

Universidad de Panamá

CRUBO

Anexo _____

Química _____

Segunda sección



1 Contenido

2	TEMA 2: FÓRMULAS QUÍMICAS	3
3	Significado de una ecuación química	5
4	TEMA 3: Nomenclatura Química.	6
5	Asignación En pares	6
6	Tema 4: Funciones Químicas.	8
	La química inorgánica	10
	NOMENCLATURAS.	11
	N. stock	19
	Al₂(SO₄)₃	20
	Fe₄(P₂O₇)₃	20
	K₃(AsO₃)	20
	Tema 3: Estequiometria química.....	23
	6.1 BALANCE DE ECUACIONES	27
	6.2 Reactivo limitante	35
	6.3 Método 1	36
	Ejemplo	36
	6.4 Laboratorio.....	38
	Bibliografía.....	41

Para que lo disfruten y puedan leerlo bien.

Si doblamos o arrugamos un papel, cambia de aspecto pero sigue siendo papel. Decimos que es un cambio físico. Pero si lo quemamos, al final no queda papel: hay humo y cenizas. Es un cambio químico.

En la naturaleza se producen gran variedad de cambios, como la **dilatación** de un metal, los **cambios de estado** del agua, la **oxidación de metales**, el movimiento de los coches...

La sacarosa (azúcar de mesa) reacciona con clorato de potasio formando nuevas sustancias, como esta extraña masa de carbono.

Reacción entre la sacarosa Se trata de un cambio químico.

- En los cambios físicos, las sustancias mantienen su naturaleza y sus propiedades esenciales, es decir, siguen siendo las mismas sustancias. En los cambios químicos, las sustancias iniciales se transforman en otras distintas, que tienen propiedades diferentes.



http://3.bp.blogspot.com/_93W9IMdur5E/SMQ6srjqf8I/AAAAAAAAADU/5bNkDjR6tiQ/s400/cambios+fisicos+y+qu%C3%ADmicos.bmp

Repasar los números de oxidación, escritura de fórmulas y lista de radicales.

TEMA 1: FÓRMULAS QUÍMICAS

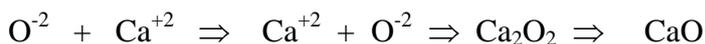
Logro de Aprendizaje: Escribir fórmulas químicas mediante el número de oxidación de cada elemento de la tabla periódica

Metodología: Trabajo en grupo, participación en el pintaron.

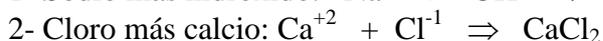
CONTENIDO:

Antes de escribir fórmulas químicas es necesario saber que los elementos fueron ordenados en orden de masa atómica por Mendeleev, pero al descubrirse los isótopos se realizó la clasificación en función de los números atómicos. Se arreglaron los elementos en columnas verticales llamadas **GRUPOS o Familias** y horizontalmente, los **PERIODOS**.

Para escribir fórmulas es necesario conocer las valencias de cada elemento, las mismas están en la tabla periódica. Por ejemplo el oxígeno es -2 y el calcio $+2$. para escribir la fórmula se escribe el elemento metálico primero y el no metálico a la derecha, entrecruzando las valencias y simplificando si es posible. Veamos:



Práctica:



Nota 1: Para esto se requiere del estudio de las valencias de cada elemento y cuando el docente lo solicite no podrás utilizar la tabla periódica. Recuerda que el único radical con valencia positiva es el amonio (NH_4^{+1}).

Autoevaluación 2:

- Para que conozcas más sobre las valencias de los elementos, consulte los textos de química o de admisión y recopile los radicales con valencia -1 , -2 , -3 y -4 .
- Investigue los pasos para determinar fórmula empírica y verdadera.

Práctica: Escriba el óxido de hierro (III). Para escribir la fórmula, el hierro aparece de último y se simboliza primero, luego el oxígeno que es oxígeno quedando así:



Si contienen radicales se escribe entre paréntesis. Ejemplo: Sulfato de amonio.



Taller 1: Valor 55 puntos.

Iones	OH^{-1}	Cl^{-1}	Br^{-1}	NO_3^{-1}	SO_4^{-2}	S^{-2}	O^{-2}	PO_4^{-3}	ClO_2^{-1}	CrO_4^{-2}
H ⁺										
K ⁺										
Na ⁺										
Ca ⁺²										
Zn ⁺²										
Cu ⁺¹										
Cu ⁺²										
Fe ⁺²										
Fe ⁺³										
Ba ⁺²										
NH ₄ ⁺										
Hg ⁺¹										
Al ⁺³										
Li ⁺¹										
Cr ⁺³										
Mg ⁺²										
Ga ⁺³										
Au ⁺³										

Observación 2:

Cuando se da el nombre de la fórmula siempre se escribe la parte de valencia negativa y luego, la positiva.

Práctica:

- 1- Al (OH)₃ se escribe Hidróxido de aluminio
- 2- Cu (OH)₂ _____
- 3- FeCl₃ _____
- 4- CO₂ _____
- 5- SO₃ _____
- 6- Mn₂O₃ _____

Dado el nombre, escriba la fórmula:

- 7- Óxido de hierro (III) _____
- 8- Óxido de Cromo (III) _____
- 9- Óxido de estaño (IV) _____
- 10- Cloruro de cobre (I) _____
- 11- Cloruro de mercurio (II) _____

Laboratorio n°4: Sustancias Químicas. En funciones.

Título: Clasificación de sustancias Químicas en Funciones Químicas.

Logro de Aprendizaje: Clasificar las sustancias Químicas según su función Química.

Introducción: Luego de retirar los reactivos de los anaqueles y distribuirlos sobre las mesas en partes iguales, anotará la información solicitada para su clasificación respectiva.

Procedimiento:

a- Anote el nombre de cada sustancia química que hay sobre la mesa, luego su fórmula química, peso molecular y estado de la materia o reactivo.

b- Repetir lo mismo en cada mesa siguiente.

c- Clasifique las sustancias químicas en una tabla de acuerdo a su función Química estudiada.

Entrega el informe el siguiente periodo.

Complete el informe correctamente según lo establecido anteriormente.

Reacción química, proceso en el que una o más sustancias —los reactivos— se transforman en otras sustancias diferentes —los productos de la reacción. Un ejemplo de reacción química es la formación de óxido de hierro producida al reaccionar el oxígeno del aire con el hierro.



2 Significado de una ecuación química

Una ecuación química proporciona mucha información de forma condensada. Aquí se muestra una muy sencilla. Dos sustancias, llamadas reactivos, reaccionan entre sí. La primera de ellas es el magnesio, simbolizado por Mg; la 's' indica que está en forma sólida. El símbolo HCl corresponde a la fórmula del ácido clorhídrico, que contiene números iguales de átomos de hidrógeno (H) y cloro (Cl) combinados. La 'l' significa que el ácido clorhídrico está en forma líquida. El 2 que hay delante de esta fórmula indica que dos moles (un mol es una medida de la cantidad de sustancia) reaccionan con un mol de magnesio (el 1 correspondiente delante del símbolo Mg suele omitirse). La flecha muestra el sentido de la reacción. En el lado derecho, la ecuación muestra un sólido, el cloruro de magnesio, y un gas (indicado por la 'g'), el hidrógeno. En el sólido, cada átomo de magnesio está combinado con dos átomos de cloro, como indica el subíndice 2. En el gas hidrógeno, los átomos están unidos por parejas, como también indica el subíndice 2. Las ecuaciones químicas pueden ser muchísimo más complejas que ésta.

TEMA 2: Nomenclatura Química.

Logro de Aprendizaje: Definir los conceptos básicos de la nomenclatura química inorgánica.

Actividades de Aprendizajes: Realizar las prácticas y entregar las asignaciones sobre la Nomenclatura química.

Contenido:

La IUPAC, International Union of Pure and Applied Chemistry, sentó las bases de lo que hoy se conoce como “Nomenclatura Moderna de Química Inorgánica y Orgánica”.

Las fórmulas constituyen la manera más clara de definir un compuesto y son universales.

Existen tres sistemas de Nomenclatura.

- 1- Sistema Antiguo, el cual utiliza los sufijos “oso” e “ico” para las valencias menor y mayor.
- 2- Sistema Stock, el cual consiste en que al final de cada sustancia se presenta la valencia del catión en romano y con paréntesis.
- 3- Sistema Estequiométrico, antepone a cada sustancia o átomos el prefijo griego según sea el caso. Estos son : mono(1), di(2), tri(3), tetra(4), penta(5), exsa(6), hepta(7), octa(8), nona(9), deca(10)....

Práctica:

Fórmula	S A	S S	S E
Fe ₂ O ₃	óxido férrico	óxido de hierro (II)	trióxido de hierro
CaO	óxido de calcio	óxido de calcio (II)	monóxido de calcio.
Cu(OH) ₂	Hidróxido de cobre	Hidróxido de cobre (II)	dihidróxido de cobre.

Complete

Al (OH) ₃	_____	_____	_____
FeCl ₃	_____	_____	_____
CuCl ₂	_____	_____	_____

Asignación Individual

Escribe las fórmulas de las siguientes sustancias dadas en el sistema Stock y en el sistema antiguo.

Sistema Stock	Fórmula	Sistema antiguo	Sistemático
1- Óxido de hierro (III)	_____	_____	_____.
2- óxido de plomo (II)	_____	_____	_____.
3- óxido de manganeso (IV)	_____	_____	_____.

- 4- óxido de silicio (IV) _____
5- óxido de manganeso (III) _____
6- óxido de cromo (III) _____
7- óxido de arsénico (III) _____
8- óxido de estaño (IV) _____

Escribe las fórmulas de los óxidos dados en el sistema Estequiométrico.

	FÓRMULA	STOCK	Antiguo
9- trióxido de dihierro	_____	_____	_____
10- monóxido de carbono	_____	_____	_____
11- trióxido de azufre	_____	_____	_____
12- óxido de dinitrógeno	_____	_____	_____
13- tetraóxido de dinitrógeno	_____	_____	_____
14- tetraóxido de plomo	_____	_____	_____
15- trióxido de manganeso	_____	_____	_____

2.1.1.1 Nomenclatura

Tarea 1, 2, 3, 4, 5, 6,

3 Tema 3: Funciones Químicas.

Logro de Aprendizaje: Clasificar los compuestos químicos según sus funciones.

Las funciones químicas son sustancias con características y comportamientos comunes. Las más importantes son los óxidos, ácidos, bases y sales.

- 1- Los óxidos pueden ser óxidos básicos (si un elemento es metálico) y si es un no metal da lugar a un óxido ácido.

Existen tres situaciones de óxidos: cuando presentan una sola valencia.

Ejemplo: Na_2O y CaO .

Cuando tienen dos valencias se usa oso e ico. Ejemplo: FeO y Fe_2O_3 se les denomina óxido ferroso y óxido férrico. Con el cobre es igual Cu_2O y CuO . Se puede utilizar el sistema Stock y el Estequiométrico. Óxido de hierro (II) monóxido de hierro.

Cuando tienen tres o cuatro valencias. En el caso del azufre se utiliza el hipo, oso e ico. Ejemplo: SO (óxido hiposulfuroso), SO_2 (óxido sulfuroso) y SO_3 (óxido sulfúrico). En el caso del cloro que tiene cuatro valencias se usan hipo, oso, ico y per. Veamos Cl_2O (óxido hipocloroso), Cl_2O_3 (óxido cloroso), Cl_2O_5 (óxido clórico) y Cl_2O_7 (óxido perclórico).

- 2- Los hidróxidos. Son bases ya que liberan iones OH^- en solución. El pH es alcalino, son ternarios y su fórmula es $\text{M}(\text{OH})_x$. donde m= a un metal. Su nomenclatura es hidróxido + metal y si tiene 2 valencias oso e ico. Ejemplo: NaOH , Hidróxido de sodio. $\text{Fe}(\text{OH})_2$ (hidróxido ferroso) y $\text{Fe}(\text{OH})_3$ (hidróxido férrico).

- 3- Ácidos son sustancias que liberan H^+ en solución. Pueden ser Hidrácidos que solo tienen hidrógeno y un no metal y se llaman ácido + raíz del elemento + hídrico. Ejemplo: $\text{HF}(\text{g})$: ácido fluorhídrico, HCl _____.
Oxácidos son sustancias ternarias que contienen Hidrógeno, oxígeno y un no metal. Ejemplo: HNO_3 : ácido nítrico, H_2SO_4 (ácido sulfúrico) y H_3PO_4 (ácido fosfórico).

- 4- Sal, resultan de la reacción entre un ácido y una base. Pueden ser binarias, ternarias o cuaternarias. Ejemplo: NaCl : cloruro de sodio.
 $\text{HCl} + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaCl} + \text{HOH}$. Esta es una sal neutra.
Una sal básica es aquella que tiene + de un OH ejemplo: $\text{Ca}(\text{OH})\text{Cl}$: cloruro básico de calcio, $\text{Al}(\text{OH})(\text{NO}_3)_2$: nitrato básico de aluminio.
Una sal doble resulta de la reacción de un ácido con dos bases diferentes.
Ejemplo: $\text{H}_3\text{PO}_4 + \text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{CaNaPO}_3$ fosfito de sodio y calcio.
Una sal es ácida cuando tiene hidrógeno fácil de liberar. Ejemplo; HCO_3^- carbonato ácido. Si NaHCO_3 hidrógeno carbonato de sodio.
Escriba el nombre de HSO_4^- : hidrogeno sulfato o sulfato ácido
 HPO_4^{2-} : hidrógeno fosfato
 H_2PO_4^- : dihidrógeno fosfato.

Ejemplo: Fosfito cúprico _____

Sulfuro de magnesio _____

K_2CO_3 _____

CuNO_2 _____

Sulfito de aluminio _____

Yoduro cúprico _____

Fosfito de sodio _____

$\text{Fe}_2(\text{CO}_3)_3$ _____

$\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ _____

La química inorgánica se encarga del estudio integrado de la formación, composición, estructura y reacciones químicas de los elementos y compuestos inorgánicos (por ejemplo, ácido sulfúrico o carbonato cálcico); es decir, los que no poseen enlaces carbono-hidrógeno, porque éstos pertenecen al campo de la química orgánica. Dicha separación no es siempre clara, como por ejemplo en la química organometálica que es una superposición de ambas.

Antiguamente se definía como la química de la materia inorgánica, pero quedó obsoleta al desecharse la hipótesis de la fuerza vital, característica que se suponía propia de la materia viva que no podía ser creada y permitía la creación de las moléculas orgánicas. Se suele clasificar los compuestos inorgánicos según su función en ácidos, bases, óxidos y sales, y los óxidos se les suele dividir en óxidos metálicos (óxidos básicos o anhídridos básicos) y óxidos no metálicos (óxidos ácidos o anhídridos ácidos).

El término función se les da por que los miembros de cada grupo actúan de manera semejante.

El término anhídrido básico se refiere a que cuando un óxido metálico reacciona con agua generalmente forma una base, mientras que los anhídridos ácidos generalmente reaccionan con agua formando un ácido.

Al ver una fórmula, generalmente lo podemos ubicar en uno de estos grupos.

1. Ácidos cuando observamos el símbolo del hidrógeno al extremo izquierdo de la fórmula, como HCl (ácido clorhídrico)
2. Bases cuando observamos un metal al principio de la fórmula unido al anión hidróxido (OH^-) al final, como NaOH (hidróxido de sodio).
3. Óxidos a los compuestos BINARIOS del oxígeno, (ojo, debe ser binario contener sólo dos elementos en la fórmula, uno de ellos es el oxígeno que va escrito su símbolo al extremo derecho. Óxido metálico cuando es un metal el que se enlaza al oxígeno (óxidos metálicos binarios), como Fe_2O_3 (óxido férrico). Óxido no metálico cuando es un no-metal el enlazado al oxígeno, como CO (monóxido de carbono).
4. Sales son aquellas que están formadas por un metal y un anión que no es ni óxido ni hidróxido, como el NaCl (cloruro sódico)

Como excepción tenemos que el ion amonio (NH_4^+) puede hacer la función de un metal en las sales, y también se encuentra en las disoluciones de amoníaco en agua, ya que no existe el compuesto hidróxido amonico, NH_4OH , ni ha sido detectado en ningún sistema mediante condiciones especiales.

NOMENCLATURAS.

Para nombrar los compuestos químicos inorgánicos se siguen las normas de la IUPAC (unión internacional de química pura y aplicada). Se aceptan tres tipos de nomenclaturas para los compuestos inorgánicos, la sistemática, la nomenclatura de stock y la nomenclatura tradicional.

3.1. NOMENCLATURA SISTEMÁTICA.

Para nombrar compuestos químicos según esta nomenclatura se utilizan los prefijos: MONO_, DI_, TRI_, TETRA_, PENTA_, HEXA_, HEPTA_ ...

Cl_2O_3 Trióxido de dicloro

I_2O Monóxido de yodo

3.2. NOMENCLATURA DE STOCK.

En este tipo de nomenclatura, cuando el elemento que forma el compuesto tiene más de una valencia, ésta se indica al final, en números romanos y entre paréntesis:

$\text{Fe}(\text{OH})_2$ Hidróxido de hierro (II)

$\text{Fe}(\text{OH})_3$ Hidróxido de hierro (III)

3.3. NOMENCLATURA TRADICIONAL.

En esta nomenclatura para poder distinguir con qué valencia funcionan los elementos en ese compuesto se utilizan una serie de prefijos y sufijos:

1 valencia	2 valencias	3 valencias	4 valencias	Hipo_	Valencia menor	
				_oso		
				_oso		Valencia mayor
				_ico		
Per_	_ico					

4. ÓXIDOS.

Son compuestos binarios formados por la combinación de un elemento y oxígeno. Hay dos clases de óxidos que son los óxidos básicos y los óxidos ácidos (anhídridos).

4.1. ÓXIDOS BÁSICOS.

Son compuestos binarios formados por la combinación de un metal y el oxígeno. Su fórmula general es: M_2O_X

Donde M es un metal y X la valencia del metal (el 2 corresponde a la valencia del oxígeno).

LAS VALENCIAS DE LOS ELEMENTOS SE INTERCAMBIAN ENTRE ELLOS Y SE PONEN COMO SUBÍNDICES. (Si la valencia es par se simplifica).

Valencia	Fórmula	N. sistemática (la más frecuente)	N. stock (la más frecuente)	N. tradicional
1	Na ₂ O	Monóxido de sodio	Óxido de sodio	Óxido sódico
2	Ca ₂ O ₂ = CaO	Monóxido de calcio	Óxido de calcio	Óxido cálcico
	Fe ₂ O ₂ = FeO	Monóxido de hierro	Óxido de hierro (II)	Óxido ferroso
3	Fe ₂ O ₃	Trióxido de dihierro	Óxido de hierro (III)	Óxido férrico
4	Pb ₂ O ₄ = PbO ₂	Dióxido de plomo	Óxido de plomo (IV)	Óxido plúmbico

4.2. ÓXIDOS ÁCIDOS O ANHÍDRIDOS. Son compuestos binarios formados por un no metal y oxígeno. Su fórmula general es: N_2O_X

Donde N es un no metal y la X la valencia del no metal (el 2 es la valencia del oxígeno).

LAS VALENCIAS DE LOS ELEMENTOS SE INTERCAMBIAN ENTRE ELLOS Y SE PONEN COMO SUBÍNDICES. (Si la valencia es par se simplifica).

Valencia	Fórmula	N. sistemática (la más frecuente)	N. stock	N. tradicional
1	F ₂ O	Monóxido de diflúor	Óxido de flúor	Anhídrido hipofluoroso (excepción a la norma general de prefijos y sufijos)
	Cl ₂ O	Monóxido de dicloro	Óxido de cloro (I)	Anhídrido hipocloroso)
2	SO	Monóxido de azufre	Óxido de azufre (II)	Anhídrido hiposulfuroso
3	I ₂ O ₃	Trióxido de diodo	Óxido de Iodo (III)	Anhídrido sulfuroso
4	SeO ₂	Dióxido de Selenio	Óxido de selenio (IV)	Anhídrido selenioso
5	Br ₂ O ₅	Pentaóxido de dibromo	Óxido de bromo (V)	Anhídrido brómico
6	S ₂ O ₃	Trióxido de azufre	Óxido de azufre (VI)	Anhídrido sulfúrico
7	I ₂ O ₇	Heptaóxido de diodo	Óxido de Yodo (VII)	Anhídrido periódico

La nomenclatura tradicional de los óxidos de nitrógeno es un tanto especial

Valencia	Fórmula	N. sistemática *	N. stock *	N. tradicional
2	NO			Óxido nitroso
4	NO ₂			Óxido nítrico

3	N ₂ O ₃			Anhídrido nitroso
5	N ₂ O ₅			Anhídrido nítrico

*Escribe los nombres que faltan en la tabla.

EJERCICIO 1. COMPLETA LA TABLA.				
Fórmula	N. sistemática	N. stock	N. tradicional	
F ₂ O				
I ₂ O ₇				
As ₂ O ₅				
CaO				
Fe ₂ O ₃				
PbO ₂				
Al ₂ O ₃				
SnO				
N ₂ O ₅				
Au ₂ O				
TeO ₂				
			Óxido aúrico	
			Óxido cuproso	
		Óxido de selenio (II)		
			Óxido crómico	

5. HIDRUROS.

Son compuestos binarios formados por un metal e Hidrógeno. Su fórmula general es:

MH_x Donde M es un metal y la X la valencia del metal.

EL HIDRÓGENO SIEMPRE TIENE VALENCIA 1.

Valencia	Fórmula	N. sistemática	N. stock (la más frecuente)	N. tradicional
1	NaH	Monohidruro de sodio	Hidruro de sodio	Hidruro sódico
2	FeH ₂	Dihidruro de hierro	Hidruro de hierro (II)	Hidruro ferroso
3	FeH ₃	Trihidruro de hierro	Hidruro de hierro (III)	Hidruro férrico
4	SnH ₄	Tetrahidruro de estaño	Hidruro estaño (IV)	Hidruro estánnico

6. HIDRUROS DE NO METALES.

Hay no metales como el nitrógeno, fósforo, arsénico antimonio, carbono, silicio y boro que forman compuestos con el hidrógeno y que reciben nombres especiales.

Nitrógeno, fósforo, arsénico, antimonio y el boro funcionan con la valencia 3 mientras que el carbono y el silicio lo hacen con valencia 4.

Valencia	Fórmula	N. tradicional (la más usada)	N. sistemática
3	NH ₃	Amoniaco	Trihidruro de nitrógeno
3	PH ₃	Fosfina	Trihidruro de fósforo
3	AsH ₃	Arsina	Trihidruro de arsénico
3	BH ₃	Borano	Trihidruro de boro
3	SbH ₃	Estibina	Trihidruro de antimonio

4	CH ₄	Metano	Tetrahidruro de carbono
4	SiH ₄	Silano	Tetrahidruro de boro

EJERCICIO 2. COMPLETA LA TABLA.

Fórmula	N. sistemática	N. stock	N. tradicional
AuH ₃			
LiH			
		Hidruro de plomo (II)	
		Hidruro de plata	
			Fosfina
			Metano
	Trihidruro de arsénico		
N ₂ O ₃			
NO			
	Pentaóxido de dinitrógeno		
	Trióxido de azufre		
			Óxido ferroso
			Hidruro níquelico
PbO ₂			
		Óxido de bromo (VII)	
		Hidruro de calcio	

7. ÁCIDOS HIDRÁCIDOS.

Son compuestos binarios formados por un no metal e hidrógeno. Los no metales que forman estos ácidos son los siguientes: Flúor, cloro, bromo, yodo (todos ellos funcionan con la valencia 1) y Azufre, selenio, telurio (funcionan con la valencia 2).

Su fórmula general es: H_xN

Donde N es el no metal y la X la valencia del no metal. (El hidrógeno funciona con valencia 1).

Valencia	Fórmula*	N. tradicional * (cuando está en disolución)	N. tradicional * (cuando está en estado puro)
1	HF	Ácido fluorhídrico	Fluoruro de hidrógeno
1	HCl	Ácido clorhídrico	Cloruro de hidrógeno
1	HBr		
1	HI		
2	H ₂ S	Ácido sulfhídrico	Sulfuro de hidrógeno
2			Seleniuro de hidrógeno
2		Ácido telurhídrico	

*Escribe los datos que faltan en la tabla

8. HIDRÓXIDOS.

Son compuestos formados por un metal y el grupo hidroxilo (OH). Su fórmula general es:

$M(OH)_x$, Donde M es un metal y la X la valencia del metal

EL GRUPO -OH SIEMPRE TIENE VALENCIA 1.

Valencia	Fórmula	N. sistemática	N. stock (la más frecuente)	N. tradicional
1	NaOH	Hidróxido de sodio	Hidróxido de sodio	Hidróxido sódico.
2	Ca(OH) ₂	Dihidróxido de calcio	Hidróxido de calcio	Hidróxido cálcico
2	Ni (OH) ₂	Dihidróxido de níquel	Hidróxido de níquel (II)	Hidróxido níqueloso
3	Al(OH) ₃	Trihidróxido de aluminio	Hidróxido de aluminio	Hidróxido alumínico
4	Pb(OH) ₄	Tetrahidróxido de plomo	Hidróxido de plomo (IV)	Hidróxido plúmbico

EJERCICIO 3. COMPLETA LA TABLA.

Fórmula	N. sistemática	N. stock	N. tradicional
Fe(OH) ₃			
Au(OH)			
Cr(OH) ₂			
		Hidróxido de talio (I)	
		Hidróxido de mercurio (II)	
	Dihidróxido de cadmio		
			Hidróxido estannoso
K(OH)			
			Hidróxido estánnico
		Óxido de plomo (II)	
			Anhídrido carbónico
		Óxido de platino (IV)	
			Metano
NiH ₃			
			Óxido ferroso
Ag(OH)			
H ₂ Se			
			Ácido bromhídrico

7. ÁCIDOS OXÁCIDOS.

Son compuestos ternarios formados por un no metal, oxígeno e hidrógeno. Se obtienen a partir del óxido ácido o anhídrido correspondiente sumándole una molécula de agua (H₂O).



Donde H es el hidrógeno, N el no metal y O el oxígeno.

Valencia	Fórmula	N. tradicional
1	$F_2O + H_2O = H_2F_2O_2 = HFO$	Ácido hipofluoroso
2	$SO + H_2O = H_2SO_2$	Ácido hiposulfuroso
3	$Cl_2O_3 + H_2O = H_2Cl_2O_4 = HClO_2$	Ácido cloroso
4	$S_2O + H_2O = H_2SO_3$	Ácido sulfuroso
5	$Cl_2O_5 + H_2O = H_2Cl_2O_6 = HClO_3$	Ácido clórico
6	$SO_3 + H_2O = H_2SO_4$	Ácido sulfúrico
7	$Cl_2O_7 + H_2O = H_2Cl_2O_8 = HClO_4$	Ácido perclórico

El nitrógeno sólo forma ácidos oxácidos con la valencias 3 y 5.

Valencia	Fórmula	N. tradicional
3		Ácido nitroso
5		Ácido nítrico

El fósforo, arsénico y antimonio **forman ácidos especiales:**

Si a los óxidos correspondientes se les suma una molécula de agua tenemos los ácidos **META**:

Valencia	Fórmula	N. tradicional
3	$P_2O_3 + H_2O = HPO_2$	Ácido metafosforoso
5	$P_2O_5 + H_2O = HPO_3$	Ácido metafosfórico

Si se les unen dos moléculas de agua se obtienen los ácidos **PIRO**:

Valencia	Fórmula	N. tradicional
3	$P_2O_3 + 2H_2O = H_4P_2O_5$	Ácido pirofosforoso
5	$P_2O_5 + 2H_2O = H_4P_2O_7$	Ácido pirofosfórico

El fósforo, arsénico y antimonio forman los ácidos **ORTO** cuando se les suman 3 moléculas de agua a los óxidos correspondientes.

Valencia	Fórmula	N. tradicional
3	$P_2O_3 + 3H_2O = H_6P_2O_6 = H_3PO_3$	Ácido ortofosforoso (A. Fosforoso)
5	$P_2O_5 + 3H_2O = H_6P_2O_8 = H_3PO_4$	Ácido ortofosfórico (A. Fosfórico)

*Hay algunos metales que también forman ácidos, como el cromo y el manganeso:

Valencia	Fórmula	N. tradicional
6	$CrO_3 + H_2O = H_2CrO_4$	Ácido crómico
6	* $Cr_2O_6 + H_2O = H_2Cr_2O_7$	Ácido dicrómico

Valencia	Fórmula	N. tradicional
6	$MnO_3 + H_2O = H_2MnO_4$	Ácido mangánico
7	$Mn_2O_7 + H_2O = H_2Mn_2O_8 = HMnO_4$	Ácido permangánico

EJERCICIO 4. COMPLETA LA TABLA.			
Fórmula	N. sistemática	N. stock	N. tradicional
		Hidruro de calcio	
		Hidruro de estroncio	
		Hidruro de aluminio	
		Hidruro de cobalto (II)	
			Estibina
	-----	-----	Ácido clorhídrico
	-----	-----	Ácido sulfhídrico
	-----	-----	Ácido lodhídrico
	-----	-----	Ácido hipocloroso
	-----	-----	Ácido lodoso
	-----	-----	Ácido periódico
	-----	-----	Ácido hipofluoroso
	-----	-----	Ácido selenioso
	-----	-----	Ácido telúrico
N ₂ O ₃			
MgO			
Cl ₂ O			
			Borano
	-----	-----	Ácido permangánico
	-----	-----	Ácido metafosforoso
	-----	-----	Ácido metaantimónico
	-----	-----	Ácido pirofosfórico
	-----	-----	Ácido piroantimonioso
	-----	-----	Ácido ortofosforoso
	-----	-----	Ácido fosfórico

EJERCICIO 5. COMPLETA LA TABLA.

Fórmula	N. sistemática	N. stock	N. tradicional
	-----	-----	Ácido crómico
	-----	-----	Ácido dicrómico
	-----	-----	Ácido carbónico
HPO ₂	-----	-----	
H ₂ SO ₄	-----	-----	
HClO ₄	-----	-----	
HBrO ₃	-----	-----	
HIO	-----	-----	
HBr	-----	-----	
PH ₃	-----	-----	
SbH ₃	-----	-----	
HBrO ₂	-----	-----	
H ₂ SeO ₂	-----	-----	
HI	-----	-----	
H ₂ SeO ₃	-----	-----	
		Hidróxido de berilio	
		Hidróxido de níquel (III)	

8.

SALES DE ÁCIDOS HIDRÁCIDOS.

Se obtienen sustituyendo los hidrógenos del ácido hidrácido correspondiente por un metal.

Se nombran con el nombre del no metal terminado en -uro seguido del nombre del metal. Si el metal tiene más de una valencia se indica al final, en números romanos y entre paréntesis.

El número de hidrógenos que se le quitan al ácido se le pone como subíndice al metal.

Ácido hidrácido	Fórmula	N. stock (la más común)	N. tradicional
HF	CaF ₂	Fluoruro de calcio	Fluoruro cálcico
HCl	FeCl ₂	Cloruro de hierro (III)	Cloruro férrico
HBr		Bromuro de cadmio	
HI		Yoduro de cromo (II)	
H ₂ S	Pt ₂ S ₄ = PtS ₂		
H ₂ Se	Al ₂ Se ₃		
H ₂ Te			Telururo aúrico

EJERCICIO 6. COMPLETA LA TABLA.

Fórmula	N. stock	N. tradicional
	Cloruro de estaño (IV)	
		Cloruro sódico
	Yoduro de plata	
	Bromuro de cobalto (III)	
	Sulfuro de plomo (IV)	
	Seleniuro de cobre (II)	
	Telururo de mercurio (I)	

9. SALES DE ÁCIDOS OXÁCIDOS.

Son compuestos ternarios formados por un metal, un no metal y el oxígeno.

Se obtienen a partir de los ácidos oxácidos sustituyendo los hidrógenos de éstos por un metal. Vamos a estudiar dos tipos de sales de ácidos oxácidos, las sales neutras y las sales ácidas.

9.1. Sales neutras.

Se obtienen sustituyendo **todos** los hidrógenos de un ácido oxácido por un metal.

La valencia del metal se le pone como subíndice al resto del ácido sin los hidrógenos. El número de hidrógenos que se le quiten al ácido se le ponen como subíndice al metal.

Se nombran sustituyendo los sufijos que utilizábamos en el ácido (-oso e -ico) por los sufijos -ito y -ato respectivamente.

Prefijos y sufijos utilizados en los ácidos	Prefijos y sufijos utilizados en las sales
HIPO- -OSO -OSO -ICO PER- -ICO	HIPO- -ITO -ITO -ATO PER- -ATO
Puede ayudarte a recordar la equivalencia de sufijos la siguiente frase: Cuando el OSO toca el pITO, perICO toca el silbATO.	

Ácido de partida	Nombre del ácido	Sal	Nombre de la sal
HClO	Ácido hipocloroso	Ca(ClO) ₂	Hipoclorito de calcio
HClO ₂	Ácido cloroso	Ca(ClO ₂) ₂	Clorito de calcio
HClO ₃	Ácido clórico	Sn(ClO ₃) ₄	Clorato de estaño (IV)
HClO ₄	Ácido perclórico	Li(ClO ₄)	Perclorato de litio
H ₂ SO ₂	Ácido hiposulfuroso	Ca ₂ (SO ₂) ₂ = Ca(SO ₂)	Hiposulfito de calcio
H ₂ SO ₃		Pb ₂ (SO ₃) ₄ = Pb(SO ₃) ₂	Sulfito de plomo (IV)
H ₂ SO ₄		Al ₂ (SO ₄) ₃	Sulfato de aluminio
H ₄ P ₂ O ₇	Ácido pirofosfórico	Fe ₄ (P ₂ O ₇) ₃	Pirofosfato de hierro (III)
H ₃ AsO ₃	Ácido ortoarsenioso	K ₃ (AsO ₃)	Ortoarsenito de potasio

Para que adquieras mas ideas y conceptos de Química Inorgánica consultes el siguiente link

http://es.wikipedia.org/wiki/Nomenclatura_qu%C3%ADmica_de_los_compuestos_inorg%C3%A1nicos

O complementes con el texto de Admisión.

EJERCICIO 7. COMPLETA LA TABLA.

Fórmula	Nomenclatura
	Clorato de potasio
	Hipobromito de calcio
	Bromato de estaño (IV)
	Perclorato de mercurio (II)
	Sulfato de calcio
	Hiposelenito de cobre (II)
	Telurito de cobre (I)
	Metarseniato de hierro (III)
	Metantimonito de estaño (IV)
	Pirofosfato de calcio
	Piroarsenito de sodio
	Ortoantimoniato de níquel (III)
	Carbonato de sodio
	Silicato de potasio

9.2. Sales ácidas.

Son compuestos que se obtienen sustituyendo **PARTE DE LOS HIDRÓGENOS** de un ácido oxácido por un metal.

El número de hidrógenos que se le quitan al ácido se le pone como subíndice al metal y la valencia del metal se le pone como subíndice al resto del ácido.

Se nombran con la palabra hidrógeno precedida de los prefijos di- (H_2), tri- (H_3) seguido del nombre de la sal correspondiente.

Forman sales ácidas los no metales siguientes: S, Se, Te, y los ácido spiro y orto del P, As y Sb.

Ácido de partida	Nombre del ácido	Sal	Nombre de la sal
H_2SO_2	Ácido hiposulfuroso	$Ca(HSO_2)_2$	Hidrógeno hiposulfito de calcio
H_2SO_3	Ácido sulfuroso	$Pb(HSO_3)_4$	Hidrógeno sulfito de plomo (IV)
H_2SO_4	Ácido sulfúrico	$Cr(HSO_4)_3$	Hidrógeno sulfato de cromo (III)
$H_4As_2O_5$	Ácido piroarsenioso	$Sr(H_3As_2O_5)_2$	Trihidrógeno piroarsenito de estroncio
$H_4Sb_2O_5$	Ácido piroantimonioso	$Mg_2(H_2Sb_2O_5)_2 = Mg(H_2Sb_2O_5)$	Dihidrógeno piroantimonito de Magnesio
			Trihidrógeno pirofosfito de calcio
			Dihidrógeno ortofosfito de potasio
			Hidrógeno ortofosfito de magnesio
			Hidrógeno carbonato de sodio = BICARBONATO SÓDICO

10. PERÓXIDOS.

Se caracterizan por llevar el grupo PEROXO (- O - O -) también representado O_2^{2-} .

Los podemos considerar como óxidos con más oxígeno del que corresponde por la valencia de este elemento.

Valencia	Fórmula	Nomenclatura
1	H_2O_2	Peróxido de hidrógeno = Agua oxigenada
1	Na_2O_2	Peróxido de sodio
2	$Ca_2O_4 = CaO_2$	Peróxido de calcio
2	$Ba_2O_4 = BaO_2$	Peróxido de bario
		Peróxido de potasio

Tema 3: Estequiometria química.

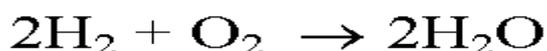
Logro de Aprendizaje: Dar el nombre en los sistemas de nomenclatura correcto, para las fórmulas dadas e identificar los tipos de reacciones químicas.

Tema 1: Estequiometria

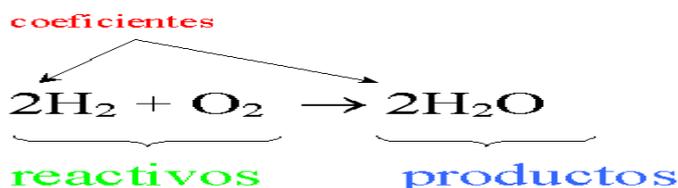
La **estequiometria** es el estudio cuantitativo de reactivos y productos en una reacción química.

Reacción química: proceso en el cual una sustancia (o sustancias) cambia para formar una o más sustancias nuevas.

Las reacciones químicas se representan mediante **ecuaciones químicas**. Por ejemplo el hidrógeno gas (H_2) puede reaccionar con oxígeno gas (O_2) para dar agua (H_2O). La ecuación química para esta reacción se escribe:

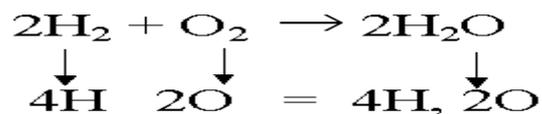


El '+' se lee como "reacciona con" y la flecha significa "produce". Las fórmulas químicas a la izquierda de la flecha representan las sustancias de partida denominadas reactivos. A la derecha de la flecha están las formulas químicas de las sustancias producidas denominadas productos de la reacción. Los números al lado de las formulas son los coeficientes(el coeficiente 1 se omite).



¿Qué le ocurre a la material cuando sufre una reacción química?

Según la ley de la **conservación de la masa** *los átomos ni se crean, ni se destruyen, durante una reacción química*. Por lo tanto *una ecuación química ha de tener el mismo número de átomos de cada elemento a ambos lados de la flecha*. Se dice entonces que la ecuación *está balanceada*.

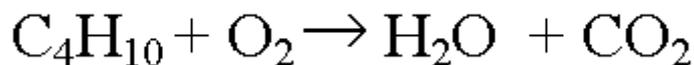


Balanceo de las ecuaciones químicas:

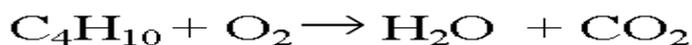
1. Determinar los reactivos y los productos de la reacción química
2. Escribir la ecuación química reactivos \rightarrow productos
3. Balancear la ecuación; para ello:
 - Se empieza por igualar la ecuación probando diferentes coeficientes para lograr que el número de átomos de cada elemento sea igual en ambos lados de la ecuación. (*Nota: No se pueden modificar los subíndices de las fórmulas*).
 - Primero se buscan los elementos que aparecen una sola vez en cada lado de la ecuación y con igual número de átomos: las fórmulas que contienen estos elementos deben tener el mismo coeficiente. Por lo tanto, no es necesario ajustar los coeficientes de estos elementos en ese momento.
 - A continuación, se buscan los elementos que aparecen sólo una vez en cada lado de la ecuación, pero con diferente número de átomos y se balancean estos elementos. Por último se balancean los elementos que aparecen en dos o más fórmulas del mismo lado de la ecuación.
4. Se verifica la ecuación igualada para asegurarse de que hay el mismo número total de átomos de cada tipo en ambos lados de la flecha de la ecuación.

Ejemplo:

Consideremos la combustión del gas butano (C_4H_{10}) en el aire. Esta reacción consume oxígeno (O_2) y produce agua (H_2O) y dióxido de carbono (CO_2). Podemos entonces escribir la ecuación química:

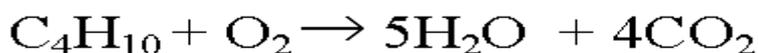


Ahora contamos el número de átomos de cada elemento en reactivos y productos:



$$\begin{array}{ccc} \text{C}=4 & & \text{C}=1 \\ \text{H}=10 & \neq & \text{H}=2 \\ \text{O}=2 & & \text{O}=3 \end{array}$$

El carbono y el hidrógeno aparecen en un compuesto de los reactivos y en otro de los productos. Hay cuatro veces más de átomos de carbono en los reactivos que en los productos y cinco veces más hidrógeno en los reactivos que en los productos. Podemos arreglar esto cuadruplicando el número de moléculas de dióxido de carbono y quintuplicando el número de moléculas de agua:



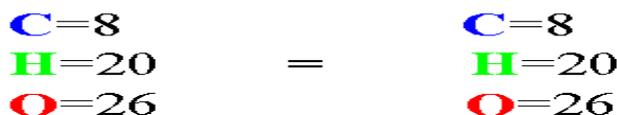
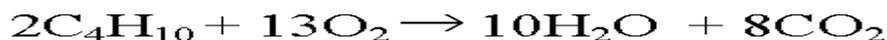
$$\begin{array}{ccc} \text{C}=4 & & \text{C}=4 \\ \text{H}=10 & \neq & \text{H}=10 \\ \text{O}=2 & & \text{O}=13 \end{array}$$

Ahora que ya están balanceados los átomos de carbono e hidrógeno, falta ajustar los átomos de oxígeno. Ya que hay dos átomos en los reactivos y 13 en los productos bastaría con multiplicar por el coeficiente $13/2$.



$$\begin{array}{ccc} \text{C}=4 & = & \text{C}=4 \\ \text{H}=10 & & \text{H}=10 \\ \text{O}=13 & & \text{O}=13 \end{array}$$

La preferencia es utilizar como coeficientes números enteros y no fraccionarios, así que tenemos que multiplicar la ecuación por 2:



Módulo 6: Admisión: reacciones y Ecuaciones Químicas.

Logros de Aprendizajes: Utilizar correctamente las fórmulas químicas para expresar ecuaciones que representen los cambios químicos. Predecir los posibles productos que se obtienen en una reacción química según el tipo.

Toda reacción química se puede expresar mediante una reacción química donde los símbolos o fórmulas del lado izquierdo de la flecha se les llama reactivos separados por un signo más, luego de una flecha que se lee produce y los símbolos de la derecha se denominan productos. Hay que señalar los estados de cada uno con la letra s, g, l o ac. Ejemplo: $\text{Fe}(s) + 2\text{HCl}(l) \rightarrow \text{FeCl}_2(ac) + \text{H}_2(g)$

Las reacciones Químicas se pueden dividir en cuatro tipos:

1. Reacciones de Combinación o síntesis. Representada así: $A + Z \rightarrow AZ$, donde A y Z pueden ser elementos o compuestos. Se reconocen cinco tipos de esta reacción.
 - a-1: Metal + $\text{O}_2 \rightarrow$ óxido del metal
 - a-2: no metal + $\text{O}_2 \rightarrow$ óxido no metálico
 - a-3: metal + no metal \rightarrow sal binaria
 - a-4: agua + +óxido metálico \rightarrow Hidróxido metálico
 - a-5: agua + óxido no metálico \rightarrow oxácidoTarea 1:
2. Reacción de Descomposición. $AZ \xrightarrow{\Delta} A + Z$
Ejemplo de este tipo son
 - a- Los cloratos de metales se descomponen en cloruro del metal + oxígeno.
 - b- Algunos carbonatos generan CO_2 y un óxido del metal.
 - c- Los hidratos se descomponen en agua y compuesto anhidro.
 - d- Tarea 2,
- 3- Reacción de sustitución única o simple desplazamiento.
 - a- Un metal sustituye a un ion metálico en su sal o a un ion hidrógeno en un ácido. $A + BZ \rightarrow AZ + B$
 - b- Un no metal sustituye a un ion no metálico en su sal o ácido.
 $X + BZ \rightarrow BX + Z$ en estos ejemplos hay que saber la serie de actividad de los elementos y los halógenos.
 - c- Tarea 3
- 4-Reacción de doble Sustitución. $AX + BZ \rightarrow AZ + BX$
 - a- Tarea 4.

En todas estas reacciones químicas pueden presentar evidencias de que se transforma la materia generando un precipitado, un gas, un color o liberación de calor.

- a- $\text{Fe(s)} + 3 \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{Fe}_2\text{O}_3(\text{s})$
- b- $2 \text{KClO}_3(\text{s}) \xrightarrow{\Delta} 2 \text{KCl(s)} + 3 \text{O}_2(\text{g})$
- c- $\text{Fe} + \text{CuSO}_4 \rightarrow \text{Cu} + \text{FeSO}_4$
- d- $\text{AgNO}_3(\text{ac}) + \text{NaCl} \rightarrow \text{AgCl(s)} + \text{NaNO}_3$

Las reacciones químicas y la Energía

Las reacciones químicas son procesos químicos y físicos que van acompañados de cambios de energía que pueden manifestarse de diferentes maneras.



El gas butano reacciona en el aire para producir el calor necesario para calentar el agua o cocinar.



La reacción produce la energía mecánica necesaria para elevar un cohete y su carga desde la superficie de la tierra.



En esta reacción se describe el proceso químico que ocurre cuando arde en el aire las cerillas o fósforos, que contiene trisulfuro de tetrafósforo, generando energía calórica y luminosa.

El calor liberado o absorbido durante una reacción química se denomina calor de reacción.

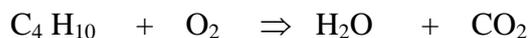
Taller de Balance de Ecuaciones

- 1- $\text{BaO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \text{ ===== BaSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- 2- $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} \text{ ===== Ca(OH)}_2$
- 3- $\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \text{ ===== H}_2\text{CO}_3$
- 4- $\text{KClO}_3 \text{ ===== KCl} + \text{O}_2$
- 5- $\text{Na}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{O} \text{ ===== NaOH} + \text{O}_2$
- 6- $\text{H}_2\text{O} \text{ ===== H}_2 + \text{O}_2$
- 7- $\text{Zn} + \text{HCl} \text{ ===== ZnCl}_2 + \text{H}_2$
- 8- $\text{BaCl}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \text{ ===== BaSO}_4 + \text{HCl}$
- 9- $\text{H}_3\text{PO}_4 + \text{Ca(OH)}_2 \text{ ===== Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + \text{H}_2\text{O}$
- 10- $\text{C}_6\text{H}_{14} + \text{O}_2 \text{ ===== CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- 11- $\text{C}_2\text{H}_6 + \text{O}_2 \text{ ===== CO} + \text{H}_2\text{O}$
- 12- $\text{C}_2\text{H}_6\text{O} + \text{O}_2 \text{ ===== CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

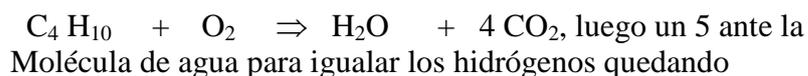
3.1 BALANCE DE ECUACIONES MÉTODOS

A- Simple inspección.

- 1- Determine los reactivos y productos
- 2- Escribir la ecuación química
- 3- Compare la cantidad de átomos en ambos lados de la ecuación
- 4- Coloque un coeficiente entero ante cada especie que lo requiere y no se puede interrumpir ni colocar coeficientes como subíndice.
- 5- Ejemplo:



Coloque ante el CO₂ un 4 para balancear los carbonos



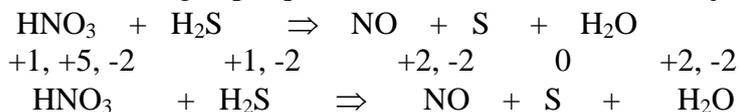
$C_4 H_{10} + O_2 \Rightarrow 5 H_2O + 4 CO_2$, para balancear el oxígeno coloque una fracción de 13/2 ante el mismo y quedará la reacción $C_4 H_{10} + 13/2 O_2 \Rightarrow 5 H_2O + 4 CO_2$, pero no puede haber números fraccionarios y multiplique toda la ecuación por 2 quedando $2C_4 H_{10} + 13O_2 \Rightarrow 10 H_2O + 8 CO_2$, observe que en ambos lados de la ecuación están cada átomo en igual cantidad, por lo tanto, está balanceada por simple inspección.

Practica:

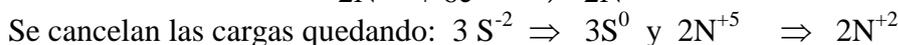
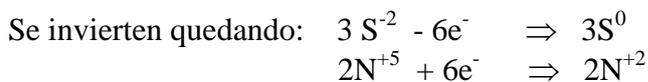
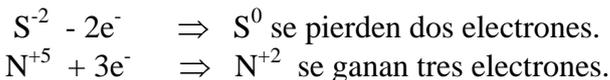
- a- $H_2O \Rightarrow H_2 + O_2$
- b- $Zn + HCl \Rightarrow ZnCl + H_2$
- c- $BaCl_2 + H_2SO_4 \Rightarrow BaSO_4 + HCl$
- d- $H_3PO_4 + Ca(OH)_2 \Rightarrow Ca_3(PO_4)_2 + H_2O$
- e- $CH_4 + O_2 \Rightarrow CO_2 + H_2O$

B_ Número de Oxidación:

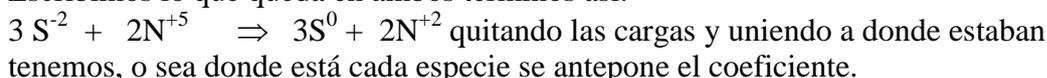
Se coloca el número de oxidación sobre cada átomo en la ecuación, se identifican los átomos que se han oxidado y reducido, se invierten los electrones perdidos y ganados para igualar las cargas y cancelarlas, se termina colocando coeficientes en la molécula de agua porque no la balancea este método. Ejemplo.

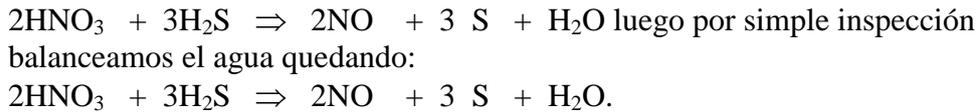


Se escriben las semirreacciones:



Escribimos lo que queda en ambos términos así:





<http://www.heurema.com/QG34.htm> Consulte este link y explique como se balancea la reacción del cobre con el ácido nítrico. Espero tu respuesta tan pronto.

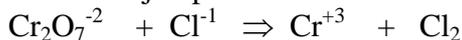
Practica:

- a- $\text{H}_2\text{O} + \text{I}_2 + \text{ClO}_3^{-1} \Rightarrow \text{IO}_3^{-1} + \text{Cl}^{-1} + \text{H}^+$
b- $\text{Sn} + \text{HNO}_3 \Rightarrow \text{SnO}_2 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
c- $\text{KmnO}_4 + \text{HCl} + \text{H}_2\text{S} \Rightarrow \text{KCl} + \text{MnCl}_2 + \text{S} + \text{H}_2\text{O}$ (2,6,5,2,2,5,8)
d- $\text{SO}_2 + \text{O}_2 \Rightarrow \text{SO}_3$
e- $\text{NaNO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \Rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{HNO}_3$
f- $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 + \text{O}_2 \Rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

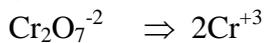
C_ MÉTODO: Ión – Electrón

Se balancea por medio ácido y alcalino.

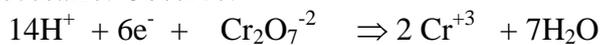
Veamos un ejemplo de cada uno.



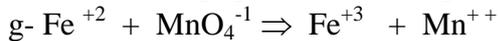
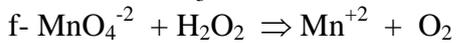
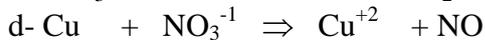
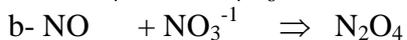
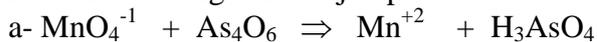
Se escriben las semirreacciones



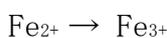
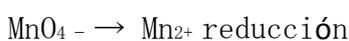
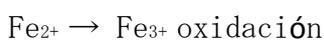
$\text{Cl}^{-1} \Rightarrow \text{Cl}_2$ como es en medio ácido se adiciona agua e hidronio donde sea necesario. Observe:

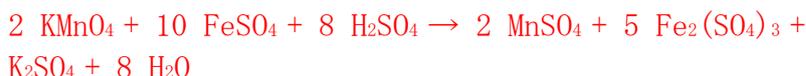
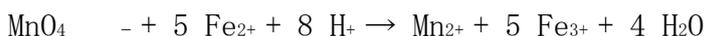
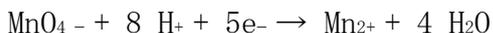
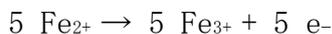
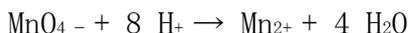
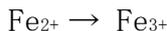


Resuelva los siguientes ejemplos:



Ajusta la siguiente reacción redox en medio ácido:





4 BALANCE DE REACCIONES REDOX por el método del ion-electrón

En el método ion-electrón (conocido también como método de las reacciones parciales) la ecuación redox se divide en dos ecuaciones parciales: una para las reacciones de la oxidación, y la otra para las reacciones de la reducción. Las ecuaciones parciales se equilibran separadamente y después se suman, dando una ecuación equilibrada de la reacción redox.

Paso 1. Se escribe una ecuación desequilibrada (el esqueleto de la reacción) que contiene todos los reactantes y productos de la reacción química. Para obtener mejores resultados se escribe la reacción en la forma iónica.

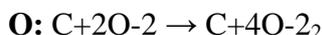


Paso 2. Se desmonta la reacción redox a las reacciones parciales. La reacción redox no es otra cosa que una reacción en la cual se realizan simultáneamente las reacciones de la oxidación y de la reducción.

a) Se determinan los números de la oxidación de cada átomo que aparece en la reacción. El número de la oxidación (o el grado de la oxidación) es una medida del grado de la oxidación en una molécula (ver: [Reglamentos para determinar los números de la oxidación](#)).



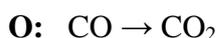
b) Se identifican los pares redox de todos los átomos que han sido oxidados (a los cuales se ha aumentado el número de la oxidación) y todos los átomos que han sido reducidos (a los cuales se ha reducido el número de oxidación).



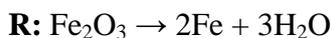


Paso 3. *Se equilibran los átomos en las ecuaciones parciales.* La ecuación química debe por ambos lados de la ecuación tener el mismo número de átomos de cada elemento. Los átomos se equilibran añadiendo el coeficiente adecuado delante de la fórmula. La fórmula nunca cambia. Cada ecuación parcial se equilibra separadamente.

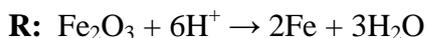
a) Se equilibran todos los átomos excepto del oxígeno y del hidrógeno. Para esto se puede utilizar cualquier tipo que aparece en la dada ecuación. Pero ojo, los reactantes se pueden añadir solamente al lado izquierdo de la ecuación, y los productos solamente al lado derecho.



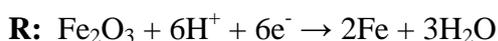
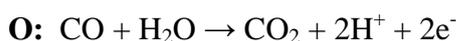
b) Se equilibran los átomos del oxígeno. Se verifica si el número de los átomos es adecuado en el lado izquierdo de la ecuación a su número en el lado derecho de la misma. Si esto no es el caso, lo tenemos que equilibrar añadiendo moléculas de agua al lado con menos átomos de oxígeno.



c) Se equilibran los átomos del hidrógeno. Hay que averiguar si el número de los átomos del hidrógeno en el lado izquierdo es igual a su número en el lado derecho. Si esto no es el caso, hay que equilibrarlo añadiendo el protón (H^+) a aquel lado donde faltan los átomos del hidrógeno.

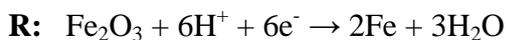
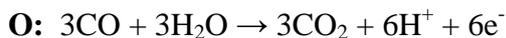


Paso 4. *Se equilibran las cargas.* La suma de todas las cargas en el lado de los productos debe equivaler a la suma de todas las cargas en el lado de los reactantes (la suma de las cargas no debe necesariamente igualar a cero). Las cargas se equilibran añadiendo los electrones (e^-) en el lado donde faltan cargas negativas.

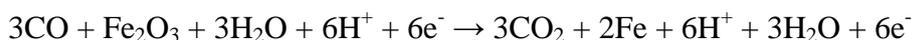


Paso 5. *Se iguala el número de los electrones perdidos y recibidos.* Dado que el número de los electrones librados en la reacción de la oxidación tiene que ser idéntico al número

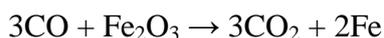
de electrones recibidos en la reacción de la reducción, multiplicaremos las dos ecuaciones por el factor que dará el multiplicador mínimo común.



Paso 6. *Se suman las ecuaciones parciales.* Dos ecuaciones parciales se suman como ecuaciones algebraicas ordinarias donde la flecha funciona como una señal de igualdad. Las ecuaciones parciales se suman de manera que en un lado estén todos los productos, y en el otro todos los reactantes.



Paso 7. *Se acorta la ecuación.* Las especies que aparecen en ambas ecuaciones sumadas se acortan. Si sea necesario, la entera ecuación se divide por el divisor máximo común para que los coeficientes sean los mínimos posibles.



Paso final: *Y al final, siempre se verifica el equilibrio de las cargas y de los elementos.* Primero se verifica si la suma de distintos tipos de átomos en un lado de la ecuación es adecuada a su suma en el otro lado.

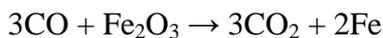
ELEMENTO	IZQUIERDA	DERECHO	DIFERENCIA
C	3*1	3*1	0
O	3*1 + 1*3	3*2	0
Fe	1*2	2*1	0

A continuación, se verifica si la suma de las cargas eléctricas en el lado izquierdo de la ecuación equivale a la suma en el lado derecho. No importa cuál sea la suma, siempre y cuando es idéntica en ambos lados.

$$3*0 + 1*0 = 3*0 + 2*0$$

$$0 = 0$$

Puesto que la suma de distintos átomos en el lado izquierdo de la ecuación equivale a la suma de los átomos en el lado derecho, y dado que la suma de las cargas es igual en ambos lados de la ecuación, podemos escribir una ecuación equilibrada.



4.1.1.1 Los ejemplos de las reacciones redox

Medio ácido

- $\text{H}_2\text{O}_2 = \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$
- $\text{Ca} + \text{Cl}_2 = \text{CaCl}_2$
- $\text{Cu} + \text{HNO}_3 = \text{Cu}^{2+} + \text{NO}$
- $\text{SCN}^- + \text{O}_2 = \text{SO}_4^{2-} + \text{HCO}_3^- + \text{NO}_3^-$
- $\text{Zn} + \text{HNO}_3 = \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + \text{NH}_4\text{NO}_3$
- $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{CO} = \text{Fe} + \text{CO}_2$
- $\text{P}_4 + \text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_3\text{PO}_4 + \text{NO}$
- $\text{Sb}_2\text{S}_3 + \text{H}^+ + \text{NO}_3^- = \text{Sb}_2\text{O}_5 + \text{HSO}_4^- + \text{NO}$
- $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + \text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 = \text{Cr}^{3+} + \text{CO}_2$
- $\text{Mn}^{2+} + \text{S}_2\text{O}_8^{2-} + \text{H}_2\text{O} = \text{MnO}_4^- + \text{HSO}_4^-$
- $\text{MnO}_4^- + \text{SCN}^- = \text{Mn}^{2+} + \text{HSO}_4^- + \text{NO}_3^- + \text{CO}_2$
- $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH} + \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + \text{H}^+ = \text{CH}_3\text{COOH} + \text{Cr}^{3+}$

Medio básico

4.1.1.2 Instrucciones para equilibrar las ecuaciones redox

- Paso 1. Se escribe una reacción desequilibrada
 - Paso 2. Se desmonta la reacción redox a las reacciones parciales
 - a) Se determinan los números de la oxidación de cada átomo respectivo.
 - b) Se identifican los pares redox en la reacción
 - c) Se combinan los pares redox en dos reacciones parciales
 - Paso 3. Se equilibran los átomos en las ecuaciones parciales
 - a) Se equilibran todos los átomos excepto del H y del O
 - b) Se equilibran los átomos del oxígeno añadiendo H_2O
 - c) Se equilibran los átomos del hidrógeno añadiendo el ion H^+
 - d) En el medio de base, se añade un OH^- respectivo a cada lado para cada H^+
 - Paso 4. Se equilibran las cargas añadiendo e^-
 - Paso 5: Se iguala el número de los electrones perdidos y recibidos en las reacciones parciales
 - Paso 6: Se suman las ecuaciones parciales
 - Paso 7: Se acorta la ecuación
 - Y al final, siempre se verifica el equilibrio de las cargas y de los elementos
-
- $\text{I}^- + \text{OCl}^- = \text{I}_2 + \text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O}$
 - $\text{CH}_3\text{OH} + \text{MnO}_4^- = \text{CO}_3^{2-} + \text{MnO}_4^{2-}$
 - $\text{CrI}_3 + \text{Cl}_2 = \text{CrO}_4^{2-} + \text{IO}_4^- + \text{Cl}^-$
 - $\text{Zn} + \text{NO}_3^- = \text{Zn}(\text{OH})_4^{2-} + \text{NH}_3$
 - $\text{MnO}_4^- + \text{SO}_3^{2-} = \text{MnO}_2 + \text{SO}_4^{2-}$
 - $\text{Pb}(\text{OH})_4^{2-} + \text{ClO}^- = \text{PbO}_2 + \text{Cl}^- + \text{OH}^-$

- $\text{MnO}_4^- + \text{Br}^- = \text{MnO}_2 + \text{BrO}_3^- + \text{OH}^-$
- $\text{Cr}(\text{OH})_3 + \text{ClO}^{3-} = \text{CrO}_4^{2-} + \text{Cl}^-$
- $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{ClO}_4^- = \text{O}_2 + \text{ClO}_2^-$
- $\text{ClO}_3^- + \text{N}_2\text{H}_4 = \text{NO} + \text{Cl}^-$
- $\text{N}_2\text{H}_4 + \text{Fe}(\text{CN})_6^{3-} + \text{OH}^- = \text{N}_2 + \text{Fe}(\text{CN})_6^{4-}$
- $\text{XeF}_6 + \text{OH}^- = \text{Xe} + \text{XeO}_6^{4-} + \text{F}^-$

4.1.1.3 La forma iónica vs molecular de la ecuación

En el caso de que la ecuación esté escrita en su forma molecular sucede que el programa no puede equilibrar los átomos en las ecuaciones parciales de las reacciones de la oxidación y reducción (paso 3). La forma más fácil es de escribir la ecuación en su estado iónico. A veces, como en el primer ejemplo, es suficiente convertir solamente una molécula en la forma iónica.

Las ecuaciones irresolubles

- $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 + \text{I}_2 = \text{Na}_2\text{S}_4\text{O}_6 + \text{NaI}$
- $\text{Fe}_2\text{SiO}_4 + \text{O}_2 = \text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{FeSiO}_3$
- $\text{CuSO}_4 + \text{KI} = \text{CuI} + \text{I}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4$

Las ecuaciones resolubles

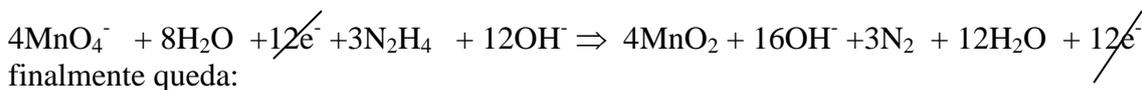
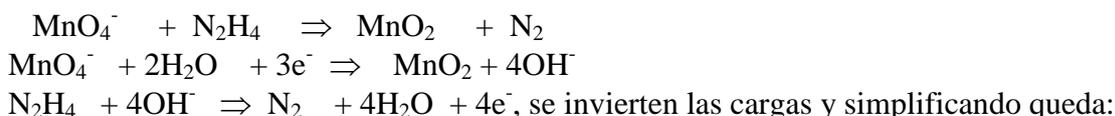
- $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 + \text{I}_2 = \text{Na}_2\text{S}_4\text{O}_6 + \text{Na}^+ + \text{I}^-$
- $\text{Fe}^{2+} + \text{SiO}_4^{4-} + \text{O}_2 = \text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{SiO}_3^{2-}$
- $\text{Cu}^{2+} + \text{I}^- = \text{Cu}^+ + \text{I}_2$

4.1.1.4 Distintas soluciones

- $\text{KSCN} + \text{H}_2\text{O} + \text{I}_2 = \text{KHSO}_4 + \text{HI} + \text{ICN}$
- $\text{KSCN} + \text{H}_2\text{O} + \text{I}_2 = \text{KHSO}_4 + \text{HI} + \text{I}^+ + \text{CN}^-$
- $\text{K}^+ + \text{SCN}^- + \text{H}_2\text{O} + \text{I}_2 = \text{K}^+ + \text{HSO}_4^- + \text{H}^+ + \text{I}^- + \text{I}^+ + \text{CN}^-$
- $\text{KSCN} + 4\text{I}_2 + 4\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{KHSO}_4 + 7\text{HI} + \text{ICN}$
- $\text{KSCN} + 5\text{I}_2 + 4\text{H}_2\text{O} + \text{H}^+ \rightarrow \text{KHSO}_4 + 8\text{HI} + \text{CN}^- + 2\text{I}^+$
- $\text{SCN}^- + 5\text{I}_2 + 4\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HSO}_4^- + 8\text{I}^- + \text{CN}^- + 2\text{I}^+ + 7\text{H}^+$

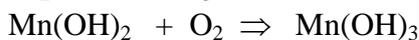
Medio Alcalino: Donde hay deficiencia de oxígeno se agrega OH^- y al otro lado agua.

Ejemplo:





Balacee la siguiente ecuación:



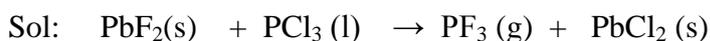
4.2 Reactivo limitante

El *reactivo limitante* es el reactivo que en una reacción química determina, o *limita*, la cantidad de producto formado, y provoca una concentración limitante a la anterior. Cuando una ecuación está balanceada, la estequiometría se emplea para saber los moles de un producto obtenidos a partir de un número conocido de moles de un reactivo. La relación de moles entre reactivo y producto se obtiene de la ecuación balanceada.

Generalmente cuando se efectúa una reacción química los reactivos no se encuentran en cantidades estequiométricamente exactas, es decir, en las proporciones que indica su ecuación balanceada. En consecuencia, algunos reactivos se consumen totalmente, mientras que otros son recuperados al finalizar la reacción. El reactivo que se consume en primer lugar es llamado **reactivo limitante**, ya que la cantidad de éste determina la cantidad total de producto formado. Cuando este reactivo se consume, la reacción se detiene. El o los reactivos que no se consumen parcialmente son los **reactivos en exceso**.

Al reactivo que se consume totalmente en una reacción química se le llama reactivo limitante y el reactivo que sobra se llama reactivo en exceso. Ejemplo.

Cuántas moles de cloruro de plomo II puede obtenerse a partir de la reacción entre 20g de cloruro de fósforo y 45 g de fluoruro de plomo II.



Calcule los pesos moleculares de las sustancias en estudio:

Pm PbF_2 : 245,18 g/mol y pm PCl_3 : 137,32 g/mol luego se pasan las masas de cada sustancia a moles:

- 20 g de PCl_3 (1 mol de PCl_3 / 137,32 g) = 0,146 mol de PCl_3 y
- 45 g de PbF_2 (1 mol de PbF_2 / 245,18) = 0,184 mol de PbF_2 -----.

De la reacción balanceada se obtiene que 2 moles de PCl_3 requieren 3 moles de PbF_2 y que 0,146 mol de PCl_3 (3 mol de PbF_2 / 2 mol de PCl_3) = 0,219 mol de PbF_2 .

De aquí se determina que el reactivo limitante es el PbF_2 y el que está en exceso el PCl_3

0,184 mol de PbF_2 (2 mol de PCl_3 / 3 mol de PbF_2) = 0,13 mol de PCl_3 es lo que se necesita para llevar a cabo la reacción

Practica:

Cuántos gramos de cloruro de hidrógeno se pueden producir a partir de 0,49 g de Hidrógeno y 50 g de cloro. La reacción es. $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{HCl}$.

Cuántas moles de Fe_3O_4 se pueden obtener haciendo reaccionar 16 g de Fe con 10 g de Agua? Cuál está en exceso y limitante? $\text{Fe} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Fe}_3\text{O}_4$

Consulte el libro de admisión para otros problemas similares Módulo 8.

4.3 Método 1

Este método se basa en la comparación de la proporción de cantidades de reactivo con la relación estequiométrica. Así, dada la ecuación general:



Siendo X e Y reactivos, Z productos y a, b y c, sus respectivos coeficientes estequiométricos.

Si

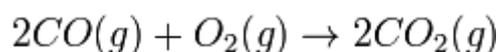
$$\frac{\text{mol } X \text{ disponible}}{\text{mol } Y \text{ disponible}} < \frac{a}{b} \text{ entonces X es el reactivo limitante.}$$

Si

$$\frac{\text{mol } X \text{ disponible}}{\text{mol } Y \text{ disponible}} > \frac{a}{b} \text{ entonces Y es el reactivo limitante.}$$

Ejemplo

La ecuación balanceada para la oxidación del monóxido de carbono a dióxido de carbono es la siguiente:



Si se tienen 4 moles de monóxido de carbono y 3 moles de oxígeno, ¿cuál es el reactivo limitante?

Aplicando el procedimiento anterior tenemos que

$$\frac{4 \text{ mol CO}}{3 \text{ mol O}_2} < \frac{2}{1}$$

por lo tanto CO es el reactivo limitante. En efecto, cuatro moles de CO sólo necesitan dos moles de O₂ para reaccionar, por lo que un mol de O₂ quedará como exceso una vez finalizada la reacción.

Este procedimiento puede hacerse extensivo a reacciones químicas con más de dos reactivos aplicando la fórmula:

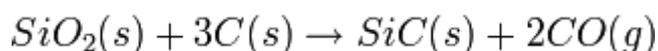
$$\frac{\text{mol } X \text{ disponible}}{a}$$

para todos los reactivos. El reactivo con el cociente más bajo es el reactivo limitante.

Método 2

Este método consiste en el cálculo de la cantidad esperada de producto en función de cada reactivo.

Se permite que reaccionen 3g de dióxido de silicio y 4,5g de carbono a altas temperaturas, para dar lugar a la formación de carburo de silicio según la ecuación:



Para encontrar el reactivo limitante debemos comparar la cantidad de producto que se obtiene con la cantidad dada de reactivo por separado. El reactivo que produzca la menor cantidad de producto es el reactivo limitante.

$$3\text{gSiO}_2 \times \frac{1 \text{ mol SiC}}{1 \text{ mol SiO}_2} \times \frac{1 \text{ mol SiO}_2}{60 \text{ g SiO}_2} \times \frac{40 \text{ g SiC}}{1 \text{ mol SiC}} = 2 \text{ g SiC}$$
$$4,5\text{gC} \times \frac{1 \text{ mol SiC}}{3 \text{ mol C}} \times \frac{40 \text{ g SiC}}{1 \text{ mol SiC}} \times \frac{3 \text{ mol C}}{36 \text{ g C}} = 5 \text{ g SiC}$$

El reactivo limitante es, en este caso, el dióxido de silicio.

4.4 Laboratorio n° 5

1- **Título: Tipos de reacciones químicas.** Tiempo aproximado: 2 horas.

2- Introducción

Las reacciones químicas de los compuestos se pueden clasificar en cuatro grandes grupos:

- a- síntesis o unión directa, $A + B \longrightarrow AB$
- b- descomposición $AB \longrightarrow A + B$
- c- desplazamiento simple y $A + BC \longrightarrow AB + C$
- d- doble desplazamiento o metátesis $AB + CD \longrightarrow AD + BC$

Como estos procesos no son directamente observables, ¿cómo sabemos cuándo ocurre un cambio químico? Usted sabrá que se ha formado una nueva sustancia cuando observe la presencia de: Un precipitado, un gas, un cambio de color o un cambio de temperatura.

3- Objetivos:

- Adquirir destrezas para identificar los diferentes tipos de reacciones químicas.
- Reconocer, por evidencias experimentales, cuándo ocurre una reacción química.

4- Materiales y reactivos:

Mechero de bunsen, gradilla, 12 tubos de ensayos, pinza para crisol, Pinza para tubos de ensayos, 1 gramo de clorato de potasio, un trozo de magnesio y granallas de zinc, 6 ml de HCl (1:1), 2 ml de solución de yoduro de potasio, 2 ml de solución de nitrato de plomo, 3 ml de solución de carbonato de sodio 0.1M, 3 ml de HCl concentrado, 3 ml de NaOH al 10 %, 3 ml de solución de BaCl₂ 0.1M, y 3 ml de H₂SO₄ concentrado

5- Procedimiento

5.1- síntesis

Con la ayuda del mechero de Bunsen, se enciende el trozo de magnesio que se sujeta con la pinza para crisol. Anote sus observaciones.

5.2- Descomposición

Se coloca un gramo de clorato de potasio en un tubo de ensayo, se sujeta con las pinzas para tubos de ensayos (no dirija la boca del tubo hacia la cara de su compañero), y se calienta directamente a la llama del mechero, cuando el clorato se funde y desprende burbujas, se acerca a la boca del tubo un palillo con un punto de ignición. Anote sus observaciones.

5.3- Desplazamiento

Se vierte 3 mL de HCl (1:1) en un tubo de ensayo y se agrega el trozo de granalla de zinc. El gas desprendido de la reacción se recoge en otro tubo de ensayo invertido, una vez que el tubo esté lleno de gas, en esa misma posición se lleva a la llama del mechero. Anote sus observaciones.

5.4- Doble desplazamiento

Se colocan en un tubo de ensayo 2 mL de solución diluida de yoduro de potasio y en otro 2 mL de solución de nitrato de plomo. Se mezcla el contenido de ambos tubos de ensayos. Anote sus observaciones. En caso de no disponerse de estos reactivos, se pueden utilizar soluciones de nitrato de plata y cloruro de sodio

5.5- Reacciones de estudio

Cada uno de los siguientes ensayos mezcle a volúmenes iguales (3mL) . Anote que sucede en cada caso

- a- Combine soluciones de carbonato de sodio 0.1m y HCl conc.
 - b- Combine soluciones de NaOH al 10% y HCl 6M
 - c- Combine soluciones de cloruro de bario 0.1M y H₂SO₄ 3M.
- 6- Resultados: Complete y balancee las ecuaciones para cada una de las reacciones

Evidencias de las reacciones	Escriba las ecuaciones balanceadas
5.1 _____	Mg + O _____
5.2 _____	
5.3 _____	
5.4 _____	
5.5 _____	
5.a _____	
5.b _____	
5.c _____	

7 Análisis de Resultados. Análisis de cada reacción. Clasifique cada una de las tres reacciones del experimento a, b y c.

8- Conclusiones

9- Bibliografía

10-vocabulario.

Tipos de Reacciones Químicas:

- a- Corte un segmento de Magnesio, Péselo y cuánto de O₂ se requiere para efectuarse la reacción? líjelo y enciéndalo, observe lo que se produce. Recoja el producto y le adiciona agua. Deje reposar por 5 minutos y le adiciona tres gotas de fenolftaleína. Que se forma.
- b- Coloque una página al fuego y observe que ocurre, clasifique la reacción.
- c- Pese un gramo de Zn y lo adiciona en 10 cc de HCl. Qué ocurre y cuánto de ZnCl₂ se forma.
- d- Corte un segmento de cobre metálico y lo adiciona al vaso químico con ácido nítrico. Observe con cuidado hacia la cámara de extracción, que sucede complete la reacción.
- e- Prepare una solución saturada de nitrato de plata (0.5g) y sal común(0.5g). Luego adicione gotas de nitrato al tubo de ensayo con sal. Que sucede.

Cuánto se forma de AgCl? Anote y complete la reacción. Quién es el reactivo limitante y en exceso?

- f- Prepare una solución saturada de sulfato de cobre pentahidratado en un vaso químico y adicione un clavo, alambre dulce o alambre de cobre. Deje reposar por cinco minutos. Saque y anote lo que observa. Escriba la reacción completa.
- g- Mezcle sacarosa con clorato de potasio y le adiciona Dos o tres gotas de ácido sulfúrico. Dentro de la cámara de extracción. con cuidado y anote. Quién es el reactivo limitante y reactivo en exceso?
- Adicione 3 cc HCl en 250 cc y le adiciona 4 gotas del indicador, luego adicione NaOH(1 g en 500 cc) hasta que aparezca un color. Qué sucedió, anote clasifique. Calcule cuanto se forma de NaCl?
- h- Clasifique cada reacción según el tipo de reacción químico

Li
K
Ba
Ca
Na
Mg
Al
Zn
Cr
Fe
Cd
Co
Ni
Sn
Pb
H
Cu
Hg
Ag
Pt
Au

Desplazan hidrógenos de los ácidos

Desplazan el hidrógeno del vapor de agua

Desplazan el hidrógeno del agua fría

Serie de actividad de los metales.
Los metales están ordenados de acuerdo con su capacidad para desplazar al hidrógeno de un ácido o del agua.

El Litio (Li) es el metal mas reactivo, y el Oro (Au) es el menos reactivo.

FullQuímica.com

Bibliografía

- Association, A. P. (2016). Normas Actualizadas para trabajos escritos. *APA*, 25.
- Garzón, G. (2000). *Fundamentos Generales de Química*. México: Mc Graw Hill.
- Raymond, C. (2010). *Química General*. México: Mc Graw Hill.