantes y productos presentan diferentes propiedades químicas.
- A) 2 B) 1 C) 3 D) 4 E) 0
06. Con respecto a la combustión que afirmación no corresponde.
- A) Son reacciones exotérmicas donde se libera luz y calor
B) En la combustión completa se libera dióxido de carbono
- C) En la combustión incompleta se libera monóxido de carbono y/o hollín.
D) El calor de reacción es mayor en la combustión completa que la incompleta
E) El comburente solo puede ser el oxígeno.
07. ¿Cuál es una reacción de simple desplazamiento?
- A) $\text{Mg} + \text{O}_2 \rightarrow \text{MgO}$
B) $\text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO} + \text{CO}_2$
C) $\text{Fe} + \text{HCl} \rightarrow \text{FeCl}_3 + \text{H}_2$
D) $\text{N}_2\text{O}_4 \rightarrow 2 \text{NO}_2$
E) $\text{KClO}_3 \rightarrow \text{KCl} + \text{O}_2$
08. Según la clasificación de las reacciones químicas, indique la alternativa correcta.
- A) $2 \text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}$
/ (Rxn de descomposición)
B) $\text{CaCO}_3 + 177,8 \text{ KJ} \rightarrow \text{CaO} + \text{CO}_2$
/ (Rxn exotérmica)
C) $\text{NaHCO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{O}_3 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
/ (Desplazamiento simple)
D) $\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2$
/ (Doble desplazamiento)
E) $\text{N}_2 + \text{H}_2 \rightarrow \text{NH}_3 + 46,2 \text{ KJ/mol}$
/ (Rxn exotérmica)
09. ¿Qué relación es incorrecta?
- A) $\text{HCl}_{(\text{ac})} + \text{NaOH}_{(\text{ac})} \rightarrow \text{NaCl}_{(\text{ac})} + \text{H}_2\text{O}$
/ (Reacción irreversible)
B) $\text{N}_2 + \text{H}_2 \rightleftharpoons \text{NH}_3$
/ (Reacción reversible)
C) $\text{Ag}^+ + \text{Fe} \rightarrow \text{AgF}$
/ (Reacción iónica)
D) $\text{Fe}^{+3} + 3 \text{e}^- \rightarrow \text{Fe}$
/ (Semirreacción de reducción)
E) $\text{H}_2\text{O}_{(\text{s})} \rightarrow \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$
/ (Reacción química)
10. Al tratar óxido férrico con ácido clorhídrico se forma cloruro férrico y agua. Indique el tipo de reacción.
- A) Síntesis
B) Descomposición
C) Desplazamiento
D) Combustión completa
E) Combustión incompleta
11. Cuando el dióxido de nitrógeno se burbujea en agua, se forma una solución de ácido nítrico y se libera monóxido de nitrógeno gaseoso. La ecuación química no balanceada que representa lo descrito es:
- A) $\text{N}_2\text{O}_{(\text{g})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} \rightarrow \text{HNO}_{3(\text{ac})} + \text{NO}_{(\text{g})}$
B) $\text{NO}_{2(\text{g})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{g})} \rightarrow \text{HNO}_{3(\text{ac})} + \text{NO}_{(\text{g})}$
C) $\text{N}_2\text{O}_{(\text{g})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} \rightarrow \text{HNO}_{3(\text{ac})} + \text{N}_2_{(\text{g})}$
D) $\text{NO}_{2(\text{g})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} \rightarrow \text{HNO}_{3(\text{ac})} + \text{NO}_{(\text{g})}$
E) $\text{NO}_{2(\text{g})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} \rightarrow \text{HNO}_{3(\text{s})} + \text{NO}_{(\text{g})}$

12. Cuando se hace pasar amoníaco gaseoso, NH_3 , sobre sodio metálico fundido se desprende hidrógeno gaseoso y se forma amida de sodio, NaNH_2 , como producto sólido. La ecuación química No balanceada del proceso descrito es:

- A) $\text{NH}_3(\text{g}) + \text{Na}(\text{s}) \rightarrow \text{H}_2(\text{ac}) + \text{NaNH}_2(\text{l})$
 B) $\text{NH}_3(\text{g}) + \text{Na}(\text{l}) \rightarrow \text{H}_2(\text{g}) + \text{NaNH}_2(\text{l})$
 C) $\text{NH}_3(\text{g}) + \text{Na}(\text{s}) \rightarrow \text{H}_2(\text{ac}) + \text{NaNH}_2(\text{s})$
 D) $\text{NH}_3(\text{l}) + \text{Na}(\text{s}) \rightarrow \text{H}_2(\text{g}) + \text{NaNH}_2(\text{s})$
 E) $\text{NH}_3(\text{g}) + \text{Na}(\text{l}) \rightarrow \text{H}_2(\text{g}) + \text{NaNH}_2(\text{s})$

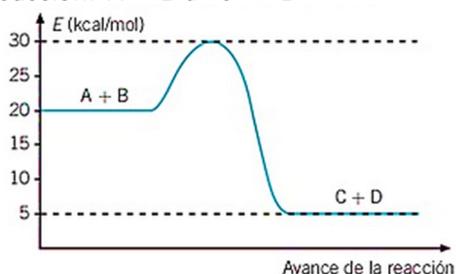
13. Cuando se calienta nitrato de potasio sólido, se descompone para formar nitrito de potasio sólido y oxígeno gaseoso. . La ecuación química No balanceada del proceso descrito es:

- A) $\text{KNO}_3(\text{s}) \rightarrow \text{KNO}_2(\text{s}) + \text{O}(\text{g})$
 B) $\text{KNO}_3(\text{s}) \rightarrow \text{KNO}_2(\text{s}) + \text{O}_2(\text{g})$
 C) $\text{KNO}_3(\text{s}) \rightarrow \text{KNO}(\text{s}) + \text{O}_2(\text{g})$
 D) $\text{KNO}_3(\text{s}) \rightarrow \text{KNO}_2(\text{s}) + \text{O}(\text{g})$
 E) $\text{KNO}_3(\text{s}) \rightarrow \text{KNO}_2(\text{s}) + \text{O}_2(\text{g})$

14. Considere el cambio químico que sucede dentro de un flash fotográfico: el alambre de magnesio y el gas oxígeno producen un polvo blanco llamado óxido de magnesio. La ecuación química que describe este proceso es:

- A) $\text{Mg}(\text{s}) + \text{O}(\text{g}) \rightarrow \text{MgO}$
 B) $\text{Mg} + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{MgO}(\text{s})$
 C) $\text{Mg}(\text{s}) + \text{O}(\text{g}) \rightarrow \text{MgO}(\text{s})$
 D) $\text{Mg}(\text{s}) + \text{O}(\text{g}) \rightarrow \text{MgO}(\text{s})$
 E) $\text{Mg}(\text{s}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{MgO}(\text{s})$

15. A partir de la siguiente gráfica, calcula la energía de activación de la reacción: $\text{A} + \text{B} \rightarrow \text{C} + \text{D}$



- A) 30kcal/mol B) 20 C) 10 D) 25 E) 15

16. Según el gráfico anterior, la entalpía de reacción de la ecuación: $\text{A} + \text{B} \rightarrow \text{C} + \text{D}$, es:

- A) 30kcal/mol B) 20 C) 10 D) 5 E) -15

SESIÓN 04: BALANCE QUÍMICO

1.0 Definición

Proceso que consiste en igualar el número de átomos de cada elemento químico en ambos lados de la ecuación química; es decir que en toda ecuación química debe hacerse evidente la ley de Lavoisier o ley de la conservación de la materia.

2.0 Métodos

Se conocen varios métodos para balancear ecuaciones; entre los más comunes tenemos: tanteo, coeficientes indeterminados, número de oxidación y ión-electrón.

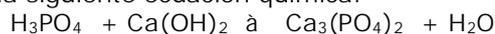
2.1. Método del tanteo o simple inspección

Se utiliza para balancear ecuaciones sencillas, generalmente para ecuaciones con menos de cinco sustancias.

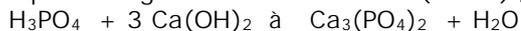
Para balancear de manera eficaz es recomendable seguir el siguiente orden general:

Elemento	Metal	No metal	Hidrógeno (H)	Oxígeno (O)
Orden	1°	2°	3°	4°

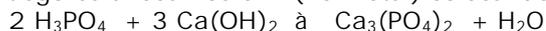
Ejemplo 1: Balancear la siguiente ecuación química:



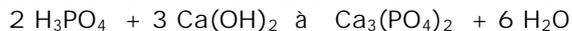
En primer lugar balanceamos el Ca (metal), colocando el coeficiente 3 delante del $\text{Ca}(\text{OH})_2$



Luego balanceamos el P (no metal) colocando el coeficiente 2 delante del H_3PO_4



Balanceamos el H colocando el coeficiente 6 delante del H_2O



Analizamos finalmente el O, en el primer miembro hay $(2 \times 4 + 3 \times 2)$ átomos de O y en el segundo $(2 \times 4 + 6 \times 1)$ átomos de O, lo que significa que la ecuación está balanceada.

2.2. Método de los Coeficiente Indeterminados

Denominado también método algebraico. Se trata de un método verdaderamente algebraico que se utiliza para balancear cualquier ecuación química. Las reglas para su aplicación son:

Paso 1. Se le asigna coeficientes literales a cada una de las sustancias que participan en la ecuación química.

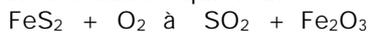
Paso 2. Se forman un sistema de ecuaciones, en función del número de átomos de cada elemento en los reactantes y productos.

Paso 3. Como nos falta una ecuación para resolver el sistema damos un valor numérico (el mínimo a cualquiera de las incógnitas) y se resuelve el sistema. Se recomienda dar valor al coeficiente literal que más se repite.

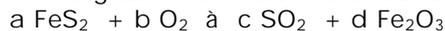
Paso 4. En caso de obtener valores fraccionarios multiplicar por el común denominador de estos.

Paso 5. Por último reemplazamos los coeficientes literales por sus valores.

Ejemplo 2: Balancear la siguiente ecuación química:



Paso 1. Asignamos coeficientes literales:



Paso 2. Formamos el sistema de ecuaciones:

$$\text{Fe: } a = 2d$$

$$\text{S: } 2a = c$$

$$\text{O: } 2b = 2c + 3d$$

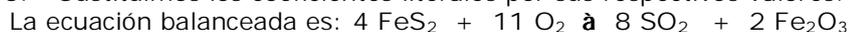
Paso 3. Damos valor numérico mínimo al coeficiente que más se repite: $d = 1$

$$\text{p } a = 2, c = 4 \text{ y } b = 11/2$$

Paso 4. En caso de obtener valores fraccionarios multiplicamos por el común denominador: Multiplicamos por 2:

$$\text{p } a = 4, b = 11, c = 8 \text{ y } d = 2$$

Paso 5. Sustituimos los coeficientes literales por sus respectivos valores.



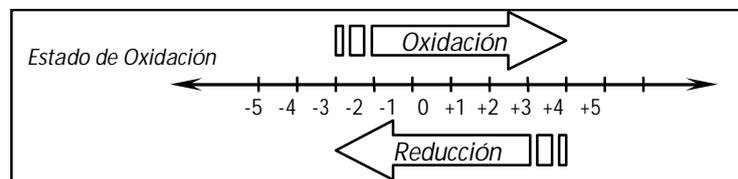
2.3. Método del número de oxidación

Se trata de un método netamente químico que permite balancear ecuaciones redox.

Estado de Oxidación.- También llamado número de oxidación, representa la carga aparente que adopta cada átomo cuando se rompe hipotéticamente todo sus enlaces. Se denota con un *valor entero o fraccionario con signo*.

Oxidación.- Es el fenómeno mediante el cual una especie química pierde electrones, por lo tanto su número de oxidación aumenta

Reducción.- Es el fenómeno mediante el cual una especie química gana electrones, por lo tanto su número de oxidación disminuye.



Este método consiste en seis pasos:

Paso 1. Asigna los números de oxidación a todos los elementos en la reacción.

Paso 2. A partir de los cambios en los números de oxidación, identifica las especies oxidadas y reducidas. (Dibuja líneas delgadas entre estos elementos para mostrar los cambios)

Paso 3. Realiza un balanceo de átomos entre los elementos oxidados y reducidos.

Paso 4. Cuenta el número de electrones perdidos en la oxidación y ganados en la reducción a partir de los cambios en el número de oxidación.

Paso 5. Multiplica uno o los dos de estos números por factores apropiados para hacer que los electrones perdidos sean iguales a los ganados, y usa estos factores como coeficientes de balanceo.

Paso 6. Completa el balanceo por inspección.

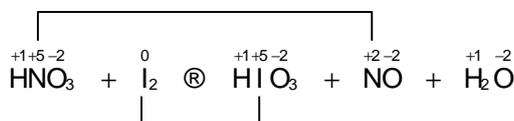
Ejemplo 3. Balancear la siguiente ecuación redox:



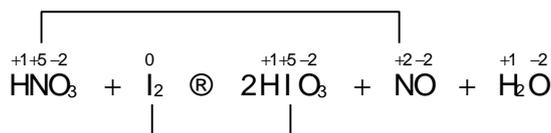
Paso 1. Asignamos los números de oxidación a todos los elementos en la reacción.



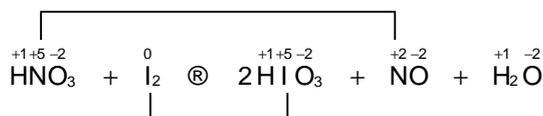
Paso 2. Identificamos las especies oxidadas y reducidas. (Dibujamos líneas delgadas entre estos elementos)



Paso 3. Realizamos el balanceo de átomos de los elementos oxidados y reducidos.



Paso 4. Contamos el número de electrones perdidos en la oxidación y ganados en la reducción.



Paso 4. Se iguala el H agregando H₂O.



Paso 5. Completa el balanceo por inspección.



R

Las ecuaciones químicas se balancean por métodos matemáticos (tanteo y algebraico), y métodos químicos (redox y ión-electrón).

N



Redox.- Término usado en química que surge de la combinación de dos conceptos químicos: Reducción y Oxidación.

C

El balance químico se realiza con la finalidad de cumplir con la Ley de conservación de la masa (o ley de Lavoisier).

· Marca la alternativa correcta dentro de un círculo.

01. Luego de balancear las siguientes ecuaciones químicas por el método de simple inspección, indique la suma de coeficientes de reactivos.
- $\text{Cu}_2\text{S} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CuO} + \text{SO}_2$
 - $\text{C}_5\text{H}_{12} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- A) 9 B) 14 C) 19
D) 12 E) 15
02. ¿En cuál de las siguientes ecuaciones el coeficiente del H_2O es mayor?
- $\text{Fe}_3\text{O}_4 + \text{H}_2 \rightarrow \text{Fe} + \text{H}_2\text{O}$
 - $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO} + \text{H}_2\text{O}$
 - $\text{NH}_3 + \text{O}_2 \rightarrow \text{N}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- A) En i B) En ii C) En iii
D) En i y ii, igual E) En ii y iii, igual
03. Balancear e indicar la suma de coeficientes de la combustión completa del gas propano (C_3H_8)
- A) 10 B) 11 C) 12 D) 13 E) 15
04. Al balancear: $\text{I}_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{HIO}_3 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$ Indique el coeficiente del agua.
- A) 1 B) 2 C) 3 D) 4 E) 5
05. En : $\text{Cu} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$ El coeficiente del HNO_3 es :
- A) 3 B) 5 C) 7 D) 8 E) 9
06. Respecto a las reacciones redox indique verdadero (V) o falso (F).
- () oxidación y reducción en forma simultánea.
()
()
()
- A) VFVV B) VFFV C) FFVV
D) FFFV E) VFVV
07. Balancear por redox e indicar el valor del mayor coeficiente :
- $$\text{PbO}_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{PbCl}_2 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$$
- A) 1 B) 2 C) 3 D) 4 E) 5
08. Al balancear la siguiente ecuación :
- $$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{S} + \text{H}_2\text{O}$$
- calcular la suma de coeficientes del agente oxidante, agente reductor y el agua.
- a) 8 b) 11 c) 9 d) 5 e) 12
09. Al balancear :
- $$\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{KI} \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{K}_2\text{S} + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O}$$
- la relación molar $\frac{\text{oxidante}}{\text{reductor}}$ es:
- A) 2 B) $\frac{1}{2}$ C) $\frac{1}{3}$ D) 3 E) 1
10. Al balancear la siguiente ecuación :
- $$\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{HI}$$
- Indicar el número de proposiciones incorrectas
- La sustancia que se reduce es el yodo.
 - La forma reducida es el Na_2SO_4 .
 - El coeficiente del agua es dos.
 - Se han transferido dos electrones en la reacción.
 - El azufre gana dos e^- .
- A) 1 B) 2 C) 3 D) 4 E) 5
11. Al balancear la siguiente ecuación :
- $$\text{HS}_2\text{O}_3^- \rightarrow \text{HSO}_4^- + \text{S} + (\text{OH})^-$$
- Hallar la suma de sus coeficientes
- A) 4 B) 6 C) 8 D) 9 E) 10
12. Balancear por el método ion - electrón en medio ácido: $\text{MnO}_4^- + \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{Mn}^{+2} + \text{O}_2$. Determine la suma de coeficientes de las especies iónicas.
- A) 13 B) 10 C) 28 D) 15 E) 17
13. Balancear en medio ácido :
- $$\text{MnO}_4^- + \text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \rightarrow \text{Mn}^{+2} + \text{CO}_2$$
- Indicar la semisuma de coeficientes enteros
- A) 33 B) $33/2$ C) 55 D) $55/2$ E) 15
14. Ajuste la ecuación en medio alcalino o básico: $(\text{MNO}_4)^{-1} + (\text{HCO}_2)^{-1} \rightarrow \text{MnO}_2 + \text{CO}_3^{-2}$ e indicar la relación molar.
- $$Q = \frac{\text{oxidante}}{\text{reductor}}$$
- A) $4/3$ B) $3/4$ C) $2/3$ D) $3/2$ E) $1/3$
15. Balancear en medio básico o alcalino $\text{CrO}_4^{=2} + \text{Fe}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CrO}_2^- + \text{Fe}(\text{OH})_3$ e indicar la relación molar.
- $$E = \frac{\text{Forma oxidada}}{\text{Forma reducida}}$$
- A) $4/3$ B) $3/2$ C) $2/3$ D) $3/1$ E) $1/3$

Unidad Didáctica II

**"CONSOLIDAMOS NUESTRA IDENTIDAD NACIONAL, REGIONAL Y LOCAL
REALIZANDO ACCIONES DE REFLEXIÓN SOBRE EL BICENTENARIO DEL
NORTE DEL PERÚ"**

Sesión 05: ESTEQUIOMETRÍA DE REACCIÓN

1.0 Definición

La estequiometría es la rama de la química que se encarga del estudio de las relaciones cuantitativas entre las sustancias que participan en una reacción química.

2.0 Leyes estequiométricas

La estequiometría tiene como base leyes experimentales que se pueden clasificar como ponderales y volumétricas.

2.1. Leyes ponderales

Son aquellas leyes que relacionan la masa de las sustancias que participan en una reacción química. Se cumplen a cualquier reacción y a cualquier presión y temperatura de las sustancias.

A) Ley de Lavoisier (1789) o ley de la conservación de la masa

En toda reacción química la masa se conserva. Esto quiere decir que la masa total de los productos obtenidos es igual a la masa total de los reactivos que han reaccionado.

Ejemplo 1. Aplicar la Ley Lavoisier en la ecuación química: $\text{Fe} + \text{HCl} \rightarrow \text{FeCl} + \text{H}_2$

Solución:

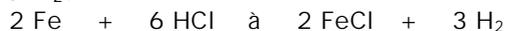
2 Fe	+	6 HCl	\rightarrow	2 FeCl	+	3 H_2
2 at-g Fe		6 mol-g HCl		2 mol-g FeCl		3 mol-g H_2
$2(56 \text{ g Fe})$		$6(36,5 \text{ g HCl})$		$2(91,5 \text{ g FeCl})$		$3(2 \text{ g H}_2)$
112 g		219 g		325 g		6 g
331 g				331 g		

Nota: Se balancea una ecuación química para cumplir con esta ley.

B) Ley de Proust (1794) o ley de las proporciones constantes

En toda reacción química los reactivos reaccionan siempre en proporciones fijas o constantes. Por consiguiente cualquier exceso de una de ellas permanecerá sin consumirse.

Ejemplo 2. Aplicando la ley de Proust determinar las relaciones: mol-g/mol-g, g/g y mol-g/g para el Fe y el H₂?



Solución:

Según Proust:

En mol-g/mol-g: $\frac{2 \text{ mol-g de Fe}}{3 \text{ mol-g de H}_2}$; en g/g: $\frac{112 \text{ g de Fe}}{6 \text{ g de H}_2}$; en mol-g/g: $\frac{2 \text{ mol-g de Fe}}{6 \text{ g de H}_2}$

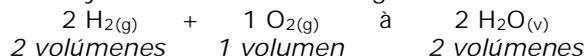
2.2. Leyes Volumétricas

Son aquellas que relacionan el volumen de las sustancias que participan en una reacción química, estas relaciones sólo se limitan para las sustancias gaseosas y a su vez deben tener la misma presión y temperatura.

A) Ley de Gay-Lussac (1808) o ley de los volúmenes de combinación

Nos indica que a las mismas condiciones de presión y temperatura, los volúmenes de los reactivos gaseosos se combinan de acuerdo a una proporción de números enteros sencillos.

Ejemplo 3. Aplique la ley de Gay-Lussac en la siguiente ecuación química:



En volúmenes: $\frac{2 \text{ volúmenes de H}_2}{1 \text{ volumen de O}_2}$; $\frac{2 \text{ volúmenes de H}_2}{2 \text{ volúmenes de H}_2\text{O}}$

B) Hipótesis de Amadeo Avogadro

Explicó la ley de los volúmenes de combinación, partiendo de su conocida hipótesis: "A las mismas condiciones de presión y temperatura volúmenes iguales de cualquier gas contiene el mismo número de moléculas".

Por ejemplo, a condiciones normales, CN ($T=0^{\circ}\text{C}$ y $P=1\text{atm}$), 22,4L de cualquier gas contiene $6,022 \times 10^{23}$ moléculas del gas o, lo que es lo mismo, un mol de moléculas.

$$\text{a CNPT } (0^{\circ}\text{C y } 1\text{atm}): 22,4 \text{ L} \ll 6,022 \times 10^{23} \text{ moléculas}$$

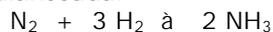
- Reactivo limitante(R.L.)

Es aquel reactante que interviene en menor proporción estequiométrica en una reacción química; por lo tanto, se consume totalmente. Sirve de base para los cálculos estequiométricos.

$$\text{Relación (X)} = \frac{\text{cantidad real (dato)}}{\text{cantidad teórica (Coef. esteq.)}}$$

Nota: La menor relación es para el reactivo limitante.

Ejemplo 4. Según la reacción balanceada:



¿Cuál será el reactivo limitante si se mezcla 50 g de N_2 y 30 g de H_2 ?

Solución:

Cantidad real: 50 g N_2 \circ 1,78 mol-g N_2

30 g H_2 \circ 15 mol-g H_2

Cantidad teórica: 1 mol-g N_2

(ec. química) 3 mol-g H_2

Calculamos la relación, R, para cada reactante: $R(\text{N}_2) = \frac{1,78}{1} = 1,78$ $R(\text{H}_2) = \frac{15}{3} = 5$

\therefore El N_2 es el reactivo limitante y el H_2 es el reactivo en exceso.

Nota: también se puede encontrar el reactivo limitante utilizando directamente la masa.

- Rendimiento porcentual de una reacción (%R)**

Es la comparación porcentual entre el rendimiento real y el rendimiento teórico de una reacción química, es decir:

$$\%R = \frac{\text{Rendimiento real}}{\text{Rendimiento teórico}} \times 100$$

El rendimiento teórico de una reacción es la cantidad de producto que se espera, calculada a partir de una de las cantidades dadas de los reactivos. La cantidad de producto que realmente se obtiene se llama rendimiento real.

R

Las leyes estequiométricas se clasifican en ponderales y volumétricas.

N



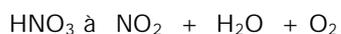
Rendimiento.- Fruto o utilidad de una cosa en relación con lo que cuesta, con lo que gasta, con lo que en ello se ha invertido, etc., o fruto del trabajo o el esfuerzo de una persona.

C

La palabra estequiometría (del griego stoicheion, "elemento" y metrón, "medir") fue introducida en 1792 por Jeremías Richter.

· Marca la alternativa correcta dentro de un círculo.

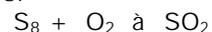
01. ¿Cuántos moles de dióxido de nitrógeno son obtenidos cuando se producen 3 moles de oxígeno en la descomposición del ácido nítrico por la luz:



A) 2 moles B) 4 C) 6 D) 12 E) 0

02. ¿Cuántos moles de dióxido de azufre pueden obtenerse quemando 16 gramos

de azufre? PA: S = 32 y O = 16. La reacción es:



A) 2 moles B) 1,5 C) 1,0 D) 0,5 E) 0,8

03. Hallar la masa de oxígeno (O₂) que se puede obtener por descomposición de 75g de óxido mercúrico (HgO). PA(Hg) = 200,61

A) 5,54g B) 15,3 C) 20,8 D) 31,7 E) 45,6

04. ¿Qué masa de hidrógeno (H_2) se producirá al hacer reaccionar 800g de aluminio con ácido sulfúrico? P.A.(Al) = 27
 A) 133, 3g B) 421,1 C) 66,7
 D) 361,5 E) 33,34
05. Se combinan pesos iguales de hierro y azufre según la siguiente reacción:
 $Fe + S \rightarrow FeS$
 ¿Qué sustancia es el reactivo limitante? P.A.(Fe = 56, S = 32)
 A) Fe B) S C) FeS D) O_2 E) Fe y S
06. Cuando el óxido férrico (Fe_2O_3) se reduce con hidrógeno gaseoso (H_2) se obtiene hierro (el cual se utiliza para producir acero) y agua, si se reducen 400 toneladas de óxido. ¿Cuántas toneladas de hierro se producirán?
 $Fe_2O_3 + H_2 \rightarrow Fe + H_2O$
 P.A.(Fe = 56, O = 16, H = 1)
 A) 56,4 B) 200 C) 280 D) 17,5 E) 160
07. En la obtención industrial del metanol se utiliza la siguiente reacción:
 $CO_{(g)} + H_{(g)} \rightarrow CH_3OH_{(g)}$
 ¿Qué cantidad (en masa) de monóxido es necesario para preparar 960g de metanol?
 A) 840g B) 1400 C) 3500 D) 420 E) 280
08. En la metalurgia del hierro se obtiene este metal por reducción del Fe_2O_3 con carbón según:
 $Fe_2O_3 + C \rightarrow Fe + CO$
 si reaccionan 320 g de Fe_2O_3 y 80 g de carbono, se obtienen 201,6 g de hierro. ¿Cuál es el rendimiento del proceso?
 A)60% B)80% C) 90% D)70% E) 100%
09. Si se combustiona completamente 220g de propano con 900g de $O_{2(g)}$, según:
 $C_3H_{8(g)} + O_{2(g)} \rightarrow CO_{2(g)} + H_2O_{(g)}$
 Entonces, los gramos de $CO_{2(g)}$ a obtener, son (Masas Atómicas: C=12; O=16; H=1g/mol)
 A) 420 B) 480 C) 504
 D) 580 E) 660
10. En un reactor químico se agregan 12,8 g de SO_2 y 9,6 de O_2 . Indicar la masa de SO_3 que se obtiene si el rendimiento de la reacción es 75% según la reacción :
 $SO_{2(g)} + O_{2(g)} \rightarrow 2 SO_{3(g)}$
- A) 6 g B) 12 C) 8 D) 10 E) 14
11. En la síntesis del amoníaco (NH_3) se combinan 56 g de N_2 y 18 g de H_2 :
 $N_2 + H_2 \rightarrow NH_3$
 ¿Qué peso de producto se habrá de formar como máximo? P.A.(N = 14, H = 1)
 A) 45g B) 38 C) 60 D) 42 E) 68
12. ¿Qué volumen de aire se requiere para combustionar o quemar 60 litros de gas doméstico licuado o gas propano (C_3H_8). Con fines prácticos se asume la siguiente composición volumétrica para el aire seco: $N_2 = 80\%$; $O_2 = 20\%$?
 $C_3H_8 + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$
 A)500L B)1500 C) 3000 D) 300 E) 2500

Sesión 06: SOLUCIONES

1.0 Definición

Una solución (o disolución) es una mezcla homogénea formada por dos o más sustancias puras, que no reaccionan entre sí y que se encuentran en proporciones variables. La sustancia que se encuentra en menor cantidad se denomina *soluta* (*sol*), mientras que la sustancia que está en mayor proporción es el *disolvente* (*dte*). Por ejemplo, cuando mezclamos una pequeña cantidad de cloruro de sodio, NaCl, con una gran cantidad de agua, decimos que el agua es el disolvente y el cloruro de sodio es el soluto.



2.0 Clasificación de las disoluciones

Una disolución puede ser gaseosa, sólida o líquida; dependiendo del estado físico de los componentes que la forman. En la tabla 1 se muestran ejemplos de cada uno de estos tipos:

Tabla 1. Clasificaciones de las disoluciones según su estado.

Tipo	Componentes		Ejemplos
	Soluta	Solvente	
sólida	Sólido	Sólido	Bronce (Cu/Zn), Soldadura (Sn/Pb) Oclusión de H ₂ en paladio o platino
	Gas	Sólido	
Líquida	Sólido	Líquido	NaCl en agua
	Líquido	Líquido	Etanol en agua
	Gas	Líquido	Agua gaseosa, espumantes
Gaseosas	Gas	Gas	Aire (O ₂ + N ₂ , otros)

Las disoluciones pueden ser, según su concentración, diluidas, concentradas, saturadas y sobresaturadas. Una solución con una concentración baja de soluto se describe como diluida; una con una concentración elevada se describe como concentrada; una que contiene disuelta la máxima cantidad de soluto posible se describe como saturada y una que contiene más soluto del que puede disolver se describe como sobresaturada. Esta última inestable.

Algunas soluciones, por su capacidad de conducir la corriente eléctrica -o conductividad eléctrica- son conocidas como electrolíticas (o iónicas) y no electrolíticas (o moleculares).

3.0 Formas de expresar la concentración

La concentración de una solución se define como la relación de la cantidad de soluto entre la cantidad de solución. Las unidades de concentración más frecuentes son:

3.1.1. Porcentaje en masa, % (p/p)_{soluta}

También llamado porcentaje en peso o peso porcentual de ahí el símbolo "%(p/p)". Es la masa de soluto disuelto por cada cien partes de masa de solución. Es una de las unidades de concentración más sencillas, dada por:

$$\%(p/p)_{\text{soluta}} = \frac{\text{masa del soluto}}{\text{masa de la solución}} \times 100$$

3.1.2. Porcentaje en volumen, % (v/v)_{soluta}

Se emplea generalmente en disoluciones líquidas. Indica el volumen de soluto por cada cien partes de volumen de la solución, se determina mediante la siguiente relación:

$$\%(v/v)_{\text{soluta}} = \frac{\text{volumen del soluto}}{\text{volumen de la solución}} \times 100$$

3.1.3. Porcentaje en masa-volumen, % (m/v)_{soluta}

Se emplea generalmente en disoluciones líquidas. Indica la masa de soluto por cada cien partes en volumen de la solución, se determina mediante la siguiente relación:

$$\%(m/v)_{\text{soluta}} = \frac{\text{masa del soluto}}{\text{volumen de la solución}} \times 100$$

3.1.4. La fracción molar de un componente, X_i

Es la relación del número de moles del soluto al número total de moles (soluto más disolvente), se determina mediante la siguiente ecuación:

$$X_{\text{soluto}} = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{moles totales}}$$

Es común usar el símbolo X para denotar fracción molar, con un subíndice que indica el componente de interés. Por ejemplo, la fracción molar de HCl en una solución de ácido clorhídrico se denotaría con X_{HCl} . La suma de las fracciones molares de todos los componentes de una solución debe ser igual a 1.

3.1.5. La Molaridad, M

Se define como el número de moles de soluto disuelto en un litro de solución. Se calcula mediante la siguiente fórmula:

$$M = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{Volumen de solución, en Litros}}$$

3.1.6. La Normalidad, N

Se define como el número de equivalentes de soluto que hay en un litro de solución. Se determina según la siguiente relación:

$$N = \frac{\text{\# equivalentes de soluto}}{\text{Volumen de solución, en Litros}}$$

¿Cómo se calcula el # de equivalentes?

$$\# \text{ de equivalentes} = \frac{\text{masa de soluto}}{\text{peso equivalente}}$$

¿Cómo se calcula el peso equivalente?

$$\text{peso equivalente} = \frac{\bar{M}}{\theta}$$

¿Cómo se calcula ?



Para ácidos: es igual al número H^+ que produce al ionizarse o que reacciona con un mol de OH^-

Para bases: es igual al número de OH^- que produce al ionizarse o que reacciona con un mol de H^+

Para sales: es la valencia total de uno de cualquiera de sus iones.

Existe una relación entre N y M:

$$N = \theta.M$$

3.1.7. Molalidad, m

Se define como el número de moles de soluto disueltos en un kilogramo de disolvente:

$$\text{Molalidad (m)} = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{kg de disolvente}}$$

4.0 Dilución

Las soluciones que se emplean ordinariamente en el laboratorio suelen compararse o prepararse en forma concentrada (llamadas *soluciones stock*). Por ejemplo, el ácido clorhídrico, HCl, se adquiere como solución 12M (ácido clorhídrico concentrado). *La dilución es el procedimiento que se sigue para preparar una disolución menos concentrada a partir de una más concentrada.*

Cuando agregamos disolvente para diluir una solución, el número de moles de soluto no cambia, por tanto: moles de soluto antes de diluir = moles de soluto después de diluir, que en términos de molaridad y volúmenes se expresa como:

$$M_1 V_1 = M_2 V_2$$

Ecuación conocida como *ecuación de dilución*.

5.0 Solubilidad

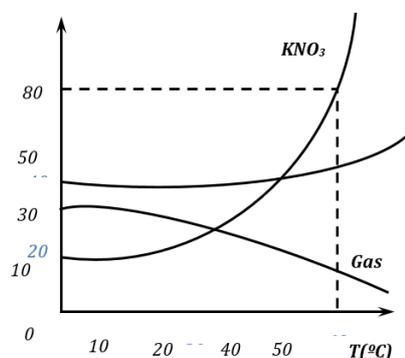
La solubilidad se define como la máxima cantidad de soluto que se puede disolver en 100g de solvente a una determinada temperatura. Generalmente se expresa en gramos de soluto por 100 g de solvente. El solvente más empleado es el agua.

Factores que afectan la solubilidad

Naturaleza de los componentes.- La solubilidad depende de la similitud en las polaridades del disolvente y el soluto, lo que se resume en "*lo semejante disuelve a lo semejante*".

Variación de la temperatura.- La solubilidad generalmente se incrementa con la temperatura para los solutos sólidos y líquidos, pero decrece para los solutos gaseosos.

La presión.- Favorece a la solubilidad de gases en líquidos.



Nota:

Conversiones de unidades de concentración

Todas las unidades que acabamos de discutir representan diferentes maneras de expresar concentración, así que se pueden interconvertir entre sí. Tengan en mente los siguientes puntos:

Para convertir una unidad basada en masa a otra basada en volumen, necesita la *densidad* de la solución. Dada la masa de la solución, la densidad le da el volumen o viceversa.

La molalidad involucra cantidad de disolvente, mientras que las otras implican cantidad de solución.

R

Una solución es una mezcla homogénea, por lo tanto es una composición química inalterable en todas sus partes

N



Soluto.- Sustancia química que se disuelve.
Solvente.- Sustancia química que disuelve.

C

El suero fisiológico (o Solución Salina) es una solución estéril de cloruro de sodio al 0,9% (p/v) en agua.

- Marca la alternativa correcta dentro de un círculo.
1. Con respecto a las soluciones, indique la proposición correcta :
 - i. Los gases son más solubles en agua caliente que en agua fría.
 - ii. La solución de sustancias insolubles se llama sobresaturada.
 - iii. Para que la solución sea saturada debe mantenerse a alta temperatura.
 - iv. La solubilidad del cloruro de sodio aumenta al aumentar la temperatura.
 - v. Las soluciones presentan la propiedad de refractar la luz.
- A) v B) iv C) iii D) ii E) i

2. Respecto a las soluciones, indicar verdadero (V) o falso (F) según corresponda :
- * Al mezclar hidrógeno y oxígeno a temperatura ambiente, se forma una solución acuosa.
 - * Una solución se puede obtener de una mezcla de dos o más sustancias y no de una reacción.
 - * De 40 ml de una solución de hidrógeno de Litio al 38% en peso, se toma 20 ml de ella, luego la nueva concentración será 19% en masa.
 - * El agua destilada es una solución diluida.
- A) VVVV B) FFVV C) VVFF
D) VVVF E) FVVV
3. No es una solución :
- A) Agua potable
B) Salmuera
C) Ácido muriático
D) Mercurio en platino
E) Peróxido de hidrógeno
4. ¿Cuántos gramos de cloruro de sodio están presentes en 100 ml. de solución, cuya concentración es de 0,34 M? (Na=23 Cl=35.5)
- a) 1,99 b) 0,199 c) 19,9
d) 199 e) 198,9
5. En un volumen de 300 ml. de disolución se encuentran 30 g. de hidróxido de sodio. Halle la concentración molar (Na=23, H=1, O=16)
- a) 5 b) 0.5 c) 2.5
d) 25 e) 0.25
6. Que volumen en mililitros son necesarios para preparar 0.5 litro de una solución 0,5 Normal de á. sulfúrico de densidad 1,84 kg/ litro del 98% de pureza. P.A. (S=32; H=1; O=16)
- a) 13,59 b) 8,79 c) 28,00
d) 7,79 e) 27,25
7. Los gramos de K(OH) que se requieren para prepara 200 cm³ de una solución 0,5 M es: K = 39
O = 16 H = 1
- a) 10 b) 56 c) 5,6
d) 6,5 e) 15
8. 5. ¿Cuántos gramos de hidróxido de potasio estarán presentes en 100 gramos de una solución acuosa 0.5 molal? (Pesos atómicos: K = 39, O = 16, H = 1)
- a) 5.4 g b) 2.7 g c) 5.0 g
d) 4.0 g e) 2.8 g
9. En 800 ml de una solución al 0,625N, existen 18,25 gramos de soluto. ¿Cuál de los siguientes compuestos podría ser el soluto? (Na= 23; Cl= 35,5; H= 1; S= 32; O= 16)
- a) NaCl b) H₂SO₄ c) NaOH
d) BClO e) HCl
10. Una cierta solución de ácido orto fosfórico, tiene una densidad de 1,40 g/ml con una concentración del 40%. ¿Cuál es su normalidad? (H = 1; P = 31; O = 16)
- a) 1,7 b) 5,7 c) 11,4
d) 17,2 e) 12,5
11. Una solución acuosa de 2 litros contiene 0.4 moles de ácido sulfúrico. ¿Cuál es la normalidad de la solución? (Pesos atómicos: H= 1, S= 32, O= 16)
- a) 0.2 N b) 0.1 N c) 0.4 N
d) 2 N e) 4 N
12. Calcular la cantidad de gramos de hidróxido de sodio que se necesitan para preparar 5 litros de una solución 0,10 M.
- a) 40 b) 30 c) 20
d) 10 e) 5
13. ¿Cuántos gramos de ácido fosfórico se requiere para preparar 250 ml de solución 0,3M?
- a) 7,35 b) 7,00 c) 98,0
d) 0,98 e) 5,00
14. La masa en gramos de yoduro de potasio necesaria para preparar 250 ml de solución 0,01 M es:
- A) 0,42 B) 0,66 C) 4,20
D) 6,64 E) 41,50
15. La molaridad de una solución al disolver 14,31 g de carbonato de sodio hasta 300 ml de solución es:
- A) 0,15 B) 0,25 C) 0,45
D) 1,25 E) 0,125
16. La molaridad de una solución de hidróxido de amonio de d = 0,97 g/ml y al 5,03% es de:
- A) 2,87 B) 1,39 C) 5,74
D) 2,0 E) 7,02
17. Los gramos de yoduro de potasio necesarios para preparar 25ml de solución 0,36M son:
- A) 3,49 B) 2,49 C) 1,49
D) 0,49 E) 5,0
18. Se prepara una solución mezclando 30mL de HCl 8.0 M, 100mL de HCl 2.0M y agua suficiente para completar 200.0 mL de solución. ¿Cuál es la molaridad del HCl en la solución final?
- A) 0,45M B) 1,0M C) 2,2M
D) 4,5 M

Sesión 07: TEORÍA CINÉTICA MOLECULAR DE LOS GASES

1.0 Definición

Esta teoría permite explicar las propiedades físicas de los gases desde un punto de vista microscópico, es decir a escala molecular. La teoría cinética molecular fue desarrollada a lo largo de un periodo de unos 100 años. Fue propuesto por Bernoulli (1738) y perfeccionada por Rudolf Clausius, Maxwell y finalmente Boltzman.



La teoría cinética molecular se resume con en los siguientes postulados:

1. Todo gas ideal está formado por pequeñas partículas puntuales (átomos o moléculas).
2. Las moléculas gaseosas se mueven a altas velocidades y al azar, describiendo trayectorias rectilíneas.
3. Las fuerzas de atracción y repulsión entre moléculas del gas son insignificantes. Por lo tanto poseen un movimiento libre.
4. Los choques de las moléculas contra las paredes del recipiente son elásticos, es decir que antes y después de cada choque la molécula tiene la misma velocidad. Estos choques son los que producen la presión.
5. La energía cinética promedio de la traslación de una molécula, debido a la velocidad que poseen, es directamente proporcional a la temperatura absoluta del gas.

2.0 Gases Ideales o perfecto

Es un modelo teórico de gas, que cumple exactamente todo los postulados de la teoría cinética molecular. Los gases reales a bajas presiones y altas temperaturas tienen un comportamiento muy aproximado de gas ideal.

3.0 Ecuación de estado del gas ideal

Expresión matemática que relaciona las variables (temperatura, presión, volumen y la cantidad de sustancia) que caracterizan el estado de un gas ideal.

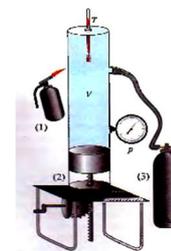
$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

Donde: V = volumen del gas (L)

T = temperatura del gas (°K)

P = presión absoluta del gas (atm)

R = Constante Universal de los gases ideales: = $0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{°K}}$



4.0 Ecuación de procesos de los Gases ideales

4.1. Procesos Gaseosos Restringido

Es aquel proceso en donde una de las variables de estado (presión, volumen o temperatura) se mantiene fija o constante. Estos procesos tienen un nombre característico, a saber:

Proceso Gaseoso	Constante	Ley	Variación
Isotérmico	T (temperatura)	Ley de Boyle-Mariotte	P, V
Isobárico	P (presión)	Ley de Charles	V, T
Isocórico	V (volumen)	Ley de Gay Lussac	P, T

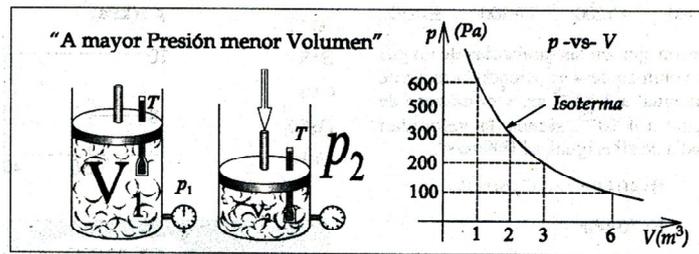
a) Proceso Isotérmico - Ley de Boyle-Mariotte

"Si una masa de gas se somete a un proceso, manteniendo la temperatura constante, se cumple que la presión absoluta varía en función inversa con el volumen", entonces la ecuación de estado queda reducida a:

$$P \cdot V = K \quad \text{donde } K = P \cdot V = \text{constante}$$

$$\text{Si : } T_1 = T_2,$$

$$P_1 V_1 = P_2 V_2$$



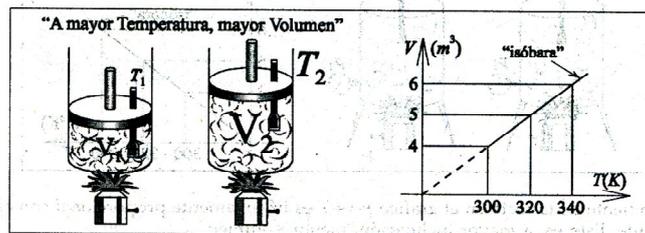
b) Proceso Isobárico (P = Cte) - Ley de Charles

"Si una masa de gas es sometida a un proceso, manteniendo la presión constante, se cumple que el volumen varía en función directa con la temperatura absoluta"

$$V \propto T \quad \text{ó} \quad V = K \cdot T \quad \text{ó} \quad V/T = K \text{ (constante)}$$

$$\text{Si : } P_1 = P_2,$$

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$



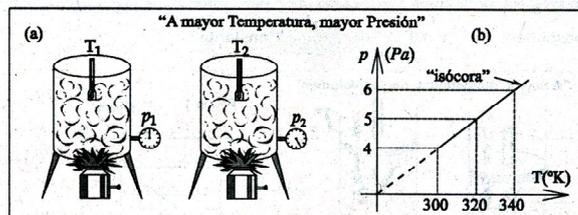
c) Proceso Isocórico o isométrico (V = Cte) - Ley de Gay Lussac

"Si una masa de gas se somete a un proceso, manteniendo el volumen constante, se cumple que la presión absoluta varía en función directa con la temperatura absoluta"

$$P \propto T \quad \text{ó} \quad P = K \cdot T \quad \text{ó} \quad P/T = K \text{ (constante)}$$

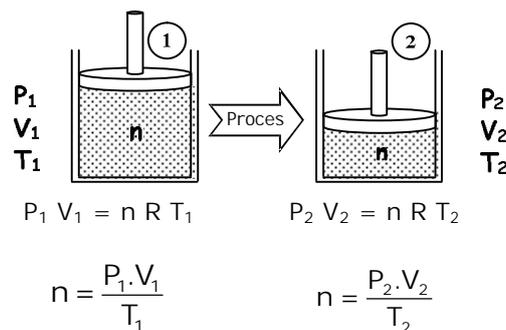
$$\text{Si : } V_1 = V_2,$$

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$$



4.2. Procesos Gaseoso General

Es aquel proceso por el cual un gas cambia de un estado inicial (1) a otro estado final (2). En otras palabras, es el cambio en la medida de las variables de estado a una misma masa (Proceso isomáxico).



Como el proceso se realiza a masa constante (isomáxico) entonces podemos expresar:

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}$$

Ecuación General de los Gases Ideales

5.0 MASA MOLAR Y DENSIDAD DE LOS GASES

La ecuación de los gases ideales nos permite calcular la densidad (D) conociendo la masa molar (\bar{M}) de un gas o viceversa. La expresión matemática es:

$$D = \frac{P \cdot \bar{M}}{R \cdot T}$$

6.0 MEZCLA DE GASES

Es la unión de dos o más gases (componentes de la mezcla) sin la ocurrencia de una reacción química entre ellos. Donde cada gas componente de la mezcla conserva sus propiedades.

6.1. LEY DE DALTON O DE LAS PRESIONES PARCIALES

"En toda mezcla gaseosa cada componente ejerce una presión parcial igual a la que ejercería si estuviera ocupando sólo el volumen del recipiente que contiene la mezcla, es decir la presión total de la mezcla es igual a la suma de las presiones parciales de sus componentes"

$$P_{\text{total}} = P_1 + P_2 + P_3 + \dots$$
$$P_i = X_i \cdot P_{\text{total}}$$

6.2. LEY DE AMAGAT O DE LOS VOLÚMENES PARCIALES

"En toda mezcla gaseosa cada componente ocupa un volumen parcial igual al que ocuparía si estuviera sólo a la misma temperatura y presión de la mezcla, es decir el volumen total de la mezcla es igual a la suma de volúmenes parciales de sus componentes"

$$V_{\text{Total}} = V_1 + V_2 + V_3 + \dots$$

R

Gas ideal es un gas hipotético que existiría a altas temperaturas y baja presión. No es afectada por las condiciones ambientales.

N



Gas.- Estado de agregación de la materia cuya característica principal es la compresión.

C

El término gas fue propuesto por el científico flamenco Jan Baptista van Helmont en el siglo XVII.

· Marca la alternativa correcta dentro de un círculo.

- | | |
|--|---|
| <p>01. ¿Que volumen ocupa 10 moles de Hidrógeno a 77°C y 2 atm de presión?
a) 143.5L b) 2000L c) 287 L
d) 574 L e) 900 L</p> <p>02. ¿Cuál es el volumen ocupado por 2 moles de Oxígeno a 3°C bajo cero y 624 mmHg de presión? $R=0,082\text{atm}\cdot\text{L}/\text{mol}\cdot\text{K}$ y $1\text{atm}=760\text{mmHg}$.
a) 54L b) 108L c) 58L
d) 20 L e) 44.8 L</p> | <p>03. Durante una reacción química se recoge 7,6L de Hidrógeno a 900 mmHg y 27 °C ¿Cuál será el volumen a C.N?
a) 7.6 L b) 2.73 L c) 91 L
d) 8.18 L e) 4.09 L</p> <p>04. Un tanque contiene 200 L. de Oxígeno a 1200 mm. de Hg. Se expande isotérmicamente hasta ocupar un volumen de 350 L. ¿Cuál es la presión final en mm. Hg?
a) 685.7 b) 2400 c) 1200
d) 900 e) 342.8</p> |
|--|---|

05. Un recipiente cilíndrico de paredes metálicas contiene acetileno (C_2H_2) a $127^\circ C$ y 2 atm . ¿Hasta qué temperatura se debe de enfriar para que la presión sea $1,6\text{ atm}$?
a) $320^\circ C$ b) $320^\circ K$ c) $101,6^\circ C$
d) $101,6^\circ K$ e) $77^\circ C$
06. Cierta cantidad de amoniaco ocupa 600 L a $27^\circ C$ y 800 mm.Hg. , si la temperatura disminuye en $250^\circ K$ y la presión aumenta a 1000 mm.Hg. ¿Cual es el nuevo volumen ocupado por dicho gas?
a) 6400 L b) 3200 L c) 400 L
d) 1200 L e) 800 L
07. Se calienta cierta masa de un gas de $27^\circ C$ a $117^\circ C$ sin que varié su presión, entonces su volumen ¿En que porcentaje debe de aumentar?
a) 190% b) 90% c) 100%
d) 45% e) 200%
08. El aire contenido en un balón metálico se encuentra inicialmente a 700 mm.Hg. y $27^\circ C$, al ser expulsado a la luz solar la temperatura se eleva hasta $37^\circ C$ ¿Cuál es el valor de la presión en mm. Hg. que adquiere?
a) 696 b) $800,3$ c) $723,3$
d) $593,7$ e) 200
09. ¿Cuál será el volumen ocupado por una mezcla de $0,7$ moles de Nitrógeno y $0,8$ moles de Oxígeno a $25^\circ C$ y 3 atm. de presión?
a) $12,2$ b) $24,4$ c) 2
d) 15 e) 20
10. Cierta gas se expande isobáricamente de 100 litros a 500 litros ¿Determinar cuál será la temperatura final que alcanza? si inicialmente se encontraba a $500^\circ K$
a) $2500^\circ K$ b) $2500^\circ C$ c) $2000^\circ K$
d) $2000^\circ C$ e) $1500^\circ C$
11. Isobáricamente el volumen de un gas se duplica. Si la temperatura inicial es $27^\circ C$. Calcular la temperatura final.
A) 237° B) 100 C) 327
D) 517 E) N.A.
12. La presión de un gas es 8 atm y ocupa un volumen de 400 L . Si la presión se reduce en un 50% . Hallar el volumen final, proceso isotérmico.
A) 500 L B) 600 C) 700
D) 800 E) 300
13. Un globo meteorológico lleno de gas helio, se encuentra a una presión de 3 atm y $27^\circ C$ si el radio inicial es $1,5\text{ m}$. ¿Cuál será el nuevo radio a una presión de $0,5\text{ atm}$ y $127^\circ C$?
A) 2 m B) 3 C) 4 D) 5 E) 6
14. Cierta masa de gas nitrógeno ocupa un volumen de 10 L a la presión de 2 atm isotérmicamente su volumen se reduce a 4 L . Luego isocóricamente aumenta su presión a 10 atm y su temperatura a $327^\circ C$. Calcular la temperatura inicial.
A) $300^\circ K$ B) $200^\circ K$ C) $150^\circ K$
D) $100^\circ K$ E) $450^\circ K$
15. Se tiene 400 ml de un gas ideal a 27° y 1 atm , si se cuadruplica su volumen a igual presión. Determine la nueva temperatura.
A) 120 K B) 12 C) 1200
D) 140 E) 1400
16. Una botella de oxígeno contiene 10 L de gas a $0^\circ C$ y a la presión de 2 pascal . ¿Qué presión ejerce cuando se calienta a $40^\circ C$?
A) 4 Pa B) $2,3$ C) 5 D) $5,3$ E) $3,3$
17. Cuando la presión absoluta de un gas ideal se triplica, el volumen se reduce en $2/5$ de su valor inicial. Si la temperatura relativa inicial se duplica. Hallar su valor en $^\circ C$.
A) 273° B) 546° C) 1092°
D) 127° E) 2033°

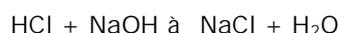
Sesión 08: ÁCIDOS - BASES

1.0 Definición

Muchos químicos intentaron definir a la pregunta ¿Qué es un ácido?, al respecto existen tres teorías que explican los conceptos de ácidos y bases: la teoría de Arrhenius, la teoría de Brønsted-Lowry y la teoría de Lewis.

2.0 Características generales

Ácidos y bases, son dos tipos de compuestos químicos que presentan características opuestas. Los ácidos tienen un sabor agrio (por ejemplo, el ácido cítrico del limón), colorean de rojo el tornasol (tinte rosa que se obtiene de ciertos líquenes) y reaccionan con ciertos metales desprendiendo hidrógeno. En contraste, las bases tienen sabor amargo, colorean el tornasol de azul y se sienten resbalosas al tacto (el jabón es buen ejemplo). Cuando las bases se combinan con los ácidos tiene lugar una reacción de neutralización. En esta reacción las propiedades características de ambos desaparecen por completo y los productos que generalmente se forma son sal y agua. Así, el ácido clorhídrico y el hidróxido de sodio, producen cloruro de sodio y agua.



3.0 Teorías Ácido-Base

3.1. Teoría de Arrhenius-1884

Los conocimientos modernos de los ácidos y las bases parten de 1884, cuando el químico sueco Svante Arrhenius (y más tarde el químico alemán Wilhelm Ostwald) presentó una teoría que identificaba a un ácido y a una base en soluciones acuosas. Desde su punto de vista, definió los ácidos como sustancias químicas que contenían hidrógeno, y que disueltas en agua producían una concentración de iones hidrógeno o protones (H^+), mayor que la existente en el agua pura. Del mismo modo, Arrhenius definió una base como una sustancia que disuelta en agua producía un exceso de iones hidroxilo, OH^- .

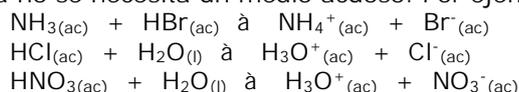
Tabla 1. Ácidos y bases de Arrhenius-Ostwald

Ácidos	Bases
$\text{HNO}_{3(\text{ac})} \rightarrow \text{H}^+ + \text{NO}_3^-$ (monoprótico)	$\text{NaOH}_{(\text{ac})} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{OH}^-$ (monobásico)
$\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{ac})} \rightarrow 2 \text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-}$ (diprótico)	$\text{Ca}(\text{OH})_{2(\text{ac})} \rightarrow \text{Ca}^{2+} + 2 \text{OH}^-$ (dibásico)
$\text{H}_3\text{PO}_{4(\text{ac})} \rightarrow 3 \text{H}^+ + \text{PO}_4^{3-}$ (triprótico)	$\text{Al}(\text{OH})_{3(\text{ac})} \rightarrow \text{Al}^{3+} + 3 \text{OH}^-$ (tribásico)

La teoría de Arrhenius y Ostwald ha sido objeto de críticas. La primera es que el concepto de ácidos se limita a especies químicas que contienen hidrógeno y el de base a las especies que contienen iones hidroxilo. Para Arrhenius-Ostwald, la propiedad básica de sustancias como el NH_3 en solución acuosa, era inconcebible. La segunda crítica es que la teoría sólo se refiere a disoluciones acuosas, cuando en realidad se conocen muchas reacciones ácido-base que tienen lugar en ausencia de agua.

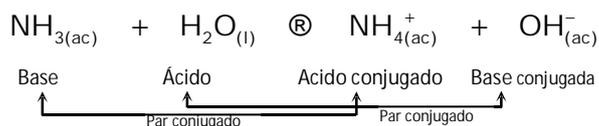
3.2. Teoría Brønsted-Lowry-1923

Una teoría más satisfactoria es la que formularon en 1923 el químico danés Johannes Brønsted y, paralelamente, el químico británico Thomas Lowry. Esta teoría establece que los ácidos son sustancias capaces de ceder protones (iones hidrógeno H^+) y las bases sustancias capaces de aceptarlos. Aún se contempla la presencia de hidrógeno en el ácido, pero ya no se necesita un medio acuoso. Por ejemplo:



Una extensión de la definición de Brønsted de ácidos y bases es el concepto de *par conjugado ácido-base*. Cuando un ácido de Brønsted-Lowry dona un protón, forma la base conjugada de ese ácido. Cuando una base acepta un protón, forma el ácido conjugado de esa base, formándose un ácido conjugado y una base conjugada como productos. Por ejemplo:

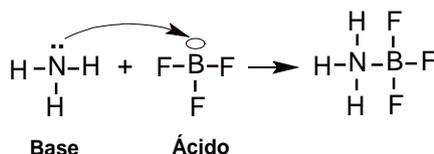




Se debe tener en cuenta que un ácido fuerte generará una base conjugada débil y una base débil genera un ácido conjugado fuerte.

3.3. Teoría de Lewis-1923

En 1923 el químico estadounidense Gilbert N. Lewis presentó la más completa de las teorías ácidos y bases en la que no se requería la presencia de hidrógeno en el ácido. En ella se establece que los ácidos son receptores de uno o varios pares de electrones y las bases son donantes de uno o varios pares de electrones. Esta teoría también tiene la ventaja de que es válida con disolventes distintos del agua y no se requiere la formación de una sal o de pares ácido-base conjugados. Por ejemplo: $\text{NH}_3 + \text{BF}_3 \rightarrow \text{H}_3\text{N}-\text{BF}_3$



Según esto, el amoníaco se comporta como una base, pues es capaz de ceder un par de electrones al trifluoruro de boro para formar un par ácido-base.

Son ácidos de Lewis:

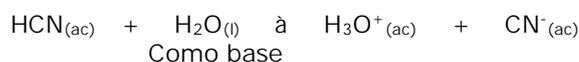
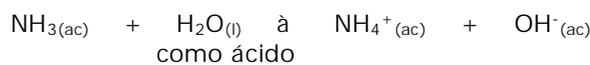
- P Aquellos compuestos cuyo átomo central no han completado el octeto. Ejemplo: BeCl_2 , BH_3
- P Todos los iones positivos, en virtud a que pueden aceptar electrones. Ejemplo: Ag^+ , Ca^{+2} , etc.
- P Aquellas sustancias cuyo átomo central presenta uno o más enlaces múltiples. Ejemplo: CO_2 , SO_2 , etc.

Son bases de Lewis:

- P Son aquellos compuestos cuyo átomo central tiene uno o dos pares de electrones no compartidos. Ejemplo: agua, etanol, cianuro, oxhidrilo, etc.
- P Todos los iones negativos (aniones). Ejemplo: Cl^- , S^{-2} , etc.

4.0 Anfoterismo

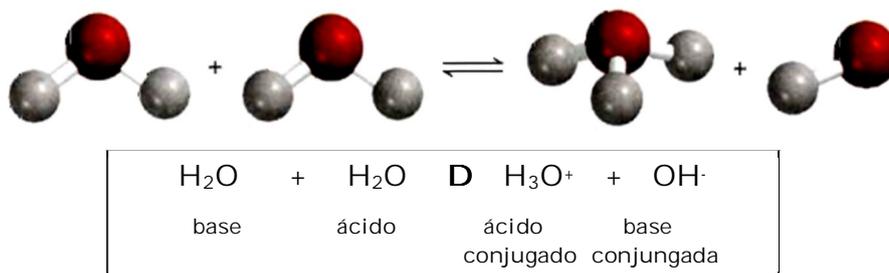
El anfoterismo es el término general que describe la habilidad de una sustancia para actuar como ácido o como base. Las sustancias anfóteras se conocen también como anfipróticas o anfólicas. Ejemplo: el agua.



Nota: El que el agua actúe como ácido o como base depende de la otra sustancia presente.

5.0 Autoionización del agua

Experimentos cuidadosos de conductividad eléctrica han demostrado que el agua puede actuar como donador y receptor de un protón entre moléculas de agua. Esta transferencia de protón se denomina autoionización y expresa la ionización del disolvente agua, pero en pequeño grado y da lugar a una conductividad muy pequeña en el caso del agua pura.



En la ecuación anterior la ecuación se encuentra en equilibrio con iones hidronios e iones hidróxidos, pero el equilibrio se encuentra desplazado a la izquierda.

A 25°C la concentración de iones hidronio es $1,0 \times 10^{-7} \text{M}$ y la concentración de hidróxido es, también, $1,0 \times 10^{-7} \text{M}$.

$$[\text{H}^+] = 1,0 \times 10^{-7} \text{M}$$

$$[\text{OH}^-] = 1,0 \times 10^{-7} \text{M}$$

El producto de ambas concentraciones se llama PRODUCTO IÓNICO DEL AGUA y es siempre igual a una constante que se conoce como la Constante del Producto Iónico del Agua, K_w , que a 25°C es:

$$K_w = 1,0 \times 10^{-14}$$

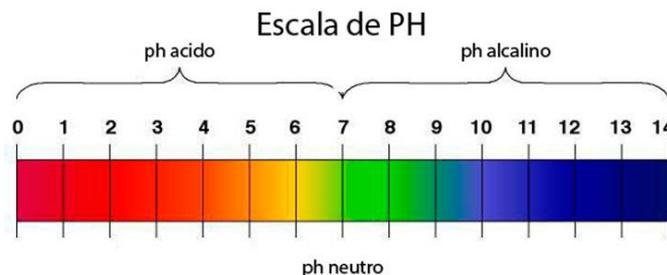
6.0 La Escala "p"

6.1. La escala pH (Potencial de Hidrógeno)

Es una forma sencilla de medir el carácter ácido de una sustancia química. Se evalúa en base a la concentración de iones hidrógeno, H^+ . La concentración de H^+ en una solución acuosa es ordinariamente muy pequeña, por tanto, es difícil trabajar con ella. En 1909, Sören Sorensen propuso una medida más práctica de expresar esta concentración: el pH. El pH de una disolución se define como el logaritmo negativo de la concentración del ión hidrógeno (en mol/L).

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+] \quad \text{ó} \quad \text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$$

Rango del pH



Ejemplo:

Calcular el pH de una solución cuya concentración de iones hidrógeno es 10^{-4}M

Solución:

$$[\text{H}^+] = 10^{-4} \text{M} \quad \text{p} \quad \text{pH} = -\log [\text{H}^+] \quad \text{p} \quad \text{pH} = -\log [10^{-4}] \quad \text{p} \quad \text{pH} = 4$$

6.2. Potencial de Hidróxilo (pOH)

El pOH es una forma de expresar la concentración de los iones hidroxilo en una solución.

Se calcula mediante la fórmula:

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-]$$

6.3. Relación entre pH y pOH

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$

7.0 Medición de pH

El pH de una solución se puede medir con rapidez y exactitud por medio de un medidor de pH. Para entender cabalmente cómo funcionan estos importantes dispositivos se requiere conocimientos de electroquímica. En forma breve, un medidor de pH se compone de un par de electrodos conectados a un medidor capaz de medir voltajes pequeños, del orden de los milivoltios. Cuando los electrodos se colocan en una solución se genera un voltaje, el cual varía con el pH. El medidor lee este voltaje, y está calibrado para mostrar el pH.

Aunque son menos precisos, los indicadores ácido bases se suelen usar para medir el pH. Un indicador ácido-base es una sustancia colorida que puede existir ya sea en forma de ácido o en forma de base. Las dos formas tienen colores distintos. Así, el indicador adquiere un cierto color en medio ácido y cambia a otro color si se pone en una base. Por ejemplo, el tornasol, uno de los indicadores más comunes, cambia de color cerca de pH 7. Sin embargo, el cambio de color no es muy definido. El color rojo indica un pH de alrededor de 5 o menos, y el tornasol azul indica un pH de aproximadamente 8 o más.

Tabla 1. Indicadores ácido-base, o de pH, más comunes.

Nombre	Intervalo de pH	Color en medio:	
		Ácido	Básico
Azul de bromofenol	3,0 - 4,6	Amarillo	Púrpura
Anaranjado de metilo	3,1 - 4,4	Rojo	Amarillo
Rojo de metilo	4,2 - 6,2	Rojo	Amarillo
Azul de bromotimol	6,0 - 7,6	Amarillo	Azul
Tornasol	5,8 - 8,0	Rojo	Azul
Fenolftaleína	8,0 - 9,8	Incoloro	Rojo-violeta
Amarillo de alizarina	10,1 - 12,0	Amarillo	Violeta

8.0 Fuerza Ácida o basicidad

8.1. Fuerza ácida

Es la capacidad que tiene un ácido para disociarse en un medio acuoso. A mayor grado de disociación del ácido, entonces mayor será su fuerza ácida. En otras palabras, la fuerza de un ácido se determina por la capacidad que tiene este para transferir un protón al agua, produciendo el ion hidronio, H_3O^+ . Los siete ácidos fuertes más comunes incluyen seis ácidos monopróticos (HCl, HBr, HI, HNO_3 , $HClO_3$, $HClO_4$) y un ácido diprótico (H_2SO_4).

8.2. Fuerza Base

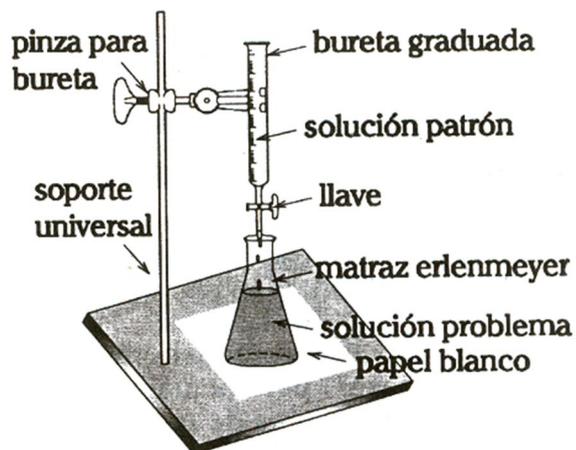
Es la capacidad que tiene una base para disociarse en un medio acuoso. A mayor grado de disociación de la base, entonces mayor será su fuerza base. Las bases fuertes solubles más comunes son los hidróxidos iónicos de los metales alcalinos (grupo IA) y de los metales alcalinotérreos más pesados (grupo IIA), como: LiOH, NaOH, KOH, RbOH, CsOH, $Ca(OH)_2$, $Sr(OH)_2$ y $Ba(OH)_2$.

9.0 Titulación ácido-base

Las reacciones ácido-base son de las clases más importantes de reacciones químicas. En la naturaleza ocurren muchas reacciones ácido-base, tanto en plantas como animales. La titulación es el procedimiento que se utiliza para determinar la concentración de una disolución desconocida (título), ácida o básica, neutralizándola con una solución, básica o ácida, respectivamente, de concentración conocida (solución estándar). Generalmente las titulaciones ácido-base se efectúan con buretas y matraces utilizando un indicador como fenolftaleína, y dejando caer gota a gota la solución título sobre la solución estándar (o viceversa), agitando constantemente en el matraz hasta llegar al "punto de equivalencia", cuando empieza el cambio de color permanente. En una reacción de titulación se cumple que:

$$\#eq-g_{(\text{ácido})} = \#eq-g_{(\text{base})}$$

$$N_{\text{ácido}} \cdot V_{\text{ácido}} = N_{\text{base}} \cdot V_{\text{base}}$$



R

Una reacción de neutralización es una reacción química que ocurre entre un ácido y una base produciendo una sal y agua.



N

Anfótero.- Sustancia química que puede comportarse como ácido o como base en una determinada reacción química.

C

En medicina un antiácido es una sustancia, generalmente una base (medio alcalino), que actúa en contra de la acidez estomacal (ácidos generados por las glándulas parietales).

· Marca la alternativa correcta dentro de un círculo.

01. Dada las siguientes propiedades, las que corresponden a una base son:
1. Cambian a color rojo el papel de tornasol azul
 2. Producen sensación jabonosa al tacto
 3. Liberan Hidrógeno al reaccionar con algunos metales
 4. Reaccionan con minerales de carbonato, liberando CO_2
 5. Cambian el color rojo del papel de tornasol a azul
- Son ciertas:
A) 1,2 B) 2,5 C) 3,5 D) 2,4 E) N.A
02. Arrhenius define a un ácido, como una sustancia que:
- A) En medio acuoso desprende iones H^-
 - B) En medio acuoso desprende iones H^+
 - C) En medio acuoso desprende iones OH^-
 - D) Acepta iones H^+
 - E) Dona pares de electrones
03. Identifica la alternativa incorrecta
- A) Ácidos de Bronsted sustancias que proporcionan protones
 - B) Bases de Arrhenius sustancias que desprenden OH^- en el agua.
 - C) Ácidos de Lewis sustancias que aceptan electrones.
 - D) Bases de Bronsted sustancias que donan protones
 - E) Bases de Arrhenius sustancias que desprenden Hidrógenos en el agua
04. Identificar los pares conjugados de ácido-base en las siguientes ecuaciones:
- A) $\text{HCl} + \text{NH}_3$ D $\text{NH}_4^+ + \text{Cl}^-$
 - B) $\text{HCO}_3^- + \text{OH}^-$ D $\text{CO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O}$
 - C) $\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2 + \text{H}_2\text{O}$ D $\text{H}_3\text{O}^+ + \text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-$
 - D) $\text{H}_2\text{O} + \text{NH}_3$ D $\text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$
 - E) $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{H}_2\text{O}$ D $\text{H}_3\text{O}^+ + \text{CH}_3\text{COO}^-$
05. ¿Cuál de las alternativas siguientes agrupa a las sustancias que se comportan como ácidos de Brønsted-Lowry?
- A) H_2O y NH_4^+
 - B) NH_3 y NH_4^+
 - C) H_2O y OH^-
 - D) NH_3 y H_2O
 - E) NH_3 y OH^-
06. Dada las siguientes especies químicas, identifique el número de aquellas consideradas como ácidos de Lewis
 NH_3 , BI_3 , CN^- , Cd^{2+} , AlCl_3 , NH_4^+ , OH^-
- A) 1 B) 3 C) 4 D) 5 E) N.A
07. Calcular el pH de una solución de hidróxido de potasio, con una concentración de $3 \times 10^{-5} \text{ M}$ ($\log 3 = 0,477$)
- A) 4,5 B) 9,5 C) 3 D) 5 E) N.A
08. El pH de la orina es de 6, aproximadamente. ¿Cuál es la concentración de ácido en la orina?
- A) 10^6 B) 10^{-6} C) 10 D) -6 E) N.A

Unidad Didáctica III

"DIFUNDIMOS LAS RIQUEZAS CULTURALES Y LOS TALENTOS ARTÍSTICOS DE NUESTRA COMUNIDAD LOCAL, REGIONAL, NACIONAL E INTERNACIONAL"

Sesión 09: CINÉTICA QUÍMICA

Es el área de la química que se ocupa de estudiar la velocidad o rapidez con la que ocurren las reacciones químicas, los mecanismos mediante los cuales tiene lugar y los factores que las alteran.

Velocidad de Reacción

Expresa la variación o cambio de la concentración que experimentan los reactivos o productos por unidad de tiempo durante una reacción química (ver fig 1). Las unidades en que se expresa la velocidad de reacción es generalmente M/s ó mol/L.s-1

$$r_x = \mp \frac{\Delta [X]}{\Delta t}$$

Respecto al signo:
es (-) si X es un reactante
es (+) si X es un producto

Donde:

r_x = velocidad de reacción respecto a X.

$\Delta [X]$ = variación de la concentración de X

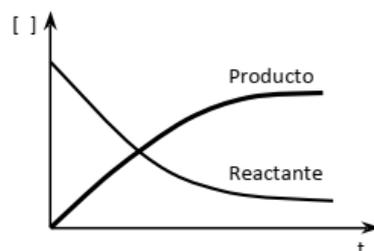
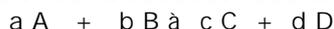


Fig. 1 Variación de las concentraciones

w Expresión de velocidad - velocidad y estequiometría

La velocidad con que ocurre una reacción química puede expresarse con relación a los coeficientes estequiométricos de cada una de las sustancias que intervienen en la reacción, esta relación suele llamarse expresión de velocidades. Sea la reacción hipotética balanceada:



La expresión de velocidad para esta reacción es:

$$r = -\frac{1}{a} r_A = -\frac{1}{b} r_B = +\frac{1}{c} r_C = +\frac{1}{d} r_D$$

En esta representación de varias igualdades, cualquiera de ellas puede emplearse para relacionar los cambios en las concentraciones con la velocidad de la reacción.

w Ley de velocidad o Ecuación Cinética

Expresa la relación entre la velocidad de reacción y las concentraciones de los reactivos. Aunque ello se determina experimentalmente para cada reacción, es muy útil usar la llamada "Ley de acción de masas"

Ley de acción de las masas

Propuesta por los químicos noruegos Cato Guldberg y Peter Waage, en 1864. Esta ley establece que la velocidad de una reacción química es proporcional a las concentraciones de las sustancias reaccionantes.

Sea la ecuación:



De acuerdo a la ley de acción de las masas:

$$r = k [A]^\alpha [B]^\beta [C]^\gamma [D]^\delta \dots$$

Donde:

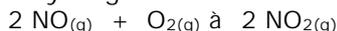
k = Constante específica de velocidad, la cual depende de la temperatura.

$\alpha, \beta, \gamma, \delta, etc.$ = exponentes enteros o fraccionarios obtenidos experimentalmente.

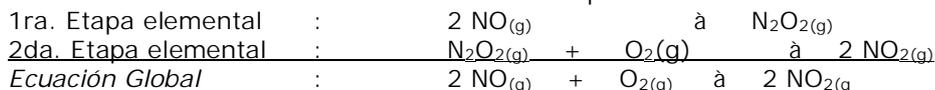
Los coeficientes $\alpha, \beta, \gamma, \delta, etc.$ indican los ordenes parciales de la reacción y su suma determina el orden global de ella. Adicionalmente, si estos exponentes coinciden con los coeficientes estequiométricos de la reacción, la reacción se denominará como "reacción elemental".

Mecanismo de Reacción

Es el camino o la secuencia de *reacciones elementales* por el cual transcurre una reacción. Considere la reacción de óxido nítrico y oxígeno:



Se supone que en realidad la reacción se lleva a cabo en dos pasos o reacciones elementales:

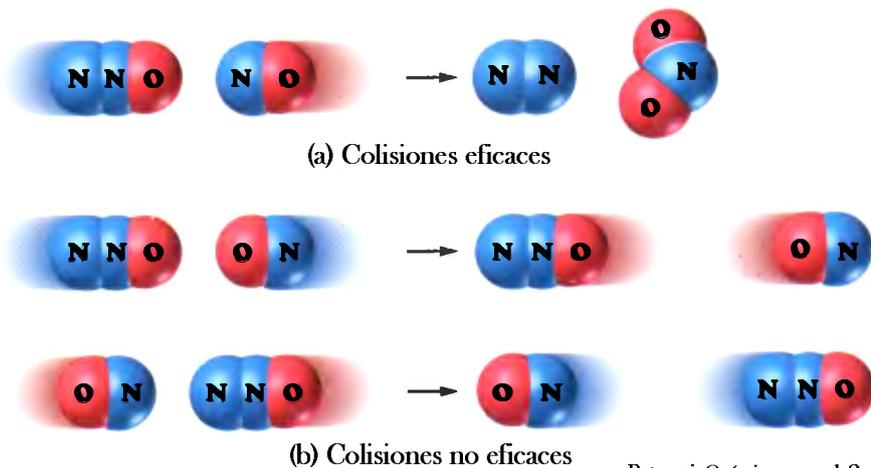


Las especies como el $\text{N}_2\text{O}_{2(g)}$ son conocidas como *intermediarios* porque aparecen en el mecanismo de reacción pero no en la ecuación global.

Teoría de las colisiones

La idea central de la teoría de las colisiones es que para que moléculas, átomos o iones reaccionen deben en primer lugar colisionar entre sí. Cuanto más grande sea el número de colisiones que ocurren por segundo, mayor será la probabilidad que ocurra la reacción. Sin embargo, no todas las colisiones son colisiones efectivas, sino poseen la energía mínima necesaria para romper y formar enlaces y la orientación espacial adecuada, éstas se volverán a separar sin que se produzca cambio alguno.

Sea la reacción: $\text{N}_2\text{O} + \text{NO} \rightarrow \text{N}_2 + \text{NO}_2$



Factores que afectan la Velocidad de Reacción

La teoría de las colisiones explica que para que se produzca una reacción química es necesario que las sustancias reactantes choquen entre sí con una *energía apropiada* y una *orientación adecuada*. Por ese motivo cualquier cambio en las condiciones del sistema que sirva para variar el número de choques modificará la velocidad de reacción.

Entre los principales factores que afectan la velocidad tenemos:

w *Naturaleza de los reactantes*

Las sustancias poseen fuerzas específicas dependientes de su estructura atómica que determinan su tendencia a reaccionar (reactividad química), por ejemplo el sodio metálico con el agua reacciona violentamente a temperatura ambiente. Sin embargo, el calcio metálico lo hace lentamente.

w *Estado de división de los reactantes*

Es condición indispensable, para que haya combinación, que las partículas de los reactantes entren en contacto íntimo, que haya mayor cantidad de choques; por lo tanto, cuánto más divididas se hallen las sustancias mayor será la posibilidad de realizarse el choque entre sus partículas.

w *Concentración de los reactivos*

Una mayor concentración de las sustancias reaccionantes incrementa la velocidad de una reacción, esto se debe al aumento de choques moleculares.

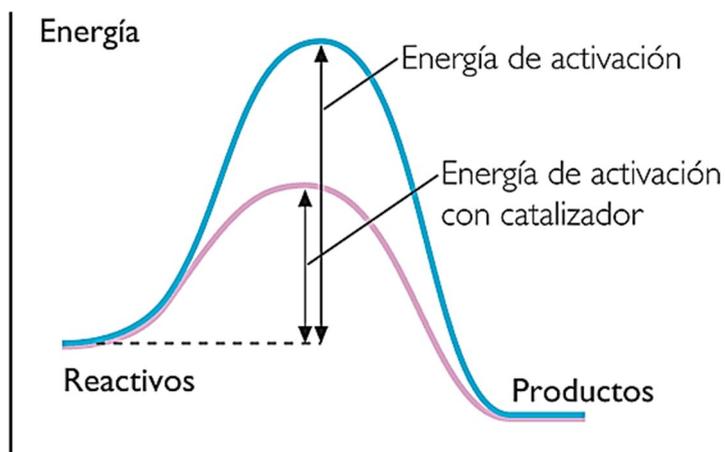
w *Temperatura*

Al incrementar la temperatura también incrementamos la energía cinética de los reactantes. Esto dará lugar a que el número de choques aumente. Además, el calor relaja las fuerzas de enlace de modo que se favorece el aumento de la velocidad de reacción.

En la práctica una velocidad de reacción a temperatura ambiente, se duplica al aumentar 10°C su temperatura.

w *Catalizadores*

Un catalizador es una sustancia que se añade en una reacción en pequeñas cantidades, y cuya presencia produce un aumento o, en raras ocasiones, disminución de la velocidad de reacción. Los catalizadores no se consumen en la reacción, ni alteran el cambio de entalpía de ésta, sólo actúan modificando la energía de activación y el mecanismo de la reacción (ver fig. 2).



R

La velocidad de una reacción química está afectada por factores como: La Concentración de los reactivos, Temperatura, Catalizador, Estado físico de los reactivos, etc.

N



Cinética. Palabra de origen griego que proviene de la palabra "kinesis" que significa movimiento.

La cinética química en la industria farmacéutica tiene una gran importancia ya que permite determinar la velocidad de reacción dentro de los fármacos y organismo.

Velocidad de una reacción

01.

una sustancia "X"

en diferentes tiempos. Los datos recogidos son:

- a. ¿La sustancia "X" es un reactante o un producto?
- b. Calcule la velocidad de la reacción para los intervalos de tiempo:
 - a) de 0 a 79min,
 - b) de 79 a 158min,
 - c) de 316 a 632min.
- c. Usando los datos anteriores elabora una gráfica [] & t para la sustancia X (ver fig.1)

02.

a 25°C

do hidroxivalérico

Experimento	1	2	3	4
t,(s)	0	2	4	6
[ác. Hidrovalérico],(M)	0,080	0,057	0,041	0,029

- ¿El ácido Hidrovalérico es un reactivo o un producto?
- Determinar las velocidades de reacción en los intervalos de tiempo:
 - de 0 a 2 min;
 - de 2 a 6 min y
 - de 4 a 6 min
- Usando los datos anteriores elabora una gráfica [] & t para la lactonización del ácido hidroxivalérico.

Expresión de velocidad - velocidad y estequiometría

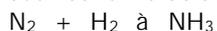
03.

desaparición de los reactivos y de la aparición de los productos:

- $O_{2(g)} \rightarrow O_{3(g)}$
- $NH_{3(g)} + O_{2(g)} \rightarrow NO_{(g)} + H_2O_{(g)}$
- $CH_{4(g)} + O_{2(g)} \rightarrow CO_{2(g)} + H_2O_{(g)}$

04.

$N_2 + H_2 \rightarrow NH_3$ a una velocidad de 0,30M/min, ¿Cuál es la velocidad a la que está desapareciendo el H_2 , y cuál es la velocidad a la cuál se está formando el NH_3 ?



05.



es de 3,8 M/s ¿Cuál es la velocidad de reacción y las velocidades de formación o desaparición de A, B y D?

06.

$A \rightarrow 3 C + D$, es de 1,0 M/s ¿Cuáles son las velocidades de formación y de desaparición de los componentes participantes?

07.



la velocidad de aparición del O_2 es de 0,035 mol/s ¿cuál es la velocidad de desaparición del N_2O_5 y de aparición del NO_2 ?

Ley de Velocidades

08.

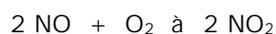
reacciones:

- $2 H_{2(g)} + O_{2(g)} \rightarrow 2 H_2O_{(g)}$
- $H_{2(g)} + I_{2(g)} \rightarrow 2 HI_{(g)}$
- $A + 3 B \rightarrow 2 C$

09.

reacciones elementales.

10.



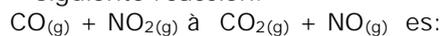
Su ecuación de velocidad es:

$$r = k [NO]^2 [O_2], \text{ entonces:}$$

- ¿Es o no una reacción elemental? ¿Por qué?
- ¿Cuáles es el orden respecto al NO?
- ¿Cuál es el orden parcial respecto al O_2 ?
- ¿Cuál es el orden total o global de la reacción?

11.

siguiente reacción:



$$r = K [\text{NO}_2]^2, \text{ entonces:}$$

- ¿Es o no una reacción elemental? ¿Por qué?
- ¿Cuáles es el orden respecto al CO?
- ¿Cuál es el orden parcial respecto al NO₂?
- ¿Cuál es el orden total o global de la reacción?

Ley de velocidades y orden de reacción

12.

A + B → productos. A partir de los siguientes datos, obtenidos a cierta temperatura, Determine:

- El orden de reacción global de la reacción
- El valor de la constante de velocidad
- La ley de velocidad para la reacción
- La velocidad para el experimento 4

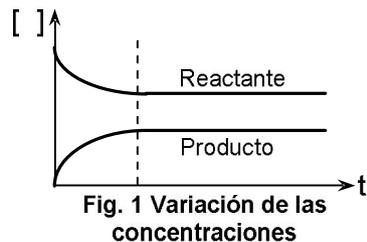
13.

X + Y → Z. A partir de los siguientes datos, obtenidos a 360K, determine:

- El orden de reacción global de la reacción
- El valor de la constante de velocidad
- La ley de velocidad para la reacción
- La velocidad para el experimento 6

Sesión 10: EQUILIBRIO QUÍMICO

Es un estado característico de las reacciones reversibles, en donde las concentraciones netas de reactivos y productos permanecen constantes en el tiempo (fig 1). El equilibrio químico se caracteriza por ser un proceso dinámico que se alcanza cuando las velocidades de las reacciones directa e inversa se igualan, es decir, la velocidad con la que se forma los productos a partir de los reactivos es igual a la velocidad con la que los reactivos se forman a partir de los productos.



Tipos de Equilibrio

De acuerdo a las fases o estados de las sustancias presentes en dicho estado se clasifican en:

- W** Equilibrio Homogéneo.- Se aplica a las reacciones reversibles en las que todas las especies reaccionantes se encuentran en la misma fase.
- W** Equilibrio Heterogéneo.-Es aquella reacción reversible en la que intervienen reactivos y productos en distintas fases.

Expresión de la constante de equilibrio - Ley de Acción de Masas

Propuesta por los químicos noruegos Cato Guldberg y Peter Waage, en 1864. Esta ley establece que para una reacción reversible en equilibrio y a una temperatura constante, la relación entre las concentraciones de los reactivos y productos tienen un valor constante K (*constante de equilibrio*).

Sea la reacción reversible:



Según la ley de acción de masa su constante de equilibrio queda expresada como:

$$K_c = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$$

Nota: Las sustancias sólidas y líquidas no intervienen en la expresión de la constante de equilibrio.

Ejemplo 1. En el equilibrio del siguiente sistema:



Las concentraciones: $[A] = 0,6M$; $[B] = 0,5M$; $[C] = 0,3M$

Hallar K_c

Solución:

Evaluamos K_c para la reacción: $K_c = \frac{[C]}{[A][B]^2} \Rightarrow K_c = \frac{[0,3]}{[0,6][0,5]^2} \Rightarrow K_c = 2$

W Constante de Equilibrio (K_p)

Es el valor que caracteriza al equilibrio y se evalúa con las presiones parciales de las sustancias gaseosas en equilibrio. Tiene características similares al K_c .

$$K_p = \frac{(P_C)^c (P_D)^d}{(P_A)^a (P_B)^b}$$

Ejemplo 2. Para el siguiente sistema en equilibrio determinar el K_p . Si las presiones parciales son: $P_{HI} = 1,2atm$; $P_{H_2} = 0,8atm$; $P_{I_2} = 0,8atm$.



Solución:

Evaluamos K_p para la reacción: $K_p = \frac{(P_{H_2})(P_{I_2})}{(P_{HI})^2} \Rightarrow K_p = \frac{(0,8)(0,8)}{(1,2)^2} \Rightarrow K_p = \frac{4}{9}$

W Relación de Kc y Kp

Las dos constantes se relacionan mediante la siguiente formula:

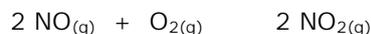
$$K_p = K_c (RT)^{\Delta n}$$

Donde: Δn = moles de productos - moles de reactantes (sólo para especies gaseosas)

R = Constante Universal de los gases, R = 0,082 atm.Litros/mol.K

T = Temperatura en Kelvin, °K = °C + 273

Ejemplo 3. ¿Cuál es el valor de Kc y Kp para el siguiente sistema en equilibrio?



si se encontró que a 400°C, las concentraciones de equilibrio de los gases son: [NO] = 0,890 M; [O₂] = 0,250M; [NO₂] = 0,032M

Solución:

Evaluamos Kc: $K_c = \frac{[\text{NO}_2]^2}{[\text{NO}]^2[\text{O}_2]}$ $\Rightarrow K_c = \frac{[0,032]^2}{[0,890]^2[0,250]}$ $\Rightarrow K_c = 5,17 \times 10^{-3}$

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

R = 0,082 atm.Litros/molK; T = 400°C (673 °K); $n = 2 - (2 + 1) = -1$

$$K_p = 5,17 \times 10^{-3} (0,082 \times 673)^{-1} \Rightarrow 9,37 \times 10^{-5}$$

Cociente de reacción, Qc

Cuando en la expresión de la constante de equilibrio, se reemplaza las concentraciones que no pertenecen al equilibrio, a dicha cantidad se llama *cociente de reacción*. Se usa para saber la dirección en que avanzará la reacción, hasta conseguir el equilibrio, se compara Qc con Kc.

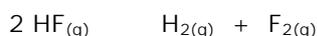


Si $Q_c < K_c$, la reacción se desplazará hacia la derecha, formando más producto.

Si $Q_c > K_c$, la reacción se desplazará hacia la izquierda, regenerándose los reactantes.

Si $Q_c = K_c$, El sistema se encuentra en equilibrio.

Ejemplo 4. A temperatura muy elevada, $K_c = 1,0 \times 10^{-13}$ para la reacción:



A un tiempo determinado se detectaron las siguientes concentraciones ¿El sistema está en equilibrio? Si no es así, ¿Qué debe suceder para que se establezca el equilibrio?

[HF] = 0,50M; [H₂] = 1×10^{-3} ; [F₂] = 4×10^{-3}

solución:

Evaluamos Qc: $Q_c = \frac{[\text{H}_2][\text{F}_2]}{[\text{HF}]^2}$ $\Rightarrow Q_c = \frac{1 \times 10^{-3} \times 4 \times 10^{-3}}{[0,50]^2}$ $\Rightarrow Q_c = 1,6 \times 10^{-5}$

Ahora comparamos Qc y Kc: $Q_c > K_c$; por lo tanto, se va a producir un desplazamiento hacia la izquierda.

Cálculo de las concentraciones en equilibrio

Ejemplo 5. Dado el equilibrio: $2 \text{NO}_{(g)} + \text{Br}_{2(g)} \rightleftharpoons 2 \text{NOBr}_{(g)}$

Se observa que a una temperatura determinada, añadiendo inicialmente 0,6M de NO y 0,6M de Br₂, la concentración de NOBr en el equilibrio fue de 0,18M. Hallar el valor de Kc a esa temperatura.

Solución:

Se plantea la siguiente secuencia:

	2 NO _(g)	+	Br _{2(g)}	⇌	2 NOBr _(g)
concentración inicial:	0,6		0,60		
<u>cambio debido a la reacción:</u>	<u>-2x</u>		<u>-x</u>		<u>+2x</u>
concentración en el equilibrio:	0,6 - 2x		0,6 - x		+2x

Por dato: [NOBr] = 0,18, es decir, $2x = 0,18 \Rightarrow x = 0,09$

Por lo tanto, en el equilibrio: $[\text{NO}] = 0,6 - 2(0,09) \text{ } \Rightarrow \text{ } [\text{NO}] = 0,42\text{M}$
 $[\text{Br}_2] = 0,6 - 0,09 \text{ } \Rightarrow \text{ } [\text{Br}_2] = 0,51\text{M}$

Evaluamos K_c : $K_c = \frac{[\text{NOBr}]^2}{[\text{NO}]^2 [\text{Br}_2]}$ \Rightarrow $K_c = \frac{[0,18]^2}{[0,42]^2 [0,51]}$ \Rightarrow $K_c = 0,36$

Factores que influyen en el equilibrio - Principio de Le'Chatelier

Este principio dice: "Si un sistema en equilibrio es perturbado por un agente externo (concentración, temperatura y presión), dicho sistema se desplazará en el sentido que tienda a contrarrestar dicha perturbación"

W *Concentración.* - Si aumentamos la concentración de uno de los componentes del sistema en equilibrio, entonces el equilibrio se desplaza en aquel sentido (opuesto) donde se consuma ese exceso de concentración introducido.

Ejemplo 6. En el sistema en equilibrio: $A + 2 B \rightleftharpoons C + D$

Si aumentamos la concentración de C ¿Hacia dónde se desplazará el sistema para restablecer su equilibrio?

Solución:

Para que se consuma la concentración aumentada la reacción se debe desplazar a la izquierda.

W *Temperatura.* - Al aumentar la temperatura de un sistema en equilibrio, entonces el sistema se desplaza en aquel sentido donde la reacción es endotérmica.

Ejemplo 7. En el sistema en equilibrio: $A + 2 B \rightleftharpoons C + 12 \text{ Kcal}$.

Si aumentamos la temperatura ¿Cuál será la respuesta del sistema ante esta variación?

Solución:

Si aumentamos la temperatura estamos aumentando la energía del sistema; por lo tanto, el sistema tratará de consumirla desplazándose hacia la izquierda.

W *Presión.* - Al aumentar la presión de un sistema en equilibrio, entonces el sistema se desplaza en el sentido que produzca disminución de volumen, es decir, en el sentido en que se formen menos moléculas gaseosas. El aumento o disminución de la presión en sólidos y líquidos no afecta el equilibrio.

Ejemplo 8. En el sistema en equilibrio: $A_{(s)} + 2 B_{(g)} \rightleftharpoons C_{(g)} + 2 D_{(g)}$

Si aumentamos la presión ¿Cómo responderá el sistema ante tal perturbación?

Solución:

Si aumentamos la presión en un sistema en equilibrio éste responderá desplazándose hacia el lado donde existan menos moléculas gaseosas; por lo tanto, el sistema se desplazará hacia la izquierda.

W *Catalizador*

El catalizador al variar la velocidad de las reacciones permite alcanzar el equilibrio rápidamente, pero esto no puede desplazar el equilibrio a favor ni de reactivos ni de productos.

R

El **equilibrio químico** es el estado de un sistema donde no se observan cambios en la concentración de reactivos o productos, al transcurrir el tiempo.

N



Proceso.- Palabra de origen latino, del vocablo processus, de procedere, que viene de pro (para adelante) y cere (caer, caminar), lo cual significa progreso, avance, marchar, ir adelante, ir hacia un fin determinado.

C

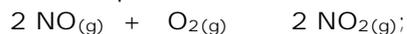
El **equilibrio químico** no es un proceso estático, sino más bien es un proceso dinámico.

• Resuelve los siguientes problemas

01. Escribe las expresiones para K_c y K_p para las siguientes reacciones reversibles en equilibrio:

- A) $2\text{NO}_{(g)} + \text{O}_{2(g)} \rightleftharpoons 2\text{NO}_{2(g)}$
 B) $\text{SrCO}_{3(s)} \rightleftharpoons \text{SrO}_{(s)} + \text{CO}_{2(g)}$
 C) $2\text{NH}_{3(g)} + \text{H}_2\text{SO}_{4(l)} \rightleftharpoons (\text{NH}_4)_2\text{SO}_{4(s)}$
 D) $\text{S}_{(s)} + \text{H}_2\text{SO}_{3(ac)} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3(ac)$
 E) $\text{H}_3\text{PO}_{4(ac)} \rightleftharpoons \text{H}^+_{(ac)} + \text{H}_2\text{PO}_4(ac)$
 F) $\text{C}_{(s)} + \text{CO}_{2(g)} \rightleftharpoons 2\text{CO}_{(g)}$
 G) $2\text{HgO}_{(s)} \rightleftharpoons 2\text{Hg}_{(s)} + \text{O}_{2(g)}$
 H) $2\text{ZnS}_{(s)} + 3\text{O}_{2(g)} \rightleftharpoons 2\text{ZnO}_{(s)} + 2\text{SO}_{2(g)}$

02. Se ha estudiado el siguiente proceso en equilibrio a 230°C:



En un experimento se encontró que las concentraciones en equilibrio de las especies reaccionantes son $[\text{NO}] = 0,0542\text{M}$, $[\text{O}_2] = 0,127\text{M}$, y $[\text{NO}_2] = 15,5\text{M}$. Calcule la constante de equilibrio, K_c , de la reacción a esta temperatura.

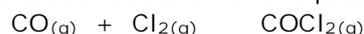
Rpta: $6,44 \times 10^5$

03. En el equilibrio se tiene 0,5 L de una mezcla reaccionante que contiene 0,4 moles de N_2O_4 y 0,3 moles de NO_2 . hallar K_c de acuerdo a:



A) 0,23 B) 0,30 C) 0,32 D) 0,45 E) N.A

04. El cloruro de carbonilo (COCl_2), también llamado fosgeno, se utilizó en la primera guerra mundial como gas venenoso. Las concentraciones en el equilibrio a 74°C para la reacción:



Son $[\text{CO}] = 1,2 \times 10^{-3}\text{M}$, $[\text{Cl}_2] = 0,054\text{M}$, y $[\text{COCl}_2] = 0,14\text{M}$. Calcule la constante de equilibrio K_c .

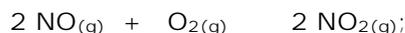
05. La constante de equilibrio K_p obtenida para la descomposición del pentacloruro de fósforo a tricloruro de fósforo y cloro molecular:



Es de 1,05 a 250°C. si las presiones parciales de PCl_5 y PCl_3 son 0,875atm y 0,463atm, respectivamente, ¿Cuál la presión parcial en el equilibrio del Cl_2 a esta temperatura?

Rpta. 1,98atm

06. La constante de equilibrio K_p para la reacción



Es 158 a 1000K. Calcule P_{O_2} , si $P_{\text{NO}_2} = 0,400\text{atm}$ y $P_{\text{NO}} = 0,270\text{atm}$

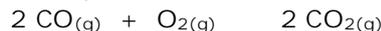
07. La constante de equilibrio K_c para la reacción



Es $4,63 \times 10^{-3}$ a 25°C, ¿Cuál es el valor de K_p a esta temperatura?

Rpta. 0,113

08. ¿Cuál es el valor de K_p a 1273 °C para la reacción



si K_c es $2,24 \times 10^{22}$ a la misma temperatura?

Rpta: $1,77 \times 10^{20}$

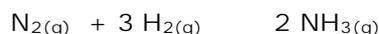
09. La constante de equilibrio K_p para la reacción:



es $1,8 \times 10^{-5}$ a 350 °C ¿Cuál es el valor de K_c para esta reacción?

Rpta. $3,52 \times 10^{-7}$

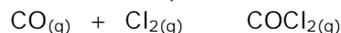
10. Para la reacción:



K_p es $4,3 \times 10^{-4}$ a 375°C. calcule el valor de K_c para la reacción.

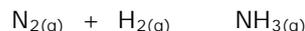
Rpta:

11. El monóxido de carbono reacciona con el cloro para formar fosgeno:



La constante de equilibrio K_c para esta reacción es $1,5 \times 10^4$ a 300°C. ¿Está el sistema en equilibrio con las siguientes concentraciones: $\text{COCl}_2 = 0,0040\text{M}$, $\text{CO} = 0,00021\text{M}$ y $\text{Cl}_2 = 0,00040\text{M}$. Si no lo está. ¿en que dirección se debe desplazar la reacción para llegar al equilibrio?

12. Al principio de una reacción, hay 0,249 moles de N_2 , $3,21 \times 10^{-2}$ moles de H_2 , y $6,42 \times 10^{-4}$ moles de NH_3 en un matraz de 3,50L a 375°C. si la constante de equilibrio K_c para la reacción



Es 1,2 a esta temperatura, determine si el sistema está en equilibrio. Si no es así, prediga en qué dirección procederá la reacción neta.

13. Para la siguiente reacción, la constante de equilibrio K_c es 49 a una determinada temperatura. Si 0,40 moles de A y de B se colocan en un recipiente de 2 L a esa temperatura ¿Qué concentraciones de todas las especies habría en el equilibrio?



Rpta. $[\text{A}] = [\text{B}] = 0,25\text{M}$; $[\text{C}] = [\text{D}] = 0,175\text{M}$

14. Calcule las concentraciones de NO , NO_2 , y O_2 , presentes cuando la siguiente reacción en fase gaseosa alcanza el equilibrio.



Si la concentración inicial de $\text{NO}_{2(g)}$ es 0,100M.

Sesión 11: ELECTROQUÍMICA

Es la rama de la química que estudia la transformación entre la energía eléctrica y la energía química. Los procesos electroquímicos son reacciones redox (oxidación-reducción) en donde la energía liberada por una reacción espontánea se convierte en electricidad o la energía eléctrica se aprovecha para inducir una reacción química no espontánea.

Celdas electroquímicas

Las celdas son los dispositivos en donde se realizan los procesos electroquímicos. Estos dispositivos están formados básicamente por tres elementos: el medio electrolítico, los electrodos y la interconexión metálica.

El electrolito permite la conducción eléctrica a través de sus iones en movimiento, generalmente se descompone en el proceso. Son principalmente compuestos iónicos fundidos o acuosos. Mientras que los electrodos son superficies, generalmente sólidas, sobre las cuales tienen lugar las semireacciones de oxidación y de reducción. Pueden participar o no de las reacciones. Aquellos que no reaccionan se denominan electrodos inertes. Independientemente del tipo de celda, electrolítica o voltaica, los electrodos se identifican de la manera siguiente: el cátodo es el electrodo en el que tiene lugar la reducción a medida que los electrones son captados por algunas especies. El ánodo es el electrodo en el que tiene lugar la oxidación a medida que se pierden electrones por algunas especies.

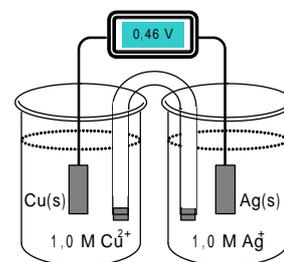
La interconexión metálica permite la circulación de los electrones fuera del medio electrolítico.

Las celdas electroquímicas se clasifican en celdas voltaicas (o galvánicas) y celdas electrolíticas.

Celdas Voltaicas o Galvánicas

Son dispositivos en donde se genera energía eléctrica a partir de reacciones redox espontáneas.

Está constituida por dos semiceldas separadas, siendo necesario que la transferencia de electrones tenga lugar a través de un circuito externo. En este dispositivo los electrodos están sumergidos en soluciones electrolíticas y ambos se interconectan externamente mediante alambres conductores a un voltímetro y además las soluciones electrolíticas están conectadas por un puente salino cuya función es evitar la polarización de las semiceldas. Por ejemplo:

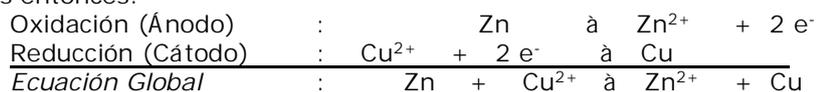


Pila de Daniel (Celda Zn-Cu)

Considera una celda normal constituida por dos semiceldas, una de ellas una tira de Cu metálico introducido en disolución de sulfato de cobre(II) 1,0 M y la otra, una tira de Zn introducida en disolución de sulfato de Zinc 1,0 M. se realiza las siguientes observaciones:

1. El voltaje inicial es de 1,10 voltios
2. La masa del electrodo de Zinc disminuye. La concentración de Zn^{2+} aumenta en la disolución del electrodo de Zn.
3. La masa del electrodo de cobre aumenta. La concentración de Cu^{2+} disminuye en la disolución de este electrodo.

Deducimos entonces:



w Notación lineal de una celda o diagrama de celda

Es la notación convencional que se utiliza para representar una celda galvánica. Se expresa así:

Ánodo | Solución Anódica || Solución Catódica | Cátodo

La notación, por ejemplo, para la celda de Daniel es:



w Potencial estándar de celda o Fuerza Electromotriz (fem)

Es la diferencia de potencial entre dos electrodos. También se llama voltaje de la celda o fuerza electromotriz (fem), y se mide en voltios. El potencial estándar se calcula según la siguiente relación:

$$E_{\text{celda}}^{\circ} = E_{\text{red(cátodo)}}^{\circ} - E_{\text{red(ánodo)}}^{\circ}$$

Nota: Los potenciales estándares de electrodo se pueden apreciar en el anexo. Así, por ejemplo el potencial estándar para la celda de Daniel es:

$$E_{\text{celda}}^{\circ} = E_{\text{red}(\text{catodo})}^{\circ} - E_{\text{red}(\text{anodo})}^{\circ} \quad \text{p} \quad E_{\text{celda}}^{\circ} = +0,34\text{v} - (-0,76\text{v})$$

$$E_{\text{celda}}^{\circ} = 1,10\text{v}$$

w Espontaneidad de las Reacciones Redox

La aplicación más importante de los potenciales de electrodo es predecir la espontaneidad de las reacciones Redox. Si: E° es positivo, entonces la reacción es espontánea; pero, si E° es negativo la reacción es no espontánea.

Celdas Electrolíticas - Electrólisis

Es el dispositivo en el cual se verifica la electrólisis, proceso en el cual la energía eléctrica procedente de una fuente exterior provoca reacciones redox no espontáneas.

Una celda electrolítica consta de un recipiente (cuba electrolítica) con una solución electrolítica. Tienen dos electrodos sumergidos en la solución y conectados a una fuente externa de corriente continua. A menudo se usan electrodos inertes de modo que no reaccionen. Por ejemplo:

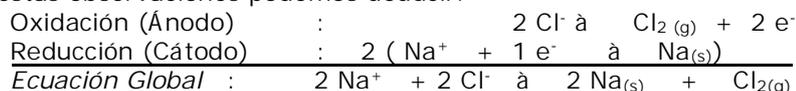


Electrólisis del cloruro de sodio fundido (Celda de Downs)

Considere una celda en la cual se conecta una fuente de corriente eléctrica mediante dos cables a dos electrodos inertes de grafito. Están inmersos en el recipiente de cloruro sódico fundido. Cuando pasa la corriente a través de esta celda, observamos lo siguiente.

1. Un gas verde pálido, que es el cloro, Cl_2 , se libera en un electrodo.
2. Se forma sodio metálico fundido, Na, de aspecto blanco-plateado en el otro electrodo.

De estas observaciones podemos deducir:



w Aspectos Cuantitativos de la electrólisis - Leyes de FARADAY

En el año 1833, Michael Faraday, logro cuantificar la relación entre la cantidad de sustancia transformada en los electrodos y la cantidad de corriente que circula por una celda electrolítica.

1ra ley: La cantidad de sustancia m_x , en g, que sufre oxidación o reducción en cada electrodo durante la electrólisis es directamente proporcional a la cantidad de electricidad que pasa a través de la celda.

$$m_x = \frac{Peq - g_{(x)}}{96500} \cdot i \cdot t$$

$$Peq - g_{(x)} = \frac{PA(x)}{n}$$



Donde: n = N° electrones

2da ley: Si por varias celdas electrolíticas, pasa la misma cantidad de electricidad, las masas depositadas o liberadas en los electrodos son proporcionales a los pesos equivalentes de las respectivas sustancias.

$$\frac{m_A}{Peq_A} = \frac{m_B}{Peq_B} = \dots$$

R

Una pila es una pequeña unidad electroquímica, contenida en una caja cuadrada o cilíndrica con dos terminales que representan los polos positivo y negativo.

N

Electricidad.- Fenómeno originado por el movimiento que experimentan los electrones.



C

El 30% del contenido de una pila son materiales que causan daños a la salud y el medio ambiente.

· Resuelve los siguientes problemas

01.

se compone de de una tira de zinc inmersa en una solución de $Zn(NO_3)_2$, y la otra contiene una tira de níquel colocada en una solución de $NiCl_2$. Determine:

- ¿Cuál electrodo es el cátodo y cuál el ánodo?
- Escriba las semireacciones que se llevan a cabo en cada uno de los electrodos
- Escriba la reacción global de la celda
- Determine el potencial estándar de celda (considera que las sustancias están a condiciones estándar)
- Escriba el diagrama de celda

02. 3)2 y
 un electrodo de Ag en una disolución 1,0M de Ag(NO₃). Determine:
 a. ¿Cuál electrodo es el cátodo y cuál el ánodo?
 b. Escriba las semireacciones que se llevan a cabo en cada uno de los electrodos
 c. Escriba la reacción global de la celda
 d. Determine el potencial estándar de celda
 e. Escriba el diagrama de celda
03.
 disolución de Cd(NO₃)₂ 1,0M y un electrodo de Cr en una disolución de Cr(NO₃)₃ 1,0M. Luego, escriba el diagrama de celda.
04.

$$\text{Cu}^{2+} + 2e \quad \text{Cu} \quad E_{red}^{\circ} = +0,52\text{v}$$

$$\text{I}_{2(\text{g})} + 2e \quad 2\text{I}^{-} \quad E_{red}^{\circ} = +0,54\text{v}$$
 Escriba el diagrama de la celda y luego determine su potencial estándar.
05. n compartimiento de electrodo
 se compone de de una tira de aluminio inmersa en una solución de Al(NO₃)₃, y la otra contiene una tira de manganeso colocada en una solución de MnCl₂. Determine:
 a. Escriba la reacción global de la celda
 b. Determine el potencial estándar de celda (considera que las sustancias están a condiciones estándar)
 c. Escriba el diagrama de celda
06.

$$2\text{Ag}^{+}_{(\text{ac})} + \text{Ni}_{(\text{s})} \quad 2\text{Ag}_{(\text{s})} + \text{Ni}^{+2}_{(\text{ac})}$$
 a. Determine el potencial estándar de celda (considera que las sustancias están a condiciones estándar)
 b. Escriba el diagrama de celda
07.

$$3\text{Ce}^{+4}_{(\text{ac})} + \text{Cr}_{(\text{s})} \quad 3\text{Ce}^{+3}_{(\text{ac})} + \text{Cr}^{+3}_{(\text{ac})}$$
 a. Determine el potencial estándar de celda (considera que las sustancias están a condiciones estándar)
 b. Escriba el diagrama de celda
08.
 al pasar 0,50A durante 30 minutos?
09. 4, se
 depositaron 0,369g de cobre. Con esta información, calcule la masa molar del cobre.
10.
 conectadas en serie. Una de ellas contiene una disolución de AgNO₃ y la otra una disolución de CuCl₂. Durante este tiempo se depositan 2,00g de plata en la primera celda. a) ¿cuántos gramos de cobre se depositaron en la segunda celda? b) ¿Cuál es el flujo de corriente, en amperios?

Bibliografía

1. PARA ALUMNO:
 - wAutores Varios. INNOVA 3° - QUÍMICA, 2da edición. Editorial SANTILLANA S.A, 2009.
 - wAutores Varios. HIPERVÍNCULOS - QUÍMICA, 1ra edición. Editorial SANTILLANA S.A, 2011.
 - wAutores Varios. QUÍMICA 3°, 1ra Edición. Grupo Editorial Norma, 2010.
2. PARA EL PROFESOR
 - wBrown, Theodore. QUÍMICA, LA CIENCIA CENTRAL, 11ª Edición. Editorial Pearson, 2009.
 - wBurns, Ralph. FUNDAMENTOS DE QUÍMICA, 5ª Edición. Editorial Pearson, 2011.
 - wChang, Raymond. QUÍMICA, 10ª Edición. McGraw Hill, 2010.

Anexos

Tabla 1. Potenciales de electrodo estándar de reducción a 25°C

Semirreacción	E°(V)
$F_2(g) + 2e^- \longrightarrow 2F^-(ac)$	+2.87
$O_3(g) + 2H^+(ac) + 2e^- \longrightarrow O_2(g) + H_2O$	+2.07
$Co^{3+}(ac) + e^- \longrightarrow Co^{2+}(ac)$	+1.82
$H_2O_2(ac) + 2H^+(ac) + 2e^- \longrightarrow 2H_2O$	+1.77
$PbO_2(s) + 4H^+(ac) + SO_4^{2-}(ac) + 2e^- \longrightarrow PbSO_4(s) + 2H_2O$	+1.70
$Ce^{4+}(ac) + e^- \longrightarrow Ce^{3+}(ac)$	+1.61
$MnO_4^-(ac) + 8H^+(ac) + 5e^- \longrightarrow Mn^{2+}(ac) + 4H_2O$	+1.51
$Au^{3+}(ac) + 3e^- \longrightarrow Au(s)$	+1.50
$Cl_2(g) + 2e^- \longrightarrow 2Cl^-(ac)$	+1.36
$Cr_2O_7^{2-}(ac) + 14H^+(ac) + 6e^- \longrightarrow 2Cr^{3+}(ac) + 7H_2O$	+1.33
$MnO_2(s) + 4H^+(ac) + 2e^- \longrightarrow Mn^{2+}(ac) + 2H_2O$	+1.23
$O_2(g) + 4H^+(ac) + 4e^- \longrightarrow 2H_2O$	+1.23
$Br_2(l) + 2e^- \longrightarrow 2Br^-(ac)$	+1.07
$NO_3^-(ac) + 4H^+(ac) + 3e^- \longrightarrow NO(g) + 2H_2O$	+0.96
$2Hg^{2+}(ac) + 2e^- \longrightarrow Hg_2^{2+}(ac)$	+0.92
$Hg_2^{2+}(ac) + 2e^- \longrightarrow 2Hg(l)$	+0.85
$Ag^+(ac) + e^- \longrightarrow Ag(s)$	+0.80
$Fe^{3+}(ac) + e^- \longrightarrow Fe^{2+}(ac)$	+0.77
$O_2(g) + 2H^+(ac) + 2e^- \longrightarrow H_2O_2(ac)$	+0.68
$MnO_4^-(ac) + 2H_2O + 3e^- \longrightarrow MnO_2(s) + 4OH^-(ac)$	+0.59
$I_2(s) + 2e^- \longrightarrow 2I^-(ac)$	+0.53
$O_2(g) + 2H_2O + 4e^- \longrightarrow 4OH^-(ac)$	+0.40
$Cu^{2+}(ac) + 2e^- \longrightarrow Cu(s)$	+0.34
$AgCl(s) + e^- \longrightarrow Ag(s) + Cl^-(ac)$	+0.22
$SO_4^{2-}(ac) + 4H^+(ac) + 2e^- \longrightarrow SO_2(g) + 2H_2O$	+0.20
$Cu^{2+}(ac) + e^- \longrightarrow Cu^+(ac)$	+0.15
$Sn^{4+}(ac) + 2e^- \longrightarrow Sn^{2+}(ac)$	+0.13
$2H^+(ac) + 2e^- \longrightarrow H_2(g)$	0.00
$Pb^{2+}(ac) + 2e^- \longrightarrow Pb(s)$	-0.13
$Sn^{2+}(ac) + 2e^- \longrightarrow Sn(s)$	-0.14
$Ni^{2+}(ac) + 2e^- \longrightarrow Ni(s)$	-0.25
$Co^{2+}(ac) + 2e^- \longrightarrow Co(s)$	-0.28
$PbSO_4(s) + 2e^- \longrightarrow Pb(s) + SO_4^{2-}(ac)$	-0.31
$Cd^{2+}(ac) + 2e^- \longrightarrow Cd(s)$	-0.40
$Fe^{2+}(ac) + 2e^- \longrightarrow Fe(s)$	-0.44
$Cr^{3+}(ac) + 3e^- \longrightarrow Cr(s)$	-0.74
$Zn^{2+}(ac) + 2e^- \longrightarrow Zn(s)$	-0.76
$2H_2O + 2e^- \longrightarrow H_2(g) + 2OH^-(ac)$	-0.83
$Mn^{2+}(ac) + 2e^- \longrightarrow Mn(s)$	-1.18
$Al^{3+}(ac) + 3e^- \longrightarrow Al(s)$	-1.66
$Be^{2+}(ac) + 2e^- \longrightarrow Be(s)$	-1.85
$Mg^{2+}(ac) + 2e^- \longrightarrow Mg(s)$	-2.37
$Na^+(ac) + e^- \longrightarrow Na(s)$	-2.71
$Ca^{2+}(ac) + 2e^- \longrightarrow Ca(s)$	-2.87
$Sr^{2+}(ac) + 2e^- \longrightarrow Sr(s)$	-2.89
$Ba^{2+}(ac) + 2e^- \longrightarrow Ba(s)$	-2.90
$K^+(ac) + e^- \longrightarrow K(s)$	-2.93
$Li^+(ac) + e^- \longrightarrow Li(s)$	-3.05

* Para todas las semirreacciones, la concentración es de 1 M para las especies disueltas, y la presión para los gases es de 1 atm. Éstos son los valores de estado estándar.