

Lunes 8 de agosto del 2016

Maestra: I. B. Q. Mónica Rosaura González Palacios
Materia: Química

Evaluaciones Internas → Exámenes, Portafolio, etc.
Externas → Examen BI en 2 años

Uso de TIC's: Se exige al alumno que use los programas

- 1- Registro de Datos
- 2- Hoja de Cálculo
- 3- Trazado de Gráficas
- 4- Base de Datos
- 5- Modelización y Simulación por PC

Criterios de Evaluación para Prácticas e Investigación Individual

• Compromiso Personal	2	(8%)
• Exploración	6	(25%)
• Análisis	6	(25%)
• Evaluación	6	(25%)
• Comunicación	4	(17%)
→ Total	24	(100%)

En 3^o solo haremos prácticas, en 4^{to} comenzaremos proyecto del Gpo 4

USO DE BATA

Investigación Individual:

Duración: 10 hrs

Extensión: 6 - 12 págs

Tema: Uso de temas troncales

Proyecto Gpo 4

Actividad cooperativa incluye química, física y biología

Recomendable empezar en 4^{to} semestre

Etapas: Planificación, acción y evaluación de resultados

Planificación: 1 o más sesiones

Lluvia de ideas

Escoger tema

Acción: Investigar

6 o más horas

Desarrollar proyectos

Evaluación: 2 o más horas

Ver resultados

Necesario ser útil

Ev. Externas

Exámenes:	Prueba 1 (3/4 hr)	20%	Op. Multiple Problemas T. Opcionales
	Prueba 2 (1 1/4 hr)	40%	
	Prueba 3 (1 hr)	20%	
	Evaluación Interna	20%	

Para todo trabajo formal aparte de portado se debe incluir la evaluación interna de Ciencias Experimentales

Todo documento (incluso digital) debe archivar para 6to Semestre

Unidad 1: Estados de la materia

Se conocen aprox. 25 mill. de sustancias químicas tanto naturales como sintéticas

La química estudia características y composición de los materiales, cambios que sufren los materiales

La materia es: Sustancia de la que están hechas las cosas del universo, se habla también de dos palabras pero son diferentes:

1.- Masa: Cantidad de materia

2.- Peso: Acción de fuerza de gravedad (depende de la masa)

$$\begin{array}{r} 69 \\ + 17 \\ \hline 86 \\ - 5 \\ \hline 81 \\ + 105 \\ \hline 186 \end{array}$$

Ejemplo

Un astronauta tiene masa de 65 kg, la luna tiene .17 veces la gravedad de la tierra y marte tiene .38 ~~la luna~~

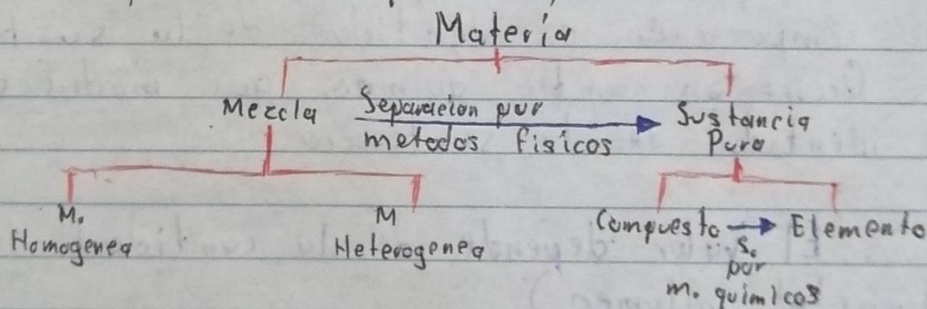
Pesaría en la luna: 11.05

Pesaría en marte: 24.7

La materia es todo lo que ocupa espacio y tiene masa, hay varios subtipos (mezclas, elementos y compuestos)

- Sustancia: Forma de materia con composición definida y propiedades definidas (agua, amoníaco)
 - Mezcla: Combinación de dos o más sustancias en las que éstas conservan sus propiedades, sus tipos son:
 - 1) Homogeneo: Composición que es uniforme (azúcar en agua)
 - 2) Heterogeneo: Composición que no es uniforme (arena con virutas de hierro)
- Cualquier mezcla se puede formar y luego separar por medios físicos

- Elemento: Sustancia que no se puede separar en otras más sencillas por medios químicos, se han identificado 117 elementos



1.1 Estados de la materia

Según la temperatura, la materia puede pasar de un estado a otro

- Oxígeno Gaseoso
- Vapor de agua Gaseoso
- Cera de vela Sólido
- Alcohol Líquido

El plasma es un gas constituido por electrones y por iones en movimiento libre

Elemento: Sustancia fundamental con la que se construye la materia

Atomo: Partícula más pequeña que conserva las propiedades de un elemento

Compuesto: Sustancia pura construida por elementos de dos o más tipos combinados en proporciones fijas

E. Sólido: Masa, volumen y forma fijas

E. Líquido: Masa y volumen fijos pero forma variable

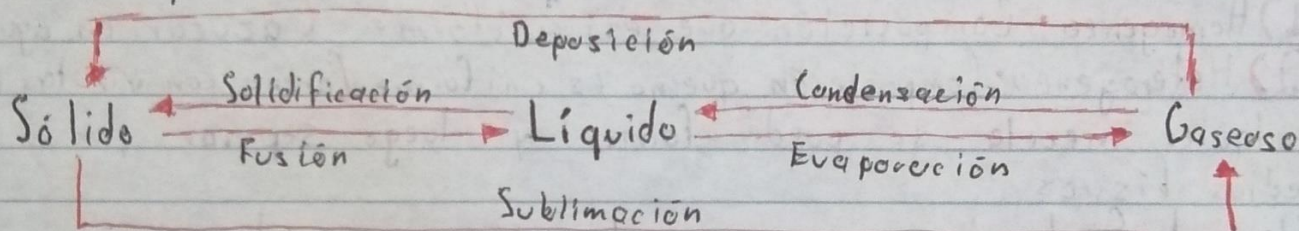
E. Gaseoso: Masa fija pero forma y volumen variables

Teoría cinética de partículas

Comprende dos leyes fundamentales

1.- La materia está formada por partículas

2.- Las partículas se encuentran en continuo movimiento



Propiedades físicas: Se puede medir y observar sin que se modifique la composición o identidad de la sustancia

Propiedades químicas: Ocurre un cambio químico que modifique la composición o identidad de la sustancia

Propiedades extensivas: El valor depende de la cantidad de materia (masa, longitud, volumen)

Propiedades intensivas: El valor no depende de la cantidad de masa (densidad, temperatura)

Tabla Periódica

Entre 1800 y 1900 se descubrieron más de la mitad de los elementos conocidos. Se organizó por sus regularidades periódicas

En la tabla; los renglones son periodos y las columnas serán grupos

23/08/16

1.2 Soluciones

Solución o disolución es una mezcla homogénea formada por 2 sustancias puras, una es el soluto (disuelta en la solución, en menor cantidad que el solvente) y otra es el solvente o disolvente (Que va a disolver al soluto, en mayor cantidad que el soluto) La suma del soluto y el solvente dará la masa de la disolución. Las mezclas homogéneas se pueden clasificar por tamaño de partícula

a) Solución Verdadera: Dos o más sustancias puras (menor a 1 nm)

b) Sistema Coloidal: Dos fases: Disperso (partículas) y dispersora (fluida) (mayor a 1 nm pero menor a 100 nm)

Las heterogéneas sólo se clasifican en:

- Suspensión: Partículas que se pueden ver a simple vista o al microscopio y por acción de gravedad, flotan o sedimentan (mayor a 100 nm)

• Solubilidad: Capacidad de disolverse de una sustancia. Cantidad de un soluto que puede dispersarse en un disolvente en condiciones específicas de presión y temperatura.

Mol: Forma de medir partículas

Tipos de Soluciones:

Según su estado de agregación:

a) Solución líquida

b) Solución sólida

c) Solución gaseosa

a) Solución líquida:

1- El soluto es líquido y el disolvente también
Ej. Alcohol disuelto en agua

2- El soluto es un sólido y el disolvente líquido

Ej. Azúcar en agua

3- El soluto es un gas y el disolvente líquido

Ej. Dioxido de carbono disuelto en agua ^{refresco}

b) Solución Sólida:

1- El soluto es un sólido y el disolvente también

Ej. (Latón) zinc en cobre (aleaciones)

2- El soluto es un líquido y el disolvente sólido

Ej. Amalgama de mercurio disuelto en plata

3- El soluto es un gas y el disolvente sólido

Ej. Hule Espuma

c) Solución Gaseosa:

1- El soluto es un gas y el disolvente también

Ej. Solución de oxígeno y otros gases

2- El soluto es un sólido y el disolvente gas

Ej. Vapor de yodo en gas

3- El soluto es un líquido y el disolvente gas

Ej. Agua en aire

Concentración: Cantidad de soluto presente en una cantidad determinada de solución, se expresa en diferentes unidades, es la suma de soluto y solvente

Molaridad se calcula dividiendo los moles de soluto entre los litros totales de la solución.

Existen 2 tipos:

a) Diluidas: Poco soluto

b) Concentradas: Mucho soluto, se clasifica en:

1- Saturadas: Se encuentran en equilibrio dinámico con el soluto no disuelto, a alguna temperatura. La velocidad de disolución es la misma que la de cristalización

2- Insaturadas: La concentración del soluto es menor que en una saturada, bajo las mismas condiciones

Se cristaliza si se baja temperatura, y deja de ser soluble

Efecto de la temperatura

- Exotérmico: reactivos \rightarrow productos + calor
- Endotérmico: reactivos + calor \rightarrow productos

Formas de expresar la concentración

- * % en masa
 - * % en volumen
 - * Molaridad
 - * Molalidad
 - * Normalidad
 - * Partes por millón (p.p.m.) \rightarrow * Miligramos por litro
- * Mas usadas

a) Calcular porcentaje en masa:

$$\% \text{ en masa} = \frac{\text{masa del soluto} \times 100}{\text{masa de la solución}}$$

b) Calcular porcentaje en volumen:

$$\% \text{ en volumen} = \frac{\text{volumen del soluto} \times 100}{\text{volumen de la solución}}$$

Ejemplos:

Si se disuelven 20 ml de alcohol en 80 ml de agua, ¿cuál es el % de alcohol en la solución?

Datos	Formula	Operación	Resultado
Soluto: 20 ml	$\% V = \frac{V_{\text{Soluto}}}{V_{\text{Solución}}} \times 100$	$\frac{20}{100} \times 100$	20%
Solvente: 80 ml			
Solución: 100 ml			

Calcula la cant. de azúcar que debe disolverse en 825 g de agua para preparar una solución de azúcar al 30%

Datos	Formula	Operación	Resultado
Soluto: ?	$\% M (M_s) = \frac{M_{\text{sol.}}}{100}$	$\frac{30}{100} \times 825$	247.5 g
Solvente: 825 g			
Solución: 825 g + X			

Calcular el % de NaCl si se disuelven 11g de sal en suficiente agua para hacer 545g de solución

Datos	Formula	Operacion	Resultado
Sol. 11g	$\%M = \frac{M_{sol}}{M_{solu}} \times 100$	$\frac{11}{545} \times 100$	2.01%
Soluc. 545g			
Sol. 556			

Calcular los gramos de sulfato de potasio que deben disolverse en 750g de agua para tener una disolución al 16% de concentración en masa

Datos	Formula	Operacion
Sol. xgr	$\%M = \frac{M_{sol}}{M_{sol} + M_{solu}} \times 100$	$16 = \frac{x}{x + 750} \times 100$
Solv. 750gr		
%M = 16		
		$\frac{16}{100} = \frac{x}{x + 750}$
		$16 = \frac{x}{x + 750}$
		$.16(x + 750) = x$
		$.16x + 120 = x$
		$120 = x - .16x$
		$\frac{120}{.84} = x$
		$.84$
		142.85g

Mol

Unidad fundamental para medir la cantidad de materia.

Ejercicio

1. 1 mol de C = 12 g/mol de C

¿Cuántos moles hay en 6.46g de C?

1 mol C = 12 gr C

$\frac{6.46 \text{ gr C}}{12} = 0.538 \text{ mol}$

2- ¿Cuántos moles de CH_4 hay en 6.07g de metano?

$C = 12.01 (1) \rightarrow 12.01$
 $H = 1.007 (4) \rightarrow 4.03$
 16.04 gr/mol
 $1 \text{ mol} = 16.04 \text{ gr/mol}$
 $x = 6.07 \text{ gr}$
 $.3783$

26/08/16

Molaridad

$M = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{litros de disolución}}$
 Unidades usadas: moles y l

Ejercicios

1- Calcular la molaridad de una solución compuesta por 75.5g de alcohol etílico (C_2H_5OH) en 450 ml de disolución

Datos: Soluto: 75.5g C_2H_5OH
 l: 450 ml = .450 l
 Fórmula: $M = \frac{N_{\text{soluto}}}{L}$

Operación

$C: 12.011 (2) = 24.022$
 $H: 1.008 (6) = 6.048$
 $O: 15.999 (1) = 15.999$
 46.069 g/mol
 Resultado: 3.62 molar

$46.069 = 1 \text{ mol}$
 $75.5 = x$
 1.639 moles

$M = \frac{1.639 \text{ mol}}{.450 \text{ l}} = 3.62 \text{ mol/l}$ ó 3.62 molar

2. Calcular la molaridad de una solución que contiene 300 gramos de NaOH (Hidróxido de sodio) en 2 l de disolvente

Datos
Solutos = 300g NaOH
Solución = 2 l

Formula
 $M = \frac{n}{l}$

Na = 22.989

O = 15.999

H = 1.008

39.996 g/mol

$M = \frac{7.5 \text{ mol}}{2 \text{ l}} = 3.75 \frac{\text{mol}}{\text{l}}$

Resultado
3.75 molar

1 mol = 39.996 g = 7.5007
x = 300 g

3. Calcular la molaridad de una disolución que tiene un volumen de 975 ml y en la que están disueltos 8.85 de NaOH

Datos
Solutos = 8.85g NaOH
Solución = 0.975 l

Formula
 $M = \frac{n}{l}$

1 mol = 39.996 g = 0.2213 mol
x = 8.85 g

$M = \frac{0.2213 \text{ mol}}{0.975 \text{ l}} = 0.2269 \frac{\text{mol}}{\text{l}}$

Resultado
0.2269 molar

4. Calcular el % de NaCl si se disuelven 19.0g en suficiente agua para hacer 75g de solución

Datos
Solutos = 19 g
Solución = 75g

Formula
 $\% M = \frac{M_{\text{solutos}}}{M_{\text{solución}}} \times 100$

Operación
 $\% M = \frac{19}{75} \times 100$

Resultado
25.33 %

26/08/16

~~5- Calcular el % de~~

5- Calcular los gramos de sulfato de potasio que deben disolverse en 350g de agua para tener una disolución al 17% de concentración en masa

Datos	Formula	Operacion	Resultado
Soluto = x	$\% M = \frac{M_{\text{soluto}}}{M_{\text{solucion}}} \times 100$	$17 = \frac{x}{x + 350} \times 100$	71.68 g de s. p.
Solucion = 350g			
% = 17			

$$\frac{17}{100} = \frac{x}{x + 350}$$

$$.17x + 59.5 = x$$

$$59.5 = .83x$$

$$\frac{59.5}{.83} = x$$

$$71.68 = x$$

29/08/16

Metodo Cientifico

Metodo empleado en ciencias experimentales con un orden logico. Permite llegar a un conocimiento de hechos y/o fenomenos que ocurren en el universo. Debe ser:

- Racional
- Universal
- Exacto
- Objetivo
- Sistemático
- Verificable

Quiere significar:

Del griego:

μετὰ → hacia

οδός → camino

Del latín:

SCIENTIA → conocimiento

Camino hacia el conocimiento

Proceso lógico por medio del cual se obtiene información y se comprueban ideas dando respuesta a preguntas que surgen de la observación.

Pasos:

- 1- Observación
- 2- Pregunta de Investigación
- 3- Hipótesis
- 4- Predicción
- 5- Experimento
- 6- Conclusión

- Las hipótesis que no se apoyan conducen a nuevas hipótesis
- Las hipótesis que sí se apoyan originan otras predicciones

Cuando una hipótesis aumenta en complejidad y precisión, el alcance de la predicción se hace teoría

Finalmente se redacta un informe final de la investigación en forma de artículo científico para dar a conocer los hallazgos obtenidos a la comunidad científica.

Ejercicios molaridad

1- Calcular los g. de nitrato de potasio (KNO_3) se necesitan para preparar una ^{500 ml de} solución .1 molar

Datos Fórmula

Molaridad = .1 molar $M = m$

$m = ?$

$V = 500 \text{ ml}$

Operación

$$K = 39.098 \times 1 = 39.098$$

$$N = 14.006 \times 1 = 14.006$$

$$O = 15.999 \times 3 = 47.997$$

$$\rightarrow 101.101 \text{ g/mol}$$

$$.5 \text{ l (.1 molar)} =$$

$$.5 \text{ l (.1 } \frac{\text{mol}}{\text{l}}) = .05 \text{ moles} \rightarrow 101.101 \text{ g} = 1 \text{ mol}$$
$$\quad \quad \quad \times \quad \quad \quad = .05 \text{ mol}$$

$$x = 5.055 \text{ g de } KNO_3$$

2- ¿Cuántos g. de sulfato de cobre (II) (CuSO_4) se necesitan para preparar 250 ml de una solución .2 molar?

melev? Fórmula Resultado
Datos $l \cdot M = m$

$M = .2$ 7.9798 g

$s = .25 \text{ l}$

Operación

$$\text{Cu} = 63.546 \times 1 = 63.546$$

$$\text{S} = 32.055 \times 1 = 32.055$$

$$\text{O} = 15.999 \times 4 = 63.996$$

$$\leftarrow 159.597 \text{ g/mol}$$

$$.25 \text{ l} (.2 \text{ M}) = .05 \text{ mol} \rightarrow 159.597 \text{ g} - 1 \text{ mol}$$

31/08/16 x - .05 mol

Realización de Practicas

Portado

Caratula

Objetivos

Introducción $\frac{1}{2}$ Cuartilla

Materiales (poner incertidumbre) reactivos (soluciones) y equipo

Procedimiento (Viene en el protocolo de practicas) cambiar el "se hará" por "se hizo"

Obtención y procesamiento de datos

Conclusión y Evaluación, Propuestas de mejora

Bibliografía

Teoría Cinética

Se debe relacionar con presión, volumen y temperatura.

Actúa sobre gases.

Propiedades

Se adaptan a la forma y volumen que los contiene

Se comprimen fácilmente. Presión reduce las espacidades intermoleculares

Se difunden fácilmente (espontánea sino reaccionan entre sí)

Se dilatan (energía cinética \propto temperatura aplicado)

Ejercen presión en paredes del recipiente contenedor

01/09/16

Teoría Cinética Molecular

Entre 1850 y 1880 Maxwell, Clausius y Boltzmann desarrollaron la teoría. Todos los gases se comportan de forma similar en cuanto al movimiento de partículas

Postulados

- Tomando en cuenta un gas ideal o perfecto:

1- Las sustancias están constituidas por moléculas pequeñísimas ubicadas a una gran distancia entre sí

2- Las moléculas de un gas son totalmente independientes unas de otras (fuerza de atracción y repulsión es despreciable)

3- Las moléculas de un gas se encuentran en movimiento continuo (desordenado \rightarrow choques)

4- Los choques de moléculas son elásticos (no hay pérdida ni ganancia de e. cinética, al choque puede transferirse energía)

5- La e. cinética de las moléculas es directamente proporcional a la temperatura absoluta del gas

Gases Reales

Tienen volumen y fuerzas de atracción entre sus moléculas

Pueden tener comportamiento de gases ideales en ciertas condiciones

\rightarrow Temperatura altas y presiones muy bajas

Energía Cinética

Energía que las moléculas poseen en virtud de su movimiento

Mayor temperatura \rightarrow Mayor rapidez de sus partículas

Medida de los gases

Volumen $\rightarrow V \rightarrow$ Litros

Cantidad de Materia $\rightarrow n \rightarrow$ Moles

Temperatura $\rightarrow T \rightarrow$ Kelvins

Presión $\rightarrow P \rightarrow$ Atmosferas

Variables

Presión: Fuerza ejercida por unidad de área $\frac{lb}{pulg^2}$ $\&$ Atmosferas

Presión Atmosférica: Fuerza ejercida por atmosfera sobre cuerpos de la tierra
 $76\text{ cm Hg} = 1\text{ atmosfera}$
Fuerza que
Unidad área

Se determinó experimentalmente por Torricelli
 Temperatura: Medida de la intensidad del calor
 Mayor energía cinética \rightarrow Mayor temperatura
 La temperatura de los gases se expresa en grados Kelvin

$$^{\circ}\text{K} = ^{\circ}\text{C} + 273.15$$

Cantidad de Materia: Se puede medir en unidades de masa, usualmente en gramos. También se puede expresar en número de moles de sustancia

$$\text{número de moles} = \frac{\text{masa}}{\text{Masa molar}}$$

Volumen: Espacio ocupado por un cuerpo

Unidades:

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

$$1 \text{ l} = 1000 \text{ cm}^3$$

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

Leyes de los Gases

- Ley de Avogadro: A presión y temperatura constantes, volúmenes iguales de gases contienen el mismo número de moléculas

$$\text{Volumen} = \text{Constante} \times \text{Número de moles}$$

Para dos estados distintos:

$$\frac{V_1}{n_1} = k \quad \text{y} \quad \frac{V_2}{n_2} = k \quad \rightarrow \quad \frac{V_1}{n_1} = \frac{V_2}{n_2}$$

Ej. 1: A cierta presión y temperatura, un trozo de 21.000 g de hielo seco ($\text{CO}_2(\text{s})$) sublima totalmente. El $\text{CO}_2(\text{g})$ ocupa un volumen de 11.5 l. ¿Cual sería el volumen de 1 mol de gas a presión y temperatura constantes?

Datos

$$V_1 = 11.5 \text{ L}$$

$$n_1 = 21 \text{ g } \text{CO}_2$$

$$V_2 = ?$$

$$n_2 = 1 \text{ mol}$$

$$M = 12.011(12)$$

$$O = 15.99(16) \cdot 2 = 31.98$$

$$1 \text{ mol } \text{CO}_2 = 44.008 \text{ g } \text{CO}_2$$

$$x = 21 \text{ g } \text{CO}_2$$

$$x = .477 \text{ mol CO}_2$$

$$V_2 = \frac{V_1 \times n_2}{n_1}$$

$$V_2 = \frac{11.5 \text{ L}}{.477 \text{ mol}} \times 1 \text{ mol}$$

$$V_2 = 24.100 \text{ L}$$

2- Si 0.222 mol de un gas ocupa un volumen de 5.13 L ¿cuántos moles habría de una muestra de gas cuyo volumen es de 7.747 L a misma presión y temperatura?

$$V_1 = 5.13 \text{ L} \quad V_1 = \frac{V_2}{.335 \text{ mol}}$$

$$n_1 = .222 \text{ mol} \quad n_1 = n_2$$

$$V_2 = 7.747 \text{ L} \quad n_2 = \frac{V_2 n_1}{V_1} = .335 \text{ mol}$$

$$n_2 = x$$

- Ley de Boyle y Mariotte: El volumen de un gas es inversamente proporcional a la presión que soporta (A temperatura y cantidad de materia constantes)

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

$$P_1 V_1 = P_2 V_2$$

Ej. 1- Un cilindro de oxígeno tiene un volumen de 2 L. La presión del gas es de 1470 lb/polg² a 20°C. ¿Que volumen ocupará el oxígeno a la presión atmosférica normal (14.7 lb/polg²) suponiendo que la temperatura no cambie?

Datos

Formula

Resultado

$$P_1 = 1470 \text{ lb/polg}^2$$

$$P_1 V_1 = P_2 V_2$$

$$200 \text{ L}$$

$$V_1 = 2 \text{ L}$$

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

$$P_2 = 14.7 \text{ lb/polg}^2$$

$$P_2$$

$$V_2 = x$$

$$\frac{1470(2)}{14.7} = 200 \text{ L}$$

2- Un tanque de helio gaseoso tiene un volumen de 12 L y una presión de 260 lb/polg² a 25°C ¿Cual sería el volumen de este gas a 1 atm (14.7 lb/polg²)?

Datos	Formulas
$P_1 = 260 \frac{lb}{pulg^2}$	$P_1 V_1 = P_2 V_2$
$V_1 = 12L$	$\frac{P_1 V_1}{P_2} = V_2$
$P_2 = 14.7 \frac{lb}{pulg^2}$	
$V_2 = x$	$\frac{260 \cdot (12)}{14.7} = 212.245$

Ley de Charles: El volumen de un gas \propto temperatura absoluta (a presión y cantidad de materia iguales)

$$V = k T \quad \rightarrow \quad \frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

Ej. 1. Un globo en una habitación a $27^\circ C$ tiene un volumen de $2L$. ¿Cuál sería su volumen fuera de la habitación donde la temperatura es de $-23^\circ C$ (Suponiendo presión atmosférica constante)?

Datos	Formulas	Resultado
$V_1 = 2L$	$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$	$1.667L$
$T_1 = 27^\circ C + 273.15$		
$V_2 = x$	$\frac{V_1 T_2}{T_1} = V_2$	
$T_2 = -23^\circ C + 273.15$		
	$\frac{2(256.15)}{300.15} = 1.667L$	

2.

- Ley de Gay Lussac: Presión de un gas a temperatura absoluta (a volumen y cantidad de materia iguales)

$$P = kT$$

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

Ej. 1.- Una lata de 17 oz de fijador en aerosol cuya presión es de 850 Torr. (1 atm = 760 Torr) a 21°C se arroja al fuego. Llegando a 450°C ¿Que presión se alcanzaría si la lata no explota a esa temperatura?

Datos

Fórmula

Resultado

$$P_1 = 850 \text{ Torr}$$

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

$$18214,286 \text{ Torr}$$

$$T_1 = 21^\circ\text{C}$$

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

$$P_2 = x$$

$$\frac{(850)(450)}{21} = P_2$$

$$T_2 = 450^\circ\text{C}$$

$$P_2 = 18214,286$$

2.- Si el argón gaseoso de una bombilla tiene una presión de 1 atm a 15°C ¿Cual será la presión de bombilla a 480°C?

Datos

Fórmula

Resultado

$$P_1 = 1 \text{ atm}$$

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

$$P_2 = 32 \text{ atm}$$

$$T_1 = 15^\circ\text{C}$$

$$\frac{(1)(480)}{15} = P_2$$

$$P_2 = x$$

$$T_2 = 480^\circ\text{C}$$

- Ley Combinada de los Gases:

• Boyle: $V \propto \frac{1}{P}$ $\Delta T = 0, \Delta n = 0$

• Charles: $V \propto T$ $\Delta P = 0, \Delta n = 0$

• Gay Lussac: $P \propto T$ $\Delta V = 0, \Delta n = 0$

$$\frac{PV}{T} = k$$

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

Ej. 1 - Un globo está lleno de helio cuando está en el suelo a 22°C y una presión de 740 torr. En estas condiciones su volumen es de 10 m^3 . ¿Cuál será su volumen en m^3 a una cierta altitud donde la presión es de 370 torr y temperatura de -23°C ?

Datos:

$$P_1 = 740 \text{ torr}$$

$$V_1 = 10 \text{ m}^3$$

$$T_1 = 22^{\circ}\text{C} \text{ ó } 295.15^{\circ}\text{K}$$

$$P_2 = 370 \text{ torr}$$

$$V_2 = ?$$

$$T_2 = -23^{\circ}\text{C} \text{ ó } 250.15^{\circ}\text{K}$$

Formula

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

$$P_1 V_1 T_2 = V_2 T_1 P_2$$

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

$$\frac{(740)(10)(250.15)}{295.15(370)} = V_2$$

$$V_2 = 16.95 \text{ m}^3$$

Resultado

$$V_2 = 16.95 \text{ m}^3$$

TPE → Temperatura y Presión Estender

Temperatura: 273.15 K

Presión: 1 atm

Temperatura y Presión ~~at~~ ambiente

Temperatura: 298.15 K 25°C

Presión: 1 atm

1: ¿Cuál es el volumen a TPE de una muestra de helio que tiene un volumen de 4.5 L a 21°C y una presión de 744 torr?

Datos

$$P_1 = 744 \text{ torr} \text{ ó } 0.979 \text{ atm}$$

$$V_1 = 4.5 \text{ L}$$

$$T_1 = 21^{\circ}\text{C} \text{ ó } 294.15$$

$$P_2 = 1 \text{ atm} \text{ ó } 760 \text{ torr}$$

$$V_2 = ?$$

$$T_2 = 273.15 \text{ K}$$

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

$$\frac{(0.979 \text{ atm})(4.5 \text{ L})(273.15)}{294.15(1 \text{ atm})} = V_2$$

$$4.09 = V_2$$

$$4.09 = V_2$$

Resultado

$$4.09 \text{ L}$$

- Ecuación General de los Gases Ideales: combinación de las leyes.

• Boyle: $V \propto \frac{k}{P}$ $\Delta T = 0$ $\Delta n = 0$

• Charles: $V \propto kT$ $\Delta P = 0$ $\Delta n = 0$

• Gay Lussac: $P \propto kT$ $\Delta V = 0$ $\Delta n = 0$

• Si Avogadro: $V \propto kn$ $\Delta P = 0$ $\Delta T = 0$

R. se calcula para:

$n = 1 \text{ mol}$

$P = 1 \text{ atm}$

$V = 22.4 \text{ volumen molar}$

$T = 273.15 \text{ K}$

$R = 0.082 \frac{\text{atm L}}{\text{mol K}}$

$PV \propto k \rightarrow PV = knT \rightarrow RnT$

~~Calcula~~

$PV = nRT$

1- Calcula el volumen que ocupa 1 mol de nitrógeno gaseoso a 25°C y 1 atm de presión

$P = 1 \text{ atm}$

$T = 298.15 \text{ K}$

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

$n = 1 \text{ mol}$

$R = 0.082$

$V = \frac{(1)(0.082)(298.15)}{1}$

$V = x$

$V = 24.45$

2.- ¿Cuántos moles de gas comprimido hay en un cilindro que contiene 20 L de un gas a 25°C y una presión de 97.3 atm?

$$P = 97.3 \quad PV = nRT$$

$$T = 298.15 \quad \frac{PV}{RT} = n$$

$$n = \frac{97.3 \cdot 20}{79.597} = 24.5$$

$$R = 0.082 \quad V = 20 \text{ L}$$

3.- A una presión inicial de .75 atm un gas mantiene un volumen de .25 L; si la presión aumenta a 1.5 atm, cual será su volumen final?

$$P_1 = .75 \text{ atm} \quad P_1 V_1 = P_2 V_2$$

$$V_1 = .25 \text{ L} \quad \frac{P_1 V_1}{P_2} = V_2$$

$$P_2 = 1.5 \text{ atm}$$

$$V_2 = x \quad \frac{.75(.25)}{1.5} = x$$

$$.125 = x$$

4.- Una olla de presión de 425 cm³ de capacidad contiene aire cuya presión es de .710 atm a temperatura ambiente. Si la temperatura se eleva a 308° K ¿cual será la presión del aire de olla?

$$P_1 = .710 \text{ atm} \quad \frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$$

$$T_1 = 298.15 \text{ K} \quad \frac{P_1 T_2}{T_1} = P_2$$

$$P_2 = x$$

$$T_2 = 308 \text{ K} \quad \frac{.710 \cdot 308}{298.15} = P_2$$

$$.73346 = P_2$$

5.- A presión constante el volumen de un gas a Temperatura Ambiente es de 100 cm³ ¿cual será su volumen a 310° K?

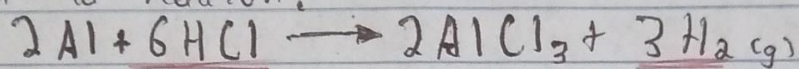
$$V_1 = 100 \text{ cm}^3 \quad \frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

$$T_1 = 298.15 \text{ K} \quad \frac{V_1 T_2}{T_1} = V_2$$

$$V_2 = x \quad \frac{100 \cdot 310}{298.15} = V_2 \quad V_2 = 103.97$$

$$T_2 = 310 \text{ K}$$

6: En los laboratorios de una industria productora de H_2 , requieren saber a condiciones de presión y temperatura estándar, que cantidad en litros se obtiene de este gas al emplear 5ml de una solución de ácido Clorhídrico 3M de acuerdo con la reacción:



TPE:

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

$$n = .0075$$

$$T = 273.15 \text{ K}$$

$$V = x$$

$$5 \text{ ml HCl}$$

$$3 \text{ M}$$

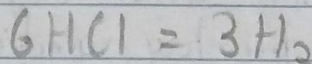
$$M = \frac{\text{moles soluto}}{\text{L. Solución}}$$

$$\rightarrow 3 \text{ mol/L}$$

$$1000 \text{ ml} = 3 \text{ mol}$$

$$5 \text{ ml} = x$$

$$.015 \text{ mol HCl}$$



$$.015 = x \cdot 2$$

$$.0075 \text{ mol } H_2$$

$$PV = nRT$$

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

21/09/2016

Teoría Atómica

Los pensadores griegos se preguntaban como estaba constituida la materia

Aristoteles → 4 Elementos: Fuego, aire, agua y tierra

Democrito → Introduce el término de átomo como la parte más pequeña de la materia

Átomo
Sin División

Teoría Atómica de Dalton:

1808: La materia está constituida por unidades de pequeño tamaño denominadas átomos

Átomo → Es bera compacto indivisible e indestructible

Los átomos se unen entre sí y forman compuestos

Los átomos de un mismo elemento son iguales en masa, tamaño y propiedades

Los átomos compuestos tienen misma masa y propiedades

Sir William Crookes

1879: Inventa un tubo de ensayos catódicos → descubrimiento del electrón

Tubo de vidrio al vacío con electrodos, al aplicar voltaje → Catodo - Anodo +

Rayos Catódicos → Partículas con carga

A finales del S. XIX y comienzos del XX

una serie de descubrimientos dejaron en evidencia la teoría de indivisibilidad atómica

Modelo de Thompson

1897: Experimentó con tubos de descarga

Gas sometido a una diferencia de potencial

Desde polo - se emite una radiación a polo +

La radiación es emitida por el gas

Radiación viaja del catodo al anodo, su naturaleza es negativa.

Se descubrió el electrón

22/09/2018

El átomo posee partículas negativas (e^-)

Intuía, dada la neutralidad de la materia, la existencia de carga positiva

Dice que el átomo es una esfera maciza cargada positivamente y en el interior se distribuyen los electrones

Descubrimiento del Protón

1886: Tubo de descargas con cátodo perforado

Nueva radiación que fluye por las perforaciones del cátodo en dirección opuesta a los R_+ catódicos
 R_+ canales por lo que es positiva

Eugen Goldstein

Modelo de Ernest Rutherford

Bombardó lámina de oro con partículas α

La trayectoria de las partículas contradecía el modelo atómico propuesto por Thompson

Su conclusión fue que si la mayoría de las partículas atraviesan la hoja metálica, indica que gran parte del átomo está vacío

Onda: Perturbación que transmite energía a través de un medio

1864: James Maxwell \rightarrow Ondas electromagnéticas (viajan a la velocidad de la luz)

\rightarrow Transmisión de energía a través del espacio

Espectro electromagnético: Conjunto ordenado de radiaciones electromagnéticas

Modelo de Niels Bohr

Estudió espectros de emisión del hidrógeno

Los electrones giran en torno al núcleo en

niveles energéticos bien definidos

Asignó un número entero a cada nivel de energía

$n \rightarrow$ número cuántico

Cada nivel puede contener un número máximo de electrones

Funcionaba para el hidrogeno pero en otros atomos los electrones de un mismo nivel energético tienen distinta energía

Llegó a la conclusión que dentro de un mismo nivel energético existían subniveles.

1916: Arnold Sommerfeld modifica el modelo atomico de Bohr:

Los electrones no solo giran en orbitas circulares, tambien pueden hacer orbitas elípticas

Descubrimiento del Neutron por James Chadwick

Bombardó berilio con partículas alfa

Diferencia entre número de protones y masa del atome → Nueva partícula: El Neutron

Masa similar al protón

Sin carga eléctrica

Explica estabilidad de protones en el nucleo

Luis de Broglie

Partícula con cierta cantidad de movimiento con comportamiento de onda → Sugirió que el electrón tiene un comportamiento dual y corpuscular, es decir tiene masa y se mueve a velocidades altas

Modelo de Erwin Schrödinger

1926: Introdujo nuevo metodo de calculo → Mecanica cuantica ondulatoria

Electrones y características duales. Algunas de sus propiedades se describen mejor en terminos de ondas y otras de partículas

Comportamiento dual de electrones.

"Principio de incertidumbre" Werner Heisenberg

"Es imposible determinar simultaneamente con exactitud la posición y velocidad del electrón"

Modelo de Bohr: Los electrones están en niveles específicos de energía ubicados en orbitales.

Un orbital o ψ es una región en el espacio alrededor del núcleo donde hay una alta probabilidad de encontrar un electrón

Espectro de Emisión

Átomo que al ser excitado emite luz \rightarrow Prisma \rightarrow Líneas brillantes de colores (Espectro electromagnético = [E])

Átomos en fase gaseosa \rightarrow Solo ciertas longitudes de onda
Cada elemento \rightarrow Espectro de emisión particular

En cada mol de cualquier sustancia siempre habrá 6.02×10^{23} moléculas o átomos

Átomo: Núcleo: Zona central (mayor masa, protones, neutrones)
Corteza: Zona que rodea al núcleo (electrones)

Partículas Subatómicas:

a) Protones: (p^+)

- Núcleo del átomo
- Carga eléctrica positivo
- Masa significativo

b) Neutrones: (n^0)

- Núcleo del átomo
- Sin carga eléctrica
- Masa similar a los protones
- Mantener unidos los protones en el núcleo

c) Electrones: (e^-)

- Corteza del átomo
- Giran alrededor del núcleo a gran velocidad
- Carga eléctrica negativa
- Masa muy ínfima en relación a la de protones

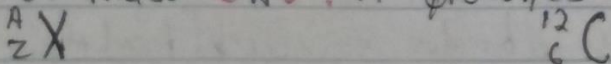
Número atómico y Número de masa atómica

• Número Atómico (Z): # protones en el núcleo

Átomo neutro \rightarrow No de protones = No de electrones

La tabla periódica se ordena de acuerdo al no atómico

• Número de masa (A): # protones y neutrones en el núcleo



Ejercicios

1- Calcular no. part. subatm. del sodio $^{23}_{11}\text{Na}$

E: 11

P: 11

N: 12

2- Calcular no. part. subatm. del silicio $^{28}_{14}\text{Si}$

E: 14

P: 14

N: 14

Isotopos

Átomos que tienen mismo no. atómico pero diferente no. de masa

Ejemplo: Hidrogeno (Protio, deuterio y litio
 ^1_1H ^2_1H ^3_1H

Diferencia entre dos isotopos \rightarrow Numero de neutrones en el nucleo
No neutrones = No masa - No. atómico

Isóbaros

Átomos que tienen distinto numero atómico pero igual masa atómica

En ellos difiere el no. de protones pero la suma de estos y los neutrones es la misma.

Ejemplos: $^{14}_6\text{C}$ $^{14}_7\text{N}$ $^{17}_7\text{N}$ $^{17}_8\text{O}$ $^{17}_9\text{F}$

Iones

Si un átomo neutro gana o pierde electrones se convierte en un ión

Átomos con carga eléctrica

Gana $e^- \rightarrow$ Carga negativa = # e^- ganado \rightarrow Anión

Pierde $e^- \rightarrow$ Carga positiva = # e^- perdido \rightarrow Catión

Ejemplos: Na^{1+} Ca^{2+} Al^{3+}

Ejercicios:

Calcular el numero de protones, neutrones y electrones del potasio $^{39}_{19}\text{K}^{1+}$

E: 18

P: 19

N: 20

Calcular el número de protones, neutrones y electrones del silicio ${}_{14}^{28}\text{Si}^{2-}$

E: 16

P: 14

N: 14

Configuración Electrónica

Los electrones se distribuyen en diferentes capas

Hay un número máximo de electrones en cada nivel

Nivel	Máximo de e^-	Subnivel	Máximo de e^-
1	2	s	2
2	8	s	2
		p	6
3	18	s	2
		p	6
		d	10
		f	14
4	32	s	2
		p	6
		d	10
		f	14
5	32	s	2
		p	6
		d	10
		f	14
6	18	s	2
		p	6
		d	10
		f	14
7	8	s	2
		p	6

Ejemplo: Cloro: 17 electrones

- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$
- Nivel 1: 2 electrones
- Nivel 2: 8 electrones
- Nivel 3: 7 electrones

Modelo Cuántico del Atomo

Orbital: Función matemática que describe el estado de un electrón en un átomo

Asociados a cada orbital:

- Numero cuántico principal (n) (1-7)
- Numero cuántico azimutal (l)
- Numero cuántico magnético (m)

1- Numero cuántico principal

- Indica el nivel de energía en el que se encuentra el electrón

- Valor: Enteros positivos $n = 1, 2, 3, 4, \dots$

2- Numero cuántico azimutal

- Indica el subnivel que puede ocupar el electrón
forma de orbitales

- Valor: Enteros que siempre comienzan en cero y terminan en $n-1$

- A cada valor de l se le asigna una letra:

$l = 0, 1, 2, 3, 4, \dots, n-1$



s p d f g

siguientes en o. alfabético hij etc.

- Cada subnivel tiene un número definido de electrones

3- Numero cuántico magnético o de orientación espacial

- Indica la orientación espacial de un orbital atómico

- Valor: Numeros enteros que comienzan con el valor de $-l$ pasan por cero y terminan con $+l$

$m = -l, \dots, 0, \dots, +l$

- Existe un valor de m para cada orbital

Forma de los orbitales atómicos

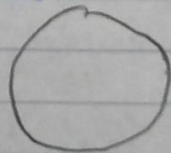
Orbitales S:



1s



2s



3s

Esféricos y contienen cerca del 90% de densidad electrónica

El tamaño se incrementa de acuerdo al número principal

Siempre sea 1

Siempre serán 3

Orbitales p:

Comienzan con el número cuántico principal $n=2$

Si $n=2$ y $l=1$ se tienen 3 orbitales: $2p: 2p_x 2p_y 2p_z$

Los tres orbitales p tienen el mismo tamaño, forma y energía; solo cambia su orientación

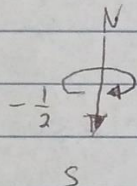
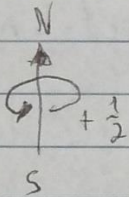
Orbitales d:

Si $n=3$ y $l=2$ tienen 5 orbitales: $3d: 3d_{xy}, 3d_{yz}, 3d_{xz}, 3d_{x^2-y^2}$ y $3d_{z^2}$

Todos los orbitales tienen la misma energía y para valores mayores de n tienen forma similar

4- Número cuántico de giro o spin

Giro del electrón sobre sí mismo



Subnivel

$1s^1$

→ Número de e en subnivel

Nivel de energía

Configuración electrónica

Representación de acomodo de electrones en un átomo $n l^x$

Principio de Aufbau → Acomodar orbitales de menor a mayor energía

Principio de exclusión de Pauli:

Cada electrón → Conjunto de números cuánticos y dos electrones en un mismo átomo no pueden tener los cuatro números cuánticos iguales

Sólo dos electrones pueden coexistir en el mismo orbital atómico y deben tener spines opuestos

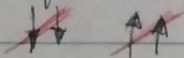
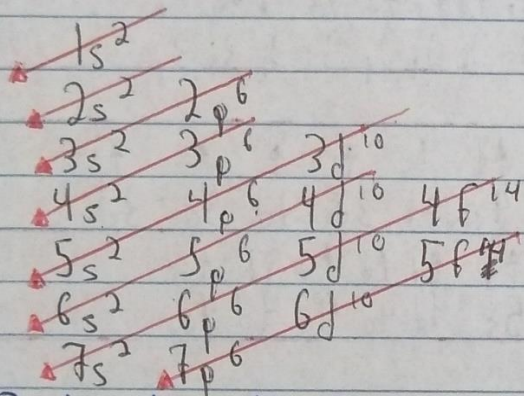


Diagrama de Moeller

	s	p	d	f
n=1	1s			
n=2	2s	2p		
n=3	3s	3p	3d	
n=4	4s	4p	4d	4f
n=5	5s	5p	5d	5f
n=6	6s	6p	6d	
n=7	7s	7p		

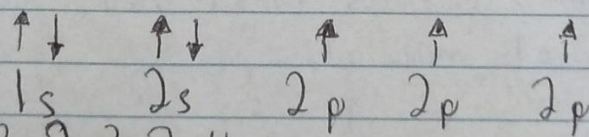


Regla de Hund

Establece distribución electrónica más estable en los subniveles \rightarrow mayor número de espines paralelos

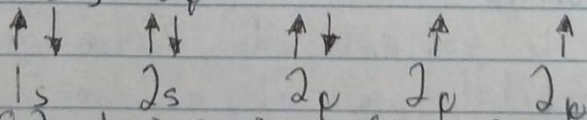
Un electrón en cada orbital y enseguida aparear

Ej. Config. Electrónica del Nitrógeno $Z=7 \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^3$

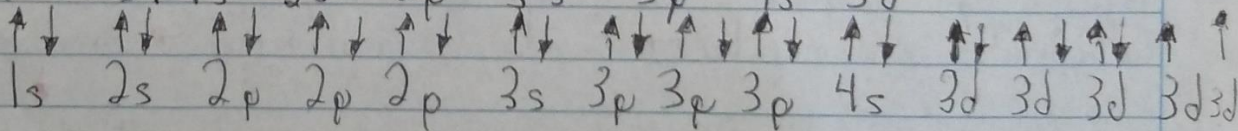


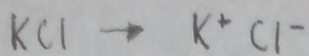
Spin +
Spin -

Oxígeno: $1s^2 2s^2 2p^4$



Niquel ($Z=28$): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^8$





30/09/16

Ejercicio

Símbolo	Z	A	p	e	n	Configuración Electrónica
C	6	12	6	6	6	$1s^2 2s^2 2p^2$ $\uparrow\downarrow \quad \uparrow\downarrow \quad \uparrow \quad \uparrow$ $1s \quad 2s \quad 2p \quad 2p \quad 2p$
Fe	26	56	26	26	30	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$ $\uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow \uparrow \uparrow \uparrow \uparrow \uparrow \uparrow \uparrow \uparrow \uparrow \uparrow \uparrow \uparrow \uparrow \uparrow \uparrow$ $1s 2s 2p 2p 2p 3s 3p 3p 3p 4s$ $3d 3d 3d 3d 3d$
S	16	32	16	16	16	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$ $\uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow \uparrow$ $1s 2s 2p 2p 2p 3s 3p 3p 3p$
K ⁺	19	39	19	18	20	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ $\uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow$ $1s 2s 2p 2p 2p 3s 3p 3p 3p$
O ⁻²	8	16	8	10	8	[Ne] <i>Usar siempre el que esté antes</i>
Mn	25	55	25	25	30	$[Ar] 4s^2 3d^5$ $\uparrow\downarrow \uparrow \uparrow \uparrow \uparrow \uparrow$ $[Ar] 4s 3d 3d 3d 3d 3d$
Ag	47	108	47	47	61	$[Kr] 5s^2 4d^9$ $\uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow$ $[Kr] 5s 4d 4d 4d 4d 4d$
Rb ⁺	37	84	37	36	37	[Kr]
Zn	30	65	30	30	35	$[Ar] 4s^2 3d^{10}$ $\uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow$ $[Ar] 4s 3d 3d 3d 3d 3d$

03/10/2016

Espectrometro de Masas

Se utiliza para analizar elementos (metales) → trozos (ppm)

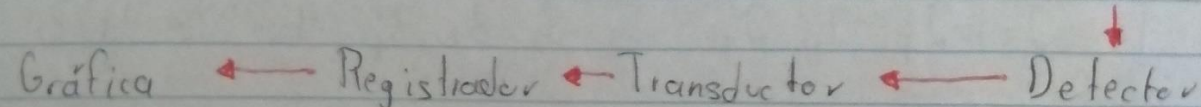
Ampliamente usado a nivel mundial

Múltiples aplicaciones

Teoría de Absorción Atómica

Si a un metal se le calienta, los electrones tienden a saltar a otro orbital, pero al no ser su orbital regresa al original pero liberando energía → Espectro de emisión

Introducción de muestra → Fuente de ionización → Analizador



03/10/2016

Unidad 3: Periodicidad

Configuración Electrónica y Tabla Periódica

Configuración Electrónica ↔ Posición Elementos

Elementos Tabla Periódica

Configuración grupo 1 → Terminan en ns^1

Configuración grupo 2 → Terminan en ns^2

→ Bloques en Tabla Periódica → Período ↓ Grupo

¿Qué es la tabla periódica?

Es un sistema de ordenamiento de los elementos en función del número atómico (Z)

Propiedades Periódicas → Funciones periódicas de sus números atómicos

Desarrollo de la Tabla

1864 Newlands

- Orden de los elementos de acuerdo a la masa atómica
- Cada 8vo elemento
- Propiedades semejantes

(Ley de las Octavas)

- No se cumple para elementos > Calcio (20)

1869 Dmitri Mendeleiev

- Repetición periódica de acuerdo a las propiedades de los elementos
- Hizo posible la predicción de propiedades de elementos aun no descubiertos
- La config. electrónica ayuda a explicar la repetición de propiedades físicas y químicas
- Electrones de Valencia → Electrones de última capa
- Elementos de mismo grupo Comportamiento similar

Ley Periódica

"Las propiedades de los elementos son función periódica de sus números atómicos"

→ No son función de los pesos atómicos

→ Varían periódicamente con sus números atómicos

Conociendo las propiedades generales y las tendencias dentro de un grupo o período se pueden predecir las propiedades de cualquier elemento (aun cuando este sea poco conocido)

Clasificación de los Elementos

• Elementos Metálicos:

- Ubicación: Izquierda en la tabla
- Buenos conductores de calor y electricidad
- Sólidos a temperatura ambiente (excepto Hg → líquido)
- Ejemplos: Na, Al, Fe, Zn
- Tendencia a ceder electrones cuando participan en reacciones (se oxidan)

• Elementos No Metálicos:

- Ubicación: Derecha en la tabla (halógenos e H)
- Malos conductores de calor y electricidad
- Se presentan en cualquiera de los estados de la materia y son quebradizos en e. sólido puro

• Elementos Metaloides:

- Comportamiento medio
- Pueden presentar brillo o ser opacos
- Generalmente son mejores conductores de calor y electricidad que los no metálicos

Ejemplos: B, Si, Ge, As

Propiedades Periódicas

- La CE muestra una variación periódica al aumentar el número atómico
- Elementos presentan variaciones en sus propiedades físicas y comportamiento químico

• Propiedades:


• Radio Atómico:

- La mitad de la distancia entre dos núcleos de átomos del mismo elemento que están adyacentes
- Su tendencia está en que el mayor radio atómico está en la esquina inferior izquierda ↓

• Radio iónico:

- Radio de un anión o catión
- Los iones positivos (cationes) son siempre menores que los neutros
- Los iones negativos (aniones) son siempre mayores que los neutros
- Su tendencia es igual al atómico

• Energía de Ionización:

- Energía necesaria para retirar un electrón de un átomo (edo. gaseosa) desde su estado fundamental (base)
- Se mide en kcal/mol
- A mayor energía de ionización, más difícil es quitar el electrón
- Su tendencia está en que la mayor e. ionización está en la es. superior derecha 

• Afinidad Electrónica:

- Energía liberada en la adición de un electrón a un átomo neutro en estado gaseoso para formar un ion negativo (anión)
- Su tendencia es igual a la e. ionización

• Electronegatividad:

- Tendencia para atraer electrones compartidos en un enlace químico
- .7 - 4 (Escala de Pauling)
- Flúor: Elemento que posee un mayor valor de electronegatividad
 - .7 - Mayor carácter metálico
 - 4 - Menor carácter metálico
- Tendencia similar a a. electrónica

• Conductividad Eléctrica:

- Capacidad para conducir la corriente eléctrica (paso de partículas cargadas a través de él → Electrones)
- Varía entre los 3 estados de la materia
 - Sólido: Átomos no son libres de movimiento → electrones
 - Líquido: Presencia de sales en solución (disociación iones⁺ / electrolitos iones⁻)

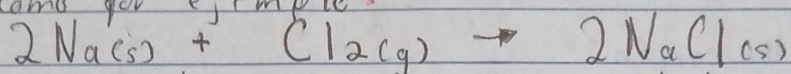
- Se mide en $\frac{\text{Siemens}}{\text{metro}}$

- Importante la temperatura

07/10/2016

Unidad 4: Enlaces Químicos

Enlace químico: Fuerza de atracción que mantiene unidos a los átomos, moléculas, iones formando agrupaciones de mayor estabilidad como por ejemplo:



- estable

+ estable

Reacción química: Proceso en el que se rompen enlaces de reactivos y se forman nuevos enlaces para dar origen a productos \rightarrow reordenamiento de electrones de valencia.

Se logra la estabilidad cuando tienden a alcanzar la configuración electrónica de los gases nobles. En caso del hidrógeno intenta alcanzar el helio (se conoce como ley del dueto) los demás completan 8 electrones (ley del octeto)

Participan los electrones de valencia en el enlace. Se puede representar como estructura de Lewis. Se representan con un punto. Ej. He: :Ar: Li. :F:

El enlace químico es un enlace esencialmente eléctrico

• Enlace iónico:

- Elementos de diferente electronegatividad

- Se realiza entre e. metálicos (IA y IIA) y no metálicos (VIA y VIIA)

- Transferencia de electrones desde metal (pierde e) al no metal (gana e)

- Ej. NaCl , CaCl_2 , KCl , MgCl_2 , Mg_3N_2

- Características:

1- Atracción en todas direcciones \rightarrow Formación de inmensos cristales con formas geométricas

2- Compuestos iónicos \rightarrow sólidos y cristalinos. Se requiere $T > 400^\circ\text{C}$ para romper el enlace

3- Punto de fusión entre 300°C y 1000°C

4- Punto de ebullición entre 1000°C y 1500°C

- **5** - Edo. sólido \rightarrow Malos conductores de calor y electricidad
En edo. líquido son buenos
- 6** - Fundidos o disueltos en agua Buenos conductores
- 7** - Se disuelven en disolventes polares como agua
- 8** - Frágiles
- 9** - Se forma cuando Δ Electronegatividad > 1.7

• Enlace covalente:

- Entre elementos no metálicos con electronegatividades semejantes
- Elementos comparten electrones de valencia
- Δ Electronegatividad < 1.7
- Hay varios tipos:

a) Enlace covalente apolar:

- Entre 2 no metales de un mismo elemento
- Electrones compartidos se encuentran en forma simétrica a ambos átomos
- Ej. $H_2, Cl_2, Br_2, F_2, O_2, N_2$
- $\Delta E.N. = 0$

b) Enlace covalente polar:

- Entre no metales de distintos elementos
- Compartición de cargas debido a una diferencia de electronegatividad ($0.4 < \Delta E.N. < 1.7$)
- Ej. $H_2O, NH_3, HCl, CH_4, HF$

c) Enlace múltiple:

- Se comparten más de un par electrónico para obtener la configuración del gas noble
- Si se comparten 2 pares de electrones se denomina enlace doble, si se comparten 3 es enlace triple
- Ej. O_2, N_2

- Características de compuestos covalentes:

- 1 - Covalentes polares son solubles en solventes polares
- 2 - Covalentes apolares son solubles en solventes no polares
- 3 - T. ebullición y fusión son relativamente bajas ($T < 400^\circ C$)

- 4- No conducen la corriente eléctrica y son malos conductores de calor

5- Son blandos y no presentan resistencia mecánica

• Enlace metálico:

- Propio de los elementos metálicos

- Los electrones cediidos se trasladan continuamente de un átomo a otro formando una densa nube electrónica

(deslocalización de electrones)

- A la movilidad de los electrones se le debe la elevada conductividad eléctrica de los metales

- Características:

1- Edo. sólido → Excelentes conductores de calor y electricidad

2- La mayoría son dúctiles (hacer hilos) y maleables (moldesables)

3- Temperaturas de fusión moderadamente altas

4- Prácticamente insolubles en cualquier disolvente

5- Presentan brillo metálico, elevada conductividad y son muy deformables

Fuerzas Intramoleculares

• Existen entre átomos dentro

Fuerzas Intermoleculares

• Atracciones mutuas de las moléculas

• Mas débiles que fuerzas intramoleculares

• Se describen 3 tipos:

1- Puente de hidrógeno

- Se origina entre un átomo de hidrógeno y átomos de alta electronegatividad como flúor, oxígeno y nitrógeno

2- Fuerzas de Van Der Waals

- Fuerzas intermoleculares muy débiles que se efectúan entre moléculas apolares

- Los desplazamientos de los electrones dan origen a dipolos momentáneos:

1- - a) Atracción dipolo-dipolo

- Atracción entre dos o más moléculas polares
- Asociación entre el extremo positivo (polo δ^+) de una molécula y el extremo negativo (polo δ^-) de otra

Estructuras de Lewis:

Gases Nobles:

- Gran estabilidad química \rightarrow moléculas monoatómicas
- Config. Electrónica muy estable ($8e^-$ en la capa de valencia excepto el He)
- La idea de enlace covalente fue sugerida por Gilbert Lewis:
"Los átomos pueden adquirir estructura de gas noble compartiendo electrones para formar un enlace de pares de electrones"
- Representación gráfica colocando los e. de valencia como puntos alrededor del símbolo del elemento

Ley del Octeto:

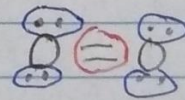
- Los átomos se unen compartiendo electrones hasta completar la última capa con $8e^-$

Tipos de pares de electrones:

1- Pares de e^- compartidos

- E. Sencillos
- E. Dobles
- E. Triples

E. Solitarios
E. Compartido Doble



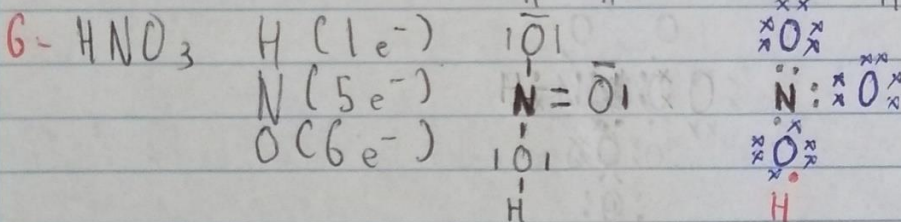
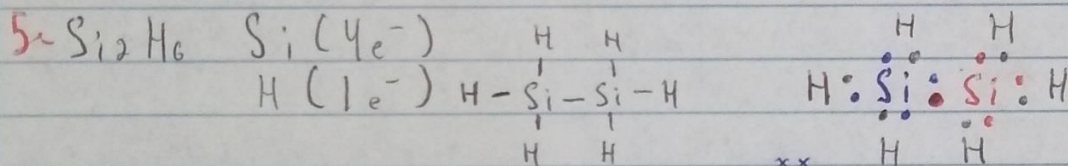
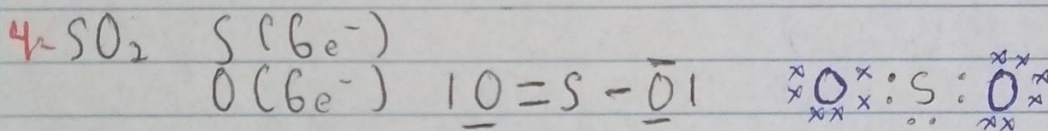
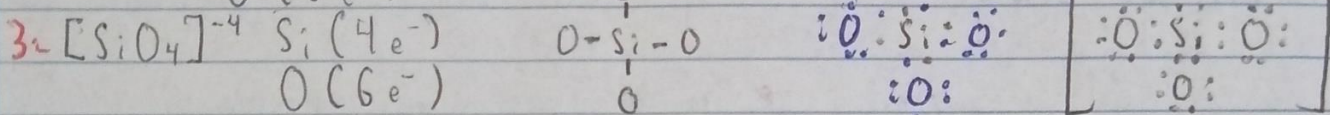
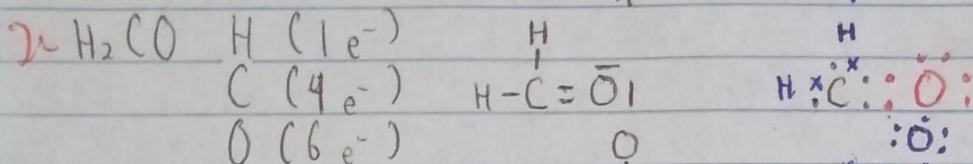
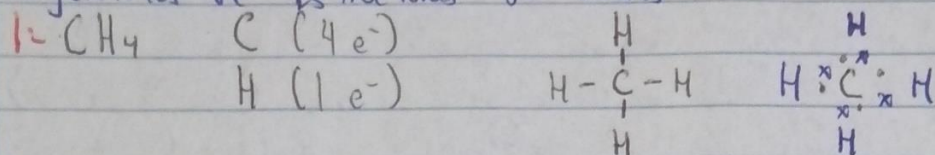
2- Pares de e^- no compartidos o solitarios

Dibujar Estructura de Lewis

- 1- Se suman los e^- de valencia
- 2- Se dibuja una estructura esquemática con símbolos atómicos unidos mediante enlaces sencillos
- 3- Se calcula el no. de electrones de valencia que quedan disponibles
- 4- Se distribuyen e^- para completar el octeto para cada átomo

17/10/2016

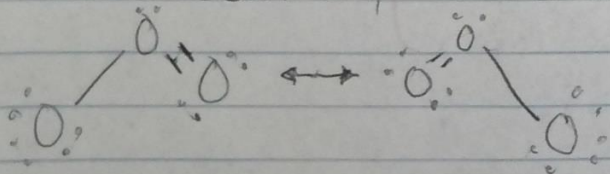
Ejercicios de Estructuras de Lewis



19/10/2016

Estructuras resonantes: No describe correctamente las propiedades de la molécula que representa

Ej. Ozono tiene 2 enlaces idénticos pero en E. Lewis hay uno doble (orto) y uno sencillo (largo):



No son moléculas distintas, solo hay un tipo, son equivalentes, están en constante movimiento

Ej. de Formas Resonantes: O₂, NO₂, NO₂ y Benceno

	Elemento, Isótopo o Ión	Símbolo	Z # atómico	A # masa	# p ⁺	# e ⁻	# n [°]	Tipo de átomo (neutro, catión, anión)
1	Titanio	Ti	22	48	22	22	26	neutro
2		U						
3		Ac						
4	Arsénico							
5	Oro							
6		Pb						
7			58					
8				35				
9					12			
10						23		
11		¹⁴ C						
12		¹⁰⁹ Ag						
13	Plutonio 239							
14		N ⁻³						
15	Calcio (+2)							
16	Antimonio (-3)							
17		Sn ⁺⁴						
18	Manganeso (+7)							
19					26		23	
20					52		54	

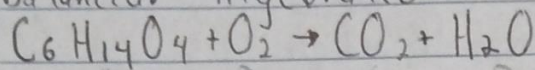
	Elemento, Isótopo o Ión	Símbolo	CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA	ORBITALES
1	Titanio	Ti	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 4p^2$	$\uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow$
2		U		
3		Ac		
4	Arsénico			
5	Oro			
6		Pb		
7				
8				
9				
10				
11		^{14}C		
12		^{109}Ag		
13	Plutonio 239			
14		N^{-3}		
15	Calcio (+2)			
16	Antimonio (-3)			
17		Sn^{+4}		
18	Manganeso (+7)			
19				
20				

~~Teacher~~ Isabel Fernandez

~~Subject~~ English

Ejercicios Químicos

Balancear Algebraica



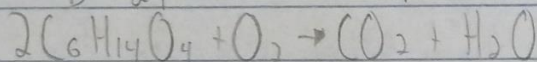
A B C D

$$C: 6A = 2C$$

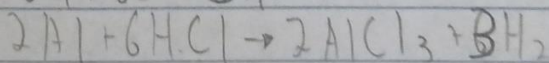
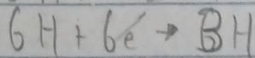
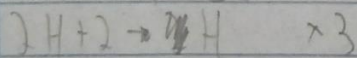
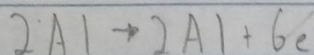
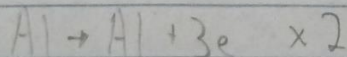
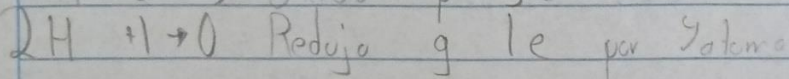
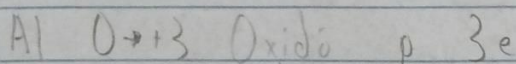
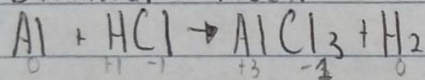
$$H: 14A = 2D$$

$$O: 4A + 2B = 2C + D$$

$$\begin{array}{r} A = 3 \\ B = 22.5 \\ C = 18 \\ D = 21 \end{array} \left. \begin{array}{l} 6 \\ 45 \\ 36 \\ 42 \end{array} \right\} \begin{array}{l} 2 \\ 15 \\ 12 \\ 14 \end{array}$$



Balancear redox



Composición Porcentual

NH₄

$$\left. \begin{array}{l} N: 14.007 \cdot 1 = 14.007 \\ H: 1.008 \cdot 4 = 4.032 \end{array} \right\} 18.039$$

$$18.039 = 100$$

$$4.032 = x$$

$$\% N = 77.648\%$$

$$\% H = 22.35\%$$

Formula Empírica

$$N = 77.648\% \quad H = 22.35\%$$

$$1 \text{ mol H} = 1.008 \text{ g}$$

$$x = 22.35 \text{ g}$$

$$x = 22.1726 / 5.543 = 3.999 \rightarrow 4$$

$$1 \text{ mol N} = 14.007 \text{ g}$$

$$x = 77.648 \text{ g}$$

$$x = 5.543 / 5.543 = 1$$

} NH₄

Formula Molecular

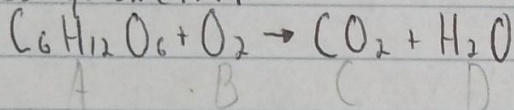
$$\text{NH}_4 \quad \text{MM} = 60$$

$$\left. \begin{array}{l} \text{N} \\ \text{H} \end{array} \right\} 18.039$$

$$\frac{60}{18.039} = 3.3261$$

$$3(\text{NH}_4)$$

Estequiometría

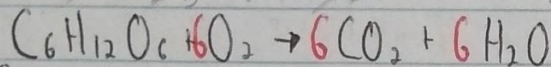


$$\text{C: } 6A = C \quad A = 2 \quad 1$$

$$\text{H: } 12A = 2D \quad B = 12 \quad 6$$

$$\text{O: } 6A + 2B = 2C + D \quad C = 12 \quad 6$$

$$12 + 2B = 24 + 12 \quad D = 12 \quad 6$$



Si hay 856g de glucosa ¿cuánto CO₂ se produce?

$$\left. \begin{array}{l} \text{C} \\ \text{H} \\ \text{O} \end{array} \right\} 180.156 \quad 1 \text{ mol gl} = 180.156 \text{ g}$$

$$x = 856 \text{ g}$$

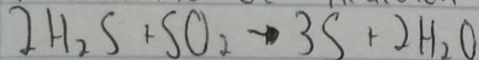
$$x = 4.75 \text{ mol}$$

$$1 \text{ mol gl} = 6\text{CO}_2$$

$$4.75 \text{ mol gl} = x$$

$$x = 28.5 \text{ mol CO}_2$$

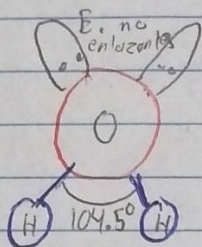
Rendimiento de Reacción



Geometría Molecular

Distribución 3D de los átomos en una molécula
Arreglo de orbitales empleados en formación de enlaces
Responsable de unas propiedades físicas y químicas:
Punto de ebullición, fusión, tipo de reacción química

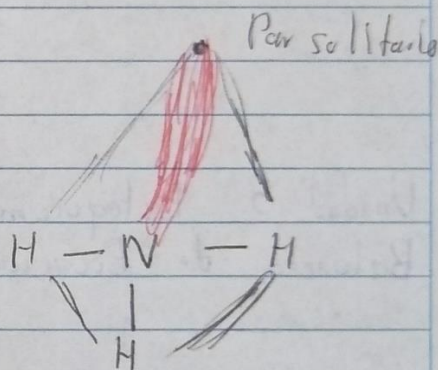
Ej. H_2O



Los e. no enlazantes empujan al H hacia abajo

Ejemplo: Molécula de amoníaco NH_3

- 3 enlaces simples N-H
 - Hay un par de electrones no enlazantes
- Geometría molecular piramidal



Ejemplo: Molécula del metano CH_4

- 4 enlaces simples C-H
- Geometría molecular tetraédrica

¿Cómo se predice la geometría molecular?

Modelo de repulsión de pares de electrones de la capa de valencia
Modelo desarrollado por Gillespie por 5 suposiciones

- 1- La geometría molecular está determinada por el número de pares electrónicos de la capa de valencia del átomo central
- 2- Enlaces múltiples se consideran como un sólo par electrónico (enlace sencillo)
- 3- Pares electrónicos alrededor del átomo central \rightarrow compartidos (PC) si están formando un enlace
- 4- Pares electrónicos alrededor de átomo central \rightarrow solitarios (PS)
- 5- Molécula con 2 o más estructuras resonantes, misma geometría para cualquiera de ellas

Procedimiento:

- 1- Dibujar la Estructura de Lewis de la molécula
- 2- Contar PS alrededor del átomo central

20/10/2016

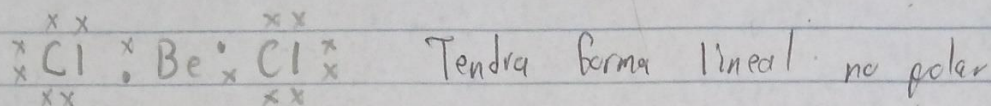
3- Contar PC alrededor del átomo central

4- Calcular los pares electrónicos (PE) sumando los PS y PC

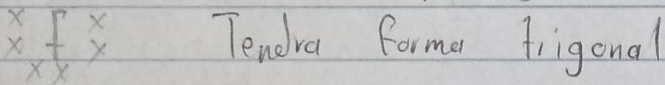
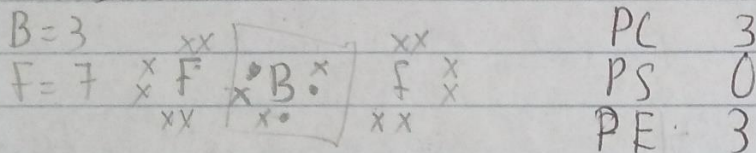
5- Seleccionar geometría con la tabla

Ejercicio

Escribir fórmula Lewis de BeCl_2



BF_3



Unidad 5 Estequiometría

Balances de Ecuaciones químicas

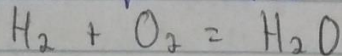
Se basa en la ley de la conservación de la masa
En una reacción:

átomos de reactivos = # átomos de productos

Hay 3 métodos

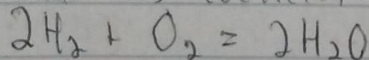
- Tanteo
- Algebraico
- Oxido-Reducción

Balances por Tanteo



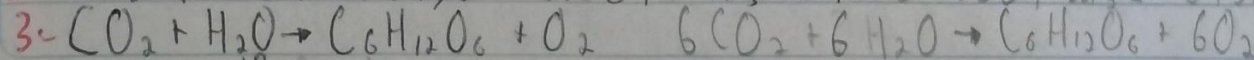
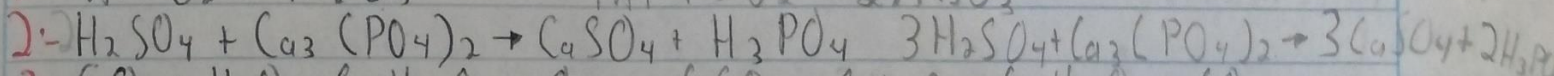
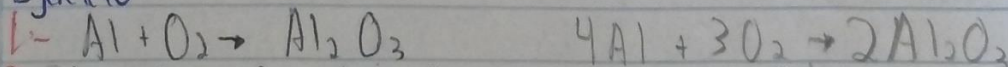
No cumple la ley de la conservación de la masa

Modificar los coeficientes sin cambiar el subíndice

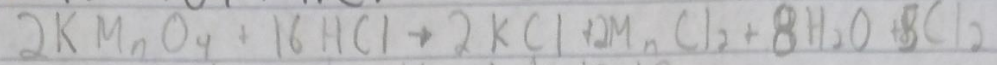
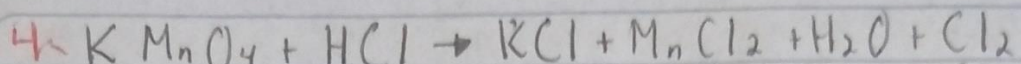


24/10/2016

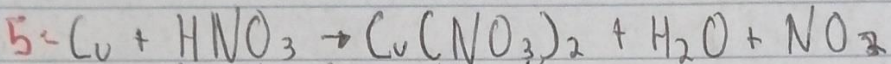
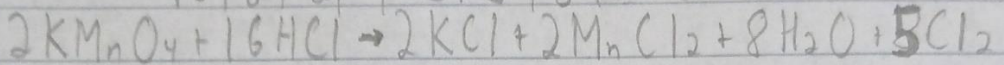
Ejercicio



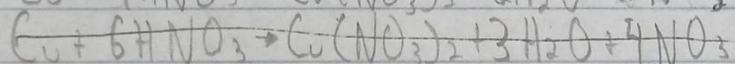
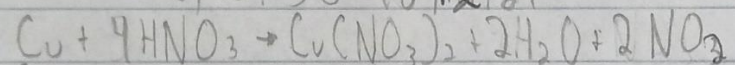
18	0	8
12	12	12
6	12	6



2	2	1	1	K	1	2	2	2
2	2	1	1	Mn	1	1	2	2
8	8	4	4	O	1	4	4	8
16	8	2	1	H	2	8	8	16
16	8	2	1	Cl	5	6	8	8-16



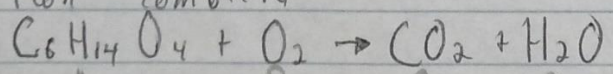
1	1	1	Cu	1	1	1
4	1	1	H	1	4	1
4	1	3	N	3	4	1
18	12	30	O	10	12	1



25/10/2016

Balanceo por Metodo Algebrico

Ej. El trietilenglicol liquido, $C_6H_{14}O_4$ es usado como solvente y plastificante para plasticos como vinilo y poliuretano. Escriba la reaccion quimica balanceada para su combustion completa

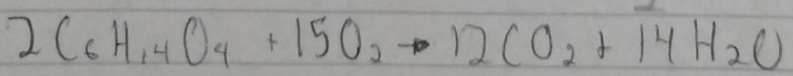


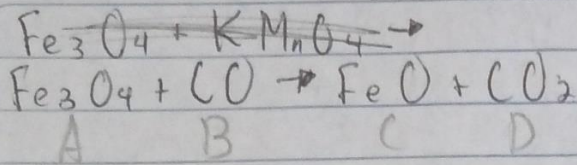
A B C D

C $6A = C$
H $14A = 2D$
O $4A + 2B = 2C + D$

- A = 2
- B = 15
- C = 12
- D = 14

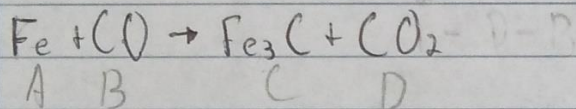
C: $6(2) = C$
H: $14(2) = 2D$
O: $4(2) + 2B = (2 \cdot 12) + 14$
 $8 + 2B = 24 + 14$
 $B = \frac{24 + 14 - 8}{2} \rightarrow 15$





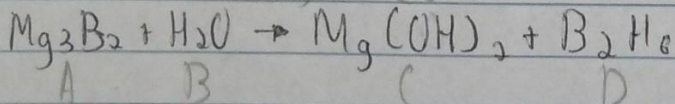
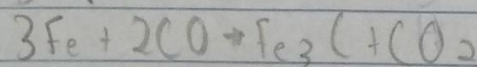
$$\begin{aligned} \text{Fe} & 3A = C \\ \text{O} & 4A + B = C + 2D \\ \text{C} & B = D \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} A &= 2 \\ B &= 2 & 8 + B &= 6 + 2D \\ C &= 6 & 8 - 6 &= 2D - B \\ D &= 2 & 2 &= D - B \end{aligned}$$

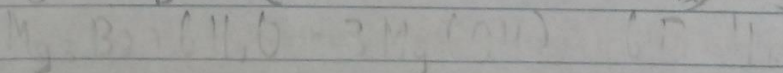


$$\begin{aligned} \text{Fe} & A = 3C \\ \text{C} & B = C + D \\ \text{O} & B = 2D \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} A &= 3 \\ B &= 2 \\ C &= 1 \\ D &= 1 \end{aligned}$$



$$\begin{aligned} \text{Mg} & 3A = C \rightarrow & A &= .5 \cdot 1 \\ \text{B} & 2A = 2D \rightarrow & B &= 3 \cdot 1.5 \\ \text{H} & 2B = 2C + 6D \rightarrow & C &= 1.5 \cdot 3 \\ \text{O} & B = 2C \rightarrow & D &= 3 \cdot 1.5 \end{aligned}$$



#1 ó 1+ es lo mismo

27/Octubre/2016

Oxido-Reducción

Ej. Quema de combustibles, acción de blanqueadores de ropa y desnaturalización de jugos de fruta

Son procesos de intercambio de electrones de una sustancia a otra.

Si hay una oxidación debe haber una reducción

#electrones ganados = #electrones perdidos

Oxidación: Pérdida de electrones, Gana valencia

Reducción: Ganancia de electrones, Pierde valencia

Ej. Fe De 26 e pasó a 23 e. Se oxidó

Numero de Oxidación: Numero de Cargas que adquiere un átomo al reaccionar con otros por una transferencia real de electrones para formar un compuesto

Los elementos pueden formar más de un compuesto (FeO , Fe_2O_3) por lo que hay que conocer los estados de oxidación de los elementos en el compuesto

Reglas para asignar el no Ox

1- El no Ox de un elemento sin combinar o en estado puro o libre o moléculas diatómicas es cero

2- Los metales tienen un estado de oxidación +. Los del grupo I tendrán estado +1 y los del II tendrán +2

3- El no Ox del hidrogeno combinado o en un ión es +1 excepto en hidruros metálicos donde su no Ox es -1

4- El no Ox del oxígeno en un compuesto o ión generalmente es -2; excepto en peróxidos donde es -1

5- El no Ox de un ión monoatómico es igual a la carga del ión

6- La suma algebraica de los no Ox de todos los átomos en un compuesto debe ser 0

7- La suma algebraica de los no Ox de todos los átomos en un ión poliatómico (iones con más de un átomo) es igual a la carga del ión

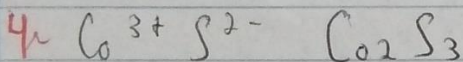
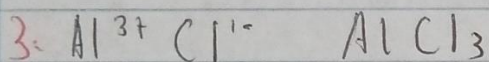
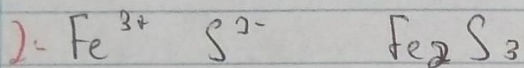
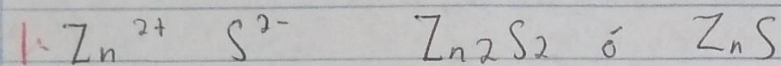
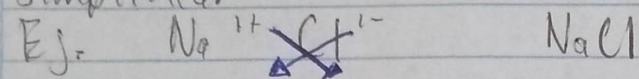
8- Los halógenos (F, Cl, Br, I) tiene no Ox -1 en compuestos binarios y en ácidos hidrácidos

Escritura de Formulas

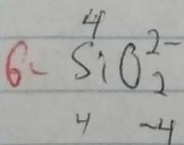
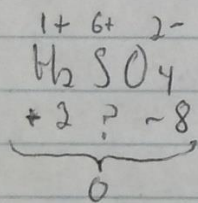
Primero se escribe el catión y luego el anión

Se cruzan los números sin importar los signos → Regla de cruz

Simplificar

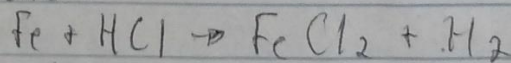


5- Determinar n_{Ox} de S en H_2SO_4

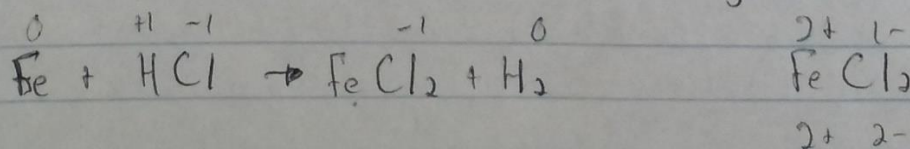


Pasos de Balanceo Redox

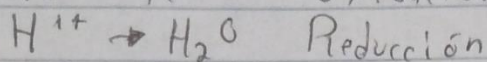
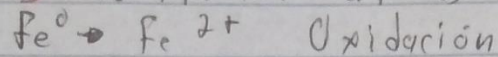
1- Escribir la reacción



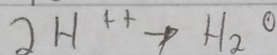
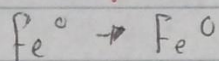
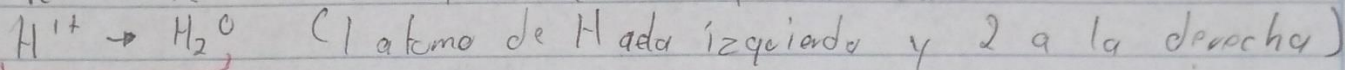
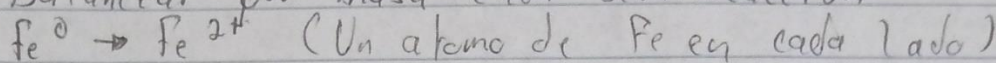
2- Asignar n_{Ox} de oxidación a los átomos en ambos lados de la ecuación de acuerdo a las reglas estudiadas. Determinar balanceo



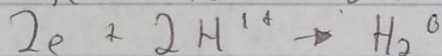
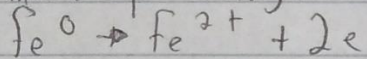
3- Identificar átomos que se oxidan y reducen (semireacción)



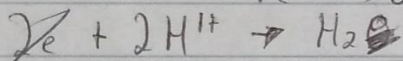
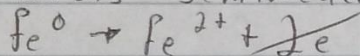
4- Balancear por masa cada semireacción



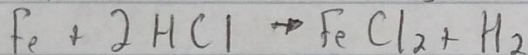
5- Balancear por carga ambas semireacciones



6- Sumar ambas semireacciones

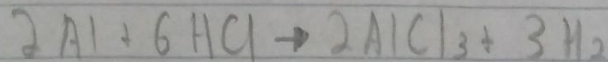
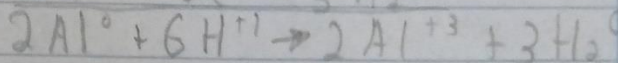
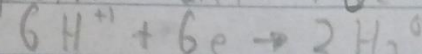
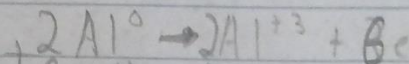
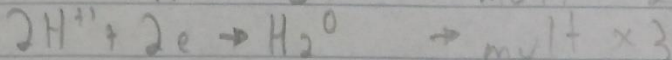
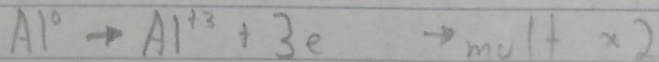
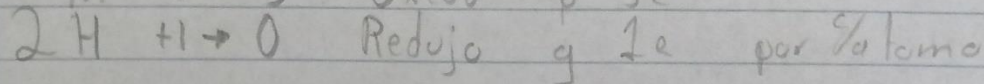
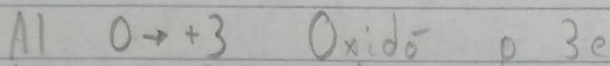
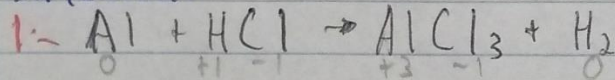


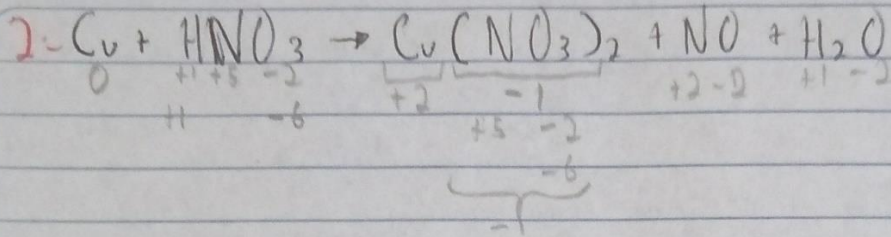
7- Usar los coeficientes de la reacción redox



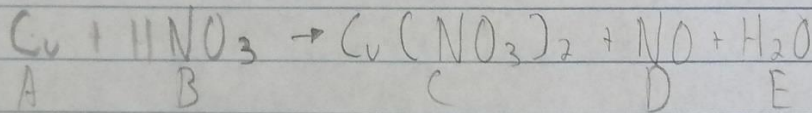
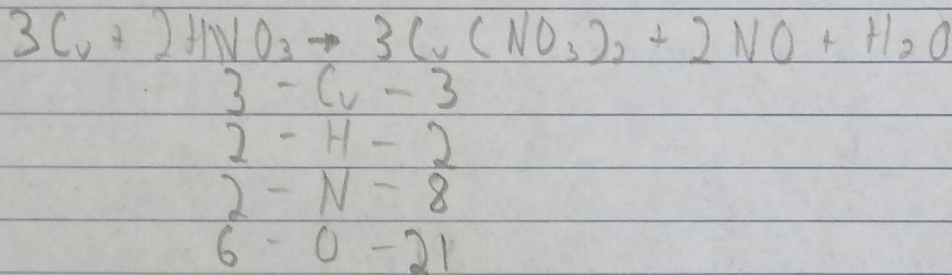
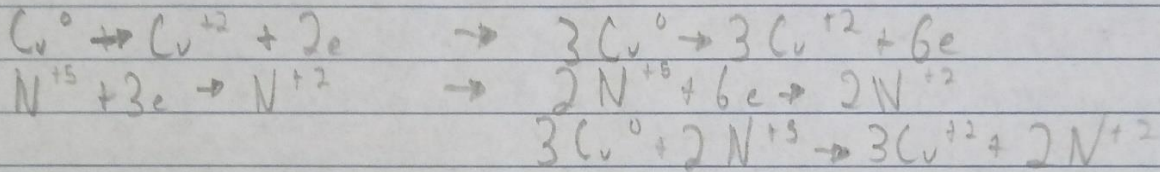
3/11/2018

Balancear





Cu	0 → +2	Oxidó	(p 2e)	Agente reductor
N	+5 → +2	Redujo	(g 3e)	Agente oxidante



$$\begin{array}{l} \text{Cu} \quad \text{A} = \text{C} \\ \text{H} \quad \text{B} = 2\text{E} \\ \text{N} \quad \text{B} = 2\text{C} + \text{D} \quad 4 = 2\text{C} + \text{D} \\ \text{O} \quad 3\text{B} = 6\text{C} + \text{D} + \text{E} \quad 10 = 6\text{C} + \text{D} \end{array}$$

$$\begin{array}{l} \text{A} = \\ \text{B} = 4 \\ \text{C} = \\ \text{D} = \\ \text{E} = 2 \end{array}$$

7/11/2016

Estequiometría

Elemento: Sustancia que no puede ser separada en sustancias más simples por métodos químicos

Compuesto: Sustancia constituida por átomos de dos o más elementos químicos unidos en proporciones definidas

Masa atómica: Promedio de la distribución de isótopos naturales de un elemento. Se mide en UMA (u. de masa atómica)

Masa molecular: Suma de las masas atómicas de una molécula, también en UMA

La masa molar de un compuesto es equivalente a su masa molecular

Mol: Unidad fundamental para medir la cantidad de materia
 $1 \text{ mol} = 6.022 \times 10^{23}$ entidades elementales

Número o constante de Avogadro

La masa molar es la masa en gramos de un mol

Su masa molar se da en g. por g/mol

Ejemplo: ¿Cuántos moles de CH_4 hay en 6.07g de CH_4 ?
 $\text{C} = 12 \times 1 = 12$

$$\text{H} = 1 \times 4 = 4$$

$$16.0426 \text{ g/mol de } \text{CH}_4$$

$$16.0426 \text{ g/mol}$$

$$6.07 \text{ g} = ? \rightarrow 0.378 \text{ moles}$$

Composición Porcentual: % en masa de cada elemento presente en un compuesto

Se calcula: $\% \text{ Masa} = \frac{n \times \text{masa molar del elemento}}{\text{masa molar del compuesto}} \times 100$

Ejemplo: Determina la composición porcentual del óxido de dinitrógeno (N_2O)

$$\left. \begin{array}{l} \text{N} = 14.006 \cdot 2 \\ \text{O} = 15.999 \cdot 1 \end{array} \right\} 44.011 \text{ g/mol}$$

$$\% \text{M}_\text{N} = \frac{2 \cdot 14.006}{44.011} \times 100$$

$$\% \text{M}_\text{N} = 63.64$$

$$\% \text{M}_\text{O} = 36.35$$

11/11/2016

Formula Empírica: Proporción más simple en la que están presentes los átomos que forman un compuesto químico

$$F. \text{ Empírica} = F. \text{ Mínima}$$

Análisis químico \rightarrow Formula Compuestos

% de cada elemento presente en un compuesto

Ej. El análisis químico revela que un compuesto está formado por 11.11% de hidrógeno y 88.89% de oxígeno. Determina la fórmula mínima del compuesto

$$H \rightarrow 11.11\% \rightarrow 11.11 \text{ g}$$

$$O \rightarrow 88.89\% \rightarrow 88.89 \text{ g}$$

$$1.008 \text{ g H} = 1 \text{ mol H}$$

$$11.11 \quad - \quad ? \quad \rightarrow 11.02 \rightarrow \frac{11.02}{1.008} \rightarrow 1.97 \rightarrow 2 //$$

$$15.999 = 1 \text{ mol O}$$

$$88.89 - ? \rightarrow 5.55 \rightarrow \frac{5.55}{15.999} \rightarrow 1 // \rightarrow H_2O$$

Formula Molecular: Cantidad real de átomos que conforman una molécula. Se requiere conocer la masa molar y $F.$ mínima del compuesto. Ej. La $F.$ mínima del ácido ascórbico es $C_3H_4O_3$. Determine su fórmula verdadera sabiendo que su masa molar es 176.12 g

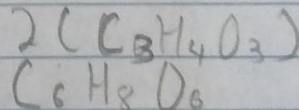
$$C \quad 3 \times 12.011 =$$

$$H \quad 4 \times 1.008 =$$

$$O \quad 3 \times 15.999 =$$

$$88.062 \text{ g}$$

$$\frac{176.12}{88.062} = 1.99 \approx 2$$



Ej. Masa Molar: 126.13 g

$$C \quad 28.57\%$$

$$H \quad 4.80\%$$

$$N \quad 66.64\%$$

14/11/2016

Ej. 28.57% Carbono, 4.80% Hidrogeno y 66.64% Nitrogeno
Masa Molecular = 126.13 g

$$C \quad 28.57\% \rightarrow 28.57g$$

$$H \quad 4.80\% \rightarrow 4.80g$$

$$N \quad 66.64\% \rightarrow 66.64g$$

$$C \rightarrow 12.011g = 1 \text{ mol}$$

$$28.57g - x \rightarrow x = 2.37 \text{ mol}$$

$$H \rightarrow 1.008 = 1 \text{ mol}$$

$$4.80 - x \rightarrow x = 4.76 \text{ mol}$$

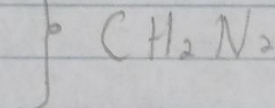
$$N \rightarrow 14.007 = 1 \text{ mol}$$

$$66.64 - x \rightarrow x = 4.75 \text{ mol}$$

$$C - 2.37 / 2.37 = 1$$

$$H - 4.76 / 2.37 = 2.008 = 2$$

$$N - 4.75 / 2.37 = 2.004 = 2$$



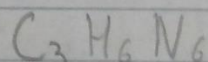
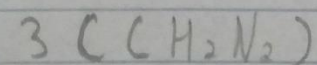
$$C - 1 (12.011)$$

$$H - 2 (1.008)$$

$$N - 2 (14.007)$$

$$\left. \begin{array}{l} C - 1 (12.011) \\ H - 2 (1.008) \\ N - 2 (14.007) \end{array} \right\} 42.041$$

$$126.13 \div 42.041 = 3.001 = 3$$



14/11/2016

Estequiometría: Estudio cuantitativo de reactivos y productos en una reacción química

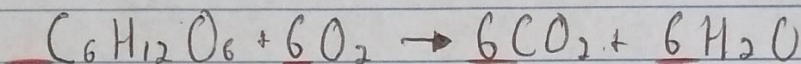
Coefficientes en una reacción \rightarrow No. de moles de sustancia

Materia de Reactivos = Materia de Productos

Ejemplo: $2Ag + S \rightarrow Ag_2S$

¿Cómo resolver problemas de estequiometría?

La degradación de la glucosa está dada mediante la ecuación:



Si una persona consume 856g de glucosa durante cierto período, ¿cuál será la masa de CO_2 producida?

$$\left. \begin{array}{l} C - 12.011 (6) \\ H - 1.008 (12) \\ O - 15.999 (6) \end{array} \right\} 180.156 \text{ g/mol}$$

$$1 \text{ mol} = 180.156$$

$$x = 856$$

$$x = 4.75 \text{ mol}$$

Si por cada mol de glucosa se producen 6 de CO_2 ¿cuántos moles de CO_2 se producen?

$$1 \text{ mol glucosa} = 6 \text{ mol } CO_2$$

$$4.75 \text{ mol glucosa} = x$$

$$x = 28.51 \text{ mol } CO_2$$

Puede dejarse así pero se pasarán a gramos

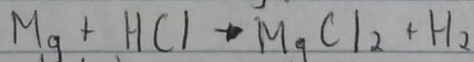
$$\left. \begin{array}{l} C - 12.011 (1) \\ O - 15.999 (2) \end{array} \right\} 44.009$$

$$1 \text{ mol } CO_2 = 44.009 \text{ g}$$

$$28.51 \text{ mol} = x$$

$$x = 1254.6966 \text{ g } CO_2$$

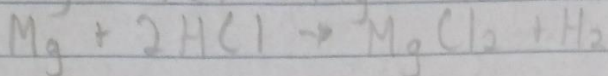
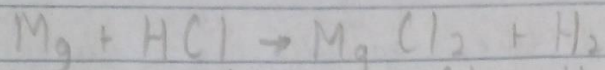
Ejercicios: ¿Cuántos gramos de $MgCl_2$ se producirán al reaccionar 2.4 gramos de Magnesio con suficiente HCl ?



a) Calcula la cantidad de H_2 producida

b) Calcula la cantidad que se requiere de ácido

14 / 11 / 2016

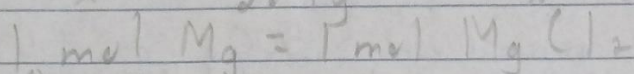


$$\text{Mg} = 24.305 \text{ g/mol}$$

$$1 \text{ mol} = 24.305 \text{ g}$$

$$x = 2.4 \text{ g}$$

$$x = 0.0987 \text{ mol}$$



$$0.0987 \text{ mol Mg} = x$$

$$\text{Mg} = 1 (24.305)$$

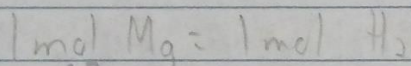
$$\text{Cl} = 2 (35.453) \quad \left. \vphantom{\text{Mg}} \right\} 95.211 \text{ g/MgCl}_2$$

$$1 \text{ mol MgCl}_2 = 95.211 \text{ g}$$

$$0.0987 \text{ mol} = x$$

$$x = 9.4016 \text{ g MgCl}_2$$

a)



$$0.0987 \text{ mol Mg} = x$$

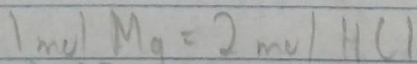
$$\text{H} = 2 (1.008) = 2.016$$

$$1 \text{ mol H}_2 = 2.016$$

$$0.0987 \text{ mol H}_2 = x$$

$$x = 0.199 \text{ g H}_2$$

b)



$$0.0987 \text{ mol Mg} = x$$

$$x = 0.1974 \text{ mol HCl}$$

$$\text{H} = 1.008$$

$$\text{Cl} = 35.453 \quad \left. \vphantom{\text{H}} \right\} 36.461$$

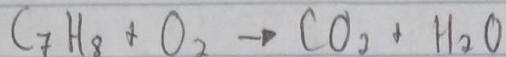
$$36.461 = 1 \text{ mol HCl}$$

$$0.1974 \text{ mol} = x$$

$$x = 7.1974 \text{ g HCl}$$

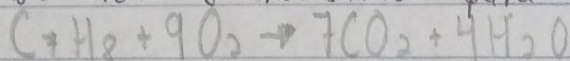
15/11/2016

1- Se hace reaccionar 10 moles de tolueno con suficiente cantidad de oxígeno:

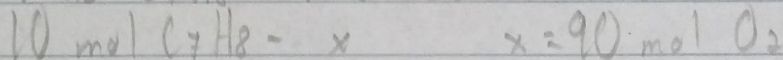
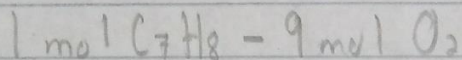


Determinar la cantidad de:

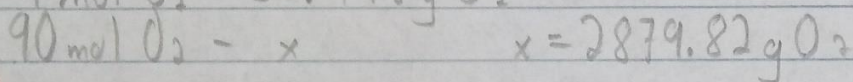
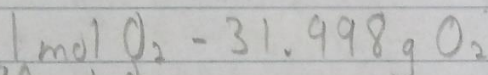
- Oxígeno necesario para que todo el tolueno reaccione
- CO_2 y agua producidos
- Gramos de tolueno necesarios para producir 500g de CO_2



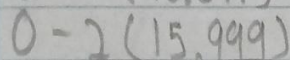
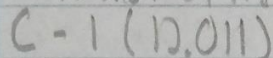
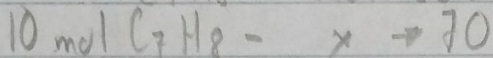
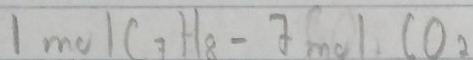
a)



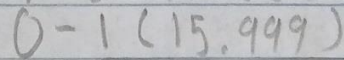
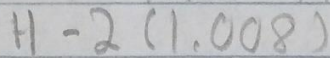
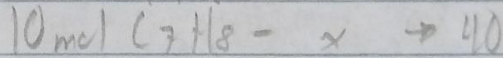
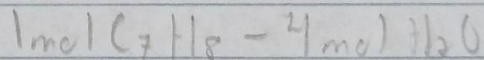
$$O = 15.999 \times 2 = 31.998$$



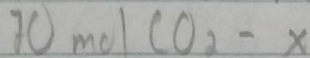
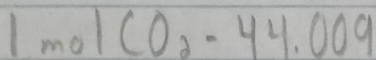
b)



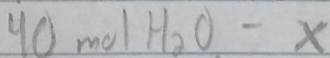
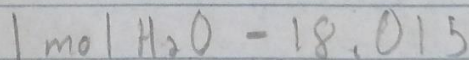
$$44.009$$



$$18.015$$

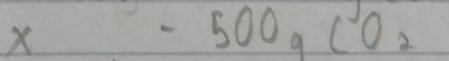
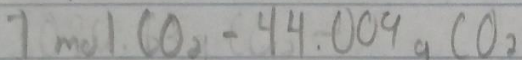


$$x = 3080.63 \text{ g } CO_2$$

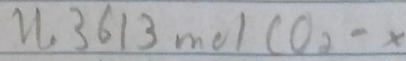
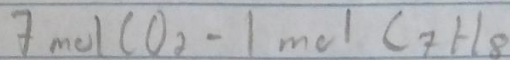


$$x = 720.6 \text{ g } H_2O$$

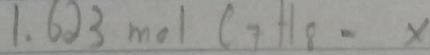
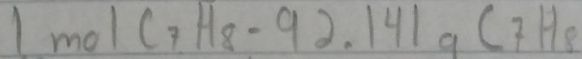
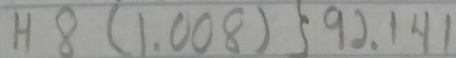
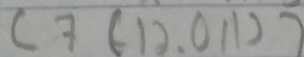
c)



$$x = 11.3613 \text{ mol } CO_2$$



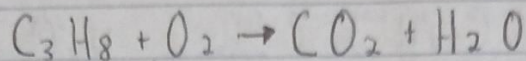
$$x = 1.623 \text{ mol } C_7H_8$$



$$x = 149.545 \text{ g } C_7H_8$$

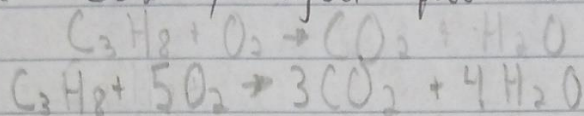
15/11/2016

Ejercicio: En la combustión de 3 moles de propano y 20 de oxígeno:

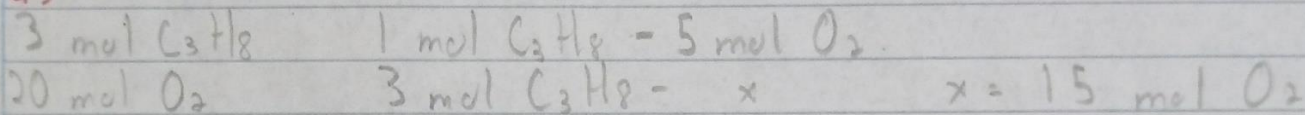


Determinar la cantidad de:

- Reactivo limitante
- Reactivo en exceso
- Gramos de CO_2 y agua producidos



a)

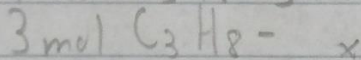
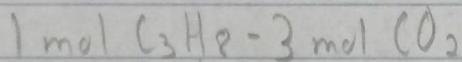


RL = Propano

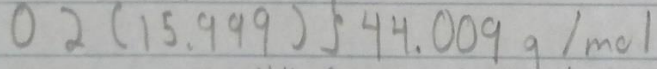
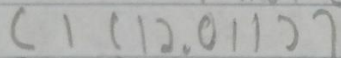
b)

RE = Oxígeno

c)



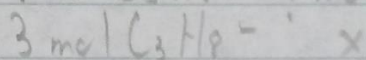
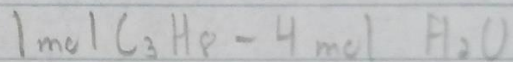
$$x = 9 \text{ mol } \text{CO}_2$$



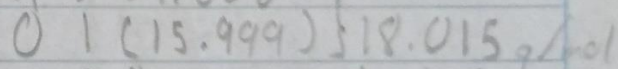
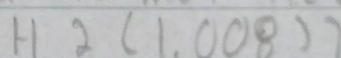
$$44.009 \text{ g} - 1 \text{ mol } \text{CO}_2$$

$$x - 9 \text{ mol}$$

$$x = 396.081 \text{ g } \text{CO}_2$$



$$x = 12 \text{ mol } \text{H}_2\text{O}$$



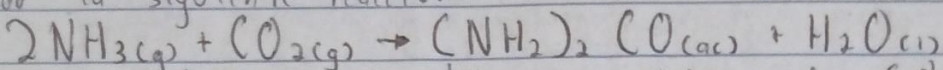
$$18.015 - 1 \text{ mol } \text{H}_2\text{O}$$

$$x - 12 \text{ mol}$$

$$x = 216.18 \text{ g } \text{H}_2\text{O}$$

Ejercicio:

Considerando la siguiente reacción



Si se mezclan 637.2g de NH_3 con 1142g de CO_2 determinarse:

a) RL y RE

b) Gramos de urea y agua obtenidos

a) NH_3 (637.2)

N (1) 14.007

C (1) 12.011

H (3) 1.008 } 17.031

O (2) 15.999 } 44.009

17.031 - 1 mol

44.009 - 1 mol

637.2 - x

1142 - x

x = 37.414 mol

x = 25.949

RL = Amoniaco

2 mol NH_3 - 1 mol CO_2

RE = CO_2

37.414 - x

x = 18.707 → Sobra CO_2

b)

2 mol NH_3 - 1 mol Urea

37.414 NH_3 - x x = 18.707 mol Urea

N - (2) 14.007

H - (4) 1.008

C - (1) 12.011

O - (1) 15.999

} 60.056 g/mol

1 mol Urea - 60.056 g

18.707 - x

x = 1123.4676 g Urea

2 mol NH_3 - 1 mol H_2O

37.414 NH_3 - x x = 18.707 mol H_2O

H (2) 18.015 g/mol

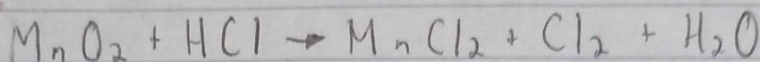
1 mol - 18.015 g

18.707 - x

x = 337.0066 g H_2O

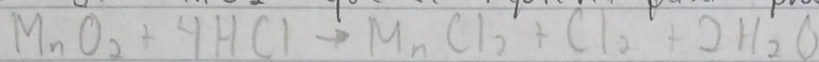
18/11/2016

Ejercicio:

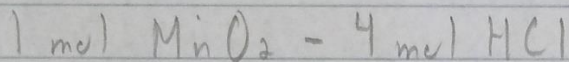


Si se mezclan 22 gramos de MnO_2 con 22g de HCl de terminar:

- a) Reactivo limitante y en exceso
- b) Gramos de % de los productos
- c) Gramos faltantes de RL para que la reacción se lleve a cabo completamente
- d) Gramos de MnO_2 que se requieren para producir 1kg de MnO_2



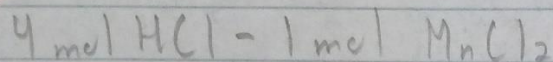
a)	Mn (1) 54.938	H 1.008
	O (2) 15.999	Cl 35.453
	86.936	36.461
	1 mol = 86.936g MnO_2	1 mol = 36.461g HCl
	x = 22g	x = 22g
	x = .253 mol	x = .603



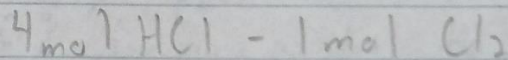
$$.253 \text{ mol MnO}_2 - x \quad x = 1.012 \text{ mol HCl}$$

{ RL = HCl porque necesita 1.012 mol y solo tiene .603
 { RE = MnO_2

b)



$$.603 \text{ mol HCl} - x \quad x = .150 \text{ mol}$$

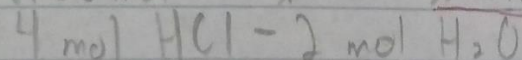


$$.603 \text{ mol HCl} - x$$

Mn (1) 54.938	} 125.844
Cl (2) 35.453	

$$1 \text{ mol} - 125.844$$

$$.150 \text{ mol} - x \quad x = 18.876 \text{ g}$$



$$.603 \text{ mol HCl} - x \quad x = .3015$$

Masa molar $\text{H}_2\text{O} = 18.015$

$$1 \text{ mol H}_2\text{O} - 18.015$$

$$.3015 \text{ mol} - x \quad x = 5.431 \text{ g}$$

$$c) 1.012 - .603 = .409 \text{ mol de HCl}$$

$$\begin{aligned} & 1 \text{ mol HCl} = 36.481 \text{ g} \\ & .409 \text{ mol} = x \quad x = \underline{14.912 \text{ g HCl}} \end{aligned}$$

d)

$$\text{Masa m. MnCl}_2 = 125.844 \text{ g MnCl}_2$$

$$1 \text{ mol} = 125.844$$

$$x = 1000 \text{ g}$$

$$x = 7.946 \text{ mol MnCl}_2$$

$$1 \text{ mol MnCl}_2 = 1 \text{ mol MnO}_2$$

$$7.946 \text{ mol MnCl}_2 = x$$

$$1 \text{ mol} = 86.936 \text{ g}$$

$$7.946 \text{ mol} = x \quad x = 690.80 \text{ g MnO}_2$$

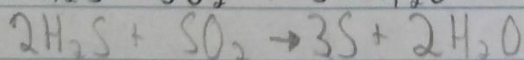
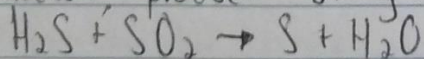
22/11/2016

Rendimiento de Reacción

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

Ejercicio

La reacción de 6.8g de H_2S con exceso de SO_2 según la siguiente reacción, produce 8.2g de S. ¿Cual es el rendimiento?



6.8g H_2S

$$\text{H (2)} 1.008 =$$

$$\text{S (1)} 32.066 = 34.082 \text{ g/mol}$$

$$34.082 \text{ g} = 1 \text{ mol}$$

$$6.8 \text{ g} = x \quad x = 0.1995 \text{ mol H}_2\text{S}$$

$$2 \text{ mol H}_2\text{S} = 3 \text{ mol S}$$

$$.1995 \text{ mol H}_2\text{S} = x \quad x = .2993 \text{ mol S}$$

$$1 \text{ mol S} = 32.066 \text{ g S}$$

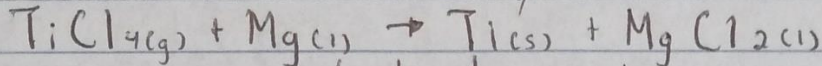
$$.2993 \text{ mol S} = x$$

$$x = 9.59665 \text{ g S}$$

$$\% \text{ Rendim.} = \frac{8.2 \text{ g S}}{9.54665} \times 100 \rightarrow 85.4464\%$$

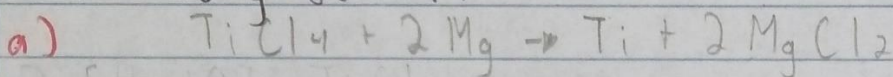
Ejercicio

Se obtiene por la reacción de Cloruro de Titanio (IV) con magnesio fundido entre 950°C y 1150°C :



En esta operación industrial se hacen reaccionar $3.54 \times 10^7 \text{ g}$ de TiCl_4 con $1.13 \times 10^7 \text{ g}$ de Mg

- a) Calcular el rendimiento teórico del Ti en gramos
 b) Calcular el % Rendim. si en realidad se obtienen $7.91 \times 10^6 \text{ g}$ de Ti



$$3.54 \times 10^7 \text{ g TiCl}_4 \rightarrow \text{Masa Molar TiCl}_4 = 189.712 \text{ g/mol}$$

$$1.13 \times 10^7 \text{ g Mg} \rightarrow \text{Masa Molar Mg} = 24.305 \text{ g/mol}$$

$$1 \text{ mol TiCl}_4 - 189.712 \text{ g}$$

$$\times \quad - 3.54 \times 10^7 \text{ g}$$

$$x = 186,598.6337 \text{ mol}$$

$$1 \text{ mol Mg} - 24.305 \text{ g}$$

$$\times \quad - 1.13 \times 10^7 \text{ g}$$

$$x = 464,924.9126 \text{ mol}$$

RE

$$1 \text{ mol TiCl}_4 - 2 \text{ mol Mg}$$

$$186,598.6337 \text{ mol} - x$$

$$x = 373,197.2674 \text{ mol}$$

RL

Este es menor que aquel
 Por lo tanto este es RL y
 aquel es RE

$$1 \text{ mol TiCl}_4 - 1 \text{ mol Ti}$$

$$186,598.6337 \text{ mol} - x$$

$$1 \text{ mol Ti} - 47.90 \text{ g}$$

$$186,598.6337 \text{ mol} - x \quad x = 8,938,074.554 \text{ g Ti}$$

$$\% \text{ Rendim} = \frac{7.91 \times 10^6}{8,938,074.554} \times 100 = 88.4978\%$$

24/11/2016

Ejercicio:

1-

$$\begin{array}{l} \text{Cr} = 6.5 \text{ g} \rightarrow \frac{.125}{.125} = 1 \\ \text{O} = 3 \text{ g} \rightarrow \frac{.187}{.187} = 1.5 \end{array} \left(\begin{array}{l} 2 \\ 3 \end{array} \right) = \text{Cr}_2\text{O}_3$$

$$\begin{array}{l} \text{Cr} = 51.996 \text{ g} - 1 \text{ mol Cr} \\ 6.5 \text{ g} - x \quad x = .125 \text{ mol} \end{array} \quad \begin{array}{l} \text{O} = 15.999 \text{ g} - 1 \text{ mol O} \\ 3 \text{ g} - x \rightarrow .187 \text{ mol} \end{array}$$

2-

$$\begin{array}{l} \text{C} = 39.10\% \\ \text{H} = 8.77\% \\ \text{O} = 52.13\% \end{array}$$

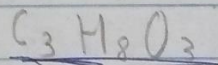
$$1 \text{ mol C} = 12.011 \text{ g C}$$

$$x = 39.10 \text{ g}$$

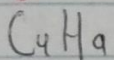
$$x = 3.25 \text{ mol C} \quad \left(\begin{array}{l} 3.25 = 1 \\ 3 \end{array} \right) = 3$$

$$\text{H} = 8.7 \text{ mol} / 3.25 = 2.67 \quad \left(\begin{array}{l} 3 \\ 3 \end{array} \right) = 8.01$$

$$\text{O} = 3.25 \text{ mol} / 3.25 = 1 \quad \left(\begin{array}{l} 3 \\ 3 \end{array} \right) = 3$$



3-



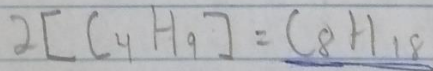
Masa = 114 g/mol

$$\frac{114}{56.108} = 2.03 \approx 2$$

C = 12.011 · 4

H = 1.008 · 9

56.108 g/mol



4-

Masa = 88 g/mol

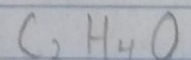
C = 54.55% g - 4.54 / 2.27 = 2

H = 9.09% g - 9.01 / 2.27 = 4

O = 36.36% g - 2.27 / 2.27 = 1

1 mol = 12.011 g

x = 54.55,



C = 12.011 (2)

H = 1.008 (4)

O = 15.999 (1)

88 / 44.053

1.997 - 2

44.053