

LEYES DEL ESTADO GASEOSO $1 \text{ atm} = 1.013 \times 10^5 \text{ Pa}$

El comportamiento de un gas se ajusta a 3 leyes, las cuales relacionan el volumen con la temperatura y la presión.

Los gases que se ajustan a estas leyes se llaman gases ideales.

La diferencia entre gases ideales y gases reales son: bajas temperaturas y presiones elevadas.

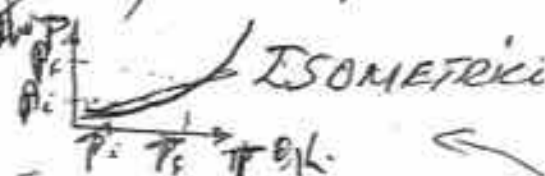
$$\frac{P V}{T} = \text{constante}$$

NOTA: CONSIDERAR SIEMPRE CONDICIONES INICIALES Y FINALES.

1.- LEY DE GAY LUSAC $V = k \cdot T$

a volumen constante la presión de una muestra gaseosa es directamente proporcional a la temperatura que se le aplica.

$$V = k; P \propto T \Rightarrow \frac{P_i}{T_i} = \frac{P_f}{T_f} \quad P = \text{atm} \quad T = ^\circ K$$

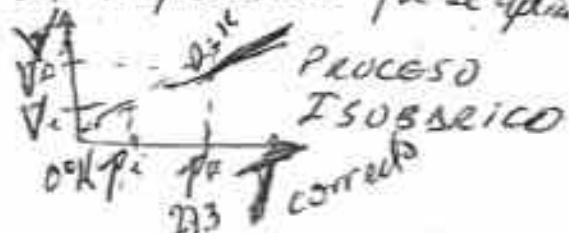


REPRESENTACION GRAFICA DE COMO VARIAN P Y TEMP EN PROC.

2.- LEY DE CHARLES $V = k \cdot T$

a presión constante, el ~~presión~~ ^{volumen} de una determinada masa gaseosa es directamente proporcional a la temperatura que se aplica.

$$P = k; V \propto T \Rightarrow \frac{V_i}{T_i} = \frac{V_f}{T_f} \quad T = ^\circ K \quad V = \text{lt}$$

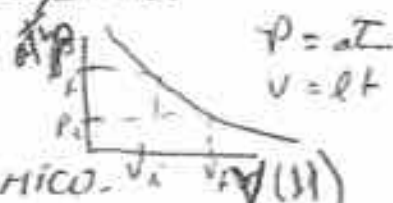


LEY DE BOYLE MARIOTTE. $T = k \quad V \propto \frac{1}{P}$

a temperatura constante el volumen de una masa gaseosa, es inversamente proporcional a la presión que se le aplica.

$$a \quad T = k \quad V_{\text{gas}} \propto \frac{1}{P} \quad V_i P_i = V_f P_f$$

PROCESO ISOTERMICO.



MASA = Cant. de materia que constituye a un cuerpo en forma de partículas.

UNIDADES

1 gr = 1000 mg. QUIMICA BASICA

Ecuación General del EDO Gaseoso.

Esta ecuación se obtiene al combinar las 3 leyes anteriores.
Sabiendo q' el vol. es ^{inversamente} directamente proporcional a la presión
y directamente proporcional a la Temp.

NOTA: CONSIDERANDO QUE EN LOS PROCESOS IND.
SE CONSIDERAN CONDICIONES INICIALES Y FINALES

$$\frac{P_i V_i}{T_i} = \frac{P_f V_f}{T_f} \quad \left\{ \begin{array}{l} P = \text{atm} \\ V = \text{lt} \\ T = ^\circ \text{K} \end{array} \right.$$

Ecuación de los Gases Ideales.

La ecuación de los gases ideales se obtiene al combinar las leyes del estado gaseoso con la "ley de AVOGADRO" al relacionar V, P y T con el número de moles de una masa gaseosa.

Sabiendo que el volumen es inversamente proporcional a la presión y directamente proporcional a la Temp y al número de moles.

$$K = \frac{PV}{nT}$$

↓
se sustituye
por una etc.

$$R = \frac{PV}{nT}$$

igualando

$$\boxed{PV = nRT}$$

$$n = \frac{m}{P.M.} \frac{g}{g/mol}$$

$$P = \frac{m}{V} \frac{g}{lt.}$$

$$\left\{ \begin{array}{l} \text{Donde} \\ P = \text{atm} \\ V = \text{lt} \\ T = ^\circ \text{K} \end{array} \right.$$

$$n = \text{moles.}$$

$$R = 0.082 \frac{\text{lt-atm}}{\text{mol} \cdot ^\circ \text{K}}$$

PROBLEMAS DE LEYES DEL EDO GASEOSO

1. La presión de un gas en un matraz cerrado es de 790 mmHg. a 27°C , ¿cuál es la presión del gas si se calienta hasta 177°C .

DATOS:

$$P_i = 790 \text{ mmHg} = 1.04 \text{ atm}$$

$$T_i = 27^{\circ}\text{C} + 273 = 300^{\circ}\text{K}$$

$$P_f = ?$$

$$T_f = 177^{\circ}\text{C} + 273 = 450^{\circ}\text{K}$$

FORMULA

$$\frac{P_i}{T_i} = \frac{P_f}{T_f}$$

$$P_f = \frac{P_i T_f}{T_i}$$

SUST

$$P_f = \frac{1.04 \text{ atm} \times 450^{\circ}\text{K}}{300^{\circ}\text{K}}$$

$$P_f = 1.56 \text{ atm}$$

2. Una muestra de gas se encuentra dentro de un recipiente a 82°F y 12.8 lb/pulg^2 , si se calienta a vol. cte hasta que su presión llega a 31.97 pulg Hg . Calc. la temp del gas en $^{\circ}\text{R}$.

DATOS

$$T_i = 82^{\circ}\text{F} = 27.7^{\circ}\text{C} = 300.7^{\circ}\text{K}$$

$$P_i = \frac{12.8 \text{ lb}}{1.47} \text{ pulg}^2 = 0.87 \text{ atm}$$

$$P_f = 31.97 \text{ pulg Hg} = 1.036 \text{ atm}$$

$$T_f = ?^{\circ}\text{R}$$

FORMULA

$$\frac{P_i}{T_i} = \frac{P_f}{T_f}$$

$$T_f = \frac{T_i P_f}{P_i}$$

$$T_f =$$

SUSTIT.

$$T_f = \frac{300.7^{\circ}\text{K} \times 1.036 \text{ atm}}{0.87 \text{ atm}}$$

$$T_f = 358.34^{\circ}\text{K}$$

EQUACION GAZ DEL EDO GASEOSO

Esta ec. se obtiene al combinar los 3 leyes (Ley de Charles, Gay Lussac y Boyle), sabiendo que la presión es inversamente proporcional a la temperatura y directamente proporcional a la temperatura.

Considerando condiciones iniciales y finales

$$\frac{P_i V_i}{T_i} = \frac{P_f V_f}{T_f}$$

$$\left\{ \begin{array}{l} P = \text{atm} \\ V = 1 \text{ L} \\ T = ^{\circ}\text{K} \end{array} \right.$$

La ec. de los gases Ideales, se obtiene al combinar las leyes del Edo gaseoso con la ley de "AVOGADRO" al relacionar V, P y T ^{determina} número de moles de una masa gaseosa.

Sabiendo que el vol. es ~~directamente~~ ^{inversamente} proporcional a la presión y directamente proporcional a la temperatura y al num. de moles.

$$K = \frac{PV}{TN}$$

se sustituye por K por se etc

$$R = \frac{PV}{nT}$$

$$RnT = PV$$

Ec. de gases Ideales

$$n = \frac{m}{PM} = \frac{m}{g/mol} = \text{moles}$$

donde.

$$R = 0.082 \frac{\text{lit-atm}}{\text{mol}^\circ\text{K}}$$

$n = \# \text{ de moles}$
 $P = \text{atm}$
 $V = \text{lit.}$

$$\rho = \frac{m}{Vol} = \frac{g}{\text{lit}}$$

Prob.

1. - Cual es la presión. (Kg/cm^2) de 0.2 moles de un gas que ocupa $V = 4 \text{ lit.}$ a 54°C .

Datos

$$P = ? \text{ Kg/cm}^2$$

$$n = 0.2 \text{ moles.}$$

$$V = 4 \text{ lit.}$$

$$T = 54^\circ\text{C} + 273 = 327^\circ\text{K}$$

FORMULA

$$PV = nRT$$

$$P = \frac{nRT}{V}$$

SUSTIT.

$$P = \frac{0.2 \text{ moles} \times 0.082 \frac{\text{lit-atm}}{\text{mol}^\circ\text{K}} \times 327^\circ\text{K}}{4 \text{ lit.}}$$

$$P = 1.34 \text{ atm} \times \frac{1.033 \text{ Kg/cm}^2}{1 \text{ atm}}$$

$$P = 1.384 \text{ Kg/cm}^2$$

2. - Cuantos moles estan contenidos en 1000 cm^3 de un gas a 760 mm y 27°C .

DATOS

$$n = ? \text{ moles}$$

$$V = 1000 \text{ cm}^3 = 1 \text{ lit.}$$

$$P = 1 \text{ atm}$$

$$T = 300^\circ\text{K}$$

FORMULA

$$PV = nRT$$

$$n = \frac{PV}{RT}$$

SUST.

$$n = \frac{1 \text{ atm} \times 1 \text{ lit} \text{ mol}^\circ\text{K}}{0.082 \text{ lit-atm } 300^\circ\text{K}}$$

$$n = 0.04 \text{ moles}$$

PROBLEMATARIO DE UNIDADES QUIMICAS

1. Cuántas moles y cuántos gr. están contenidas en 0.353 p de H_2SO_4 en CNTP.
2. Cuántas moles están contenidas en 80g. de H_2S y que volumen ocupan en CNTP.
3. Cuántas moléculas-gr y cuántas moléculas y que volumen ocupan 90 g. de NO en CNTP.
4. Cuántos gr y cuántas moles estarán contenidas en un recipiente de 4000 cm^3 en CNTP.
5. Cuántas libras y cuántos pies³ contienen 1.5 moles de CO_2 en CNTP.
6. Cuántos gr, cuántos pies³ y cuántas moles estarán contenidas en 1.806×10^{24} moléculas de NH_3 .
7. Cuántos átomos-gr, átomos, moléculas-gr y cuántas moléculas contienen 56 gr. de nitrógeno.
8. ¿Cuál es la masa en lb y que volumen ocupan 0.8 de cloro gaseoso y que volumen ocupan en CNTP.
9. Cuántas moles, gr, moléculas-gr y que volumen ocupan 10.5×10^{23} moléculas de $Ca(OH)_2$?
10. Cuántas moles y cuántas moléculas de CO_2 están contenidas en 100 g. de dicha sustancia.

$$1\text{ pie}^3 = 28.32\text{ lt}$$

$$1\text{ galon} = 3.785\text{ lt}$$

$$1\text{ lt} = 1000\text{ ml}$$

$$1\text{ mL} = 1\text{ cm}^3$$

$$1\text{ m}^3 = 1000\text{ lt}$$

$$1\text{ g} = 1000\text{ mg}$$

$$1\text{ Kg} = 1000\text{ g}$$

PARTES POR MILLON

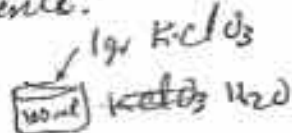
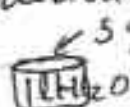
$$\text{PPM} = \frac{\text{masa soluto}}{\text{masa disol'n}} \times 10^{-6}$$

Se definen como mezclas tipo homogéneas; que están constituidas por 2 o más sustancias.

Sus componentes principales son "SOLUTO Y SOLVENTE"
El soluto se disuelve en el solvente en menor proporción que el solvente.

TIPOS
CLASES
DE
SOLUCIONES

1. SOLUCION DILUIDA.- Se forma cuando la cantidad de soluto es muy pequeña en relación a la cantidad de solvente.

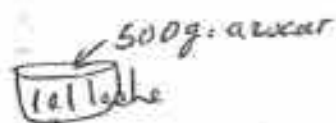


0 - 10%

2. SOLUCION CONCENTRADA.- Es cuando la cantidad de soluto es grande en relación a la cantidad de solvente.

10% - 20%

3. SOLUCION SATURADA.- Es cuando la cantidad de soluto es muy elevada en relación a la cantidad de solvente.



20 - 30

4. SOLUCION SOBRESATURADA.- Es cuando al tener una solución saturada a temperatura ambiente, solo se deja enfriar (REFRIGERACION) sin agitar ni mover y se obtiene una solución sobresaturada. (soliso).

PARTES POR MILLON

$$p.p.m = \frac{\text{masa soluto}}{\text{masa disoln}} \times 10^{-6}$$

34

2

Para preparar un lt. de solución 1M de KOH, se necesitan 56 gr de hidróxido.

Para prep. 1lt de solución 0.5 M de KOH, se necesitan 28.

FORMULA
 $M = \frac{n}{V} \Rightarrow n = \frac{m}{PM} \Rightarrow m = n \cdot PM = 0.5 \times 56 = \underline{28 \text{ gr}}$
 $n = 1 \text{ lt} \times 0.5 = 0.5$

PROBLEMAS.

1... Para preparar 100ml de solución 0.5 M de KOH, cuántos gr. de masa se requieren.

DATOS.

$V = 0.1 \text{ lt.}$

$M = 0.5$

$PM_{KOH} = 56 \text{ gr/mol}$

$m = ?$

FORMULA

$M = \frac{n}{V} \Rightarrow n = \frac{m}{PM}$

$n = M \cdot V = 0.5 \times 0.1 \text{ lt} = 0.05 \text{ moles}$

$m = 0.05 \text{ moles} \times 56 = \underline{2.8 \text{ gr.}}$

2... Cual será la molaridad de una solución de H_2SO_4 , que contiene 24.5 gr. de ácido en un litro de solución

DATOS.

$M = ?$

$PM_{H_2SO_4} = 98 \text{ gr/mol}$

$m = 24.5 \text{ gr.}$

$V = 1 \text{ lt}$

FORMULA

$M = \frac{n}{V}$

$n = \frac{m}{PM} = \frac{24.5 \text{ gr}}{98 \text{ gr/mol}}$

$n = 0.25 \text{ moles}$

SUSTITUCION

$M = \frac{0.25 \text{ moles}}{1 \text{ lt}}$

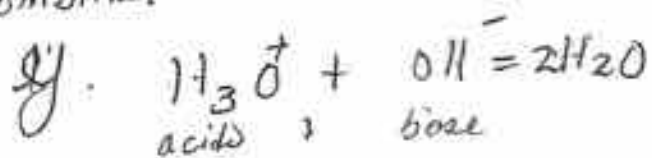
$M = 0.25 \text{ moles/l}$

NEUTRALIZACIÓN E HIDRÓLISIS

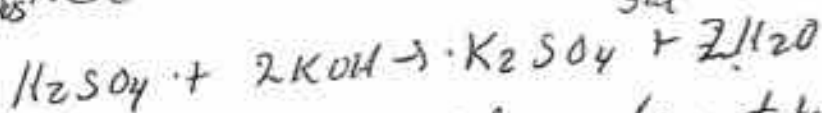
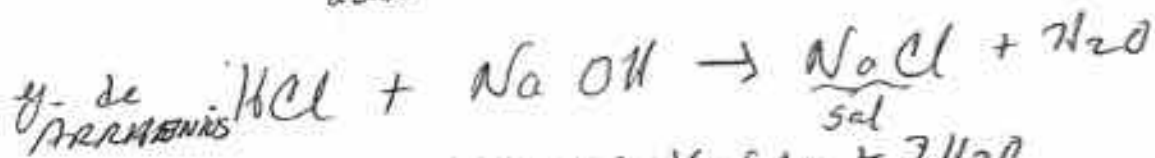
7

NEUTRALIZACIÓN

Es una reacción que se efectúa entre un ácido y una base se combinan iones H^+ con iones (OH^-) , para formar H_2O .



Nota: al reaccionar ácido + base, desaparecen sus prop. características



Estas son reacciones de titulación (cuantitativas) de ácidos y bases la titulación se efectúa midiendo el vol. exacto de ácido y base que neutralizar

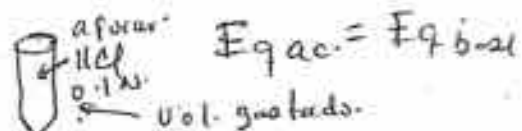
PRINCIPIO DE EQUIVALENCIA

$$V_{\text{ácido}} N_{\text{ácido}} = V_{\text{base}} N_{\text{base}} \Rightarrow V_a N_a = V_b N_b$$

$$N_{\text{base}} = \frac{F_{\text{g ácido}}}{V} = \frac{V \times E_{\text{g B.}}}{V \times E_{\text{g B.}}}$$

$$E_{\text{g}} =$$

$$N_{\text{ac}} = \frac{E_{\text{g}}}{V} = \frac{E_{\text{g}}}{V} = \frac{m}{V \times n}$$
$$N_{\text{base}} = \frac{E_{\text{g}}}{V} = \frac{E_{\text{g}}}{V} = \frac{m}{V \times n}$$



$$E_{\text{g ac.}} = E_{\text{g base}}$$



Fenofaleína - Para Bases

Vira de incoloro a violeta. (3-2-10)

ANARANJADO DE METILO PA' ÁCIDOS VIRA DE ROJO A AMARILLO 3-4.9

INDICADORES - Sustancias orgánicas que sirven para detectar el color ácido o básico de una sol'n

16

- 15.- Determina la normalidad de 10 mL de ácido cítrico ($C_6H_8O_7$, densidad = 1.685 g/mL) mezclados en un litro de agua.
- 16.- Determina los gramos de sulfato de sodio contenidos en 125 mL de una solución 0.26 N
- 17.- Determina el volumen que se requiere de hidróxido de sodio 0.025 N para neutralizar 15 mL, de HCl 1.25M
- 18.- ¿Cuál es la normalidad de una solución de NaOH, si 48.5 mL de dicha base
- 19.- ¿Cuántos mL de solución 0.1 N de hidróxido de sodio, se necesitan para reaccionar completamente con 25 mL de una solución 0.2 N de ácido clorhídrico?
- 20.- ¿Cuántos g/L contiene una solución de hidróxido de magnesio si 75 mL de la misma neutralizaron a 95 mL de una solución 0.5 N de ácido sulfúrico?
- 21.- ¿Cuál es la concentración en g/L de una solución de ácido fosfórico, si 35 mL de la misma se neutralizaron con 125 mL de una solución que contiene 0.56 meq/mL de hidróxido de potasio?
- 22.- ¿Cuántos mL de una disolución de ácido fosfórico que contiene 65.3 g/L, se necesitaran para neutralizar 125 mL de una disolución que contiene 0.56 meq/mL de hidróxido de potasio?
- 22.- Se tiene una solución de KOH, la cual contiene 90 g. de hidróxido con una concentración 0.23 M
- Calcular el volumen de la solución
 - Calcular la normalidad de la solución
 - Considerando que 60 mL de KOH, se neutralizan con 75 mL de H_2SO_4 , calcular la concentración del ácido en g./L.
- 23.- Calcular el número de equivalentes y la masa en g. de $RaSO_4$ que existen en 82 mL de solución, con una concentración 0.054N
- 24.- ¿Cuál es la normalidad y cuántos miliequivalentes hay en una solución de H_3PO_4 , si se requieren 45 mL de solución de NH_4OH , la cual a su vez contiene 0.787 g. de hidróxido para neutralizar 33 mL del ácido.
- 25.- Calcular el número de moles y la masa en g. de $ln_2(SO_4)_3$ que hay en 75 mL de una solución con una concentración 0.067M.
- 26.- ¿Cuál es la normalidad y cuántos miliequivalentes hay en una solución de H_2SO_4 , si se requieren 35 mL de una solución de NH_4OH , la cual a su vez contiene 0.6125g. de este hidróxido, para neutralizar 23 mL del ácido.
- 27.- ¿Cuántos g/L : contiene una solución de $HClO_4$. Se 40 mL de la misma se neutralizan con 30 mL de una solución 0.3 N de $Ca(OH)_2$.

PROBLEMARIO DE QUÍMICA IV

TEMA No. 1 "DISOLUCIONES"

- 1.- Si se disuelven 26.3 gramos de alcohol en 24.5 gramos de agua. ¿Cuál es el % en peso de alcohol en la solución?
- 2.- ¿Cuál es el % en peso de bromuro de sodio, en una disolución constituida por 1.152 gramos de sal y 80 gramos de agua?
- 3.- ¿Cuántos gramos de carbonato de potasio y de agua, se necesitan para preparar 250 gramos de una solución al 19.7% de dicha sal?
- 4.- Una disolución acuosa contiene 8% de glucosa. ¿Cuántos gramos de glucosa hay en 375 mL de la solución?
- 5.- En que cantidad de agua deben disolverse 50 gramos de ácido cloroso para obtener una disolución al 23 % en peso del ácido?
- 6.- ¿Cuántos gramos de hidróxido de calcio se necesitan para elaborar 2500 mL de solución 1.2M de la base?
- 7.- ¿Cuál es la molaridad de una solución de permanganato de potasio, si 80 gramos de la misma sal están contenidos en 600 mL de solución?
- 8.- ¿En qué volumen de una disolución acuosa de cloruro de amonio 0.25M están contenidos 15 gramos de la sal?
- 9.- ¿Cuál de los siguientes ejemplos corresponde a una disolución décimo molar?
 - a) 36.5 g. de HCl en 500 mL de disolución
 - b) 49 g. de H_3PO_4 en un litro de disolución
 - c) 1 mol de $HClO_4$ en 750 mL de disolución
 - d) 0.75 mol de Na_2CO_3 en 500 mL de agua
 - e) 15.954 g de $CuSO_4$ en 1000 mL de disolución
- 10.- ¿Cuántos g/L están contenidos en una solución 1.5 M de nitrato de bario?
- 11.- Determine la cantidad en libras de hidróxido de indio que debe usarse para preparar 2 galones de solución 1.25M
- 12.- ¿Cuántos g. de bromuro de cadmio, se requieren para preparar 1450 mL de una solución 0.25 N de dicha sal?
- 13.- ¿Cuántos litros de solución 1.56 normal pueden prepararse con libra y cuarto de fosfato de bario?
- 14.- Determina la normalidad de 3 ML de ácido sulfúrico concentrado que se mezclan en 100 mL de agua (densidad del ácido 1.8 g/mL)

- 28.- Cuántos equivalentes de HClO , se requieren para neutralizar 1850 mL de KOH , si ésta tiene concentración de 0.75 meq/mL de solución.
- 29.-Cuál es la molaridad y normalidad de 2 L de solución, donde se disolvieron 35 g. de fosfito de magnesio $\text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2$.
- 30.- Cuántos L. de solución 0.5M, se pueden preparar con 300 g. de NaOH .
- 31.-Cuál es la molaridad de una solución que contiene 42.65 g de MgCl_2 en 3.5 L de solución.
- 32.- Cuántos g. de AgNO_3 se requieren para preparar 500 mL de una solución al 5% en peso.
- 33.-Cuál es el % en peso de una solución de AlCl_3 que se obtiene al disolver 60 g. de la sustancia en 750 g. de agua.
- 33.- Cuántos g. de KOH , se necesitan para preparar 200 g. de solución al 10% del hidróxido.

Cual es el % peso de una solución de KOH que se obtiene al disolver 50 gr. de hidróxido en 750 gr. de agua.

38

DATOS.

FORMULA

% peso = ?

$$\% \text{ peso} = \frac{\text{gr. Solute}}{\text{gr. Solución}} \times 100$$

KOH.

gr. soluto = 50

gr. solvente = 750 gr.

gr. Sol'n = 50 + 750 = 800 gr.

$$\% \text{ peso} = \frac{50 \text{ gr. KOH}}{800 \text{ gr. Sol'n}} \times 100$$

$$\% \text{ peso} = 6.25$$

2. Cuantos gr. de NaOH se necesitan para preparar 200 gr. de sol'n al 10% de NaOH.

DATOS.

FORMULA.

gr. soluto = ?

$$\% \text{ peso} = \frac{\text{gr. soluto}}{\text{gr. Sol'n}} \times 100$$

gr. sol'n = 200

% peso = 10

$$\text{gr. soluto} = \frac{\% \text{ peso} \times \text{gr. sol'n}}{100} = \frac{10 \times 200}{100}$$

$$\text{gr. soluto} = 20 \text{ gr. NaOH}$$

3. Que molaridad tiene una sol'n de H_2SO_4 si 600 ml. de la misma sol'n, contienen 50 gr. de ácido?

DATOS.

FORMULA.

M = ?

V = 600 ml.

m = 50 gr. H_2SO_4

$$M = \frac{n}{V} = \frac{0.51 \text{ moles}}{0.6 \text{ l}} = M = 0.85 \frac{\text{moles}}{\text{l}}$$

$$n = \frac{m}{\text{PM}} = \frac{50 \text{ gr.}}{98 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0.51$$

4. Cuantos gr. de $\text{Ca}(\text{OH})_2$ se necesitan para prep. 750 ml. de sol'n 0.15 M.

DATOS.

FORMULA.

M = ? M.

V = 0.75 l.

M = 0.15

19

$$M = \frac{n}{V} \Rightarrow n = M \cdot V = 0.15 \times 0.75 = 0.1125 \frac{\text{moles}}{\text{l}}$$

$$n = \frac{m}{\text{PM}} \Rightarrow m = n \cdot \text{PM} = 0.1125 \times 74$$

$$m = 8.325 \text{ gr.}$$

1) $V = 1 \text{ l}$ $M = \frac{n}{V}$ $V = \frac{n}{M} = \frac{7.5}{6} = 1.25 \text{ l}$ MOLARIDAD

$M = 6 \text{ M}$
 $m = 300 \text{ gr}$ $n = \frac{m}{PM} = \frac{300 \text{ gr}}{40} = 7.5 \text{ moles}$
 NaOH

2) $M = ?$ $M = \frac{n}{V} = \frac{0.51}{0.6} = 0.853 \frac{\text{moles}}{\text{lt}}$
 $PM \text{ H}_2\text{SO}_4 = 98$ $n = \frac{m}{PM} = \frac{50}{98} = 0.51 \text{ moles}$
 $V = 600 \text{ ml}$
 $m = 50 \text{ gr}$

3) $M = ?$ $M = \frac{n}{V} = \frac{0.437}{3.5 \text{ lt}} = 0.12$
 $m = 41.65 \text{ gr}$ $n = \frac{m}{PM} = \frac{41.65 \text{ gr}}{95.3} = 0.437$
 $MgCl_2 = 95.3$
 $V = 3.5 \text{ lt}$

4) $m = ? \text{ gr}$ $M = \frac{n}{V} \cdot n = M \cdot V = 0.3(1.5) = 4.5$
 $Al_2(SO_4)_3 = 342$ $n = \frac{m}{PM} \Rightarrow m = n \cdot PM$
 $V = 1.5 \text{ lt}$ $m = 0.45(342) = 154$
 $M = 52 \text{ gr}$

5) $M = 0.5$ $M = \frac{n}{V} \Rightarrow V = \frac{n}{M} = \frac{0.89}{0.5} = 1.78$
 $KOH = 56$ $n = \frac{50 \text{ gr}}{56} = 0.89$
 $m = 50 \text{ gr}$
 $V = ?$
 $\% \text{ Reso}$ $\% \text{ Reso} = \frac{\text{gr Soluta}}{\text{gr Sol'n}} \times 100$ $m = \frac{5(46 \text{ gr})}{100}$

$m = ? \text{ gr}$ $\text{gr Soluta} = \frac{\% \text{ Reso} \times \text{gr Sol'n}}{100}$ $m = 20$
 $AgNO_3$
 $\text{gr Sol'n} = 400 \text{ gr}$

5%
 $\% \text{ Reso} = ?$ $\% \text{ Reso} = \frac{\text{gr Soluta}}{\text{gr Sol'n}} \times 100$
 $AlCl_3$ $\% \text{ Reso} = \frac{60}{810} \times 100 = 7.41$
 $m = 60 \text{ gr}$

$\text{gr Soluta} = 750 \text{ gr}$
 $V = ? \text{ lt}$ $N = \frac{Eq}{V}$ $V = \frac{Eq}{N} = \frac{2}{0.1} = 0.2 \text{ lt}$ 2
 $N = 1$ $Eq \leq \frac{m}{PM}$ $Eq = \frac{100 \text{ gr}}{49} = 2.02$
 $m = 100 \text{ gr}$ $m = Eq \cdot PM = 1.5(32.66) = 49$
 $PM \text{ H}_2\text{SO}_4 = 49$ $N = \frac{Eq}{V}$ $Eq = N \cdot V = 3 \times 0.5$
 $m = 100 \text{ gr}$ $m = 49$

Si se desea obtener una sol'n 0.5M de KOH, desolviendo 50 gr. de KOH ¿ Cuál vol. de sol'n se obtendrá? 3

DATOS.

FORMULA.

$$M = 0.5$$

$$M = \frac{n}{V}$$

$$m = 50 \text{ gr KOH.}$$

$$V = ? \quad \frac{n}{M} = \frac{0.89}{0.5} = \boxed{1.785 \text{ Lt.}}$$

$$V = ? \text{ Lt.}$$

$$n = \frac{50}{56} = 0.89 \text{ moles}$$

6. - ¿Cuál normalidad tendrá una sol'n si 800 ml. de la misma contienen 80 gr. de H_3PO_4 ?

DATOS

FORMULA.

$$N = ?$$

$$N = ?$$

$$N = \frac{\text{Eq.}}{V} = \frac{2.5 \text{ Eq.}}{0.8} \quad \boxed{N = 3.06 \frac{\text{Eq.}}{\text{Lt.}}}$$

$$V = 0.8 \text{ Lt.}$$

$$V = 0.8 \text{ Lt.}$$

$$\text{Eq} = \frac{m}{\text{Peg.}} = \frac{80 \text{ gr.}}{32.66 \frac{\text{gr.}}{\text{Eq}}} = 2.5 \text{ Eq}$$

$$m = 80 \text{ gr.}$$

$$m = 80 \text{ gr.}$$

$$\text{Peg. H}_3\text{PO}_4 = 32.66 \frac{\text{gr.}}{\text{Eq.}}$$

* 7. - Cuántos gr. de nitrato de sodio NaNO_3 son necesarios para preparar 600 ml. de sol'n 0.15 N.?

DATOS.

FORMULA

$$m = ? \text{ gr.}$$

$$N = \frac{\text{Eq.}}{V}$$

$$\text{Eq.} \cdot N \cdot V = 0.15 \times 0.6 \text{ Lt.}$$

$$\text{NaNO}_3$$

$$V = 600 \text{ ml} = 0.6 \text{ Lt.}$$

$$\text{Eq.} = \frac{m}{\text{Peg.}}$$

$$m = \text{Eq.} \cdot \text{Peg.} = 0.09 \text{ gr} \times 69$$

$$N = 0.15$$

$$\boxed{m = 6.21 \text{ gr}}$$

8. - Cuántos Lt. de sol'n 0.1 N; se pueden preparar a partir de 100 gr. de H_2SO_4

DATOS.

FORMULA.

$$V = ?$$

$$N = \frac{\text{Eq.}}{\text{Peg.}} \Rightarrow V = \frac{\text{Eq.}}{N} = \frac{2.04 \text{ Eq.}}{0.1}$$

$$\boxed{V = 20.4 \text{ Lt.}}$$

$$N = 0.1$$

$$m = 100 \text{ gr.}$$

$$\text{Eq.} = \frac{m}{\text{Peg.}}$$

$$\frac{100 \text{ gr.}}{49} = 2.04 \text{ Eq.}$$

$$\text{P.M. H}_2\text{SO}_4 = 49$$

ELECTROQUÍMICA

Es una rama de la Química que estudia las reacciones de oxidación y reducción en las que ocurre una transferencia de e^- y se produce y se usa la corriente eléctrica

LA ELÉCTRICA
SE DIVIDE EN

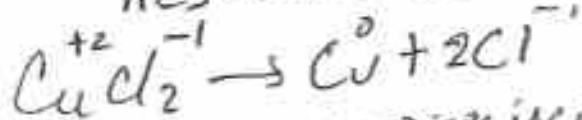
{ CELDAS ELECTROLÍTICAS. Consiste en descomponer una sustancia por el paso de la corriente eléctrica (transformación de energía eléctrica a química)
PILA VOLTAICA. - ES un dispositivo que sirve para transformar energía química a energía eléctrica.

CELDA ELECTROLÍTICA. - Ocurre una transformación de energía eléctrica a energía química.



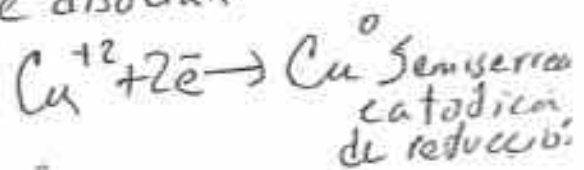
NOTA: Al efectuar la electrolisis del $CuCl_2$ se forma un depósito de cobre en el cátodo y se desprende cloro en el ánodo

REACCIÓN TOTAL.

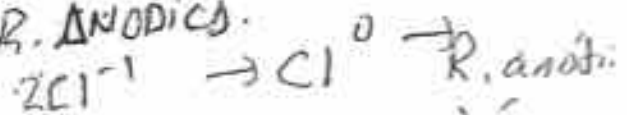


REACCIÓN DE DISOCIACIÓN

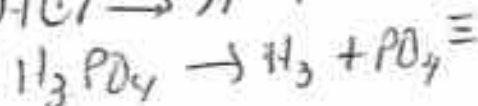
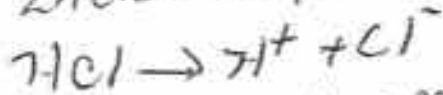
(Ocurre una separación de iones (sales, hidroxidos y acetatos) se disocian)



R. ANODICA.



REACCIÓN DE IONIZACIÓN
Indica la formación de iones



COLUMBIO [C] Es la cantidad de electricidad que se necesita para depositar 0.00011184 gr. de plata, de una solución que contiene iones plata. $Q = I \cdot t$ (2)

AMPERIO [A] - Se define como el flujo de un coulomb por segundo $i = \frac{Q}{t} = \frac{\text{coul}}{\text{seg}}$

FARADAY. - Es la cantidad de electricidad que se necesita para liberar 96,500 $\frac{\text{coul}}{\text{eq}}$, de un ~~elemento~~ equivalente químico

NOTA: Para liberar un equivalente químico de un elemento se requiere de un Faraday

$$e = \frac{\text{Peg del metal}}{1F \rightarrow 96,500}$$

PRIMERA LEX DE FARADAY. - "La cantidad de masa liberada o depositada en los electrodos, es directamente proporcional a la cantidad de electricidad que pasa a través del electrolito."

$$m \propto Q$$

Subiendo que para liberar un equivalente químico de un elemento se requiere introducir (e)

$$m = Q \cdot e \quad \text{--- (1)}$$

$$\text{y } e = \frac{\text{Peg del metal}}{F} \quad \text{--- (2)}$$

SUSTITUYENDO EG. (2) EN (1)

$$m = \frac{Q \cdot \text{Peg del metal}}{F}$$

$$m = \frac{I \cdot t \cdot \text{Peg del metal}}{F} \quad \text{1ra Ley Faraday}$$

Diferencia { Pila Daniells - Usa Bismuto poroso } para intercambiar iones
 { Pila Galvanica - Usa puente salino }

GUÍA PARA EXAMEN

1. Se tiene una sol'n de KOH, la cual contiene 90 gr de hidrox con una concentración 0.23 N.

a). Calc. el vol, en lt. de la sol'n.

b). Calc. la normalidad de la sol'n en equivalentes por l.

c). Considerando que 60 ml de la sol'n de KOH, se neutralizan con 75 ml de H_2SO_4 , calc. la conc. del ácido en meq/ml

2. Calc. el # de equivalentes y la masa en gr. de $RaSO_4$ que hay en una sol'n de 82 ml. con una conc 0.054 N.

3. Cual es la normalidad y cuantos miliequivalentes hay en una sol'n de H_3PO_4 si se requieren 45 ml de una sol'n de NH_4OH , la cual a su vez contiene 0.787 gr. de este hidroxido, para neutralizar 33 ml del ácido.

4. Calc. el No. de moles y la masa en gr. de $In_2(SO_4)_3$ que hay en 75 ml de una sol'n con una conc. 0.067 M.

5. Cual es la normalidad y cuantas miliequivalentes hay en una sol'n de H_2SO_4 , si se requieren 35 ml de una sol'n de NH_4OH , la cual a su vez contiene 0.6125 gr. de este hidrox para neutralizar 23 ml. de ácido.

6. Cuantos gr/lt contiene una sol'n de $HClO_4$, si 40 ml de la n se neutralizan con 30 ml de una sol'n 0.3 N de $Ca(OH)_2$

7. Cuantos equivalentes de $HClO$, se requieren para neutralizar 1850 ml de KOH, si ésta tiene una conc. de 0.75 meq/l de sol'n.

$$\begin{aligned} E_{g1} &= E_{g2} \\ E_{HClO} &= E_{KOH} \\ E_{HClO} &= 1.85 \times 0.75 \\ E_{HClO} &= 1.387 \end{aligned}$$

$$0.75 \frac{meq}{ml} \times \frac{1850}{10}$$

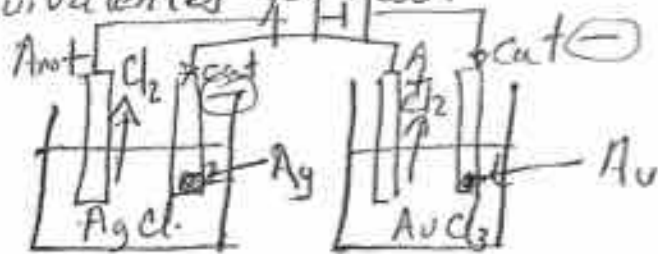
2^a LEX DE FARADAY.

"Las masas de distintos elementos liberadas en los electrolitos por una misma cantidad de electricidad, son directamente proporcionales a sus equivalentes químicos."

2^a Ley Faraday

$$\frac{M_1}{P_{eq1}} = \frac{M_2}{P_{eq2}}$$

se considera una aplicación al principio de equivalencia

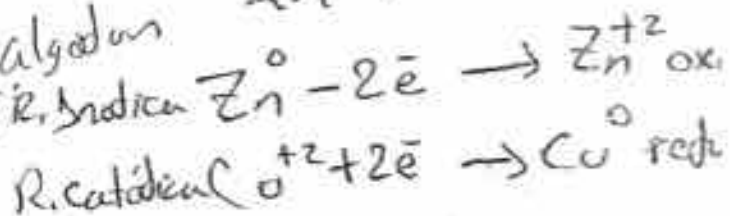
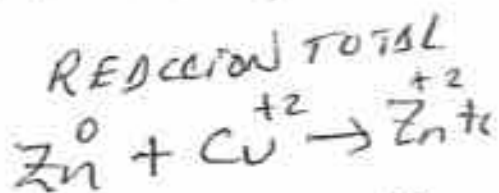


APLICACIONES DE LA ELECTROLISIS (SERIE ELECTROLITICA)

1. Obtención de un número elevado de elementos y compuestos
2. Afinación de metales
3. Obtención de moldes metálicos
4. recubrimiento metálico de objetos
5. Carga de acumuladores

PILA VOLTAICA

Es un dispositivo que sirve para transformar energía química a energía eléctrica por medio de una reacción química.



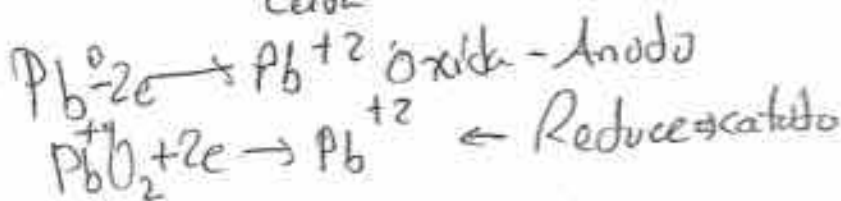
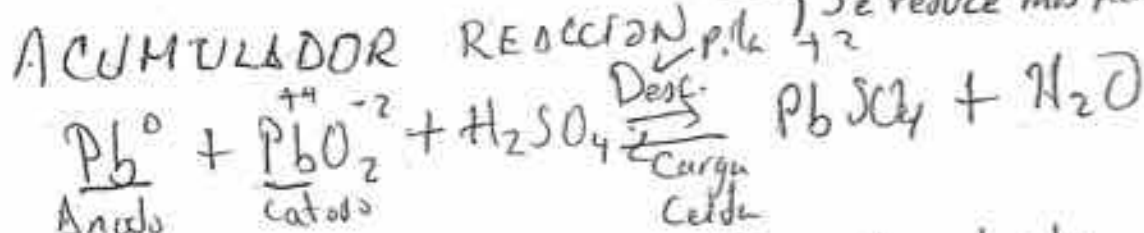
"necesario para realizar el intercambio de iones"

DESARROLLO. Consta de 2 semiceldas, 2 electrodos y un puente salino sumergidos en sus propios electrolitos.

- Debido al contacto del electrolito con los electrodos se produce una diferencia de potencial
- El puente salino (barra porosa) permite que se lleve a cabo el intercambio de iones de una semicelda a otra

NOTA: En todas las pilas la diferencia de potencial de oxidación es $\oplus \Rightarrow$ Significa que dicho metal se oxida más fácilmente que el H^+

Si el potencial de oxidación es $\ominus \Rightarrow$ Significa que es el elemento que se reduce más fácilmente que el H^+

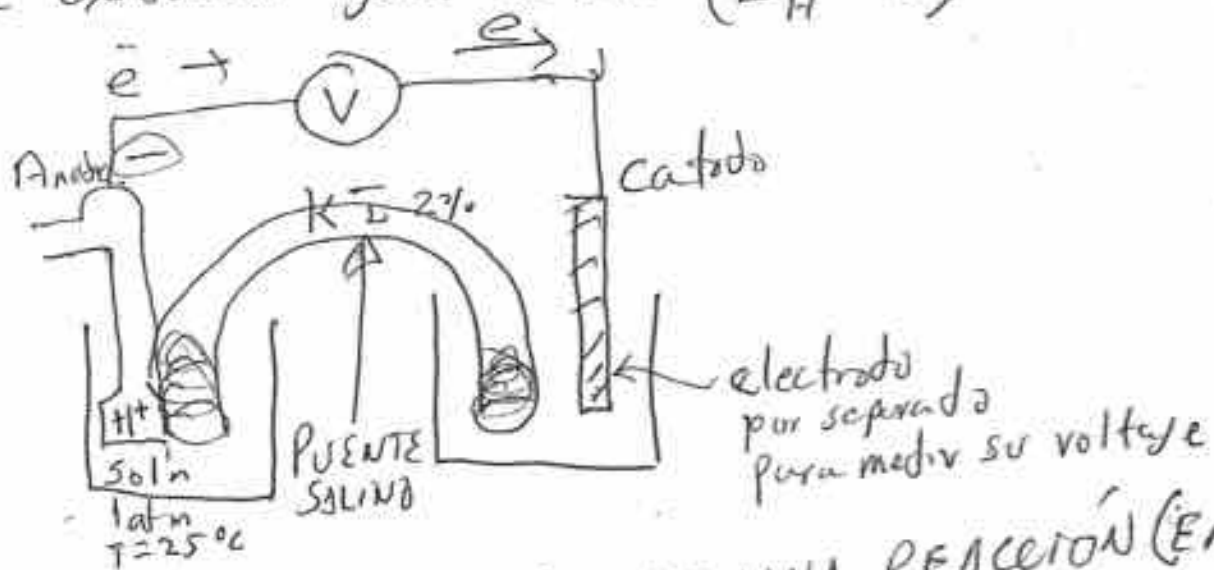


Indica la facilidad que tiene un

NOTA: En todas las pilas la diferencia de potencial depende del potencial o voltaje en el ánodo y del potencial o voltaje en el cátodo.

NOTA: Debido a que es imposible medir por separado el potencial o voltaje en cada electrodo, se toma como referencia el electrodo de Hidrogeno.

En una disolución 1 Molar a 1 atm y 25°C ; en estas condiciones se le aplica (asigna) un potencial de oxidación igual a cero ($E^{\circ}_{\text{H}} = 0$)



COMO CALCULAR EL VOLTAJE DE UNA REACCIÓN (EN UNA PILA)

$$E_{\text{em}} = E^{\circ}_{\text{ánodo}} - E^{\circ}_{\text{cátodo}}$$

TERMOQUIMICA

Es una rama de la fisicoquímica que estudia los cambios térmicos que intervienen en una reacción química.

Es la transformación de energía química a energía térmica.

CALOR DE REACCION (ENTALPIA DE REACCION ΔH_R°). - Es el calor que se absorbe o se desprende al ^{desplazarse} en una reacción química.

Es decir es la diferencia de los calores de formación de productos y reactivos en una reacción química, en condiciones estándar ($T=25^\circ\text{C}$ y $P=1$).

$$\Delta H_R^\circ = \sum \Delta H_f^\circ \text{ productos} - \sum \Delta H_f^\circ \text{ reactivos}$$

TIPOS DE REACCIONES TERMICAS

- CALOR DE REACCION (ΔH_R°)** Se calc. en cualq. reac.
- CALOR DE COMBUSTION** ($\text{CH}_4 + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$)
- CALOR DE NEUTRALIZACION** ($\text{HCl} + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$)
- CALOR DE HIDROLISIS** ($\text{NaCl} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HCl} + \text{NaOH}$)

CALOR DE FORMACION (En base a esta se hacen las calc. ter.)

UNIDADES DE ENERGIA
Joule = energía
1 caloría = 4.184 Joules

CALOR DE FORMACION. - Es el calor que se absorbe o se desprende, cuando se forma 1mol de cualquier sustancia a partir de los elementos que la componen.

NOTA: El calor de formación para cualquier elemento sin combinar es cero (actúa libre en una ec. química).

ENTALPIA (H). Es el calor de reacción y representa el contenido de las sustancias.

$$\Delta H_R^\circ = \sum \Delta H_f^\circ \text{ productos} - \sum \Delta H_f^\circ \text{ reactivos}$$

CLASIFIC. DE REACCIONES TERMOQUIMICAS

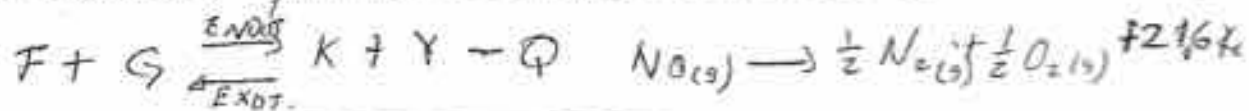
- REACCIONES EXOTERMICAS.** Son las que ocurren con desprendimiento de calor.
$$\text{A} + \text{B} \xrightarrow{\text{EXOT.}} \text{C} + \text{D} + \text{Q}$$

$$\text{A} + \text{B} - \text{Q} \xrightarrow{\text{EXOT.}} \text{C} + \text{D}$$

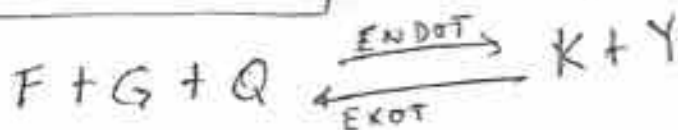
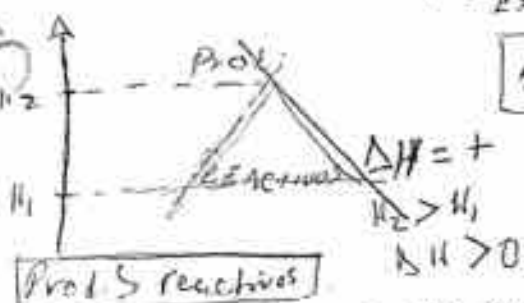
Ej: $\text{HCl} + \text{Ca} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2 + \text{H}_2 + \text{Q}$



REACCIÓN ENDOTÉRMICA. Es el calor que se absorbe cuando se efectúa una reacción química (ocurre un enfriamiento).



$$\Delta H_r = (+) \Rightarrow \text{R. ENDOT}$$



1ª LEY DE LA TERMOQUIMIA.

"dice que si una reacción es endotérmica en un sentido, ^{en sentido inverso} es exotérmica."

2ª LEY TERMOQUIMICA O LEY DE HESS.

"El cambio térmico en una reacción química es el mismo, tanto si se realiza en una sola etapa como si lo hace en varias."

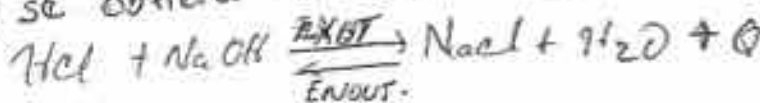
NOTA: EL CALOR TOTAL DE UNA REACCIÓN DEPENDE ÚNICAMENTE DE LOS ESTADOS INICIAL Y FINAL Y NO DE LOS ESTADOS INTERMEDIOS POR LOS QUE PUEDE PASAR EL SISTEMA.

$$\Delta H_{\text{TOT}} = \Delta H_1 + \Delta H_2 + \Delta H_3 + \dots + \Delta H_n$$

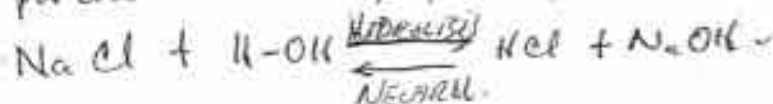
2ª ley Hess.

NOTA: LAS ENTALPÍAS DE FORMACIÓN, ADÉMÁS DE SU GRAN UTILIDAD PARA REALIZAR CÁLCULOS TERMOQUÍMICOS, SIRVEN PARA LA ESTABILIDAD DE LOS COMPUESTOS CON RELACIÓN A SUS ELEMENTOS.

REACCIÓN DE NEUTRALIZACIÓN. Es aquella reacción que se efectúa entre un ácido y una base y se obtiene una sal más agua.



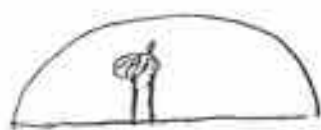
R. HIDRÓLISIS. Es lo contrario a la neutralización (descomposición de una sustancia por acción del H_2O , para formar un ácido más una base corresp).



SISTEMA ABIERTO Y SISTEMA CERRADO.

SISTEMA ABIERTO. Este permite intercambio de materia ^{energía} con sus alrededores.

SISTEMA CERRADO. Es aquel que no intercambia materia con sus alrededores pero si libera o absorbe energía.



CALORÍA. Es la cantidad de calor que se necesita para elevar en 1°C la temp. a 1 gr de H_2O .

CAPACIDAD CALORIFICA ESPECIFICA (C_e) Es la Cant. de calor necesario para elevar en 1°C la temp. para un gramo de una sustancia.

$$C_e = \frac{\text{Cal}}{\text{gr}^\circ\text{C}}$$

CAPACIDAD CALORIFICA MOLAR (C_m) Es la cantidad de calor necesario para elevar en 1°C la temp para 1 mol de cualquier sustancia.

$$C_m = \frac{C_e P_M}{\frac{\text{cal}}{\text{gr}^\circ\text{C}} \frac{\text{gr}}{\text{mol}}} = \frac{\text{cal}}{\text{mol}^\circ\text{C}}$$

CALORIMETRO Es un aparato que sirve para medir ^(capacidad térmica) el calor. ^{liberado o absorbido al efectuarse una reacción química.}

calculo de $Q = m C_e \Delta T$

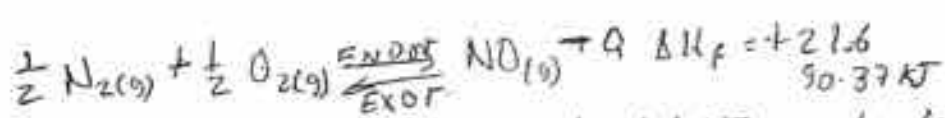
CALOR. Es la energía cinética total de las moléculas de un cuerpo.

ENERGÍA CINÉTICA. Es la energía de movimiento de las moléculas.

$$\bar{E} = \frac{E_{C1} + E_{C2} + E_{C3} + \dots + E_{Cn}}{n}$$

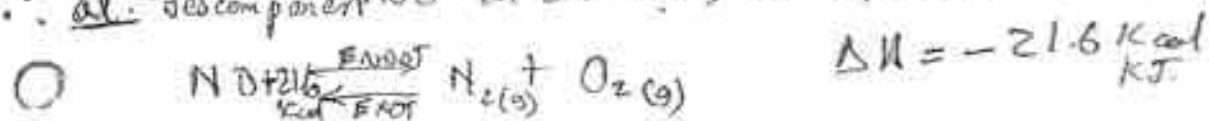
TEMPERATURA. Es una medida de la energía cinética promedio de las moléculas de un cuerpo.

CONDUCCION - Vibración de partículas. Flujos.
CONVECCION - corriente de gases o líquidos.
RADIACION - a través de ondas electromagnéticas.



La ec. indica q' al formarse 1 mol de NO, se absorben 21.6 Kcal.

∴ al descomponerse NO en sus elem, se desprenden 21.6 Kcal.

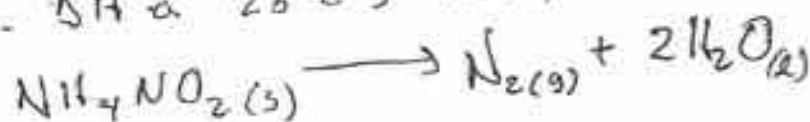


SE LE LLAMA CALOR DE DESCOMPOSICIÓN, ES NUMERICAMENTE IGUAL AL CALOR DE REACCIÓN, PERO DE SIGNO OPUESTO.

y aquí se aplica la 1ª ley de Hess.

1ª LEX DE TERMODINAMICA

Calc. ΔH a 25°C y 1 atm, de la reacción



$$\Delta H_f^\circ \text{NH}_4\text{NO}_2 = -63.1 \text{ Kcal/mol}$$

$$\Delta H_f^\circ \text{H}_2\text{O} = -68.32 \text{ Kcal/mol}$$

$$\Delta H_f^\circ \text{N}_2 = 0$$

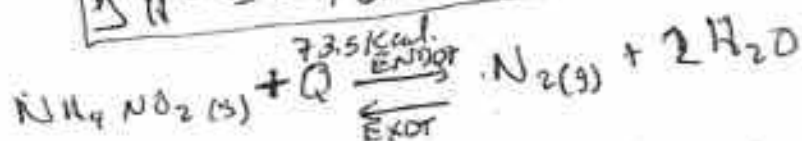
$$\Delta H_{\text{tot}}^\circ = \sum \Delta H_{f,\text{prod}}^\circ - \sum \Delta H_{f,\text{react}}^\circ$$

$$\Delta H_{\text{tot}}^\circ = (\Delta H_{f,\text{N}_2}^\circ + 2 \Delta H_{f,\text{H}_2\text{O}}^\circ) - (\Delta H_{f,\text{NH}_4\text{NO}_2}^\circ)$$

SUST. DATOS

$$\Delta H_{\text{tot}}^\circ = [0 + 2(-68.32)] - (-63.1)$$

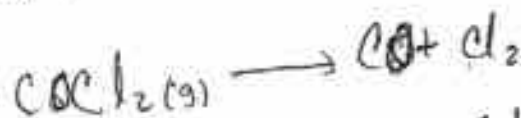
$$\boxed{\Delta H^\circ = -73.5 \text{ Kcal}} \quad \text{REACCIÓN EXOT}$$



2º - Det. la entalpía de la sig. reacción a 25°C y 1 atm, en kcal si es exot. o endot.

$$\Delta H_{f,\text{COCl}_2}^\circ = -53.3 \text{ Kcal/mol}$$

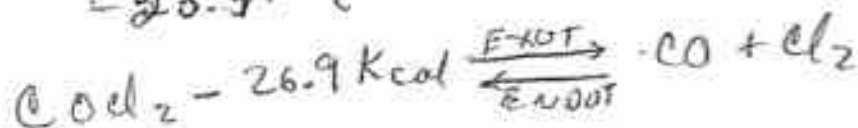
$$\Delta H_{f,\text{CO}}^\circ = -26.4 \text{ Kcal/mol}$$

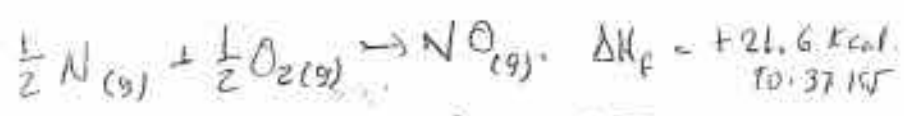


$$\Delta H_{\text{tot}}^\circ = (\Delta H_{f,\text{CO}}^\circ + \Delta H_{f,\text{Cl}_2}^\circ) - (\Delta H_{f,\text{COCl}_2}^\circ)$$

SUST. DATOS

$$-26.4 - (-53.3) = 26.9 \text{ Kcal R. ENDOT}$$

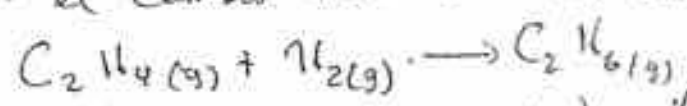




SE EXPRESA LA REACCION POROT

ESTA EC.

Det. el cambio termico de la reaccion a 25°C y 1 atm



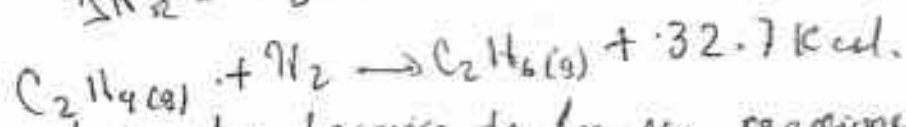
$$\Delta H^\circ_R = \sum \Delta H^\circ_f (C_2H_6) - (\Delta H^\circ_f (C_2H_4) + \Delta H^\circ_f (H_2))$$

$$\Delta H^\circ_f = 12 \text{ kcal/mol } C_2H_4$$

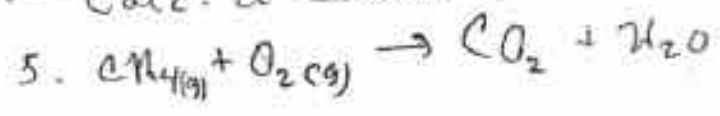
$$\Delta H^\circ_f = -20.2 \text{ kcal/mol } C_2H_6$$

$$\Delta H^\circ_R = (-20.2) - (+12.5)$$

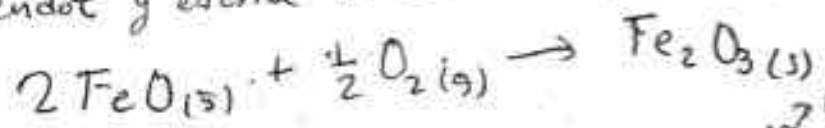
$$\Delta H^\circ_R = -32.7 \text{ kcal R. EXOT.}$$



Calc. el cambio termico de las sig reacciones a 25°C y 1 atm



Para. o/a de las sig. reacciones. Calc. el calor de reaccion e indica si es exot. o endot y escribe la ec. termoquimica.



$$\Delta H^\circ_f = ?$$

$$FeO = -64.09$$

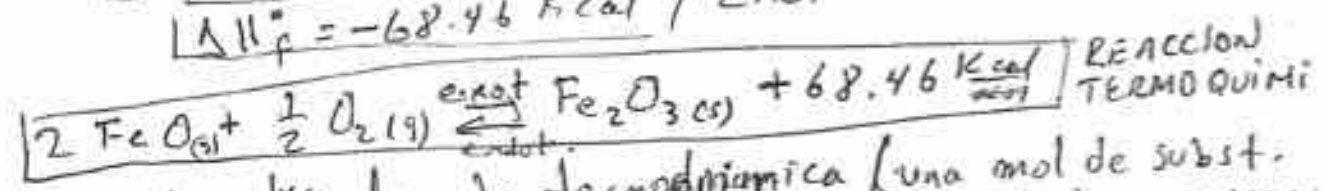
$$Fe_2O_3 = -196.5$$

$$\Delta H^\circ = [\Delta H^\circ_f Fe_2O_3] - [2\Delta H^\circ_f FeO + \frac{1}{2}\Delta H^\circ_f O_2]$$

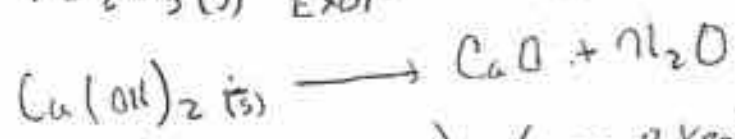
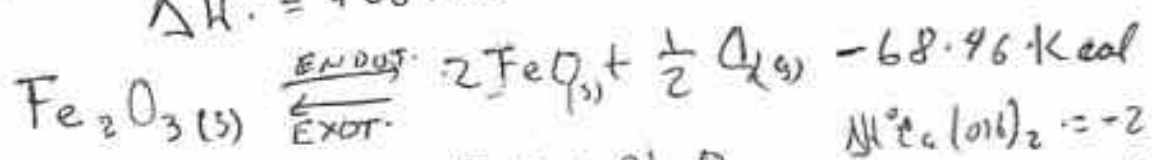
$$\Delta H^\circ = -196.5 \frac{\text{kcal}}{\text{mol}} - [2(-64.04) + \frac{1}{2}(0)]$$

$$\Delta H^\circ_f = -196.5 - 128.08$$

$$\Delta H^\circ_f = -68.46 \text{ Kcal / REACCION EXOT}$$



Aplicando la 1ra ley de termodinamica (una mol de subst. se puede descomponer en elementos)

$$\Delta H^\circ = +68.46 \text{ Endot.}$$


$$\Delta H^\circ_f (OH)_2 = -235.8 \frac{\text{kcal}}{\text{mol}}$$

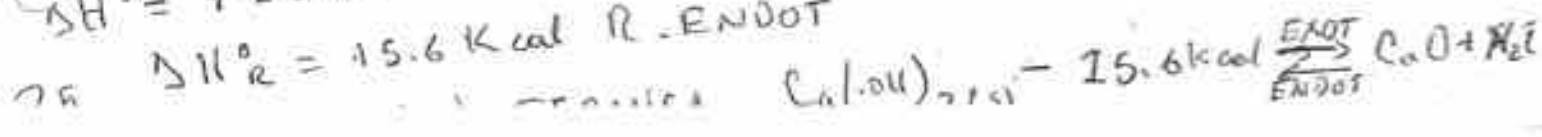
$$\Delta H^\circ_f H_2O = -68.31$$

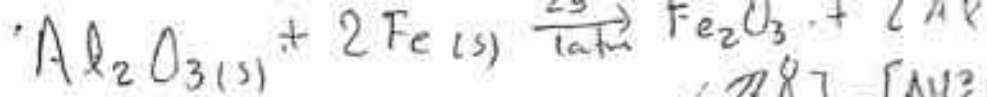
$$\Delta H^\circ_f CaO = -151.9$$

$$\Delta H^\circ = (-151.9 - 68.31) - (-235.8 \text{ Kcal})$$

$$\Delta H^\circ = +235.8 - 220.2$$

$$\Delta H^\circ_R = 15.6 \text{ Kcal R. ENDOT}$$

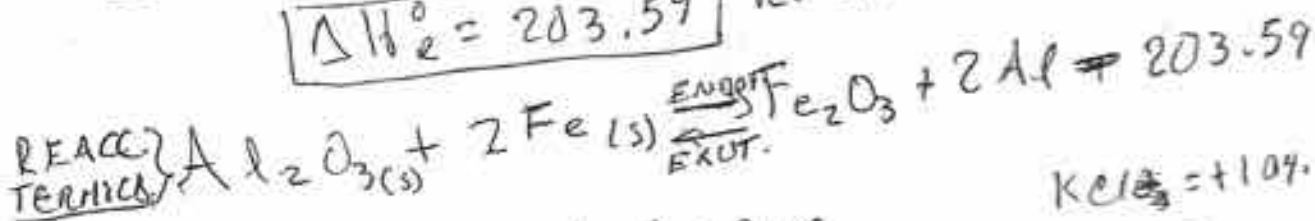




$$\Delta H_R^\circ = [\Delta H_f^\circ \text{Fe}_2\text{O}_3 + 2\Delta H_f^\circ \text{Al}] - [\Delta H_f^\circ \text{Al}_2\text{O}_3 + 2\Delta H_f^\circ \text{Fe}]$$

$$\Delta H_R^\circ = (-196.98 + 0) - (-400.57 + 0)$$

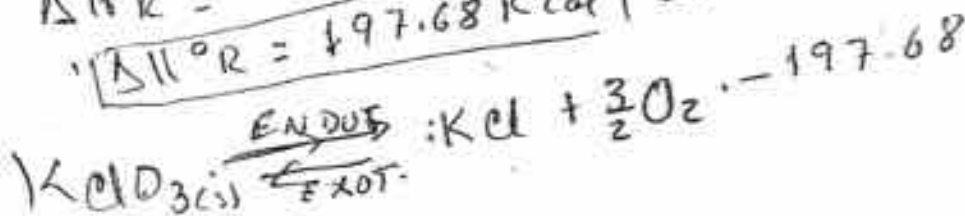
$$\boxed{\Delta H_R^\circ = 203.59} \text{ R. ENDOT.}$$



$$\Delta H_R^\circ = [\Delta H_f^\circ \text{KCl} + \frac{3}{2}\Delta H_f^\circ \text{O}_2] - [\Delta H_f^\circ \text{KClO}_3]$$

$$\Delta H_R^\circ = +104.18 - (-93.5)$$

$$\boxed{\Delta H_R^\circ = 197.68 \text{ Kcal}} \text{ ENDOT}$$



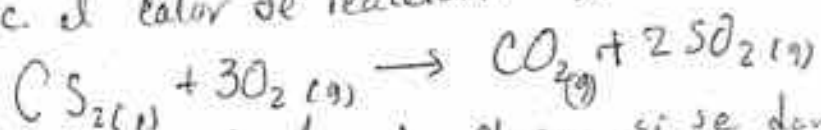
$$\begin{aligned} \Delta H_f^\circ \text{Al}_2\text{O}_3 &= -400.57 \\ \Delta H_f^\circ \text{Fe}_2\text{O}_3 &= -196.98 \\ \Delta H_f^\circ \text{Fe} &= 0 \\ \Delta H_f^\circ \text{Al} &= 0 \end{aligned}$$

$$\text{KClO}_3 = +104.18$$

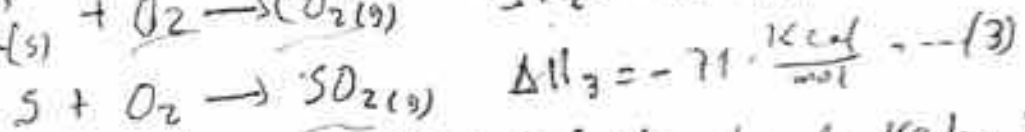
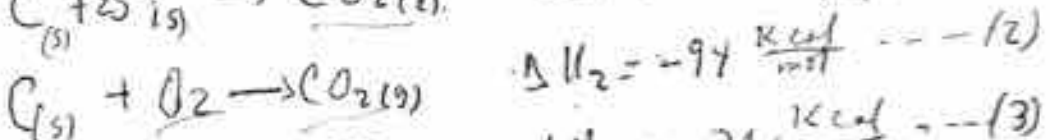
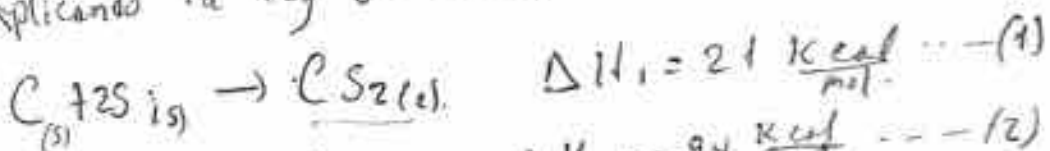
$$\text{O}_2 = 0$$

$$\text{KClO}_3 = -93.5$$

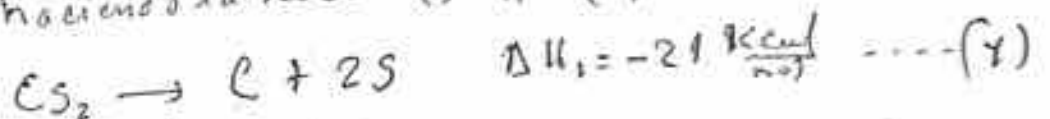
Calc. el calor de reaccion: Si



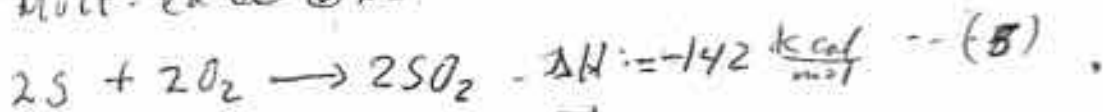
Aplicando la ley de Hess, si se dan las sig. ecuaciones.



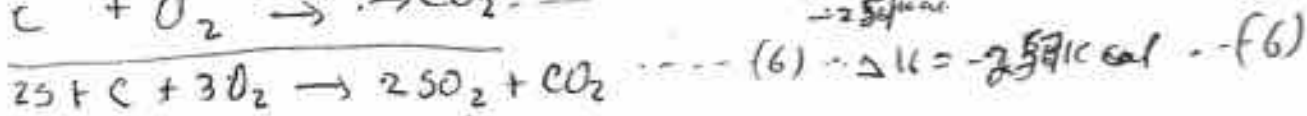
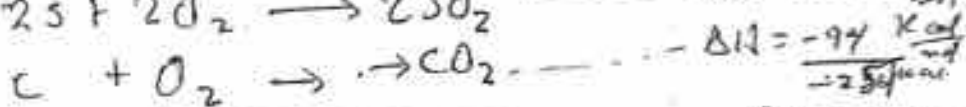
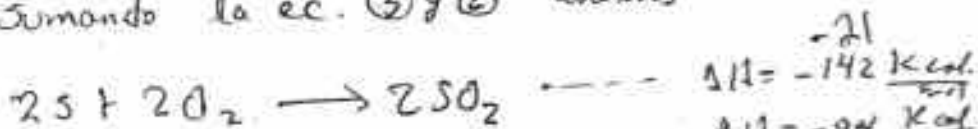
haciendo la reacc. (1) exot. (aplicando la 1ra ley Termod)



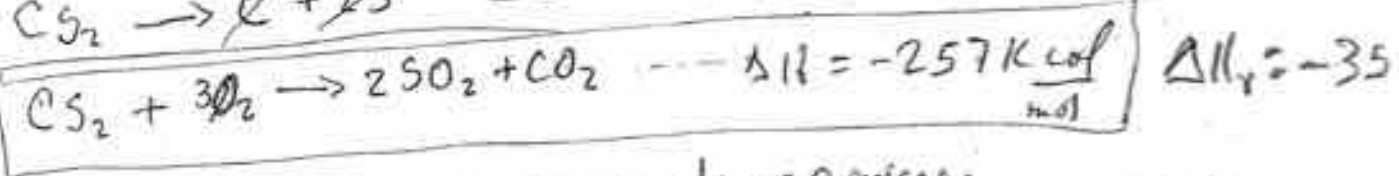
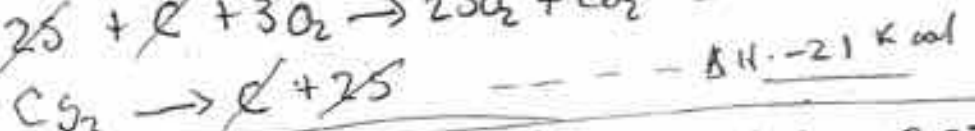
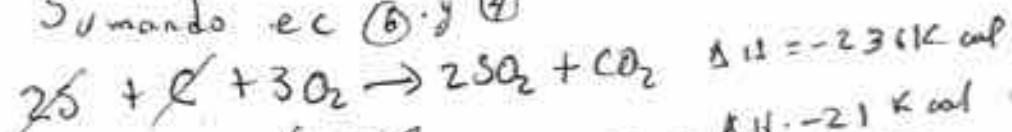
Mult. la ec (3) x 2



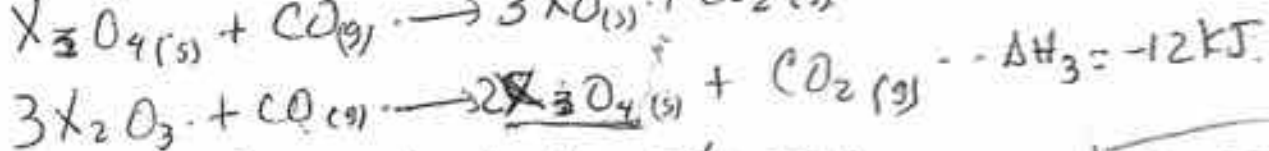
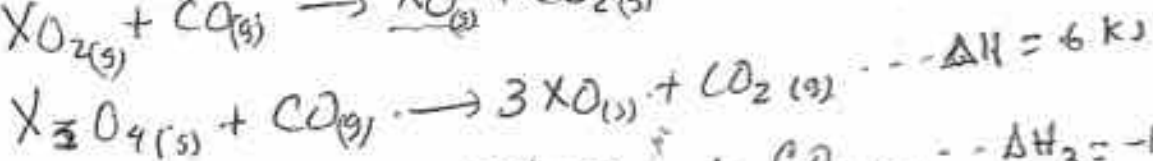
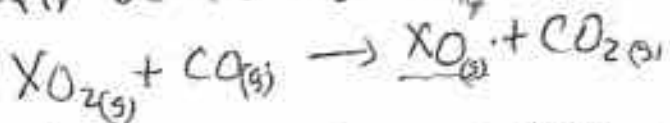
Sumando la ec. (5) y (4) tenemos



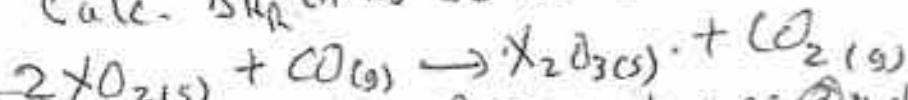
Sumando ec (6) y (4)



A partir de las sig. reacciones termoquímicas.



Calc. ΔH_r en KJ de la reaccion poro:



Sumamos la ec (1) x 2 y sumamos a ec (3) y el resultado sumarlo a ec (2)

TAHLA DE VALORES DE PROPIEDADES TERMODINAMICAS

Se dan valores para sustancias que se encuentran a 25°C y 1 atm. Las entalpías de formación (ΔH_f°) y las energías libres de formación (ΔG_f°) se expresan en kilocalorías por mol; los valores de la entropía (S°) en calorías por mol por grado de temperatura absoluta (°K).

Sustancia	ΔH_f° kcal/mol	ΔG_f°	S° cal/mol	$\frac{1}{100}$
NH ₃ (g)	-11,04	-3,98	46,0	-0,2
HBr(g)	-8,66	-12,7	47,4	-0,0
BrCl(g)	3,51	-0,21	57,3	-0,8
CO ₂ (g)	-94,1	-94,3	51,1	-0,8
CO(g)	-26,4	-32,8	47,3	-0,04
HCl(g)	-22,1	-22,8	44,6	-0,0
HF(g)	-64,2	-64,7	41,5	-0,04
H ₂ O(g)	-57,80	-54,64	45,1	-0,09
H ₂ O(l)	-68,32	-56,69	16,7	-0,01
HI(g)	6,20	0,31	49,3	-0,0
X(g)	14,9	4,63	62,3	-0,06
Hg(g)	14,5	7,60	41,8	-0,0
PBr ₃ (g)	-35,9	-41,2	83,1	-0,08
PCl ₃ (g)	-73,2	-68,4	74,5	-0,07
PCl ₅ (g)	-95,4	-77,6	84,3	-0,0
NaCl(s)	-98,3	-91,8	17,3	-0,0
CH ₄ (g)	-17,9	-12,1	44,5	-0,0
CH ₃ OH(l)	-57,0	-39,7	30,3	-0,0
COCl ₂ (g)	-53,3	-50,3	69,1	-0,01
CH ₃ Cl(g)	-19,6	-14,0	56,0	-0,0
C ₂ H ₄ (g)	12,5	16,3	52,5	-0,0
C ₂ H ₅ OH(l)	-66,4	-41,8	38,4	-0,07
C ₂ H ₆ (g)	-20,2	-7,86	54,9	-0,0
NH ₄ NO ₂ (s)	-63,1	—	—	—
NO(g)	21,60	20,72	50,3	-0,08
NOCl(g)	12,57	15,86	63,0	-0,01
H ₂ (g)	0			
O ₂ (g)	0			
Continúa.....	0			
F ₂ (g)	0			
Cl ₂ (g)	0			
Br ₂ (g)	0			
I ₂ (g)	0			

Continuación de la Tabla

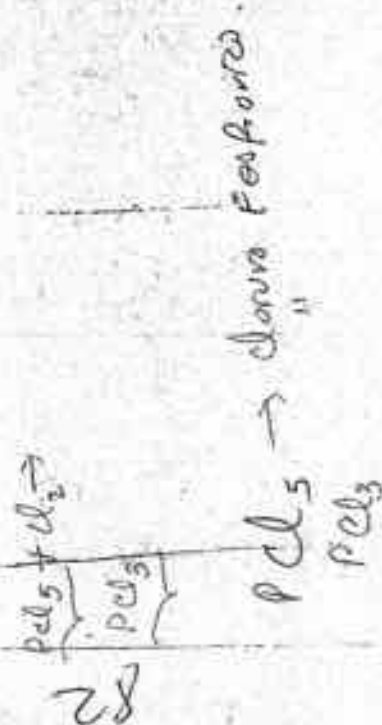
NOTA: ESTAN DADOS EN CAL

Sustancia	ΔH_f°	ΔG_f°	$S^\circ \times 10^{-3} \frac{\text{Kcal}}{\text{mol}}$
$\text{H}_2(\text{g})$	0	0	31.2 ~ 0.0312
$\text{F}_2(\text{g})$	0	0	48.6 ~ 0.0486
$\text{Cl}_2(\text{g})$	0	0	53.3 ~ 0.0533
$\text{Br}_2(\text{g})$	0	0	36.4 ~ 0.0364
$\text{I}_2(\text{g})$	0	0	27.9 ~ 0.0279
$\text{O}_2(\text{g})$	0	0	49.0 ~ 0.049
$\text{N}_2(\text{g})$	0	0	45.7 ~ 0.0457
$\text{C}(\text{grafito})$	0	0	1.36 ~ 0.0136
$\text{Al}(\text{s})$	0	0	6.76 ~ 0.00676

Observe que la entropía absoluta de un elemento no es igual a -
cero y que la entropía absoluta de un compuesto no es el cambio de
entropía cuando el compuesto se formó de sus elementos constituyentes.

* Esta tabla está tomada del libro PROBLEMAS DE QUÍMICA GENERAL Y
ANÁLISIS CUALITATIVO DE C.J. NYMAN Y G. B. KING. Edit. A.G. 1979

$$\Delta S = X \frac{\text{cal}}{\text{mol} \cdot ^\circ\text{K}} \times \frac{1 \text{ Kcal}}{1000 \text{ cal}}$$



PRINCIPIOS DE EQUILIBRIO QUIMICO VELOCIDAD DE REACCION.

OBJETIVO

- Comprender los factores que ^{controlan} afectan la velocidad de una reacción química y su aplicación a un sistema en equilibrio, utilizando el principio de LE CHATELIER, con el fin de interpretar las condiciones necesarias para que una reacción química se lleve a cabo.

VELOCIDAD DE REACCION. - Cantidad de sustancias reaccionantes que se convierten en productos en la unidad de tiempo o el número de moles de reactivo que se convierten en productos en la unidad de tiempo.

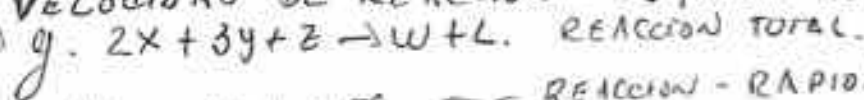
- CINETICA QUIMICA.** Estudia la velocidad con que ocurren las reacción química y su mecanismo de reacción.

TIEMPO DE REACCION. Es el tiempo que tarda en efectuarse una reacción química desde su inicio hasta el fin.

- MECANISMO DE REACCION.** - Indica la secuencia de etapas ^o ² ^{trayé} de las cuales tiene lugar la reacción total.

a > tiempo & velocidad de reacción y viceversa

VELOCIDAD DE REACCION. - Es función de la conc. de reactivos y tiempo



1. $X + 2Y \rightarrow Z$ REACCION - RAPIDA
2. $2Z + Y \rightarrow W + X$ " LENTA
3. $X + Y \rightarrow L$ " MUY RAPIDA.
 $2X + 3Y + Z \rightarrow W + L$ REACCION TOTAL.

ENERGIA DE ACTIVACION. - Es la cant. mínima de energía q se necesita para que los choques entre las moléculas sean efectivos y así se pueda efectuar una reacción química a mayor energía cinética, mayor núm. de choques entre las moléculas.

TEORIA DE LAS COLISIONES (EXPLICA COMO REACCIONAN LAS SUSTANCIAS)
Las sustancias que reaccionan (átomos, iones o moléculas) ^{EXPLICA COMO SE EFECTUAN LOS CHOQUES E} deben chocar entre si y formar nuevos enlaces. ^{MOLEC. DE SUST REACCIONAN}

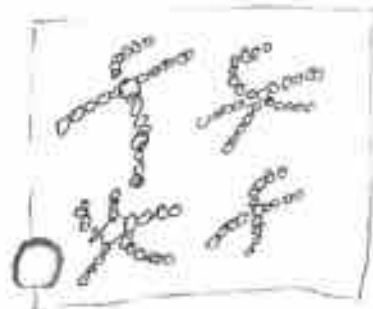
no todos los choques son efectivos, así todas las reacciones serían instantáneas.

VELOC

{ QUIMICA.
DINGRAN DO

{ QUIMICA.
BURNS.

{ QUIMICA.
Raymond. Chang.



PARA QUE SE EFECUE UNA REACCIÓN QUÍMICA SE NECESITA QUE LOS REACTIVOS TENGAN LA POTENCIA NECESARIA Y SEAN CAPACES DE ROMPER ENLACES EN REACTANTES, PARA FORMAR NUEVOS ENLACES EN PRODUCTO.

VELOCIDAD DE REACCIÓN -- Depende de la frecuencia de los choques los cuales están en función de la temp. y conc. de reactivos
Si la Energía de activación es grande \Rightarrow REACCIÓN ES LENTA

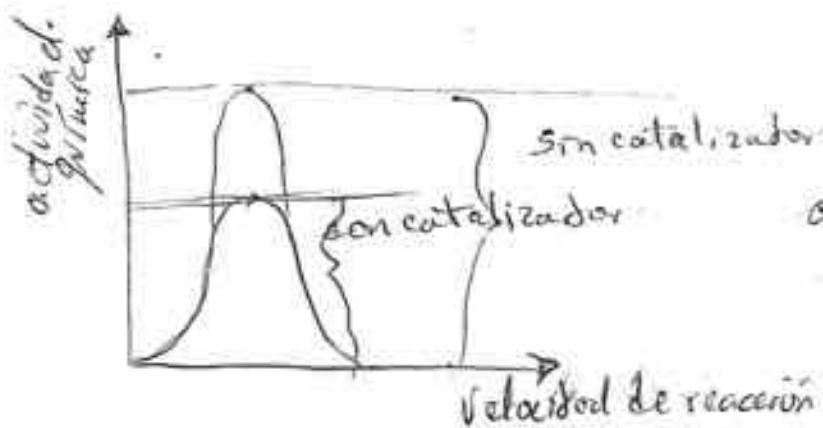
FACTORES QUE AFECTAN LA VELOCIDAD DE UNA REACCIÓN QUÍMICA
La velocidad de una reacción química está controlada por algunos factores y son:

- 1). CONCENTRACIÓN. - cantidad de sustancias participantes (moles) por unidad de volumen $C = \frac{n}{v} = \frac{\text{moles}}{\text{lt.}}$
- 2). NATURALEZA DE LOS REACTIVOS (SUPERFICIE DE CONTACTO)...
Se relaciona con el tamaño de las partículas sólidas o líquidas.
" Si se relaciona con el tamaño de las partículas sólidas o líquidas, mientras un reactivo sólido, más finamente dividido este, más rápida será la reacción. Existe mayor superficie de contacto entre moléculas.
3). TEMPERATURA. - Al aumentar la temperatura en un sistema de reacción se incrementa la energía cinética, movimiento y choques entre las moléculas, esto facilita que se alcance más rápido la energía de activación y se formen nuevos enlaces.

CATALIZADORES. - Son sustancias generalmente orgánicas que modifican la velocidad de una reacción (sin sufrir cambios en su composición química).

CATALIZADOR (+) - sirven para acelerar una reacción química
CATALIZADOR (-) " " " retardar una " " "

Ej. Tetraóxido de Pb, sal, aceite, MnO_2 etc.



a $>$ energía de activación
menor velocidad de reacción

y a $<$ energía de activación
 $>$ velocidad de reacción

Con catalizador $<$ E_{activ}
Sin cat. $>$ $E_{\text{activación}}$

a \Rightarrow velocidad de reacción $<$ tiempo
 $<$ velocidad de reacción $>$ tiempo

ENERGIA DE ACTIVACION. Es la cant. mínima de energía que se necesita para que se efectue una reacción química (romper enlaces y formar nuevos prod. (relación con la conc. y Temp.) y catalizador.



VELOCIDAD DE REACCIÓN
 $aA + bB \xrightarrow{v.r} cC + dD$

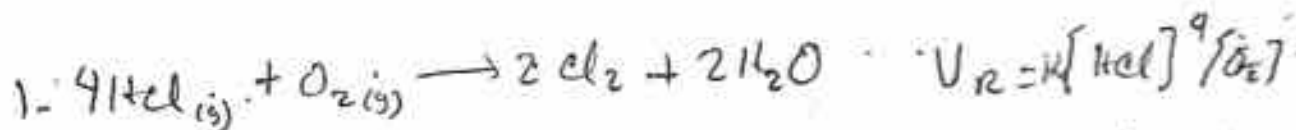
LEY DE ACCIÓN DE MASAS.

"a temperatura cte, la velocidad de una reacción química es directamente proporcional al producto de las concentraciones molares de los reactivos."
 tes. $aA + bB \rightleftharpoons cC + dD$

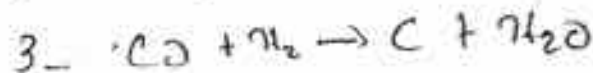
Expresión de la Veloc. de Reac.

$$V_R = k[A]^a[B]^b$$

k - Es la constante de velocidad de reacción
 [] conc. en moles/l.



$$V_R = k[N_2]^2$$



$$V_R = k[CO][H_2]$$

CONSTANTE DE EQUILIBRIO

Es la relación que se establece entre la constante de velocidad de reacción de productos y la cte de velocidad de reacción de reactivos



$$v_1 = [C]^c[D]^d$$

$$v_2 = k_2[A]^a[B]^b$$

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

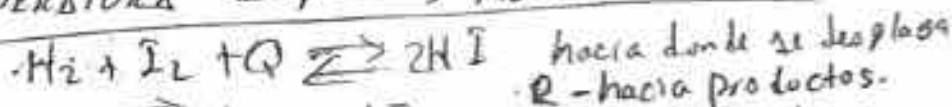
Aplicando la ley de acción de masas y depende de la temp. del sistema, ya que determina la velocidad de ambas reacciones

FACTORES QUE AFECTAN EL EQUILIBRIO

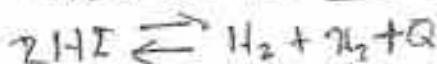
"PRINCIPIO DE LE CHATELIER" 3^{ra} LEY DE LA DINAMICA
(TEMPERATURA, CONCENTRACION, PRESION)
"Toda variación en alguna de las condiciones de un sistema en equilibrio produce un desplazamiento en la reacción que tiende a ^{de} ^{magnitud} ^{de} contrarrestar la modificación del sistema."
(A TODA ACCION CORRESPONDE UNA REACCION IGUAL INTENSIDAD Y DE SENTIDO CONTRARIO)

1. TEMPERATURA

SI SE AUMENTA TEMPERATURA desplaza hacia Endotermica
DISMINUYE TEMPERATURA desplaza hacia Exotermica



2. CONCENTRACION

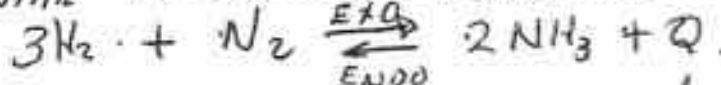


AL DISM. CONC. REACT \rightarrow HACIA REACTIVO

AL AUMENTAR CONC. DE REACTANTES desplaza hacia producto

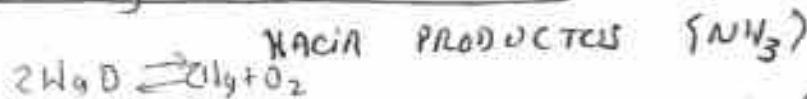
AL DISMINUIR CONC. DE PROD \rightarrow HACIA PROD

AL AUMENTAR LA CONC. DE PRODUCTOS desplaza hacia reactivo



3. PRESION

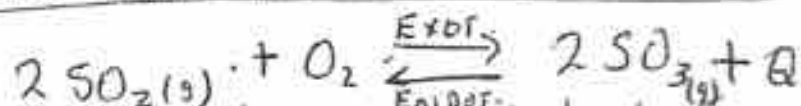
AL AUMENTAR LA PRESION EL EQUILIBRIO SE DESPLAZA HACIA DONDE HAY MENOS MOLÉCULAS (q^o ocupan menor volumen).



NOTA: UNA DISMINUCION DE T, P, CONC. EN UN SIST. EN EQUILIBRIO, PROVOCARÁ UN CAMBIO OPUESTO.

UN CATALIZADOR NO MODIFICA EL EQUILIBRIO QUIMICO, PERO SI LA VELOC. DE REACCION.

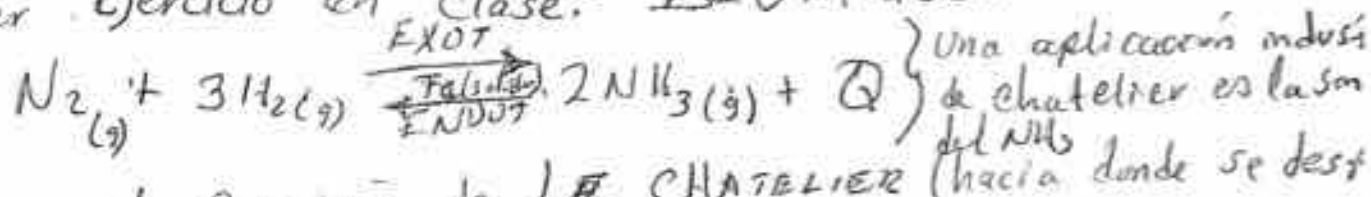
APLICACION DEL PRINCIPIO (LE CHATELIER)



adición de $O_2(g) \rightarrow$ se desplaza hacia la derecha [formación de SO_3]
AL VERIFICAR LOS CAMBIOS EL EQ. SE DESPLAZA COMO SIGUE:
ALGUNOS LO CONTESTAN

1. SI SE AUMENTA LA CONC. de SO_2 se desplaza hacia la derecha (PRODUCTO)
2. SI SE DISMINUYE LA TEMP. del sist. desplaza hacia derecha (PRODUCTO)
3. SI SE DISMINUYE LA PRESION se desplaza hacia la izquierda

Resolver ejercicio en clase: NUMEROS.



Aplicar el principio de LE CHATELIER

1. Si se disminuye la conc. →

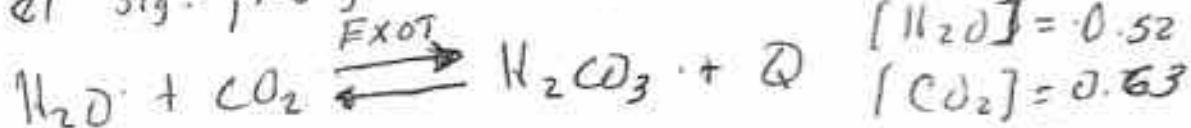
Si aumenta la temp

Si aumenta la presión

NOTA: En esta reacción, la formación de NH₃ se favorece a bajas temp y presiones elevadas, debido a que la reacción es exotérmica y el NH₃ formado ocupa menor vol que los gases reaccionantes. Proceso se efectúa a 500°C, P=200 y como catalizador el Fe (mante dividido (polvo))

Para el sig. prob y ecuación calcula:

DATOS



$$[\text{H}_2\text{O}] = 0.52$$

$$[\text{CO}_2] = 0.63$$

$$K_{eq} = 70$$

$$K_{eq} = \frac{[\text{H}_2\text{CO}_3]}{[\text{H}_2\text{O}][\text{CO}_2]} \Rightarrow [\text{H}_2\text{CO}_3] = K_{eq} [\text{H}_2\text{O}][\text{CO}_2] \quad [\text{H}_2\text{CO}_3] = ?$$

$$K_{eq} = 70 [0.52] [0.63]$$

$$K_{eq} = 27.93$$

¿Y HACIA DONDE SE DESPLAZA LA REACCIÓN SI?

RESPUESTA

1. Se disminuye la temp (→)

2. aumenta la concentración (→)

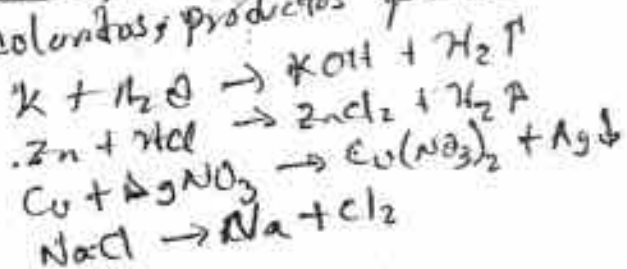
3. disminuye la presión (←)

EQUILIBRIO QUIMICO

REACCION REVERSIBLE. Son aquellas reacciones que se pueden efectuar en ambos sentidos. " Cuando al generarse los productos pueden volver a reaccionar para regenerar los reactivos, se debe a que alguno de los reactivos no reacciona completamente y se regenera. ^{REACCION} ~~se regenera~~

CARACTERISTICAS. - ~~solido insoluble~~ y $HgO \rightleftharpoons Hg + O_2$

REACCION IRREVERSIBLE. - Estas reacciones se efectúan en un solo sentido las sustancias no se regeneran porque la reacción se prolonga hasta que alguno de los reactivos se agota totalmente se consideran Reacciones completas características: solido ppto, gas que se libera, formación de iones colantes, productos que se disocian o se ionizan



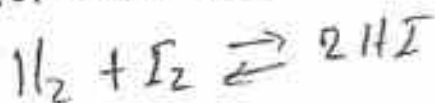
EQUILIBRIO QUIMICO

Tiene aplicación en reacciones reversibles en un sistema cerrado a P y T constante.

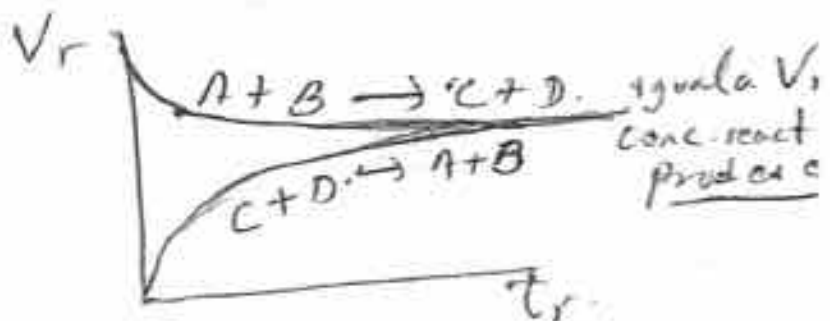
El equilibrio se alcanza cuando la V_r directa es igual a la V_r inversa y de productos es igual a la de reactivos.

y cuando "concentración de sustancias reaccionantes ~~es igual a la de~~ ~~conc. de productos que se forman~~

UN CATALIZADOR NO modifica el equilibrio químico pero si la V_r



REPRESENT GRAFICA DEL EQUILIBRIO QUIMICO

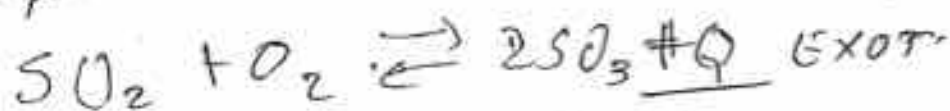


FACTORES QUE AFECTAN EL EQUILIBRIO QUÍMICO

(Principio de Henry Le Chatelier)

Si a toda acción corresponde una reacción de la misma magnitud pero de sentido opuesto.

(A toda variación (P, T, conc), en alguna de las condiciones del sistema en equilibrio; produce un desplazamiento en la reacción que tiende a contrarrestar la modificación del sistema)



Que podemos hacer para mejorar la producción.

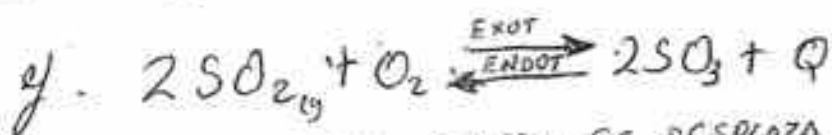
FACTORES QUE AFECTAN EL EQUILIBRIO QUIMICO (PRINCIPIO DE HENRY DE LE CHATELIER) 3^{ra} LEY DE DINAMICA

○ "A TODA ACCION CORRESPONDE UNA REACCION DE LA MISMA MAGNITUD, PERO DE SENTIDO OPUESTO"

"Toda variación ^(P, T, CONC.) en alguna de las condiciones del sistema en equilibrio, produce un desplazamiento en ~~equilibrio~~ ^{hacia} la reacción que tiende a contrarrestar la modificación del sistema."

ESTE PRINCIPIO EXPLICA COMO ^{SE COMPORTAN} ~~INFLUYEN~~ LOS FACTORES PRESION, ^{CONCENT.} ~~VOLUMEN~~ Y TEMPERATURA EN UN SISTEMA EN EQUILIBRIO

- AL AUMENTAR LA TEMP. EN UNA REACCION EXOT. HACIA ENDO
- AL DISMINUIR LA TEMP. DE REACCION EXOT. HACIA LA R. EXOT
- AL AUMENTAR LA CONCENTRACION DE UN REACTIVO - HACIA PRODUCTO - " REACTIVO
- " " " " " "
- AL DISMINUIR LA CONC. DE UN REACTIVO - HACIA REACTIVOS
- " " " " " PRODUCTO
- AL " " " " " "
- AL AUMENTAR LA PRESION - HACIA DONDE HAY MENOR # DE MO
- " DISMINUIR LA PRESION - " " " MAYOR # DE MO

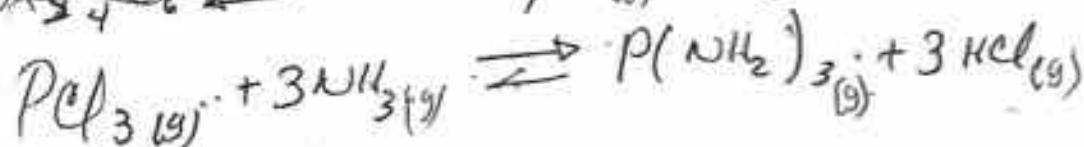
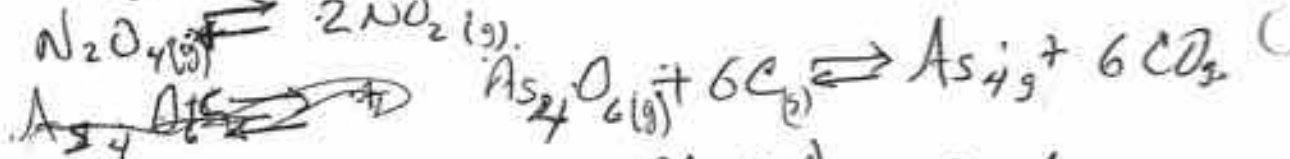
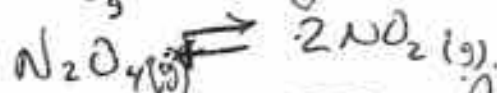
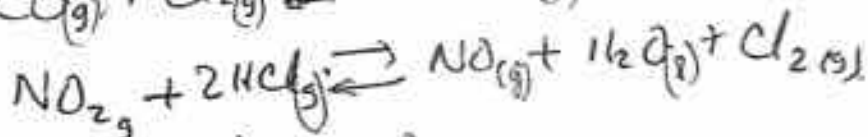
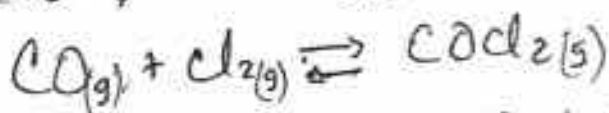
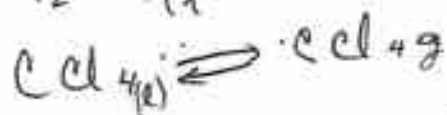
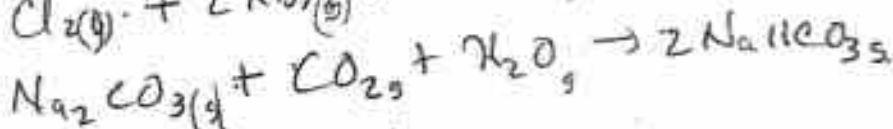
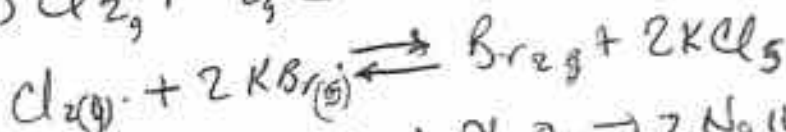
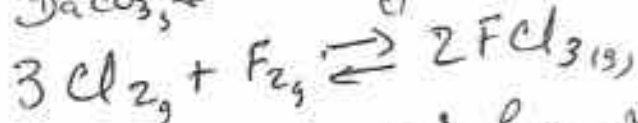
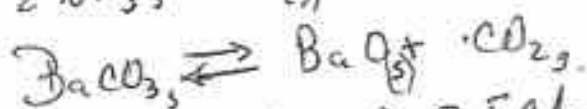
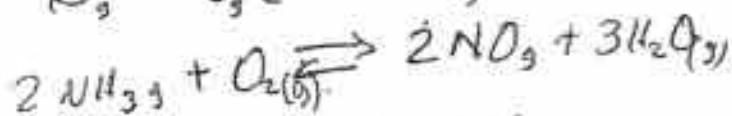
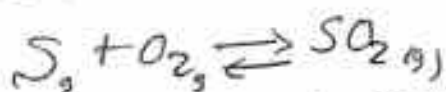
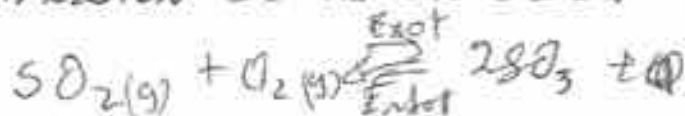


INDICAR HACIA DONDE SE DESPLAZA LA REACCION SI SE MODIFICA EL SISTEMA. HACIA DONDE SE DESPLAZA

- AL AUMENTAR LA PRESION → HACIA PRODUCTOS
- " DISMINUIR LA PRESION → " REACTIVOS
- SI SE INCREMENTA LA TEMP → HACIA ENDOT.
- SI SE DISMINUYE LA TEMP → " EXOTERMICA
- SI SE AUMENTA LA CONC. DE SO_2 → HACIA PRODUCTOS
- SI SE DISMINUYE LA CONC. DE SO_2 → " REACTIVOS

36
EXOT
— Aumentar la conc. de productos → hacia reactivos
— al Aumentar la Temp. - disminuye la conc. de ^{cualquier} reactante
— al Disminuir la Temp. ^{disminuye} la conc. de cualquiera de los productos

DETERMINAR LA EXPRESION DE LA CTE DE EQUILIBRIO PARA LAS SIG. REACCIONES.



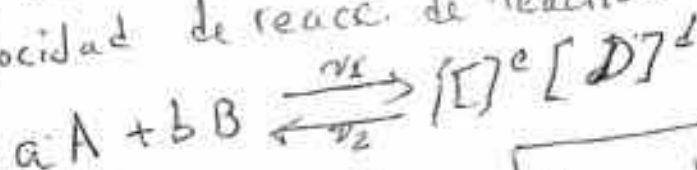
PRINCIPIO DE LE CHATELIER

Mide la cte de equilibrio químico

cte de equilibrio

Es la relación que existe entre la velocidad de reacción de reactivos y la velocidad de reacción de productos y cte de equilibrio

la velocidad de reacc. de reactivos



$$v_1 = k_1 \cdot [A]^a [B]^b$$

$$v_2 = k_2 \cdot [E]^c [D]^d$$

$$\frac{k_1}{k_2} = K_{eq} = \frac{[E]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$$

cte de equilibrio

FACTORES QUE AFECTAN EL EQUILIBRIO QUÍMICO

- ↑ CONCENTRACIÓN
- * TEMPERATURA
- * PRESIÓN

Problemas:

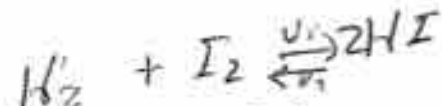
1. Se hizo reaccionar una mezcla de I_2 e H_2 a $448^\circ C$, cuando se estableció el equilibrio se encontraron las siguientes conc de las sustancias participantes:

$$[H_2] = 0.46 \text{ moles/l}$$

$$[I_2] = 0.39 \text{ moles/l}$$

$$[HI] = 3 \text{ moles/l}$$

Calc. la K_{eq} a $448^\circ C$, considerando el HI como prod



Expresión matem. de la K_{eq} es

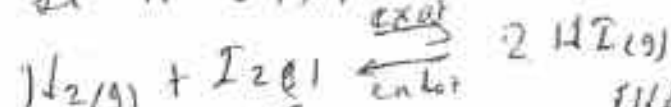
$$K_{eq} = \frac{[HI]^2}{[H_2][I_2]}$$

SUST. DATOS

$$K_{eq} = \frac{[3]^2}{[0.46][0.39]} = 50$$

$$[K_{eq} = 50]$$

2. a $445^\circ C$, una mezcla en eq. contiene 0.2 moles/l de H_2 e igual cant. de I_2 ; cuál es la conc. de HI si $K = 64$, para la formación de este compuesto



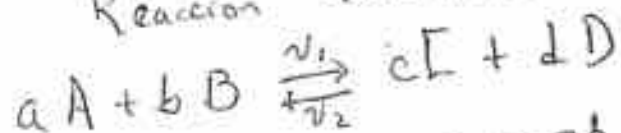
37

$$K = \frac{[HI]^2}{[H_2][I_2]} \Rightarrow 64 = \frac{[HI]^2}{[0.2][0.2]}$$

$$[HI] = \sqrt{2 \cdot 56} = 1.6 \text{ mol/l}$$

PRINCIPIO DE LE CHATELIER. Mide la cte de equilibrio químico

Reaccion Reversible



$$v_1 = K_1 [A]^a [B]^b$$

$$v_2 = K_2 [C]^c [D]^d$$

$$\boxed{\frac{K_1}{K_2} K_{eq} = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}}$$

ES la Veloc. de reac. de prod. +
la Veloc. de reac. de react.
REACCION DIRECTA - de Izq. a Derech.
" INVERSA - de Der a Izq.

$$\therefore K_1 [A]^a [B]^b = K_2 [C]^c [D]^d$$

PRINCIPIO DE LE CHATELIER. A toda accion le corresponde una reaccion de la misma magnitud, pero de sentido contrario.

PROBLEMAS:

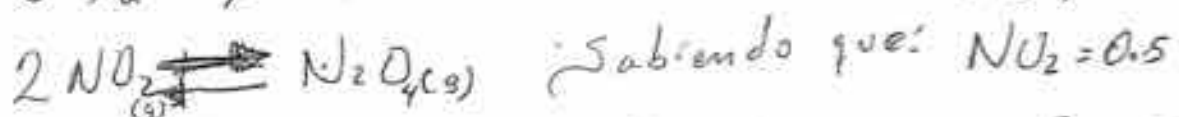
1. Calc. la K_{eq} para la siguiente reaccion



$$K_{eq} = \frac{[CO(g)] [H_2O]}{[CO_2] [H_2]} = \frac{1.7689 \times 10^{-6}}{1.3689 \times 10^{-6}} = 1.29$$

Adimensional (no tiene un)

2. A $55^\circ C$ la $K_{eq} = 1.15$ de la sig. reaccion: DATOS



$$K_{eq} = \frac{[N_2O_4]}{[NO_2]^2} \Rightarrow [N_2O_4] = K_{eq} [NO_2]^2 = 1.15 [0.5]^2$$

$$\boxed{K_{eq} = 0.2875}$$

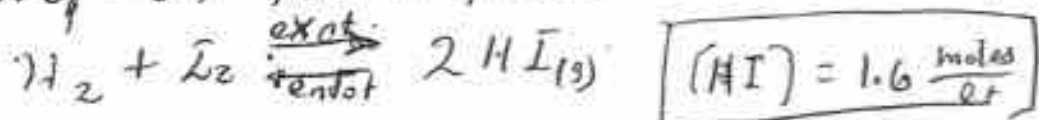
RESOLVER EJERCICIOS

1. Se hizo reaccionar una mezcla de I_2 y H_2 a $445^\circ C$, cuando se estableció el equilibrio se encontraron las siguientes concentraciones de las sustancias participantes. $I_2 + H_2 \xrightleftharpoons[50]{64} 2HI$

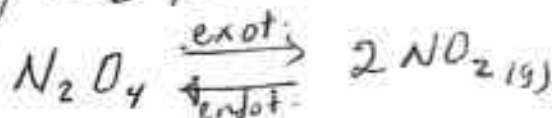
19. $[I_2] = 0.46 \text{ moles/l}$, $[H_2] = 0.39 \text{ moles/l}$. $[HI] = 3 \text{ moles/l}$. Calc. K_{eq} :

$K_{eq} = 50$

2. a $445^\circ C$, una mezcla en equilibrio contiene 0.2 moles/l. H_2 es igual cantidad de I_2 ; Cual es la conc. del HI si $K_{eq} = 64$ para la formación de este compuesto.



3. En un experimento a $25^\circ C$ las concentraciones en equilibrio de N_2O_4 y NO_2 para la reacción son las siguientes:



DATOS

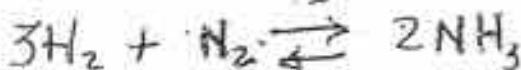
$[N_2O_4] = 0.431 \times 10^{-3}$

$[NO_2] = 0.571$

$K_{eq} = ?$

4. Para la mezcla gaseosa en equilibrio a $490^\circ C$. Calc. la K_{eq} .

DATOS



$[H_2] = 0.431 \times 10^{-3} \text{ moles/L}$

$[N_2] = 1.31 \times 10^{-3}$

$[NH_3] = 5.1 \times 10^{-3}$

$K_{eq} = 46.06$

5. Calc. la K_{eq} para la sig. reacción.



$R_{eq} 1.29$

DATOS

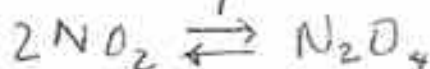
$[CO_2] = 1.17 \times 10^{-3} \text{ moles/L}$

$[H_2] = 1.17 \times 10^{-3}$

$[CO] = 1.33 \times 10^{-3}$

$[H_2O] = 1.33 \times 10^{-3}$

6. a $55^\circ C$, la $K_{eq} = 1.15$ de la sig. reacción.



DATOS

$[N_2O_4] = x$

$[NO_2] = 0.2875$

Prob ③ En un experimento a 25°C. Las concentraciones en equilibrio de N_2O_4 y NO_2 . Para la reacción:



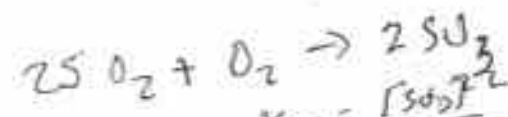
DATOS
 $[N_2O_4] = 1.5 \times 10^{-3} \text{ moles/lit}$

$[NO_2] = 0.571$

$$K_{eq} = \frac{[NO_2]^2}{[N_2O_4]} = \frac{[0.571]^2}{[1.5 \times 10^{-3}]} = 2.173 \times 10^3$$

$K_{eq} = ?$

$K_{eq} = 2.17 \cdot 10^3$



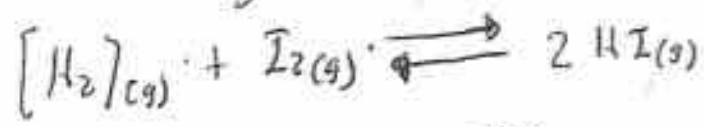
$K_{eq} = \frac{[SO_3]^2}{[SO_2]^2 [O_2]}$

Datos, $[O_2] = \sqrt{\frac{[SO_3]^2}{[SO_2]^2 K_{eq}}}$
 $[H_2] = 0.43 \times 10^{-3}$

$[I_2] = 1.31 \times 10^{-3}$

$[HI] = 5.1 \times 10^{-3}$

Para la mezcla gaseosa en equilibrio a 490°C



$$K_{eq} = \frac{[HI]^2}{[H_2](g) [I_2](g)} = \frac{[5.1 \times 10^{-3}]^2}{[0.43 \times 10^{-3}] [1.31 \times 10^{-3}]}$$

$K_{eq} = \frac{26.01 \times 10^{-6}}{1.87 \times 10^{-6}} \Rightarrow K_{eq} = 460.6$

Prob. - Exa

En un recipiente de 2 lt. se hacen reaccionar 0.87 moles de moléculas de $CO_2(g)$ con agua, durante 3 min, al término de este tiempo aún habrían sin reaccionar 0.56 moles de molec. del gas. Calcular la velocidad de la reacción.

Formula

Datos

$V = 2 \text{ lt}$

$n = 0.77 \text{ moles} - 0.56 \text{ moles}$

$n_{\text{moles}} = 0.31 \text{ moles q reaccionan}$

$t = 3 \text{ min}$

$V_r = \frac{n}{V \times t(\text{min}) \times 60} = \frac{0.31}{2 \times 3} = 0.05166$

$V_r = \frac{n}{V \times t(\text{seg})} = \frac{0.3}{2 \times 180 \text{ seg}} = 0.000833$

Prob 2 En un recepte de 2 lt se hacen reaccionar 1.37 moles de $SO_2(g)$ con agua, durante 1.8 min, al término de este tiempo, aún sin reaccionar 0.86 moles de molec. del gas. Calc la Veloc de la reacción.

Formula

$V_r = \frac{n}{V \times t(\text{min})} = \frac{0.51}{2 \times 1.8 \text{ min}} = 0.14 \frac{\text{Moles}}{\text{litro} \cdot \text{min}} = 0.0014 \frac{\text{Moles}}{\text{litro} \cdot \text{seg}}$

ACIDOS Y BASES

Se definen de acuerdo a las propiedades de las soluciones acuosas

ACIDOS { a. HIDROACIDOS. ej. HCl , H.F , H_2S , HBr , etc. tiñe de rosa papel azul
 b. OXIACIDOS ej. HClO_4 , HNO_3 , H_2SO_4 , H_3PO_4 , etc.

HIDROACIDOS. Es la union de un H^+ a un NO METAL. $\text{S} + \text{O}_2 \rightarrow \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

OXIACIDOS - Es la union parcial de un H^+ a un RADICAL(-), sabor agrio

BASE. - Es la union de un metal representativo o de transición a un radical OH y se obtiene al hacer reaccionar un metal con H_2O o al quemar un metal y añadirlo al H_2O .
 $\text{K} + \text{H}-\text{OH} \rightarrow \text{KOH} + \text{H}_2\uparrow$
 $\text{Ca} + \text{H}-\text{OH} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2 + \text{H}_2\uparrow$
 $\text{Mg} + \text{O}_2 \rightarrow \text{Mg(OH)}$

Substancia cuya sol'n acuosa posee un sabor amargo y sensación jabonosa, olor desagradable, neutraliza los ácidos (QUEMA LA PIEL, COE TIÑE DE AZUL AL PAPEL TORNASOL ROSA

y NaOH , KOH etc.

Las bases de metales Alcalinos y Alcalino-terreos (Grp I y II A) son BASES FUERTES a excepción del Mg(OH)_2 son BASES FUERTES (ALCALIS). - muy solubles en agua

y NaOH - Sosa caustica

KOH	Ba(OH)_2
Ca(OH)_2	Be(OH)_2
Li(OH)	Ra(OH)_2
RbOH	Cs(OH)_2
Sr(OH)_2	

BASE DE BR. - Son hidroxidos de metales de transición. principalmente (poco sol. en H_2O).

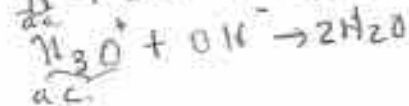
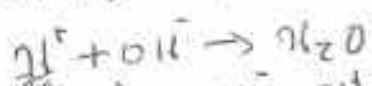
y Zn(OH)_2	AgOH	Pt(OH)
Cd(OH)_2	Au(OH)_3	CuOH
	H_2SiO_3	H_2SiO_4
	H_2CO_3	$\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$
	$\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$	$\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$

BASES :- debido a su enlace iónico. se efectúa un proceso de disociación

ACIDO. - Substancia cuya sol'n acuosa, posee un sabor agrio. (Jugo de naranja, Jugo de limón, ácido ^{ácido} ^{ácido} etc), reacciona con los metales activos con desprendimiento de $\text{H}_2\uparrow$ y neutraliza las bases. TIÑE DE ROJO AL PAPEL TORNASOL AZUL.

41 y. $\text{HCl} + \text{Na} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\uparrow$ - DESPLAZAMIENTO
 $\text{HCl} + \text{NaOH} \rightleftharpoons \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$ NEUTRALIZACIÓN

AF + BF → NEUTRALIZATION
BD + AD → "



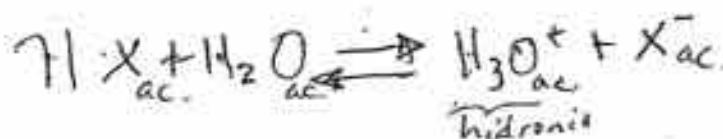
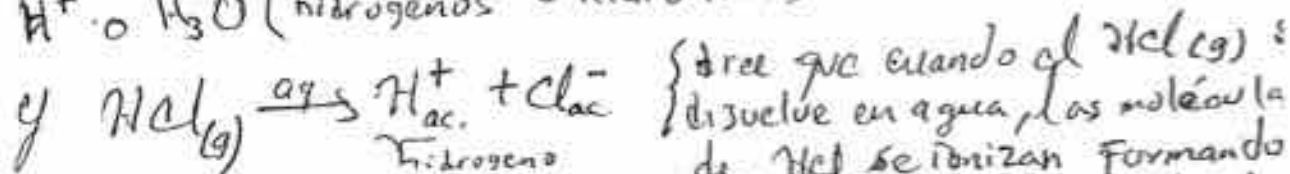
BASES
MUY SOLUBLES EN H_2O
KOH
LiOH
NaOH
CsOH
Ca(OH)₂
Ba(OH)₂
Fr(OH)

Cr(OH)₃
AgOH
Al(OH)₃
Ce(OH)₂
Ce(OH)₃
Zn(OH)₂
etc.
EN AGUA (2)

EXISTEN 3 TEORÍAS DE ÁCIDOS Y BASES.

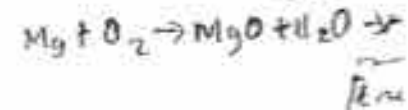
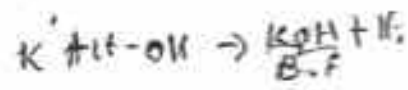
TEORÍA DE ARRHENIUS (POSTULADA POR ARRHENIUS EN 1887)
(REACCIONES SE LLEVAN A CABO EN AGUA)

ÁCIDO - Es una sustancia que al disolverse en agua libera iones H^+ o H_3O^+ (hidrogenos o hidronios)



BASE: Es aquella sustancia que al disolverse en agua desprende iones $(OH)^-$.

Cuando un compuesto iónico $NaOH$ se disuelve en agua, se disocia produciendo iones OH^- que hacen que la solución sea básica (amarga)



TEORÍA DE BRONSTED-LOWRY

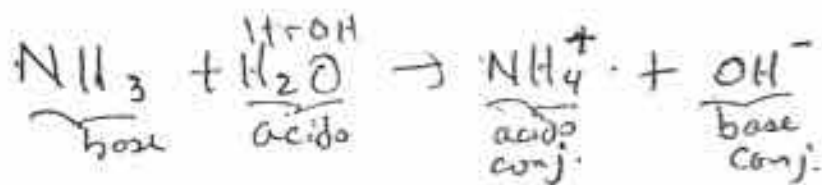
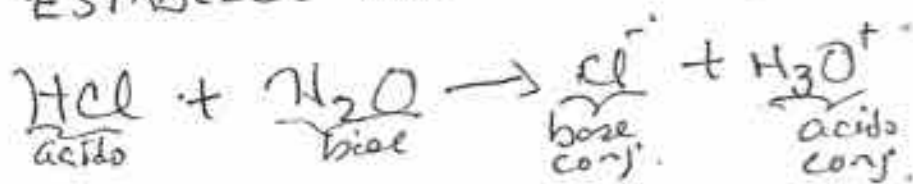
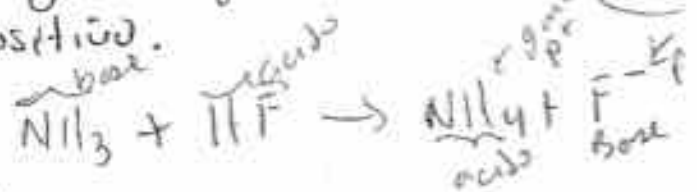
BASE CONJUGADA. - Es simplemente el ácido sin su protón
(BASE es un receptor de iones hidrógeno)

ÁCIDO. - Es un donante de iones hidrógeno

y de ácido al aceptar H^+ , la molécula de H_2O se convierte en ácido (H_3O^+) hidronio. (Es un ácido porque tiene un protón extra que puede donar)

- El HCl al donar un hidrogeno H^+ se convierte en Cl^- (base) es una base que tiene carga negativa y puede aceptar (3) rápidamente un hidrogeno positivo.

SE ESTABLECE QUE

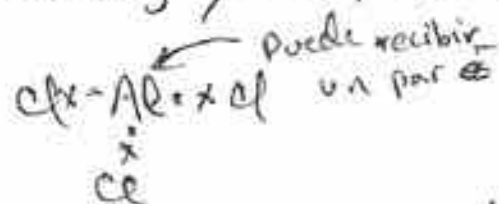


ácidos: H_3PO_4 al donar un proton H^+ se conv. en base H_2PO_4^-
 H_3PO_4 al " un par de H^+ " " HPO_4^{2-}
 H_3PO_4 al donar 3 hidrogenos se convierte en PO_4^{3-}
 H_2SO_4 al donar un proton H^+ " " HSO_4^-
 NH_4^+ al donar " " " " NH_3 base

ACIDOS Y BASES DE LEWIS.

ACIDOS.- son aquellas sustancias capaces de recibir un par electronico. (GRUPO I)

$\text{AlCl}_3, \text{BF}_3, \text{GaI}_3, \text{TlBr}_3, \text{H}^+, \text{CO}_2, \text{Fe}^{++}, \text{Co}^{++}, \text{Ni}^{++}$ todos metales



BASES.- Son aquellas sustancias capaces de aceptar por de E^- (GRUPO II)

$\text{H}_3\text{As}, \text{PbI}_3, \text{AsBr}_3, \text{H}_2\text{S}, \text{NH}_3, \text{Ba}(\text{OH})_2, \text{Fe}(\text{OH})_3, \text{Ca}(\text{OH})_2, \text{SO}_3$

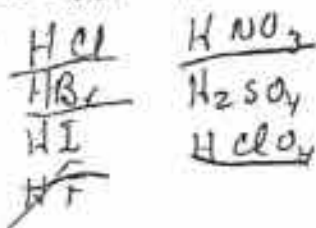


TEORÍA DE ARRHENIUS (origen sueco muy antigua 1884)
Reacciones que se llevan a cabo en H_2O

ÁCIDO. Es toda sustancia que al estar en sol'n acuosa libera iones H_3O^+ o H^+ .
Gralmente son compuestos ($HCl, HNO_3, HBr, HI, H_2SO_4, HClO_4$)
ácidos fuertes son muy solubles en H_2O .

y $HCl \xrightarrow{aq} H^+ + Cl^-$ $HCl + H_2O \rightarrow H_3O^+ + Cl^-$
 $H_2SO_4 \xrightarrow{aq} 2H^+ + SO_4^{2-}$ $H_2SO_4 + H_2O \rightarrow H_3O^+ + HSO_4^-$
 $HBr \xrightarrow{aq} H^+ + Br^-$ $HBr + H_2O \rightarrow H_3O^+ + Br^-$

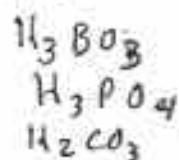
ÁCIDOS FUERTES (GRUPO VIII)



ÁCIDOS DÉBILES

$HC_2H_3O_2$ ac. acético molec.

$-C_3H_5(KOOH)_3$ ac. cítrico.



$CH_3CH(OH)COOH$
ac. láctico

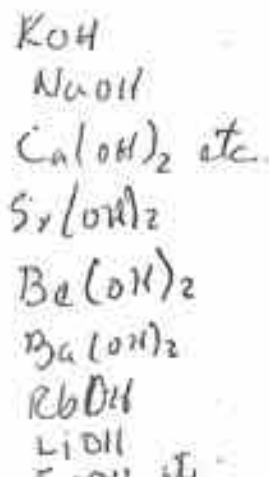
HIDROXIDOS. Son aquellas sustancias que en sol'n acuosa

producen iones OH^- . Gralmente son bases fuertes compuestos ($KOH, NaOH, Ba(OH)_2, Sr(OH)_2$)

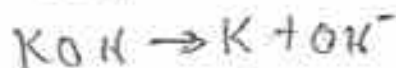
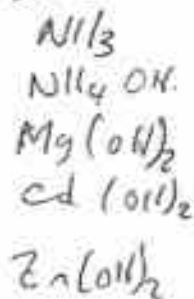
Son bases fuertes. Los hidroxidos de metales alcalinos y alcalino terrosos a excepción de $Mg(OH)_2$, se puede ingerir como antiácidos (conocido como leche de magnesia). (son poco solubles en H_2O)

Todos los hidroxidos de metales de transición son débiles y su solubilidad en H_2O es escasa.

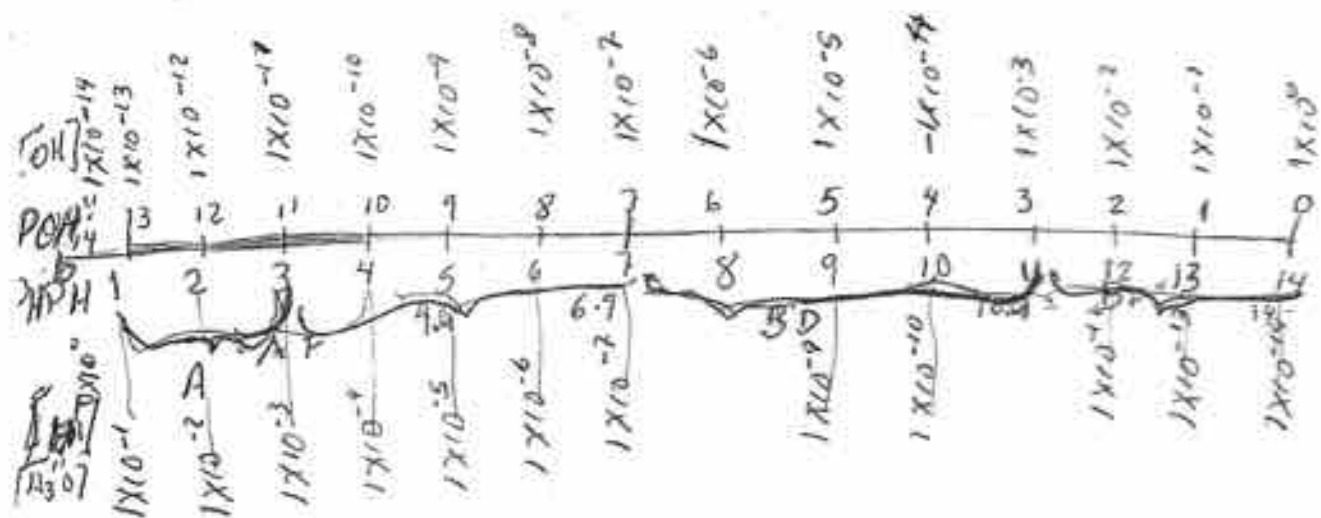
BASES FUERTES



BASES DÉBILES



ESCALA PARA DETERMINAR EL PA DE UNA SOLN



$$PA = -\log [H_3O^+]$$

$$POH = -\log [OH^-]$$

$$[H_3O^+] = \text{antilog} - PA$$

$$[OH^-] = \text{antilog} - POH$$

$$PKW = PA + POH = 14$$

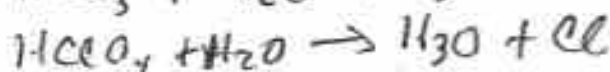
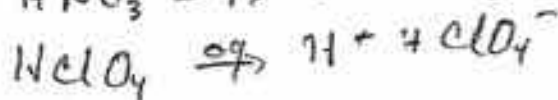
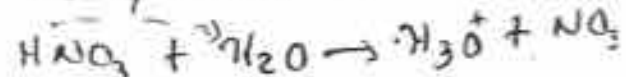
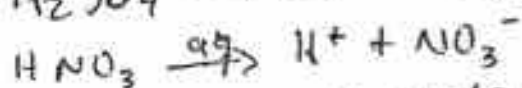
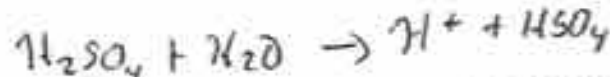
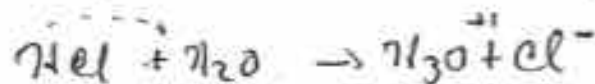
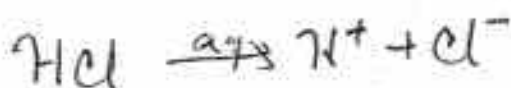
EXISTEN 3 TEORÍAS PARA CLASIFICAR ÁCIDOS Y BASES y se deben aplicar en el orden Arrhenius - Bronsted-Lowry - Lewis.

TEORÍA DE ARRHENIUS (REACCIONES QUE SE LLEVAN A CABO EN SOLUCIÓN ACUOSA)

○ ÁCIDO - Es una subst. que al ^{100%} disolverse en H_2O , produce iones H_3O^+ .

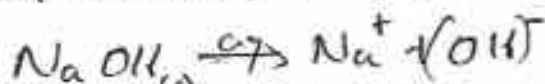
ÁCIDO: toda sustancia que al estar en sol'n acuosa, libera iones H_3O^+ o H^+ .

y son gralmente compuestos g. HCl , HF , HI , HBr , HAl , $HClO_4$, H_2SO_4 , HNO_3 .

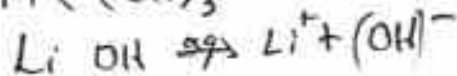
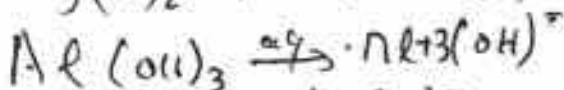
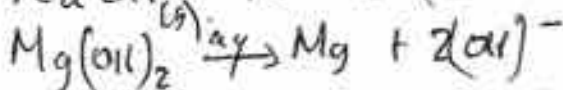


BASE - toda sustancia que al estar en solución acuosa libera iones OH^- .

Son Reacciones de B.F. metales alcalinos o alcalino-terreos.

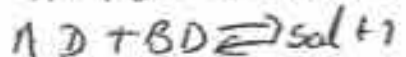
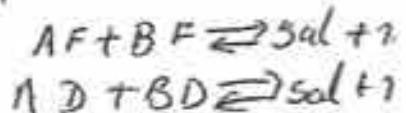
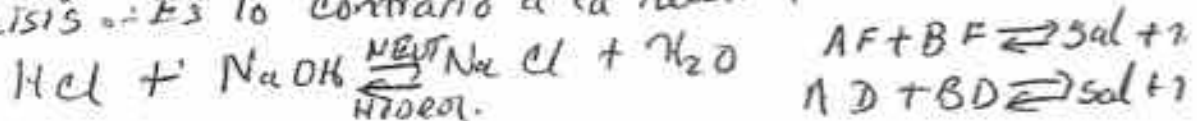


y de Bases $Ca(OH)_2$, KOH , $LiOH$, $RbOH$, $Be(OH)_2$, $Sr(OH)_2$.



REACCIÓN DE NEUTRALIZACIÓN. - se lleva a cabo entre un ácido y una base.

HIDROLISIS - Es lo contrario a la neutralización



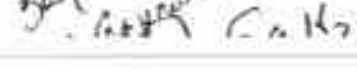
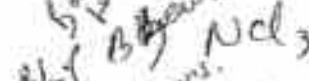
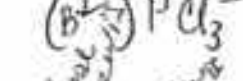
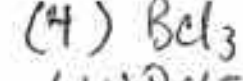
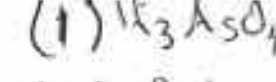
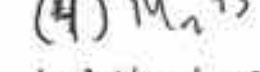
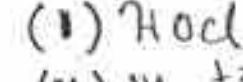
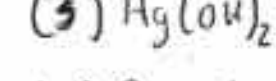
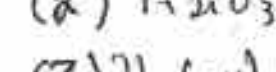
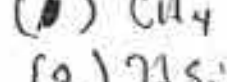
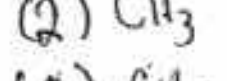
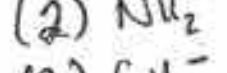
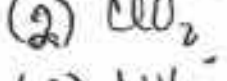
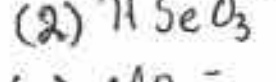
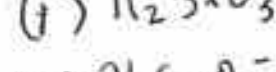
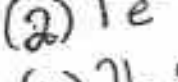
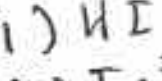
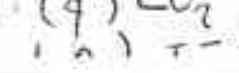
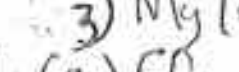
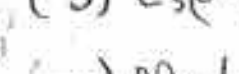
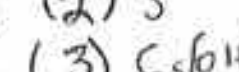
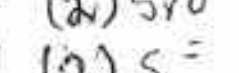
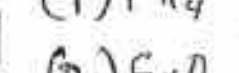
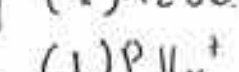
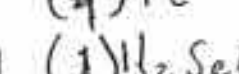
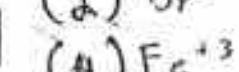
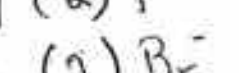
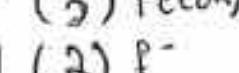
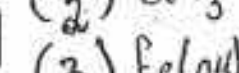
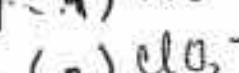
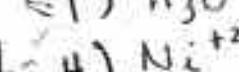
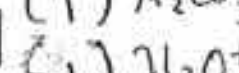
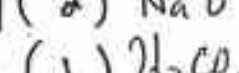
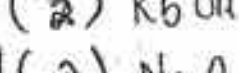
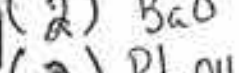
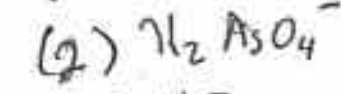
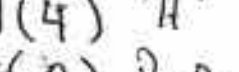
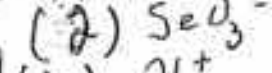
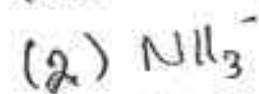
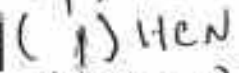
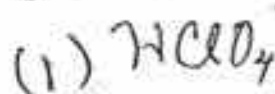
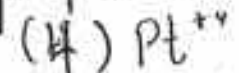
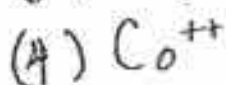
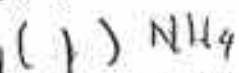
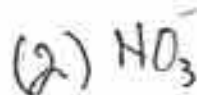
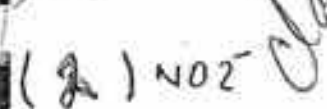
MODIFICACIÓN DE ARRHENIUS.

Debido a que el átomo de H^+ , se queda solo; perdiendo al electrón (anión) y sabiendo que tiene solo un protón, perdiendo su e^- , queda el núcleo desnudo, todos los iones (+) tienen niveles energéticos completos de e^- .

45 El H^+ con su único protón desprotegido es demasiado reactivo, para existir como ion estable en sol'n. Ahora se sabe que una sol'n es ácida debido a la presencia de H_3O^+ . H^+ unido a moléculas de H_2O .

Química III

Clasificar a las sustancias en "Ácidos o Bases", de acuerdo a la teoría que le corresponda.

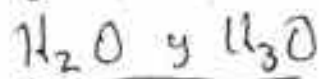


1. Ácido de Bronsted Lowry
2. Base de Bronsted Lowry
3. Base de Arrhenius
4. Ácido de Lewis
5. Base Lewis

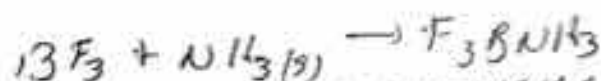
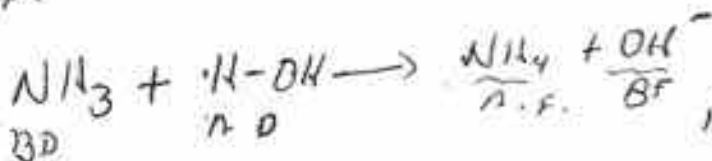
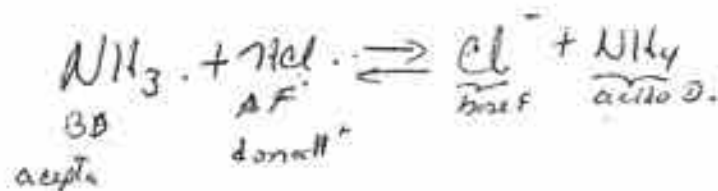
BRONSTED - LOWRY (CREADA EN 1923)

BASE CONJUGADA - ES simplemente el ácido sin su protón el

HCl y Cl^- , constituyen un par ácido-base conjugado



por base ácido-conjugado



SE ESTABLECE UN EQUILIBRIO DINAMICO ENTRE SUSTANCIAS PRESENTES

- CUANDO UN ACIDO YA ACEPTO UN PROTON SE CONV. EN A.F.
- " BASE YA DANDO UN PROTON SE CONV. EN B.F.

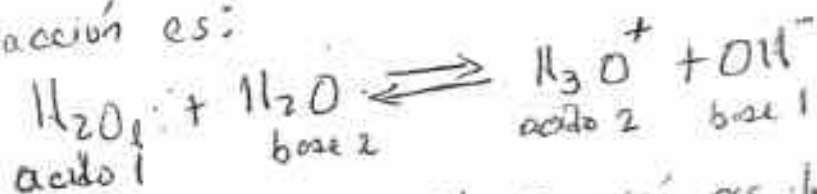
ACIDOS Y BASES DE LEWIS

ACIDO - Son aquellas sustancias capaces de recibir un par de electrones etc.
 y cationes.
 BF_3 , AlCl_3 , GaI_3 , TlBr_3 , H^+ , CO_2 , Fe^{3+} , Ni^{2+} , Cr^{4+} , Cu^{+} , Hg^{2+} , Ag^{+} , Pd^+

BASES - Son aquellas sustancias capaces de ceder un par de e. g.
 PbI_2 , H_3As , H_2S , HCl , NH_3 , Ca(OH)_2 , Ba(OH)_2 , Br(OH)_2 , SO_2 , OH^- , H_2O

POTENCIAL DE HIDROGENO

Debido a que el H_2O puede actuar como ^{aciden.} ácido y como ^{base.} base, la reacción es:

$$H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + OH^-$$


acido i

base 2

acido 2

has 1

la cte de ionización para esta reacción es K_w , y es el producto de las concentraciones molares de iones H_3O^+ y iones OH^- en equilibrio

$$K_{eq} [H_2O] = K_w_{25^\circ C} [H_3O^+] [OH^-] = 1 \times 10^{-14}$$

Es igual para todos los ácidos
ácidos Acidos o básicos.

- a 25 °C ; $K_w = 1 \times 10^{-14}$ Y ES IGUAL PARA TODAS LAS SOLUCIONES ACIDAS O BASICAS EN EL EQUILIBRIO: $[H_3O^+][OH^-]$ SON

— APLICANDO LA ESTEQUIOMETRÍA EN EL EQUILIBRIO: $[H_3O^+][OH^-]$ SON IGUALES. $[H_3O^+] = [OH^-] = 1 \times 10^{-7}$

[NOTA: Al aumentar la concentración de H_3O^+ , la concentración de OH^- disminuye y viceversa.]

$$K_w = 1 \times 10^{-14} = [H^+][OH^-]$$

$$\log K_w = \log [H_3O^+][OH^-]$$

$$\log K_w = \log [H_3O^+] + \log [OH^-]$$

Multipliando por (-1)

$$- \log K_w = - \log \{1130\} - \log \{0.11\}$$

$$\Delta_i p = -\log.$$

$$pK_w = p[H_3O^+] + p[OH^-]$$

Si $[H_3O^+] = 11$ y $[OH^-] = 0.11$ queda
 Para anal. Sol'n acuosa
 $pOH = -\log 1 \times 10^{-11} = 11$

$\{H_3O^+\} = 11$
Para qualq. sol'n aquosa
 $pH + pOH = -$

Δi $(H_3O^+) = 11$
 Para cualq. Sol'n acuosa
 $pH + pOH = -\log 1 \times 10^{-14} = 14$
 $pK_w = pH + pOH$
 $pH = 7 \rightarrow pH = 7 = \text{Antilog}^{-1} pH$

$pH = -\log [H^+]$
 $pOH = -\log [OH^-]$
 $pH + pOH = 14$
 $[H^+] = 1 \times 10^{-7} M$
 $[OH^-] = 1 \times 10^{-7} M$
 Sustancia que se ioniza totalmente

$pH = -\log [OH^-]$ ~~$[OH^-] = 1 \times 10^{-10} = 10^{-10}$~~

48

$\text{pD H} = -\log [\text{H}^+]$

Acido fuerte - toda sustancia que se ioniza totalmente.
" " " " disocia " "

44

disocia !!

274

Calc. el pH y el pOH del agua neutra
sabiendo que $[H_3O^+] = [OH^-] = 1 \times 10^{-7}$

2

$$pH = -\log[H_3O^+] = 1 \times 10^{-7} = \log 7 = 7$$

$$pOH = -\log[OH^-] = 1 \times 10^{-7} = \log 7 = 7$$

Para cualquier sol'n acuosa

$$pK_w = pH + pOH = -\log 1 \times 10^{-14} = 14$$

NOTA: al aumentar el pH de una sol'n acuosa disminuye el pOH.
Viceversa.

PROBLEMAS.

1. ¿Cuál es el pH de una sol'n 0.01 M de ácido clorhídrico?

$$[H_3O^+] = 0.01 \text{ moles/l.}$$

Fórmula

$$pH = -\log 1 \times 10^{-2}$$

$$[H_3O^+] = 1 \times 10^{-2} \text{ moles/l.}$$

$$pH = -\log[H_3O^+]$$

$$pH = 2$$

$$pH = x$$

2. ¿Cuál es el pOH de una sol'n cuya concentración de iones hidronio es de 10^{-3} moles/l?

DATOS

$$pOH = ?$$

$$[H_3O^+] = 1 \times 10^{-3}$$

$$pH = -\log 1 \times 10^{-3}$$

$$pH = 3$$

Fórmula

$$K_w = pH + pOH$$

$$pOH = K_w - pH$$

Sust.

$$pOH = 14 - 3$$

RESULT

$$pOH = 11$$

3. ¿Cuál es el pH de una sol'n 0.5 M de ac. clorhídrico

$$[H_3O^+] = 0.5 \text{ moles/l.}$$

$$[H_3O^+] = 5 \times 10^{-1} \text{ moles/l.}$$

$$pH = -\log[H_3O^+]$$

$$pH = -\log 5 \times 10^{-1}$$

$$pH = -(\log 5 + \log 10^{-1})$$

$$pH = -(0.7 - 1.0)$$

$$pH = 0.3$$

$$\left\{ \begin{array}{l} \text{Oprimir} \\ \log(5 \times 10^{-1}) = \\ -(-0.3) = 0.3 \\ pH = 0.3 \end{array} \right.$$

Cual es la conc. molar de iones hidronio de una sol'n de ácido sulfúrico cuyo $\text{pH} = 3$?

DATOS

$$\text{pH} = 3, \text{ por lo tanto } \text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = ?$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \text{antilog} - \text{pH} = 10^{-\text{pH}}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-3}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-3} \text{ mol/L}$$

Cual es la conc. de iones hidronio de una sol'n cuyo $\text{pH} = 7.3$?

$\text{pH} = 7.3$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = X \text{ mol/L} \therefore [\text{H}_3\text{O}^+] = \text{antilog} - \text{pH} \quad [\text{H}_3\text{O}^+] = \text{antilog} - 7.3$$

Para obtener una característica negativa y una mantisa (+) se debe sumar y restar la unidad.

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \text{antilog} \cdot [-7.3 + 1 - 1]$$

Desarrollando el parentesis.

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \text{antilog} (-7.3 - 1 + 0.3 + 1)$$

efectuando las operaciones indicadas.

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \text{antilog} (-8.0 + 0.7) = \text{antilog } -8.7$$

$$\text{antilog } -8 = 10^{-8}$$

$$\text{antilog } 0.7 = 5$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 5.0 \times 10^{-8}$$

log.

Oprimos.

$$\log. 1 \times 10^{-2} = -2$$

Como es $\log(-2) = 2$

Antilog.

$$2da - \log -7.3$$

$$\text{inv-log} -7.3 = 5 \times 10^{-8}$$

PROBLEMAS Libro TEORÍAS ÁCIDO-BASE Ed.

1. Cual es la conc. de iones $[H^+]$ y cual de $[OH^-]$, de una sol'n con

DATOS.

$$[H^+] = x$$

$$[OH^-] = x$$

$$pH = 5$$

FORMULA

$$[H^+] = \text{Antilog} - pH$$

$$[H^+] = \text{Antilog} - 5$$

$$[H^+] = 1 \times 10^{-5}$$

OTRA FORMA

$$pH + pOH = 14$$

$$pOH = 14 - 5$$

$$pOH = 9$$

$$[H^+][OH^-] = 1 \times 10^{-14}$$

$$[OH^-] = \frac{1 \times 10^{-14}}{1 \times 10^{-5}}$$

$$[OH^-] = 1 \times 10^{-9}$$

$$[OH^-] = \text{antilog} - 9$$

2. Que pH y pOH tiene una sol'n; si $[H^+] = 4 \times 10^{-6} \text{ mol/l}$

DATOS

$$pH = ?$$

$$pOH = ?$$

$$[H^+] = 4 \times 10^{-6}$$

FORMULA

$$pH = -\log [H^+] = -\log 4 \times 10^{-6}$$

$$= -(\log 4 + \log 10^{-6})$$

$$pH = 4.6 - 0.6020 \quad \text{o} \quad -(\log 4 \times 10^{-6}) = -5.39$$

$$pH = 5.39 \approx 5.4$$

$$pH + pOH = 14$$

$$pOH = 14 - 5.4$$

$$pOH = 8.6$$

3. Que pH y q' $[H^+]$, tendrá una sol'n si la $[OH^-] = 10^{-2}$?

DATOS

$$pH = x$$

$$[H^+] = x$$

$$[OH^-] = 10^{-2}$$

FORMULA

$$pH = -\log [H^+]$$

$$pOH = -\log [OH^-]$$

$$pOH = -\log 1 \times 10^{-2} = -(-2) = 2$$

$$pH = 14 - 2 = 12$$

$$pH = 12$$

$$[H^+] = 1 \times 10^{-12}$$

4. La Sangre tiene generalmente $pH = 7.4$ ¿cual es $[H^+]$?

DATOS

$$pH = 7.4$$

$$[H^+] = x$$

FORMULA

$$[H^+] = \text{Antilog} - 7.4$$

$$[H^+] = 1 \times 10^{-7.4}$$

$$[H^+] = 3.98 \times 10^{-8}$$

5. Cual es el $[OH^-]$ de una sol'n de $pH = 12.68$

DATOS

$$[OH^-] = ?$$

$$pH = 12.68$$

$$pH + pOH = 14$$

$$pOH = 14 - 12.68$$

$$pOH = 1.32$$

50

1.- si la conc. del ion $[H_3O]^+$ en una disol'n es de 3×10^{-4} , calc. el P_H correspondiente.

$$[H_3O]^+ = 3 \times 10^{-4}$$

FORMULA

$$P_H = -\log [H_3O]^+$$

$$P_H = -(\log 3 + \log 10^{-4})$$

$$P_H = 3.52$$

2.- Calc. el P_H de una sol'n 0.2 M de NaOH. ^{BE}

$$[OH] = 2 \times 10^{-1}$$

$$P_{OH} = -(\log 2 + \log 10^{-1}) = 0.698$$

$$= -\log(0.2) = 0.6989$$

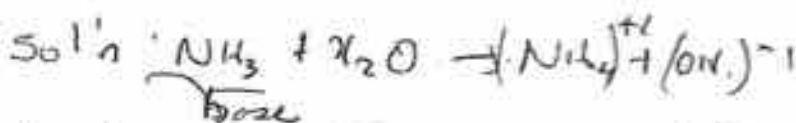
otra operacion.

$$[H_3O] = \frac{1 \times 10^{-14}}{[OH]} = 5 \times 10^{-14}$$

$$0.5 \times 10^{-13}$$

$$P_H = P_{K_w} - P_{OH} = 14 - 0.6989$$

3.- Calc. el P_{OH} de una sol'n 0.1 M de NH_3 que está ionizada en un 4.2%. ^{disociado}



El NH_3 al estar disuelto en H_2O , se forman los iones NH_4^+ y OH^- (ácido base) el cual se ioniza al 4.2%. la conc. molar de $[OH]$ será

$$[OH] = 0.1 \times 0.042 = 4.2 \times 10^{-3} M$$

$$P_{OH} = -\log [OH] = -\log [4.2 \times 10^{-3}]$$

$$P_{OH} = 2.3766$$

4.- Calc. el P_{OH} de una disol'n, cuyo P_H = 2.6

$$P_{OH} = 14 - 2.6 = 11.4$$

$$[OH] = \text{antilog } 10^{-11.4}$$

2da mv - log.

Calc. la conc. del ion $[H_3O]^+$ para soluc. cuyo P_H = 4

$$a) [H_3O] = 1 \times 10^{-4}$$

$$b) 2.512 \times 10^{-4}$$

$$b) 3.6$$

cont. sig.

* TAREA.

EJERCICIO 1

(DAR FORMULAS)

4

Dada la conc. de $[OH^-] = 0.0478 \text{ mol/l}$, encontrar P_{H^+} y P_{OH^-} y $[H^+]$.

DATOS

$$[OH^-] = 0.0478$$

$$P_{H^+} = ?$$

$$P_{OH^-} = ?$$

$$[H^+] = ?$$

FORMULA

$$[H^+][OH^-] = 1 \times 10^{-14}$$

$$P_{H^+} + P_{OH^-} = 14$$

$$P_{H^+} = -\log [H^+]$$

$$[H^+] = \frac{1 \times 10^{-14}}{[OH^-]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{0.0478} = 2.09 \times 10^{-3}$$

$$P_{H^+} = -\log [H^+] = -\log (2.09 \times 10^{-3})$$

$$P_{H^+} = -(-2.67)$$

$$P_{OH^-} = 14 - 12.67$$

$$[P_{OH^-} = 1.32]$$

$$[H^+] = 2.09 \times 10^{-3}$$

$$[P_{H^+} = 12.67]$$

2.- Dada la conc. de $[OH^-] = 5 \times 10^{-6} \text{ mol/l}$, encontrar P_{H^+} y P_{OH^-} y $[H^+]$.

DATOS

$$[OH^-] = 5 \times 10^{-6}$$

$$P_{H^+} = ?$$

$$P_{OH^-} = ?$$

$$[H^+] = ?$$

FORMULAS

$$P_{OH^-} = -\log [OH^-]$$

$$P_{H^+} = -\log [H^+]$$

$$P_{H^+} + P_{OH^-} = 14$$

$$[H^+] = \text{antilog} (-P_{H^+}) = 10^{-P_{H^+}}$$

$$[OH^-] = \text{antilog} (-P_{OH^-}) = 10^{-P_{OH^-}}$$

$$[H^+] = [OH^-] = 1 \times 10^{-7}$$

$$[H^+][OH^-] = 1 \times 10^{-14}$$

Para cada prob.

$$P_{OH^-} = -\log 5 \times 10^{-6}$$

$$[P_{OH^-} = 5.3]$$

$$[H^+] = \frac{1 \times 10^{-14}}{5 \times 10^{-6}}$$

$$[H^+] = 2 \times 10^{-9}$$

$$P_{H^+} = 14 - 5.3$$

$$[P_{H^+} = 8.7]$$

3).- Dada la conc. de $[OH^-] = 2 \times 10^{-2} \text{ mol/l}$,

encontrar P_{H^+} , P_{OH^-} y $[H^+]$.

DATOS

$$[OH^-] = 2 \times 10^{-2} \text{ mol/l}$$

FORMULAS

$$P_{OH^-} = -\log [OH^-]$$

$$P_{OH^-} = -\log [2 \times 10^{-2}]$$

$$[P_{OH^-} = 1.69]$$

$$[H^+][OH^-] = 1 \times 10^{-14}$$

$$[H^+] = \frac{1 \times 10^{-14}}{2 \times 10^{-2}}$$

$$[H^+] = 5 \times 10^{-13}$$

$$P_{H^+} = -\log [H^+] = -\log [5 \times 10^{-13}]$$

$$[P_{H^+} = 12.30]$$

$$[H^+] = \text{antilog} (-P_{H^+}) = 10^{-12.30} = 5 \times 10^{-13}$$

4. Dada la conc. de $[\text{OH}^-] = 3 \times 10^{-6} \text{ mol/l}$ encontrar el pH , pOH y $[\text{H}^+]$

DATOS

$$[\text{OH}^-] = 3 \times 10^{-6}$$

$$[\text{H}^+] = ?$$

$$\text{pOH} = ?$$

$$\text{pH} = ?$$

FORMULA

$$[\text{H}^+][\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-14}$$

$$[\text{H}^+] = \frac{1 \times 10^{-14}}{3 \times 10^{-6}} = 3.3 \times 10^{-9}$$

$$[\text{H}^+] = 3.3 \times 10^{-9}$$

$$\text{pH} = -\log(3.3 \times 10^{-9})$$

$$\text{pH} = -(-8.47) = 8.47$$

$$\boxed{\text{pH} = 8.47}$$

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

$$\text{pOH} = 14 - 8.47$$

$$\boxed{\text{pOH} = 5.52}$$

5. Dada la conc. de $[\text{OH}^-] = 4 \times 10^{-9} \text{ mol/l}$; encontrar el pH , pOH y $[\text{H}^+]$

DATOS

$$[\text{OH}^-] = 4 \times 10^{-9}$$

$$\text{pH} = ?$$

$$\text{pOH} = ?$$

FORMULA

$$[\text{H}^+][\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-14}$$

$$[\text{H}^+] = \frac{1 \times 10^{-14}}{4 \times 10^{-9}} = 2.5 \times 10^{-6}$$

$$[\text{H}^+] = 2.5 \times 10^{-6}$$

$$\text{pH} = -\log(2.5 \times 10^{-6})$$

$$\text{pH} = -(-5.6)$$

$$\boxed{\text{pH} = 5.6}$$

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

$$\text{pOH} = 14 - 5.6$$

$$\boxed{\text{pOH} = 8.4}$$

6. Dada la conc. de $[\text{H}^+] = 4 \times 10^{-6} \text{ mol/l}$; encontrar el pH , pOH y $[\text{OH}^-]$

DATOS

$$[\text{H}^+] = 4 \times 10^{-6}$$

$$\text{pH} = ?$$

$$\text{pOH} = ?$$

$$[\text{OH}^-] = ?$$

FORMULAS

$$[\text{OH}^-] = \frac{1 \times 10^{-14}}{4 \times 10^{-6}}$$

$$[\text{OH}^-] = 2.5 \times 10^{-9}$$

$$\text{pOH} = -\log(2.5 \times 10^{-9})$$

$$\text{pOH} = -(-8.6)$$

$$\boxed{\text{pOH} = 8.6}$$

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

$$\text{pH} = 14 - 8.6$$

$$\boxed{\text{pH} = 5.4}$$

7. Dada la conc. de $[\text{H}^+] = 8 \times 10^{-3} \text{ mol/l}$; encontrar el pH , pOH y $[\text{OH}^-]$

DATOS

$$[\text{H}^+] = 8 \times 10^{-3}$$

$$\text{pH} = ?$$

$$\text{pOH} = ?$$

$$[\text{OH}^-] = ?$$

FORMULA

$$[\text{OH}^-] = \frac{1 \times 10^{-14}}{8 \times 10^{-3}}$$

$$[\text{OH}^-] = 1.25 \times 10^{-12}$$

$$\boxed{\text{pOH} = 11.9}$$

$$\text{pH} = 14 - 11.9$$

$$\boxed{\text{pH} = 2.09}$$

$$v/h \quad 14$$

Se nos da la conc de $[H^+] = 1 \times 10^{-12}$ moles/l; encontrar el pH , pOH y pOH .

DATOS

$$[H^+] = 1 \times 10^{-12} \text{ mol/l}$$

$$pH = ?$$

$$pOH = ?$$

$$[OH^-] = ?$$

FORMULA

$$[OH^-] = \frac{1 \times 10^{-14}}{1 \times 10^{-12}}$$

$$[OH^-] = 0.01$$

$$pOH = -\log(0.01)$$

$$pOH = 2$$

$$pH = 14 - 2$$

$$pH = 12$$

9. - Dada la conc. $[H^+] = 1 \times 10^{-5}$ mol/l; encontrar pH , pOH y $[OH^-]$.

DATOS

$$[H^+] = 1 \times 10^{-5} \text{ mol/l}$$

$$pH = ?$$

$$pOH = ?$$

$$[OH^-] = ?$$

FORMULA

$$[OH^-] = \frac{1 \times 10^{-14}}{1 \times 10^{-5}}$$

$$[OH^-] = 1 \times 10^{-9}$$

$$pOH = -\log(1 \times 10^{-9})$$

$$pOH = 9$$

$$pH = 14 - 9$$

$$pH = 5$$

10. - Dada la conc $[H^+] = 2 \times 10^{-12}$ mol/l; encontrar el pH , pOH y $[OH^-]$.

DATOS

$$[H^+] = 2 \times 10^{-12}$$

$$pH = ?$$

$$pOH = ?$$

$$[OH^-] = ?$$

FORMULAS

$$[OH^-] = \frac{1 \times 10^{-14}}{2 \times 10^{-12}}$$

$$[OH^-] = 5 \times 10^{-3}$$

$$pOH = -\log(5 \times 10^{-3})$$

$$pOH = 2.3$$

$$pH = 14 - 2.3$$

$$pH = 11.69$$

ACIDO FUERTE - Es aquel que en sol'n acuosa ~~se~~ encuentra altamente ionizado \therefore la conc. de $[H_3O^+]$ es elevada.

ej. H_2SO_4 , HNO_3 , HCl , $HClO_4$, HI , HBr , HF ,

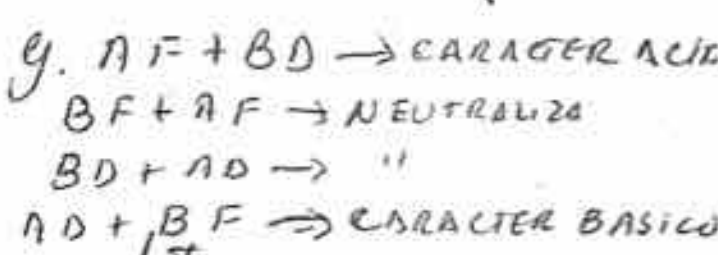
ACIDO DEBIL - Es un acido que se encuentra parcialmente ionizado en sol'n. siendo la conc. del $[H_3O^+]$ muy baja.

ej. CH_3COOH , H_2CO_3 , H_2S ^{se ionizan}

BASE FUERTE - Es aquella ^{se ioniza} altamente disociada en sol'n acuosa. $[OH^-]$ es elevada. ej. KOH , $LiOH$, $NaOH$, $RbOH$, $Ba(OH)_2$, $Mg(OH)_2$, $Ca(OH)_2$, $FrOH$, $Sr(OH)_2$ etc.

BASE DEBIL - Es aquella cuya conc. de iones $[OH^-]$ es baja y se encuentra parcialmente disociada.

EXPLIC. CUADRO.



INDICADORES - Es una sustancia generalmente organica, que sirve para determinar el ~~caracter~~ ^{caracter} acido o basico de una sol'n.

Debiendo seleccionar un indicador especifico ya que hay un cambio de coloracion unicamente en cierto rango de pH.

ej: Fenofalena
anaranjado de metilo

Cuadro de indicadores.

SOLUCIONES BUFFER

CLASIFICA A LAS SUSTANCIAS EN ÁCIDAS O BÁSICAS, ESCRIBIENDO DENTRO DEL PARÉNTESIS EL NÚMERO QUE CORRESPONDA A LA RESPUESTA CORRECTA:

- | | |
|-------------------------------|------------------------------|
| () NO_2^- | () ClO_2^- |
| () NH^{+4} | () HSeO_3^- |
| () Pt^{+4} | () Te^+ |
| () HCN | () HI |
| () SeO_3^{2-} | () H_2AsO_4 |
| () H^+ | () NH_3 |
| () BaO | () TlBr_3 |
| () RbOH | () HClO_4 |
| () $-\text{H}_2\text{CO}_3$ | () $\text{Mg}(\text{OH})_2$ |
| () H_3O | () Co^{+3} |
| () Ni^{+3} | () NO_3^- |
| () HClO_3 | () CsOH |
| () PCl_4 | |
| () $\text{Fe}(\text{OH})_3$ | |
| () GaF_3 | |
| () F^- | |
| () Br^- | |
| () Fe^{++} | |
| () $-\text{H}_2\text{SiO}_3$ | |
| () $-\text{PH}_4$ | |
| () SrO | |
| () S^{2-} | |
| () H_2PO_4^- | |
| () AsH_3 | |
| () SO_2 | |
| () OH^- | |
| () KO | |
| () HPO_3^{2-} | |
| () NO_2^- | |
| () AlCl_3 | |
| () AsF_3 | |
| () CO_2 | |
| () PH_3 | |
| () BCl_3 | |
| () H_3AsO_4 | |
| () Mn^{+3} | |
| () HClO | |
| () HSiO_2^- | |
| () NH_2^- | |

- 1.- Acido de Bronsted-Lowry
- 2.- Base de Bronsted Lowry
- 3.- Base de Arrhenius
- 4.- Acido de Lewis
- 5.- Base de Lewis

HIDROLISIS

Es una reacción de doble descomposición donde el agua reacciona con la sal, para formarse como productos correspondientes un ácido y una base. Este proceso es contrario a la neutralización.

Las sales de ácidos débiles y bases fuertes se hidrolizan dando soluciones básicas y las sales de ácidos fuertes y bases débiles, se hidrolizan para dar soluciones ácidas. El proceso de hidrolisis se presenta por la reacción entre un ácido fuerte y una base débil y viceversa.

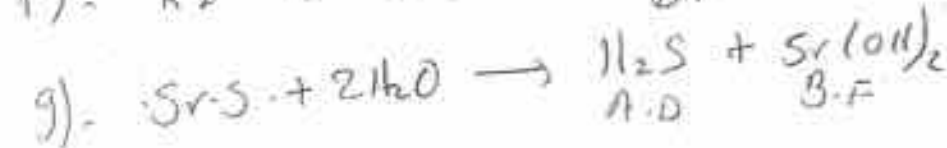
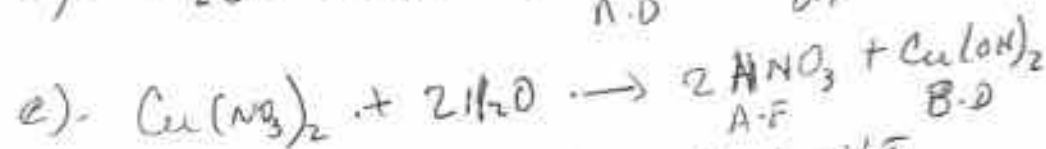
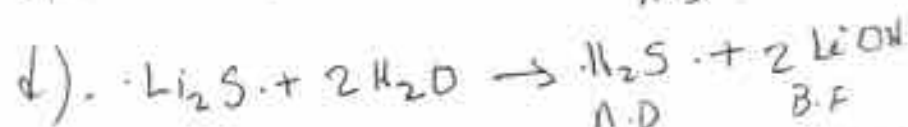
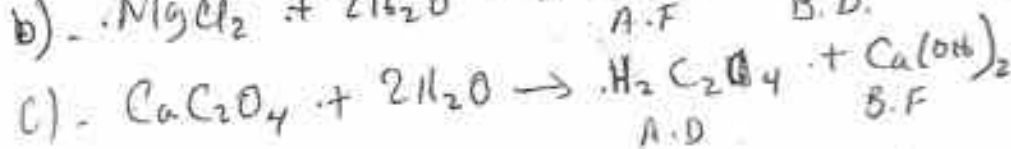
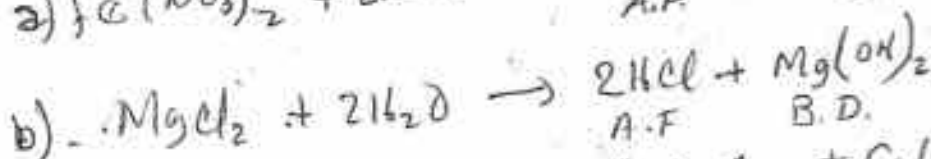
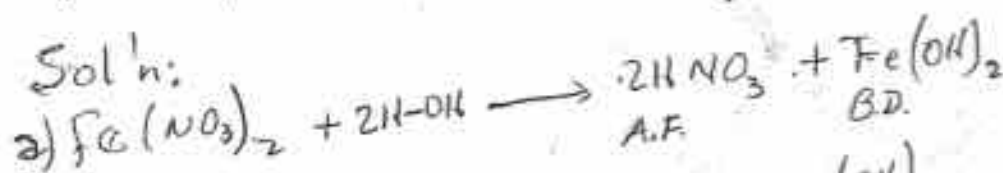
Predice el carácter químico de las siguientes al hidrolizarse escribiendo la ec. correspondiente

- nitruro perrosa
- Oxalato de calcio
- Nitrato cúprico
- Sulfuro de estroncio

- Cloruro de Magnesio
- Sulfuro de Litio
- Yoduro potasio

A.F. $\begin{cases} H_2SO_4 \\ HNO_3 \end{cases}$
 B.D. $\begin{cases} HClO_4 \\ HCl \end{cases}$
 UNICOS
 ácidos fuertes

Sol'n:



CARACTER QUIMICO

ácido

ácido

básico

básico

ácido

básico

básico

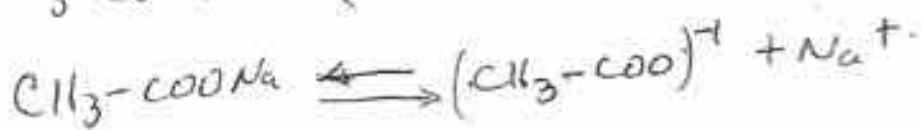
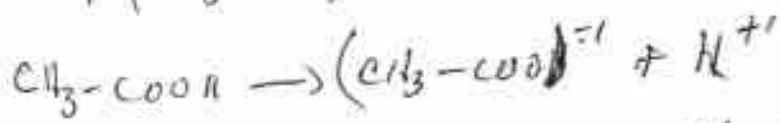
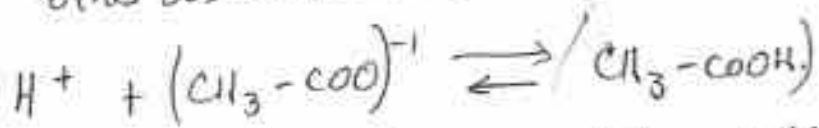
SOLUCIONES AMORTIGUADORAS (REGULADORAS O TAMPON)

Sirven para modificar y/o estabilizar el pH de las soluciones.

Están constituidas por mezclas de un ácido débil y la sal del mismo ácido o bien de una base débil y la sal de la misma base.

Ej. de soluciones amortiguadoras son:
Acetato y ácido acético, bicarbonato y ácido carbónico, citrato y ácido cítrico

otras sustancias como la gelatina, la caseína y la proteína



INDICADORES

Son sustancias generalmente orgánicas ácidos o bases débiles que tienen la propiedad de cambiar el color, al variar la concentración de iones H_3O^+ en cierto rango de pH, y determinan con aproximación los intervalos de pH de los indicadores.

TABLA DE ALGUNOS INDICADORES			
INDICADOR	RANGO DE VIRAJE	COLOR AL pH MENOR	COLOR AL pH MAYOR
VIOLETA DE METILO	0 - 1.6	AMARILLO	AZUL
ERITROMICINA	2.2 - 3.6	ANARANJADO	ROJO
ANARANJADO DE METILO	3.1 - 4.4	ROJO	AMARILLO
AZUL DE BROMOFENOL	3.2 - 4.4	AMARILLO	AZUL
VERDE DE BROMOCRESOL	3.8 - 5.4	AMARILLO	AZUL
ROJO DE METILO	4.8 - 6.0	ROJO	AMARILLO
AZUL DE BROMOTIMOLO	6.0 - 7.6	AMARILLO	AZUL
FENOLFTALEINA	8 - 9.6	INCOLORO	ROJO
56 TIMAFTALEINA	8.3 - 10.5	INCOLORO	AZUL

CLASIFICAR A LAS SUSTANCIAS EN ÁCIDAS O BÁSICAS;
ESCRIBIENDO DENTRO DEL PARENTESIS LAS LETRAS QUE
CORRESPONDAN A LA RESPUESTA CORRECTA:

- | | | |
|---------------------------------|----------------------------------|-----------------------------|
| (2) NO_2 | () CsOH | 1.- Ácido de Bronsted-Lowry |
| (1) NH_4^+ | () NO_3 | 2.- Base de Bronsted-Lowry |
| () Pt^{+4} | () Co^{+3} | 3.- Base de Arrhenius |
| () HCN | () Mg(OH)_2 | 4.- Ácido de Lewis |
| () SeO_3 | () HClO_4 | 5.- Base de Lewis |
| () H^+ | () NH_3 | |
| () BaO | (2) H_2AsO_4^- | |
| () RbOH | () HI | |
| () H_2CO_3 | (2) Te^- | |
| () H_3O | (2) HSeO_3^- | |
| () Ni^{+3} | (2) ClO_2^- | |
| () HClO_3 | (2) NH_2^- | |
| () Fe(OH)_3 | () HSiO_2 | |
| () F^- | () HClO | |
| (2) Br^- | () Mn^{+3} | |
| () Fe^{+3} | () H_3AsO_4 | |
| (1) H_2SiO_3 | () BCl_3 | |
| (1) PH_4 | () PH_3 | |
| () SrO | () CO_2 | |
| (2) S^- | () AsF_3 | |
| (1) H_2PO_4^- | () AlCl_3 | |

$\text{Mg} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Mg(OH)}_2 + \text{H}_2$