



Universidad Nacional Autónoma de México

Facultad de Estudios Superiores Zaragoza

Material didáctico de la unidad uno de la
asignatura Química I para la carrera de
Ingeniería Química

Tesis
Para obtener el título de
Ingeniero Químico

Presenta:

Vázquez Flores Carolina

Director de Tesis

María Alejandra Valentán González



Ciudad de México, 2016



Universidad Nacional
Autónoma de México



UNAM – Dirección General de Bibliotecas
Tesis Digitales
Restricciones de uso

DERECHOS RESERVADOS ©
PROHIBIDA SU REPRODUCCIÓN TOTAL O PARCIAL

Todo el material contenido en esta tesis esta protegido por la Ley Federal del Derecho de Autor (LFDA) de los Estados Unidos Mexicanos (México).

El uso de imágenes, fragmentos de videos, y demás material que sea objeto de protección de los derechos de autor, será exclusivamente para fines educativos e informativos y deberá citar la fuente donde la obtuvo mencionando el autor o autores. Cualquier uso distinto como el lucro, reproducción, edición o modificación, será perseguido y sancionado por el respectivo titular de los Derechos de Autor.

Agradecimientos:

A Dios, por la dicha que me da de llegar al momento más importante de mi vida y su amor infinito.

A mis Padres Javier Vázquez y Nemecia Flores, por su apoyo incondicional, al demostrarme su amor y comprensión a lo largo de mi vida, dejándome la mejor herencia que pueda existir.

A mis Hermanos Rocío, Teresa y Elías, por toda la ayuda que recibí a lo largo de mi vida académica por los consejos que me dieron, a quienes admiro y respeto por ser un ejemplo a seguir.

A mi Abuelita Carmen Elías, porque siempre está en los buenos y en los malos momentos brindándome su apoyo y su amor.

A mis Amigos, por que se que son la familia que uno elije, porque he crecido a su lado y están conmigo en los momentos más importantes de mi vida.

A mis Profesores, a todos los que han compartido su conocimiento, porque son una parte importante de este logro.

Y un agradecimiento especial a mi esposo Enrique Montes, por tu amor y apoyo que me has brindado en esta última etapa de mi vida, Te amo y quiero que este triunfo lo tomes como tuyo, empezamos una nueva vida, en la cual estamos creciendo juntos.

A mi Directora Ma. Alejandra Valentán por su paciencia y el empeño que puso, por la ayuda y consejos que recibí para que este trabajo fuera un éxito.

Gracias....



UNIVERSIDAD NACIONAL
AUTÓNOMA DE
MÉXICO

FACULTAD DE ESTUDIOS
SUPERIORES "ZARAGOZA"

DIRECCIÓN

JEFE DE LA UNIDAD DE ADMINISTRACIÓN
ESCOLAR
PRESENTE.

Comunico a usted que al alumno(a) Vázquez Flores Carolina con número de cuenta 40807493-3 de la carrera Ingeniería Química, se le ha fijado el día 12 del mes de Febrero de 2016 a las 09:00 horas para presentar su examen profesional, que tendrá lugar en la sala de exámenes profesionales del Campus II de esta Facultad, con el siguiente jurado:

PRESIDENTE	I.Q. FRANCISCO JAVIER MANDUJANO ORTÍZ
VOCAL	I.Q. MARÍA ALEJANDRA VALENTÁN GONZÁLEZ
SECRETARIO	I.Q. JOSÉ ANTONIO ZAMORA PLATA
SUPLENTE	I.Q. MARIO BARROSO MORENO
SUPLENTE	M. EN C. MARINA CABALLERO DÍAZ

[Firma]
[Firma]
[Firma]
[Firma]
[Firma]

El título de la tesis que se presenta es: **Material didáctico de la unidad I de la asignatura de Química I para la Carrera de Ingeniería Química.**

Opción de Titulación: Tesis Convencional

ATENTAMENTE
"POR MI RAZA HABLARÁ EL ESPÍRITU"
México, D. F. a 05 de Enero de 2016.

[Firma]
DR. VÍCTOR MANUEL MENDOZA NUÑEZ
DIRECTOR



ZARAGOZA
DIRECCIÓN

Vo.Bo. *[Firma]*
I.Q. DOMINGA ORTIZ BAUTISTA
JEFA DE LA CARRERA DE I.Q.

RECIBÍ:
OFICINA DE EXÁMENES PROFESIONALES
Y DE GRADO

ÍNDICE

RESUMEN.....	1
INTRODUCCIÓN	2
OBJETIVOS	2
HIPÓTESIS.....	3
1 LA TABLA PERIÓDICA	4
2 NOMENCLATURA	11
2.1 FORMACIÓN Y NOMENCLATURA DE MOLÉCULAS EN SU ESTADO NATURAL.....	11
2.2 SALES DE HALÓGENO (HALOIDE)	13
2.3 HIDRÁCIDOS	14
2.4 ÓXIDOS Y ANHÍDRIDOS	14
2.4.1 Anhídridos con una valencia: Boro y Silicio.....	15
2.4.2 Anhídridos con dos valencias (Carbono).....	16
2.4.3 Anhídridos con 3 valencias de la familia VI A: Azufre, Selenio y Telurio.....	16
2.4.4 Anhídridos con 3 valencias de la familia V A: Nitrógeno, Fósforo, Arsénico y Antimonio....	17
2.4.5 Anhídridos con 4 Valencias de la familia VII A: Flúor, Cloro, Bromo y Yodo	17
2.5 OXIÁCIDOS ó ÁCIDOS	18
2.5.1 Familia III A del Boro.....	18
2.5.2 Familia IV A.....	19
2.5.3 Familia VA.....	19
2.5.3 Familia VIA.....	20
2.5.4 Familia VIIA.....	21
2.6 ANIONES OXIÁCIDOS (SIN HIDRÓGENOS)	22
2.7 OXISALES	22
3 ESTEQUIOMETRÍA.....	25
4 LEYES PONDERALES.....	31
4.1 LEY DE LA CONSERVACIÓN DE LA MASA	31
4.2 LEY DE LAS PROPORCIONES CONSTANTES.....	31
4.3 LEY DE LAS PROPORCIONES MÚLTIPLES	32
4.4 LEY DE LOS VOLUMENES DE COMBINACIÓN DE LOS GASES.....	33
5 COMPOSICIÓN PORCENTUAL DE UNA FÓRMULA QUÍMICA	34

Material didáctico de la unidad uno de la asignatura Química I para la carrera de Ingeniería Química

6 FÓRMULA EMPÍRICA.....	35
7 PREPARACIÓN DE SOLUCIONES.....	40
7.1 POR CIENTO EN PESO [% EN PESO (% P/P)]	40
7.2 POR CIENTO EN VOLUMEN [% EN VOLUMEN (% P/V)]	41
7.3 MOLALIDAD (m)	42
7.4 MOLARIDAD (M).....	42
7.5 FORMALIDAD (F)	43
7.6 NORMALIDAD (N).....	43
7.6.2 Número de equivalentes de bases fuertes.....	44
7.6.3 Número de equivalentes de bases débiles.....	44
7.6.4 Número de equivalentes en reacciones óxido-reducción.....	44
7.6.5 Número de equivalentes de otros compuestos	44
8 DILUCIONES.....	49
8.1 DILUCIÓN POR RELACIÓN DE VOLÚMENES.....	50
9 BALANCEO DE REACCIONES.....	51
9.1 PROCEDIMIENTO DE BALANCEO DE UNA REACCIÓN POR EL MÉTODO DE OXIDACIÓN - REDUCCIÓN	54
9.2 PROCEDIMIENTO PARA BALANCEAR UNA REACCIÓN POR IÓN ELECTRÓN EN MEDIO ÁCIDO. ..	57
9.3 PROCEDIMIENTO PARA BALANCEAR UNA REACCIÓN POR IÓN ELECTRÓN EN MEDIO BÁSICO. .	59
10 RELACIONES PONDERALES.....	61
10.1 RELACIÓN MASA- MASA.....	61
10.2 RELACIÓN MASA- VOLUMEN	61
10.3 RELACIÓN VOLUMEN- VOLUMEN	62
11 REACTIVO LIMITANTE	64
12 CÁLCULO DE REACTIVOS O PRODUCTOS CON CIERTO GRADO DE PUREZA.....	68
13 REACCIONES CON REACTIVOS O PRODUCTOS QUE FORMAN UNA MEZCLA.....	71
CONCLUSIÓN:	73
REFERENCIAS BIBLIOGRÁFICAS:.....	74
ANEXO.....	75
RESPUESTAS A LOS EJERCICIOS	75

Índice de tablas

Tabla 1: Características de la familia I A.....	7
Tabla 2: Características de la familia II A.....	8
Tabla 3: Características de la familia VII A.....	9
Tabla 4: Cationes más comunes.....	9
Tabla 5: Aniones agrupados por valencia.....	10
Tabla 6: Tabla Resumen para nombrar anhídridos.....	15
Tabla 7: Nomenclatura de anhídridos Boro y Silicio.....	15
Tabla 8: Diferentes formas de nombrar un anhídrido de Carbono.....	16
Tabla 9: Diferentes formas de nombrar un anhídrido de Azufre.....	16
Tabla 10: Diferentes formas de nombrar un anhídrido de Nitrógeno.....	17
Tabla 11: Diferentes formas de nombrar un anhídrido de Cloro.....	18
Tabla 12: Oxiácidos de Boro.....	18
Tabla 13: Oxiácidos del Carbono y Silicio.....	19
Tabla 14: Oxiácidos de Nitrógeno.....	19
Tabla 15: Oxiácidos de Fósforo con una mol de agua.....	20
Tabla 16: Oxiácidos de Fósforo con dos moles de agua.....	20
Tabla 17: Oxiácidos de Fósforo con tres moles de agua.....	20
Tabla 18: Oxiácidos del Azufre.....	20
Tabla 19: Oxiácidos de Cloro.....	21
Tabla 20: Aniones más comunes.....	22
Tabla 21: Composición constante del agua.....	31
Tabla 22: Composición porcentual del ácido sulfúrico.....	34
Tabla 23: Resumen de preparación de soluciones.....	49

RESUMEN

El presente trabajo es una contribución al proceso de enseñanza – aprendizaje para la primera unidad del primer curso de la asignatura de Química, de la carrera de Ingeniería Química de la Facultad de Estudios Superiores Zaragoza, UNAM.

Esperamos que esta contribución al proceso de enseñanza – aprendizaje permita que los alumnos acrediten en tiempo y forma el ciclo básico. En lo personal, considero que este ciclo es el más difícil e importante ya que permite una regularización en el perfil del estudiante de Ingeniería Química, en virtud de que el nivel académico de los egresados del nivel medio superior, no es uniforme para todos los alumnos que ingresan a esta carrera y por ello, algunos no logran una comprensión de la totalidad de las temáticas.

Se abordan los temas de la primera unidad de Química I, iniciando con un breve recordatorio de la estructura de la tabla Periódica y explicando la relación que guardan las propiedades de los elementos de las diferentes familias en la misma. En cuanto a la nomenclatura se explica cómo se nombran los compuestos. A continuación en el tema de estequiometría, se indica cómo realizar los cálculos estequiométricos.

Con base en las leyes ponderales, se calcula la composición de la fórmula química, así como la fórmula empírica. En el tema de unidades de concentración se han detallado los procedimientos para la preparación de soluciones, así como para las diluciones, ejemplificándose dichos temas.

Una vez estudiados estos temas, se continúa con el balanceo de ecuaciones para proceder con el cálculo del reactivo limitante de una reacción y se aborda el tema de cálculo de reactivos o productos con cierto grado de pureza.

En este trabajo se incluyen ejemplos y ejercicios cuya solución de cada uno de los mismos, se encuentran en el anexo.

INTRODUCCIÓN

La asignatura de Química I se ubica en el primer semestre de la carrera de Ingeniería Química de la Facultad de Estudios Superiores Zaragoza y el contenido de la primer unidad se relaciona horizontalmente con la materia de Laboratorio de Ciencia Básica I, verticalmente, el alumno aplicará los conocimientos adquiridos en esta unidad, no solo en los siguientes semestres, sino a lo largo de su vida profesional.

Cabe mencionar que: existe un alto índice de reprobación (aproximadamente entre 60 y 70%), en la asignatura de Química I, debido a la falta de comprensión de algunos temas o que presentan dificultad para aprender porque no todos tienen la misma información o conocimiento previo y a las diversas estrategias y métodos de enseñanza de los profesores.

La idea de realizar el siguiente material didáctico, surge a partir de las complicaciones que algunos compañeros y yo, de la carrera de Ingeniería Química, tuvimos a lo largo de la misma, así como de la problemática que tiene cada estudiante al no tener claros los conceptos básicos de Química. Por otra parte, este material no pretende sustituir al profesor ni demeritar la enseñanza del mismo.

OBJETIVOS

Se tiene el propósito de que con este material didáctico el alumno que ingrese a la carrera de Ingeniería Química:

- a) Disponga de un material de apoyo el cual le facilite la comprensión de la primera unidad de la asignatura de Química I.
- b) Que el alumno adquiera los conocimientos de la manera concreta y precisa de modo que cuando curse los semestres más avanzados, pueda realizar con facilidad los cálculos que se requieran en el diseño de los equipos industriales.
- c) Concentrar y enriquecer la información relativa al contenido de la primera unidad de Química I para tener una definición concreta de cada concepto o temática y no varias que puedan traer confusiones a los estudiantes, con base en el programa recién aprobado para la acreditación de la carrera de Ingeniería Química de la Facultad de Estudios Superiores Zaragoza.

Material didáctico de la unidad uno de la asignatura Química I para la carrera de Ingeniería Química

- d) Retroalimentar el aprendizaje del alumno mediante ejercicios propuestos con solución.
- e) Que este material ayude a reducir el alto índice de reprobados en esta asignatura

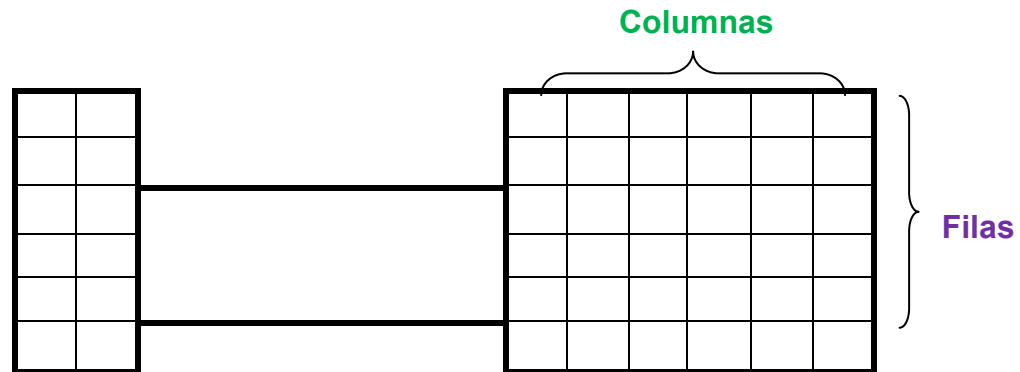
HIPÓTESIS

Si los alumnos de la carrera de Ingeniería Química de la Facultad de Estudios Superiores Zaragoza, UNAM, disponen de un material didáctico elaborado desde la Perspectiva del estudiante, basado en el concepto de que el estudiante enseña al estudiante y que cubre el contenido de la Unidad 1 de la asignatura de Química I, y ejercicios con respuesta, se espera que adquieran los conocimientos necesarios para acreditar la asignatura de Química I, para aplicarlos en los Laboratorios de Ciencia Básica I y II, así como en los semestres subsecuentes.

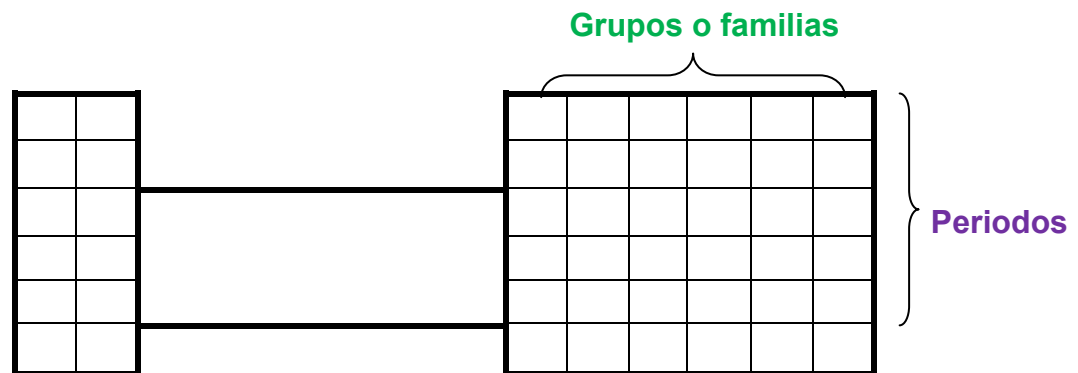
1 LA TABLA PERIÓDICA

No se puede hablar de Química sin mencionar a la Tabla Periódica y analizarla desde la perspectiva de la posibilidad de combinación de los elementos que la componen.

En la Tabla Periódica, los elementos se encuentran ordenados según su número atómico y están distribuidos en columnas y filas:



A las columnas se les denomina grupos o familias y a las filas se les conoce como Periodos.



La Tabla Periódica está integrada por 8 familias A y 8 familias B, y existen 118 elementos, 92 de los cuales son naturales y el resto sintéticos, es decir, producidos por el hombre.

En la Tabla Periódica existen 18 columnas (la familia VIII B está integrada por 3 columnas), las cuales se numeran del 1 al 18, o bien con números romanos acompañados de una letra:

Material didáctico de la unidad uno de la asignatura Química I para la carrera de Ingeniería Química

A: Para los elementos representativos.

B: Para los elementos de transición.

1 IA																	18 VIII A
1 H	2 IIA											13 IIIA	14 IVA	15 VA	16 VIA	17 VIIA	2 He
3 Li	4 Be											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne
11 Na	12 Mg	3 IIIB	4 IVB	5 VB	6 VIB	7 VIIIB	8	9	10	11 IB	12 IIB	13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar
9 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr
37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe
55 Cs	56 Ba	57 La	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn

En los elementos representativos, el número de la columna es igual a su número de electrones de valencia.

Los átomos que pertenecen a las familias 13, 14, 15, 16, 17 o bien 18, tienen 3, 4, 5, 6, 7 y hasta 8 electrones de valencia respectivamente.

La familia I A, tiene como característica principal que está constituida por metales alcalinos y todos tienen valencia 1+ debido que en su configuración electrónica solo hay un electrón en su último nivel de energía.

Veámoslo con detalle:

Todos los elementos de la Tabla Periódica están formados por un núcleo donde se encuentran los protones y neutrones, en el orbital (lugar donde existe la mayor probabilidad de encontrar al electrón) se encuentran girando alrededor del núcleo los electrones, los cuales le dan el lugar que ocupa dentro de la Tabla Periódica.

Por ejemplo:

El Sodio (Na) de número atómico 11 en la Tabla Periódica, tiene 11 protones, 11 neutrones y 11 electrones girando alrededor del núcleo. Físicamente su estructura atómica sería así:

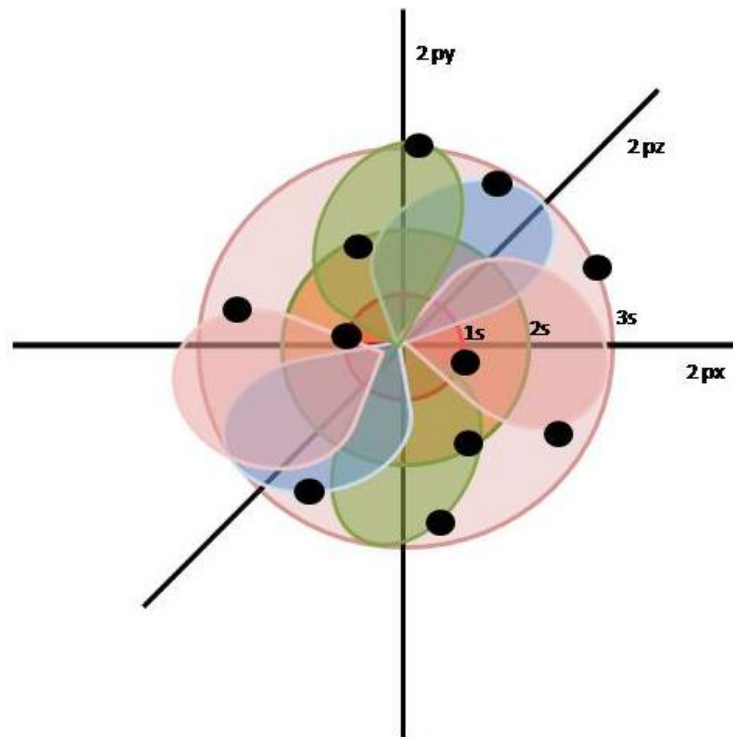


Figura 1. Distribución energética del Sodio

El último nivel energético indica la familia y Periodo en donde se encuentra ubicado el elemento en la Tabla Periódica y su valencia.

En este caso, al ceder su electrón del nivel 3s, el átomo de Sodio queda cargado positivamente pues hay 11 protones y 11 neutrones en su núcleo y 1 electrón en ese último nivel de energía (3s), lo que le da la valencia 1^+ y lo convierte en catión (Cación: elemento, generalmente metal que pierde o cede electrones), porque es más probable ceder los electrones para adquirir su forma más estable.

Eso es lo que tienen en común las familias. Así tenemos que la familia IA en su último nivel energético (s) solo tendrá un electrón que es más fácil ceder como se muestra en la tabla 1.

Material didáctico de la unidad uno de la asignatura Química I para la carrera de Ingeniería Química

Elemento	símbolo	Número atómico	Configuración electrónica	Fam.	Periodo
Hidrógeno	H	1	$1s^1$	A I	1
Litio	Li	3	$1s^2 2s^1$	A I	2
Sodio	Na	11	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$	A I	3
Potasio	K	19	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$	A I	4
Rubidio	Rb	37	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^1$	A I	5
Cesio	Cs	55	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^1$	A I	6
Francio	Fr	87	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^6 7s^1$	A I	7

Tabla 1: Características de la familia I A

Para un mejor memorización de los elementos de la Tabla Periódica, como menciona el I.Q. Neftalí Cabrera Cruz, conviene hacer oraciones que relacionen los símbolos de los elementos de una familia, ejemplo,

La **H**ija de **LiNa**, **KeRobo** **C**as en **Fr**ancia

Para la familia 2A en su último nivel energético (**s**) tendrá dos electrones que son *más fáciles de ceder, como se muestra en la tabla 2.*

Material didáctico de la unidad uno de la asignatura Química I para la carrera de Ingeniería Química

Elemento	Símbolo	Núm. atómico	Configuración electrónica	Fam.	Periodo
Berilio	Be	4	$1s^2 2s^2$	A II	2
Magnesio	Mg	12	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$	A II	3
Calcio	Ca	20	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$	A II	4
Estroncio	Sr	38	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2$	A II	5
Bario	Ba	56	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2$	A II	6
Radio	Ra	88	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^6 7s^2$	A II	7

Tabla 2: Características de la familia II A

Usando la técnica del I.Q. Neftalí Cabrera Cruz, para recordar los elementos de la familia IIA, IIIA, IVA, VA y VIA

La **Be** **Be** **Mag**ui se quiere **Ca****Sar** en un **Bar** con **Ram**ón

BAIGame ahora hasta el **Indio** **Talio**nea

Cada **Siete** **Gentes** **Estaño** a **Pablo**

Ni **PA**sa ni **Sube** **Bien**

El **OSo** **Se** **Te** **Pone** al brinco

En la familia VII A, sucede lo contrario, es más fácil aceptar otro electrón que complete su nivel energético para hacerlo estable convirtiéndolo en anión (es aquel elemento que gana electrones y que generalmente son no metales) como se puede notar en la tabla 3.

Material didáctico de la unidad uno de la asignatura Química I para la carrera de Ingeniería Química

Elemento	símbolo	Número atómico	Configuración electrónica	Fam.	Periodo
Flúor	F	7	$1s^2 2s^2 2p^5$	A VII	2
Cloro	Cl	17	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$	A VII	3
Bromo	Br	35	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4 4s^2 3d^{10} 4p^5$	A VII	4
Yodo	I	53	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^5$	A VII	5
Ástato	At	85	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^5$	A VII	6

Tabla 3: Características de la familia VII A

En este caso particular generalmente se une a otro átomo igual y por esta razón, estos elementos los vamos a encontrar en su forma diatómica:



Para poder combinar los elementos de la Tabla Periódica es necesario memorizar cada una de las familias y sus respectivas valencias. Para ello anteriormente te mencionamos la técnica del I.Q. Neftalí Cabrera Cruz, lo cual es una manera fácil de recordar y en la tabla 4, listamos los elementos por valencia.

1+	2+	3+	1+ y 2+	1+ y 3+	2+ y 3+	2+ y 4+
H	Be	B	Cu	Au	Cr	Pt
Li	Mg	Al	Hg		Mn	Sn
Na	Ca	Bi			Fe	Pb
K	Sr				Co	
Rb	Ba				Ni	
Cs	Ra					
Fr	Zn					
NH ₄	Cd					

Tabla 4: Cationes más comunes

Material didáctico de la unidad uno de la asignatura Química I para la carrera de Ingeniería Química

En la tabla 5 hemos listado los aniones por valencia y por la familia a la que pertenecen en la Tabla Periódica

4-	3-	2-	1-
C	N	O	F
Si	P	S	Cl
		Se	Br
		Te	I

Tabla 5: Aniones agrupados por valencia

En la tabla 20 encontrarás una lista de aniones de más de un átomo.

2 NOMENCLATURA

En Química, la nomenclatura son los nombres y símbolos asignados a una sustancia cualquiera, es decir son las letras que identifican a los elementos químicos y sus diferentes compuestos.

Un elemento es un conjunto de átomos que poseen características comunes que además los distinguen de otros átomos y los podemos encontrar en la Tabla Periódica:

Ejemplos de elementos:

Vanadio	V	Germanio	Ge	Francio	Fr
Talio	Tl	Ástato	At	Rutenio	Ru
Galio	Ga	Polonio	Po	Fósforo	P
Indio	In	Helio	He	Manganeso	Mn

Un compuesto es la unión de dos o más elementos (átomos de diferentes características).

Ejemplos de compuestos:

NaCl	Cloruro de Sodio	CO ₂	Dióxido de Carbono
H ₂ O	Agua	H ₂ SO ₄	Ácido Sulfúrico

2.1 FORMACIÓN Y NOMENCLATURA DE MOLÉCULAS EN SU ESTADO NATURAL.

Antes de nombrar compuestos, es necesario definir los siguientes conceptos:

Valencia: es el número de electrones que se encuentran en el último nivel energético y que se pueden combinar (electrones que se pueden ceder o ganar).

Número de oxidación: Es el número de electrones que gana o pierde un átomo al combinarse con otros átomos para formar un compuesto ó al llevarse a cabo una reacción química.

Electronegatividad: Es la fuerza del núcleo del átomo para atraer electrones.

Los compuestos más sencillos de nombrar son las moléculas diatómicas, es decir, la unión de dos elementos iguales. Por ejemplo:

Material didáctico de la unidad uno de la asignatura Química I para la carrera de Ingeniería Química

S₂: molécula diatómica de Azufre

F₂: molécula diatómica de Flúor

Cl₂: molécula diatómica de Cloro

Br₂: molécula diatómica de Bromo

I₂: molécula diatómica de Yodo

También existen moléculas formadas por más de dos átomos. Por ejemplo:

P₄: molécula tetratómica de Fósforo

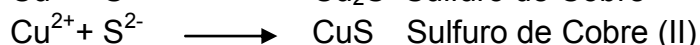
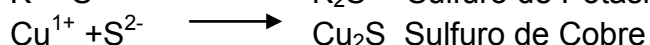
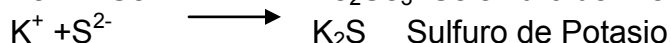
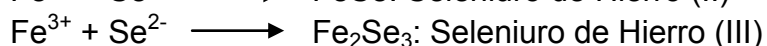
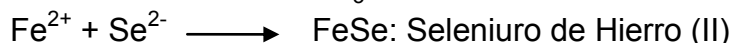
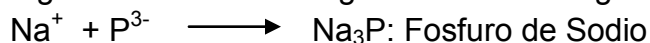
S₈: molécula octa-atómica de Azufre

Ahora, podemos empezar a hacer combinaciones de elementos y nombrarlos.

Sabemos que el Aluminio tiene valencia 3⁺ y el Cloro, valencia 1⁻, por lo tanto se necesitan tres átomos de Cloro por cada átomo de Aluminio y el nombre del compuesto es Cloruro de Aluminio (cruzando valencias se forma la molécula del compuesto).



Ejemplos:



Ejercicio 1. Nombra los siguientes compuestos



Anteriormente se utilizaba el prefijo SESQUI para la relación 2 a 3 (Fe₂Se₃: Sesqui Seleniuro de Hierro) y el prefijo HEMI para la relación 2 a 1 (K₂S: Hemi Sulfuro de Potasio)

2.2 SALES DE HALÓGENO (HALOIDE)

Para nombrar una sal se menciona primero el nombre del halógeno (X) con la terminación URO seguido por el nombre del metal (M de la familia IA y IIA):

Un metal	+	un halógeno	=	sal haloidea
fam. IA	+	fam. VIIA	=	M-X
Na ⁺¹	+	Cl ⁻¹ →	NaCl	Cloruro de Sodio
Li ⁺	+	F ⁻¹ →	LiF	Fluoruro de Litio
Na ⁺	+	I ⁻¹ →	NaI	Yoduro de Sodio
K ⁺	+	Br ⁻¹ →	KBr	Bromuro de Potasio

Como la familia IA tiene valencia 1+ y la familia VIIA tiene valencia 1-, no es necesario agregar subíndices.

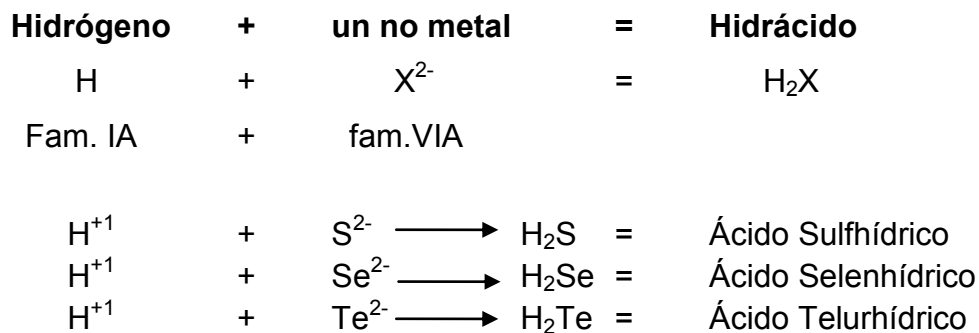
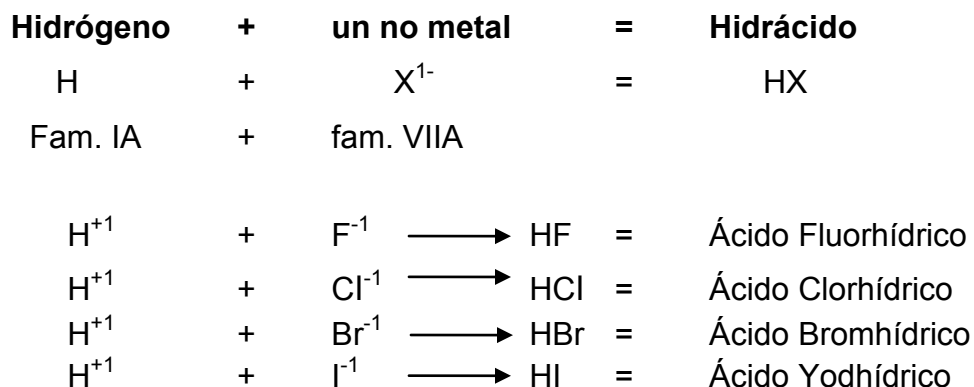
En el caso de la familia IIA como tiene valencia 2+ se requieren dos átomos del halógeno indicado por subíndices:

Un metal	+	un halógeno	=	sal haloidea
Fam. IIA	+	fam. VIIA	=	M-X ₂
Be ²⁺	+	F ⁻¹ →	BeF ₂	Fluoruro de berilio
Mg ²⁺	+	Cl ⁻¹ →	MgCl ₂	Cloruro de Magnesio
Ca ²⁺	+	I ⁻¹ →	CaI ₂	Yoduro de calcio

Cuando ya se sabe la valencia del anión y del catión es más fácil que indiques cuantos átomos se necesitan, mediante los subíndices, para hacer la fórmula del compuesto correctamente.

2.3 HIDRÁCIDOS

Se forman al disolver una sal haloidea en agua, donde el Hidrógeno se combina con el no metal ^[1]. Para nombrarlos se antepone la palabra ácido, seguido de la raíz del átomo no metálico y la terminación hídrico.



2.4 ÓXIDOS Y ANHÍDRIDOS

Todos los elementos al combinarse con Oxígeno se oxidan y por ello se denominan óxidos pero si es un Metal el que se une con el Oxígeno, es un óxido nato y si es un No Metal el que se une con el Oxígeno se designa también como anhídrido; aunque químicamente todos son óxidos.

Para nombrarlos, se disponen al menos de 3 formas que detallaremos a continuación.

- a) Nombrarlos como óxidos
 - i) Indicando el número de átomos de Oxígeno
 - ii) Indicando la valencia del no metal

[1] González Muradás, pág. 57

Material didáctico de la unidad uno de la asignatura Química I para la carrera de Ingeniería Química

- b) Nombrándolos como anhídridos. Primero se antepone la palabra anhídrido, se agrega el prefijo HIPO o PER, la raíz del nombre del átomo no metálico y la terminación OSO o ICO dependiendo en cada caso de la valencia del no metal.

En la tabla 6 se resume el uso de los prefijos y terminaciones para nombrar los anhídridos dependiendo del número de compuestos que pueden formarse a partir del mismo átomo y sus diferentes valencias.

Número de compuestos que se pueden formar	Prefijos	Terminaciones	
1	--	ico	__ICO
2	--	oso, ico	__OSO __ICO
3	Hipo	oso, ico	HIPO __OSO __OSO __ICO
4	Hipo, Per	oso, ico	HIPO __OSO __OSO __ICO PER __ICO

Tabla 6. Tabla Resumen para nombrar anhídridos

2.4.1 Anhídridos con una valencia: Boro y Silicio

Por regla general, cuando solo existe un anhídrido como en este caso, la terminación debe ser ICO, como se muestra en la tabla 7.

Valencia	Fórmula	Por átomos	Por valencia del no metal	Como anhídrido
3+	B ₂ O ₃	Trióxido de Diboro	óxido de Boro (III)	anhídrido Bórico
4+	SiO ₂	Dióxido de Silicio	óxido de Silicio (IV)	anhídrido Silícico

Tabla 7. Nomenclatura de un anhídrido de Boro y Silicio

2.4.2 Anhídridos con dos valencias (Carbono)

En la tabla 8, se mencionan las diferentes formas de nombrar a los compuestos de Carbono. Observa que para nombrarlos como anhídridos, se han utilizado las terminaciones OSO e ICO.

Valencia	Fórmula	Por átomos	Por valencia	Como anhídrido
2+	CO	Monóxido de Carbono	óxido de Carbono (II)	anhídrido Carbonoso
4+	CO ₂	Dióxido de Carbono	óxido de Carbono (IV)	anhídrido carbónico

Tabla 8. Diferentes formas de nombrar un anhídrido de Carbono

2.4.3 Anhídridos con 3 valencias de la familia VI A: Azufre, Selenio y Telurio

Los anhídridos del Azufre, Selenio y Telurio se nombran de manera semejante por lo que solo hemos anotado las diversas formas de nombrar los compuestos de Azufre como se muestra en la tabla 9.

Valencia	Fórmula	Por átomos	Por valencia	Como anhídrido
2+	SO	Monóxido de Azufre	óxido de Azufre (II)	anhídrido Hipo Sulfuroso
4+	SO ₂	Dióxido de Azufre	óxido de Azufre (IV)	anhídrido Sulfuroso
6+	SO ₃	Trióxido de Azufre	óxido de Azufre (VI)	anhídrido Sulfúrico

Tabla 9. Diferentes formas de nombrar un anhídrido de Azufre

Como excepción, en esta familia el Azufre, Selenio y Telurio, también pueden trabajar con la valencia 7+ pero no se utilizan el prefijo PER y la terminación ICO, sino que se nombran como se indica a continuación:

S ₂ O ₇	Anhídrido Peroxodisulfurico
Se ₂ O ₇	Anhídrido Peroxodiselenico
Te ₂ O ₇	Anhídrido Peroxoditelurico

Material didáctico de la unidad uno de la asignatura Química I para la carrera de Ingeniería Química

Ejercicio 2: Forma los anhídridos para el Selenio y Telurio con sus diferentes valencias

2.4.4 Anhídridos con 3 valencias de la familia V A: Nitrógeno, Fósforo, Arsénico y Antimonio

Los anhídridos de esta familia, se nombran de manera semejante a la familia VI A y también observarás que sólo hay 3 valencias por lo que no hay prefijo PER, como se muestra en la tabla 10.

Valencia	Fórmula	Por átomos	Por valencia	Como anhídrido
1+	N ₂ O	monóxido de Nitrógeno	óxido de Nitrógeno (I)	anhídrido Hipo Nitroso
3+	N ₂ O ₂	dióxido de Nitrógeno	óxido de Nitrógeno (III)	anhídrido Nitroso
5+	N ₂ O ₃	trióxido de Nitrógeno	óxido de Nitrógeno (V)	anhídrido Nítrico

Tabla 10. Diferentes formas de nombrar un anhídrido de Nitrógeno.

Ejercicio 3: Forma los anhídridos para el Nitrógeno, Fósforo y Arsénico con sus diferentes valencias

2.4.5 Anhídridos con 4 Valencias de la familia VII A: Flúor, Cloro, Bromo y Yodo

Como caso particular el Flúor no forma anhídridos, por su electronegatividad. Los anhídridos del Cloro, Bromo y Yodo se nombran de manera semejante por lo que en la tabla 11, solo hemos anotado las diversas formas de nombrar los compuestos de Cloro.

Material didáctico de la unidad uno de la asignatura Química I para la carrera de Ingeniería Química

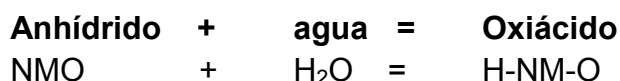
Valencia	Fórmula	Por átomos	Por valencia del no metal	Como anhídrido
1+	Cl ₂ O	Monóxido de dicloro	óxido de Cloro (I)	anhídrido Hipocloroso
3+	Cl ₂ O ₃	Trióxido de Dicloro	óxido de Cloro (III)	anhídrido Cloroso
5+	Cl ₂ O ₅	Pentóxido de Dicloro	óxido de Cloro (V)	anhídrido Clórico
7+	Cl ₂ O ₇	Heptaóxido de Dicloro	óxido de Cloro (VII)	anhídrido Perclórico

Tabla 11 Diferentes formas de nombrar un anhídrido de Cloro

Ejercicio 4: Utilizando la valencia 1+, 3+, 5+, y 7+, formar los anhídridos del Bromo y del Yodo y nombrarlos

2.5 OXIÁCIDOS ó ÁCIDOS

Se forman agregando agua al anhídrido y se nombran cambiando la palabra anhídrido por la de ácido.



2.5.1 Familia III A del Boro.

Los oxiácidos que se forman, dependerán del número de moles de agua o del anhídrido que se combinan (Ver Tabla 12).

Valencia	Anhídrido + agua	Oxiácido	Fórmula simplificada del oxiácido	Nombre
3+	B ₂ O ₃ + H ₂ O →	H ₂ B ₂ O ₄ →	HBO ₂	ácido Meta Bórico
3+	2 B ₂ O ₃ + H ₂ O → (Excepción)	H ₂ B ₄ O ₇ →		ácido Piro Bórico
3+	B ₂ O ₃ + 3H ₂ O →	H ₆ B ₂ O ₆ →	H ₃ BO ₃	ácido Orto Bórico o ácido Bórico

Tabla 12. Oxiácidos de Boro

2.5.2 Familia IV A.

En este caso tanto el Carbono como el Silicio trabajan con valencia 4+, pero el Silicio puede combinarse con dos moles de agua y el Carbono solo con una. (Ver Tabla 13).

Valencia	Anhídrido + agua	Oxiácido	Nombre
4+	$\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$	$\text{H}_2\text{CO}_3 \rightarrow$	ácido Carbónico
4+	$\text{SiO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$	$\text{H}_2\text{SiO}_3 \rightarrow$	ácido Silícico o ácido Meta Silícico
Con dos moles de agua			
4+	$\text{SiO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$	H_4SiO_4	ácido Orto Silícico

Tabla 13. Oxiácidos de Carbono y Silicio

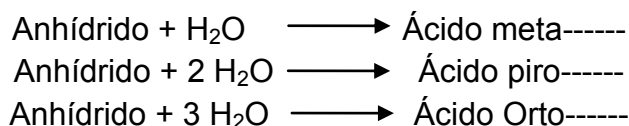
2.5.3 Familia VA

Podemos mencionar que el Nitrógeno es el único elemento que acepta una mol de agua para formar oxiácidos, como se muestra a continuación (Ver Tabla 14).

Valencia	Anhídrido + una mol de agua	Oxiácido	Fórmula simplificada del oxiácido	Nombre
1+	$\text{N}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$	$\text{H}_2 \text{N}_2\text{O}_2 \rightarrow$	HNO	ácido Hipo Nitroso
3+	$\text{N}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$	$\text{H}_2 \text{N}_2\text{O}_4 \rightarrow$	HNO ₂	ácido Nitroso
5+	$\text{N}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$	$\text{H}_2 \text{N}_2\text{O}_6 \rightarrow$	HNO ₃	ácido Nítrico

Tabla 14. Oxiácidos de Nitrógeno

Para diferenciar el número de moles de agua agregadas para nombrar al oxiácido en la familia del Fósforo, Arsénico y Antimonio, se emplean los prefijos meta, piro y Orto, como se indica a continuación:



Así, para el Fósforo con sus diferentes valencias y agregando 1 mol de agua obtenemos (Tabla 15):

Material didáctico de la unidad uno de la asignatura Química I para la carrera de Ingeniería Química

Valencia	Anhídrido + agua	Oxiácido	Fórmula simplificada del oxiácido	Nombre
1+	$P_2O + H_2O \rightarrow$	$H_2 P_2O_2 \rightarrow$	HPO	ácido Meta Hipofosforoso
3+	$P_2O_3 + H_2O \rightarrow$	$H_2 P_2O_4 \rightarrow$	HPO ₂	ácido Meta fosforoso
5+	$P_2O_5 + H_2O \rightarrow$	$H_2 P_2O_6 \rightarrow$	HPO ₃	ácido Meta fosfórico

Tabla 15. Oxiácidos de Fósforo con una mol de agua

Para el Fósforo con sus diferentes valencias y agregando 2 moles de agua obtenemos (Ver Tabla 16):

Valencia	Anhídrido + agua	Oxiácido	Nombre
1+	$P_2O + 2H_2O \rightarrow$	$H_4P_2O_3 \rightarrow$	ácido Piro Hipofosforoso
3+	$P_2O_3 + 2H_2O \rightarrow$	$H_4 P_2O_5 \rightarrow$	ácido Piro fosforoso
5+	$P_2O_5 + 2H_2O \rightarrow$	$H_4 P_2O_7 \rightarrow$	ácido Piro fosfórico

Tabla 16. Oxiácidos de Fósforo con dos moles de agua

Para el Fósforo con sus diferentes valencias y agregando 3 moles de agua obtenemos (Tabla 17):

Valencia	Anhídrido + agua	Oxiácido	Fórmula simplificada del oxiácido	Nombre
1+	$P_2O + 3H_2O \rightarrow$	$H_6P_2O_4 \rightarrow$	H ₃ PO ₂	ácido Orto Hipofosforoso
3+	$P_2O_3 + 3H_2O \rightarrow$	$H_6P_2O_6 \rightarrow$	H ₃ PO ₃	ácido Orto Fosforoso
5+	$P_2O_5 + 3H_2O \rightarrow$	$H_6P_2O_8 \rightarrow$	H ₃ PO ₄	ácido Orto Fosfórico

Tabla 17. Oxiácidos de Fósforo con tres moles de agua

2.5.3 Familia VIA

Esta familia solo acepta una mol de agua para formar oxiácidos, esta es la razón por la que tampoco se antepone el prefijo meta para nombrarlos (Tabla 18).

Valencia	Anhídrido + agua	Oxiácido	Nombre
2+	$SO + H_2O \rightarrow$	H_2SO_2	ácido Hiposulfuroso
4+	$SO_2 + H_2O \rightarrow$	H_2SO_3	ácido sulfuroso
6+	$SO_3 + H_2O \rightarrow$	H_2SO_4	ácido sulfúrico

Tabla 18. Oxiácidos del Azufre

Material didáctico de la unidad uno de la asignatura Química I para la carrera de Ingeniería Química

Excepción. Al igual que en los anhídridos, el Azufre, Selenio y Telurio, también pueden trabajar con la valencia 7+ como se indica a continuación:

$S_2O_7 + H_2O \rightarrow$	$H_2S_2O_8$	no simplificable	Ácido Peroxodisulfurico
$Se_2O_7 + H_2O \rightarrow$	$H_2Se_2O_8$	no simplificable	Ácido Peroxodiselenico
$Te_2O_7 + H_2O \rightarrow$	$H_2Te_2O_8$	no simplificable	Ácido Peroxoditelurico

2.5.4 Familia VIIA

Al igual que la familia VI A, solo acepta una mol de agua para formar oxiácidos y en la tabla 19 se presentan los ácidos que se forman.

Valencia	Anhídrido + agua	Oxiácido	Fórmula simplificada del oxiácido	Nombre
1+	$Cl_2O + H_2O \rightarrow$	$H_2 Cl_2O_2 \rightarrow$	HClO	ácido Hipocloroso
3+	$Cl_2O_3 + H_2O \rightarrow$	$H_2 Cl_2O_4 \rightarrow$	HClO ₂	ácido Cloroso
5+	$Cl_2O_5 + H_2O \rightarrow$	$H_2 Cl_2O_6 \rightarrow$	HClO ₃	ácido Clórico
7+	$Cl_2O_7 + H_2O \rightarrow$	$H_2 Cl_2O_8 \rightarrow$	HClO ₄	ácido Perclórico

Tabla 19. Oxiácidos del Cloro

2.6 ANIONES OXIÁCIDOS (SIN HIDRÓGENOS)

Para ampliar la nomenclatura, en la tabla 20 te mostramos los aniones (algunos procedentes de oxiácidos) más comunes. Notarás que están formados por dos o más átomos y la recomendación es que los memorices.

Nombre	Anión	Ejemplo	Nombre	Anión	Ejemplo
Carbonato	CO_3^-	$CaCO_3$	Bicarbonato	HCO_3^-	$NaHCO_3$
Clorato	ClO_3^-	$LiClO_3$	Hidrógeno fosfato	HPO_4^-	$BaHPO_4$
Cromato	CrO_4^{2-}	$MgCrO_4$	Bisulfato	HSO_4^-	$LiHSO_4$
Cianuro	CN^-	$Al(CN)_3$	Hidróxido	OH^-	$NaOH$
Dicromato	$Cr_2O_7^{2-}$	$K_2Cr_2O_7$	Hiponitrito	NO^-	$FrNO$
Dihidrogeno fosfato	$H_2PO_4^-$	NaH_2PO_4	Nitrato	NO_3^-	$AgNO_3$
Bismutato	BiO_3^-	$KBiO_3$	Nitrito	NO_2^-	$NaNO_2$
Perclorato	ClO_4^-	$NaClO_4$	Cianato	OCN^-	$NH_4(OCN)$
Tiosulfato	$S_2O_7^-$	CuS_2O_7	Sulfato	SO_4^-	$CuSO_4$
Permanganato	MnO_4^-	$KMnO_4$	Sulfito	SO_3^-	$BeSO_3$
Peróxido	O_2^{2-}	Ag_2O_2	Tiocinato	SNC^-	$Hg(SCN)_2$
Fosfato	PO_4^{3-}	$AlPO_4$	Manganato	MnO_4^-	$ZnMnO_4$
Sulfuro	S^{2-}	Fe_2S_3			

Tabla 20: aniones más comunes

Ejercicio 5. Nombra los compuestos que se formaron en la tabla 20.

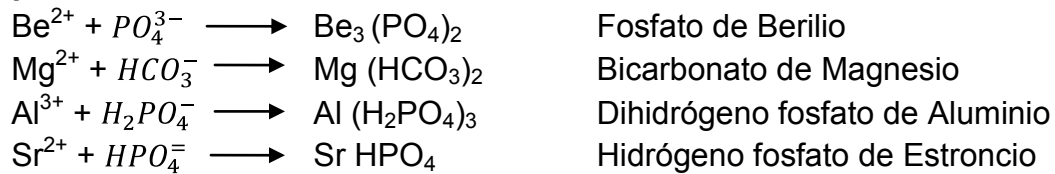
2.7 OXISALES

Están formados por un anión poliatómico (que procede de un oxiácido que ha perdido sus Hidrógenos) y un catión. Se debe prestar atención tanto a la valencia del catión como a la del anión para escribir correctamente la fórmula mediante subíndices cruzados.



Material didáctico de la unidad uno de la asignatura Química I para la carrera de Ingeniería Química

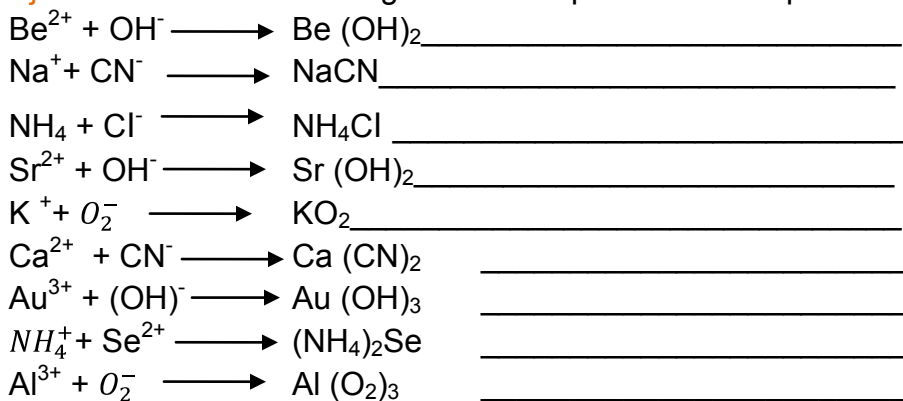
Ejemplos:



Ejercicio 6. Escribir las fórmulas de los siguientes compuestos:

- 1.- Fosfato de Calcio _____
- 2.- Sulfato de Plata _____
- 3.- Hidrógeno fosfato de Cobre (II) _____
- 4.- Dihidrógeno Sulfato de Estroncio _____
- 5.- Hidrógeno Carbonato de Berilio _____

Ejercicio 7. Nombrar los siguientes compuestos de los poli-iones



Ejercicio 8. Escribir la fórmula de los siguientes compuestos

- 1.- Anhídrido Hipo Brómico _____
- 2.- Anhídrido Antimonioso _____
- 3.- Anhídrido Hipo Arsenioso _____
- 4.- Anhídrido Fosfórico _____
- 5.- Ácido Orto Nitroso _____
- 6.-Ácido Fosfórico _____
- 7.-Ácido Meta Antimonioso _____
- 8.- Ácido Perclórico _____
- 9.-Ácido Sulfúrico _____
- 10.- Ácido Orto Nítrico _____
- 11.- Ácido Orto Antimónico _____
- 12.- Ácido Piro Hipo Antimonioso _____

Material didáctico de la unidad uno de la asignatura Química I para la carrera de Ingeniería Química

13.- Anhídrido Silícico _____

14.- Anhídrido Bórico _____

15.- Anhídrido Carbónico _____

Ejercicio 9. Escribe el nombre de los siguientes compuestos

1.- FeSe _____

2.- CuS _____

3.- Be (CN)₂ _____

4.- (NH₄)₂Sb _____

5.- HI _____

6.- I₂O₅ _____

7.- Cl₂O₃ _____

8.- Br₂O₇ _____

9.- SeO _____

10.- TeO₃ _____

3 ESTEQUIOMETRÍA

“La estequiometria (del griego "stoicheion" (elemento) y "métrón" (medida) es el cálculo de las relaciones cuantitativas entre reactivos y productos en el transcurso de una reacción Química [2].

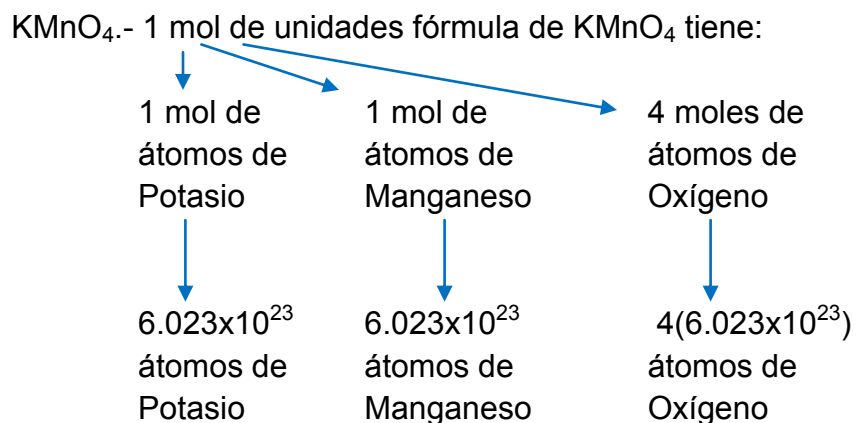
Concepto de mol: Es la cantidad de substancia de un sistema que contiene tantas unidades elementales como átomos hay en 0.012 Kg de C-12, equivalentes al número de Avogadro (6.023×10^{23} unidades elementales)[3]. Las unidades elementales pueden ser átomos, moléculas, cationes, aniones, electrones, protones, radicales.

$$1 \text{ mol} = 6.023 \times 10^{23} \text{ unidades elementales}$$

$$1 \text{ mol} = \text{masa atómica en gramos}$$

1 mol de cualquier gas a 25°C y 1 atm presión ocupa un volumen de 22.4 litros

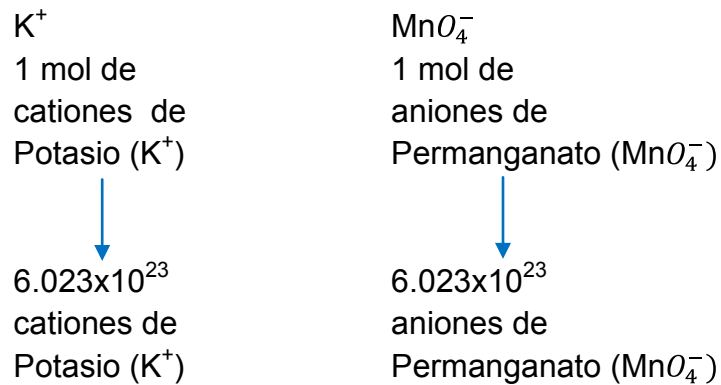
Ejemplo:



[2]Mortimer. pág 23

[3]Chang. pág. 71

Análogamente y considerando los iones, el Permanganato de Potasio tiene:



Ejemplo 1:

Si se tienen 14.2 gramos de Sulfato de Sodio (Na_2SO_4), indicar:

- ¿Cuántas moles de Sodio hay en la muestra?
- ¿Cuántos gramos de Sodio?
- ¿Cuántas moles de unidades fórmula de Na_2SO_4 ?
- Calcular el número de aniones Sulfato (SO_4^{2-})
- Calcular el número de átomos de Azufre (S)
- Calcular el número de átomos de Oxígeno (O)

Na_2SO_4 : masa = 14.2g 1 mol Na_2SO_4 = 142 g/mol de Na_2SO_4

- Para calcular el número de moles de Sodio, primero se debe obtener el peso de una mol del sulfato de sodio (Na_2SO_4), es decir, su peso molecular (142 g/mol) y aplicar una regla de tres simple:

$$14.2 \text{ g } Na_2SO_4 \frac{1 \text{ mol } Na_2SO_4}{142 \text{ g } Na_2SO_4} = 0.1 \text{ moles } Na_2SO_4$$

Se debe considerar que una mol de Na_2SO_4 tiene 2 átomos de Sodio

$$0.1 \text{ mol } Na_2SO_4 \frac{2 \text{ mol de Na}}{1 \text{ mol } Na_2SO_4} = \mathbf{0.2 \text{ mol de Na}}$$

- ¿Cuántos gramos de Sodio hay? Del inciso anterior, sabemos que se tienen 0.2 moles de Sodio y de la Tabla Periódica, que un átomo de Sodio pesa 23 g/mol. Aplicando una regla de 3 simple:

Material didáctico de la unidad uno de la asignatura Química I para la carrera de Ingeniería Química

$$0.2 \text{ moles de átomos de Na} \frac{23 \text{ g Na}}{1 \text{ mol de átomos de Na}} = 4.6 \text{ g Na}$$

c) ¿Cuántas moles de unidades fórmula de Na_2SO_4 hay?

$$14.2 \text{ g Na}_2\text{SO}_4 \frac{1 \text{ mol Na}_2\text{SO}_4}{142 \text{ g Na}_2\text{SO}_4} = 0.1 \text{ moles de unidades fórmula de Na}_2\text{SO}_4$$

d) Calcular el número de aniones sulfato

1 mol de aniones SO_4^- está contenida en 1 mol de Na_2SO_4

$$0.1 \text{ mol de Na}_2\text{SO}_4 \frac{1 \text{ mol aniones SO}_4^-}{1 \text{ mol de Na}_2\text{SO}_4} = 0.1 \text{ mol de aniones SO}_4^-$$

$$0.1 \text{ mol de aniones SO}_4^- 6.023 \times 10^{23} = 6.023 \times 10^{22} \text{ aniones de SO}_4^-$$

$$14.2 \text{ g de Na}_2\text{SO}_4 \frac{1 \text{ mol de uf Na}_2\text{SO}_4}{142 \text{ g Na}_2\text{SO}_4} \frac{1 \text{ mol de iones SO}_4^-}{1 \text{ mol de uf Na}_2\text{SO}_4} \frac{6.023 \times 10^{23} \text{ iones SO}_4^-}{1 \text{ mol de iones SO}_4^-} = 6.023 \times 10^{22} \text{ iones SO}_4^-$$

e) Calcular el número de átomos de Azufre

1 mol de Na_2SO_4 tiene 1 mol de átomos de Azufre

$$0.1 \text{ mol de Na}_2\text{SO}_4 \frac{1 \text{ mol de átomos de S}}{1 \text{ mol de Na}_2\text{SO}_4} = 0.1 \text{ mol átomos de Azufre}$$

$$0.1 \text{ mol átomos S } 6.023 \times 10^{23} = 6.023 \times 10^{22} \text{ átomos de S}$$

$$14.2 \text{ g de Na}_2\text{SO}_4 \frac{1 \text{ mol de uf Na}_2\text{SO}_4}{142 \text{ g Na}_2\text{SO}_4} \frac{1 \text{ mol átomos S}}{1 \text{ mol de uf Na}_2\text{SO}_4} \frac{6.023 \times 10^{23} \text{ átomos de S}}{1 \text{ mol de átomos de S}} = 6.023 \times 10^{22} \text{ átomos de S}$$

f) Calcular el número de átomos de Oxígeno

1 mol de Na_2SO_4 tiene 4 átomos de Oxígeno

$$0.1 \text{ mol de Na}_2\text{SO}_4 \frac{4 \text{ mol de átomos de oxígeno}}{1 \text{ mol de Na}_2\text{SO}_4} = 0.4 \text{ mol de átomos de Oxígeno}$$

Material didáctico de la unidad uno de la asignatura Química I para la carrera de Ingeniería Química

$$0.4 \text{ mol átomos de Oxígeno} \frac{6.023 \times 10^{23} \text{ átomos de Oxígeno}}{1 \text{ mol átomos de Oxígeno}}$$
$$= 2.4 \times 10^{23} \text{ átomos de Oxígeno}$$

$$14.2 \text{ g de } Na_2SO_4 \frac{1 \text{ molde uf } Na_2SO_4}{142 \text{ g } Na_2SO_4} \frac{4 \text{ mol átomos de Oxígeno}}{1 \text{ molde uf } Na_2SO_4}$$
$$\frac{6.023 \times 10^{23} \text{ átomos de Oxígeno}}{1 \text{ molde átomos de Oxígeno}} = 2.4 \times 10^{23} \text{ átomos de Oxígeno}$$

1 mol de unidades fórmula aplica para compuestos iónicos
1 mol de moléculas aplica para compuestos covalentes

Ejemplo 2:

Se tiene 2.380×10^{90} moléculas (mlcs) de ácido Orto Arcénico (H_3AsO_4), calcular:

a) No. de átomos de Oxígeno

$$2.380 \times 10^{90} \text{ mlcs de } H_3AsO_4 \frac{1 \text{ mol de uf } H_3AsO_4}{6.023 \times 10^{23} \text{ mlcs } H_3AsO_4} \frac{4 \text{ mol de átomos de Oxígeno}}{1 \text{ mol de uf } H_3AsO_4}$$
$$\frac{6.023 \times 10^{23} \text{ átomos de Oxígeno}}{1 \text{ mol de átomos de Oxígeno}} = 9.52 \times 10^{90} \text{ átomos de oxígeno}$$

b) No. de átomos de Hidrógeno

$$2.380 \times 10^{90} \text{ mlcs de } H_3AsO_4 \frac{1 \text{ mol de uf } H_3AsO_4}{6.023 \times 10^{23} \text{ mlcs } H_3AsO_4} \frac{3 \text{ moles de H}}{1 \text{ mol de uf } H_3AsO_4}$$
$$\frac{6.023 \times 10^{23} \text{ átomos de H}}{1 \text{ mol de H}} = 7.14 \times 10^{90} \text{ átomos de Hidrógeno}$$

Material didáctico de la unidad uno de la asignatura Química I para la carrera de Ingeniería Química

c) No. de moles de moléculas de ácido de Orto Arsénico

$$2.380 \times 10^{90} \text{ mlcs de } H_3AsO_4 \frac{1 \text{ mol de mlcs } H_3AsO_4}{6.023 \times 10^{23} \text{ mlcs } H_3AsO_4} \\ = \mathbf{3.9515 \times 10^{66} \text{ mol de mlcs } H_3AsO_4}$$

d) No. de moles de Arsénico

$$2.380 \times 10^{90} \text{ mlcs de } H_3AsO_4 \frac{1 \text{ mol de mlcs } H_3AsO_4}{6.023 \times 10^{23} \text{ mlcs } H_3AsO_4} \frac{1 \text{ mol Arsénico}}{1 \text{ mol de mlcs } H_3AsO_4} \\ = \mathbf{3.95 \times 10^{66} \text{ mol de Arsénico}}$$

e) Gramos de Arsénico

$$3.95 \times 10^{66} \text{ mol de Arsénico} \frac{75 \text{ gramos de Arsénico}}{1 \text{ mol de Arsénico}} \\ = \mathbf{2.96 \times 10^{68} \text{ g de Arsénico}}$$

Ejercicio 1:

Se tiene 5 mol de moléculas de P_4

- ¿Cuántos átomos de Fósforo tiene?
- Calcular el número de moles de Fósforo

Ejercicio 2:

La firma de un individuo escrita con un lápiz pesa 12 mg. Considerando que el Carbono de este lápiz forma moléculas tetra atómicas calcular:

- El número de átomos de Carbono
- El número de moléculas de Carbono

Ejercicio 3:

Se tiene 0.4651 mol de unidades fórmula de Permanganato de Hierro (III) $\{Fe(MnO_4)_3\}$, calcular:

- Número de átomos de Hierro
- Aniones de Permanganato $\{MnO_4^-\}$
- Número de átomos de Oxígeno
- Número de átomos de Manganeseo
- Gramos de Oxígeno
- Gramos de Hierro

Material didáctico de la unidad uno de la asignatura Química I para la carrera de Ingeniería Química

- g) Gramos de Manganeso
- h) Gramos de Permanganato de Hierro (III) $\{\text{Fe}(\text{MnO}_4)_3\}$
- i) Gramos de Permanganato (MnO_4^-)
- j) Moles de Permanganato (MnO_4^-)

4 LEYES PONDERALES

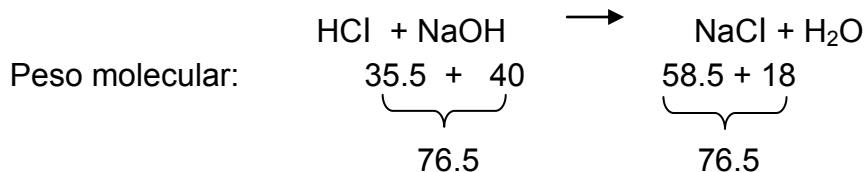
Un compuesto, es la unión química de dos o más elementos. Dicha unión se lleva a cabo a través de una reacción química en la cual se rompen y/o forman nuevos enlaces.

Las leyes ponderales que relacionan los pesos de las sustancias que participan en una reacción, son:

- 1.- Ley de conservación de la masa (Lavoisier).
- 2.- Ley de proporciones constantes (Proust).
- 3.- Ley de proporciones múltiples (Dalton).
- 4.- Ley de combinación de los gases

4.1 LEY DE LA CONSERVACIÓN DE LA MASA

La materia no se crea ni se destruye solo se transforma^[4].



4.2 LEY DE LAS PROPORCIONES CONSTANTES

Proporción se refiere a las cantidades que forman una sustancia, por ejemplo, el H₂O está formada por una parte de 16 g de Oxígeno y por 2 partes de 1 g de Hidrógeno, lo cual se puede expresar como un porcentaje: 88.89% de O y 11.11% de H, o bien una relación.

En química, una relación se representa con dos puntos e indica una división. Para el ejemplo del agua la relación es de 16 : 2 = 8 y sigue siendo válida en múltiplos enteros y fraccionarios.

Ejemplo: 32:4 = 64:8 = 16:2 = 8:1 = 4:0.5 = 8

Postulada en 1779, por Joseph Louis Proust, expresa que: *para formar un tipo de compuesto, dos o más elementos se unen siempre en la misma proporción, sea cual sea su origen o el método de preparación siempre contiene los mismos*

Material didáctico de la unidad uno de la asignatura Química I para la carrera de Ingeniería Química

elementos en la misma proporción de peso^[3]. Ejercita dicha ley mediante la tabla 21.

masa de O (g)	masa de H (g)	masa de H ₂ O (g)	% O	% H
16	2	18	88.89	11.11
8	1	9		
32				
	8			

Tabla 21. Composición constante del agua

4.3 LEY DE LAS PROPORCIONES MÚLTIPLES

En 1803, el inglés John Dalton, postula dicha ley en la cual establece que: si dos elementos A y B se combinan para formar más de un compuesto, las masas de B que pueden combinarse con una masa dada de A, están en razón de números enteros pequeños^[4]. Otra definición indica que “las cantidades de un mismo elemento que se combinan con una cantidad fija de otro para formar compuestos diferentes, están en una relación de números enteros sencillos”^[1]. En otras palabras, al combinarse dos elementos en diferentes proporciones, obtendremos diferentes compuestos y para establecer la proporción, tomamos como base el peso molecular de ambos elementos y simplificamos (dividiendo los pesos moleculares entre 2, 3, etc., hasta obtener esa relación de números enteros sencillos).

Ejemplo 1:

El Carbono y el Oxígeno pueden unirse en relaciones de 3:8 y de 3:4, para formar compuestos diferentes.

-En la relación 3:8, se forma dióxido de Carbono (CO₂).

	Carbono	Oxígeno
Peso molecular	12	16 x 2 = 32
Dividiendo entre 4	3	8

-En la relación 3:4, se forma monóxido de Carbono (CO).

	Carbono	Oxígeno
Peso molecular	12	16 x 1 = 16
Dividiendo entre 4	3	4

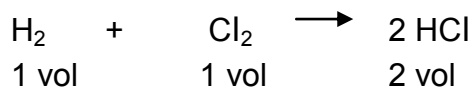
[1] González Muradás, pág. 86

[3]Chang. pág. 38

[4]Brown, pág. 401

4.4 LEY DE LOS VOLUMENES DE COMBINACIÓN DE LOS GASES

Cuando se mide a presión y temperatura constante los volúmenes de los gases que reaccionan o cuando se produce una reacción química puede expresarse en proporción de números enteros sencillos ^[4].



Relación	1	1	2
----------	---	---	---

5 COMPOSICIÓN PORCENTUAL DE UNA FÓRMULA QUÍMICA

Se refiere a qué tanto por ciento de cada uno de sus átomos, componen una fórmula química^[2]. Veamos la tabla 22, en la que se muestra un ejemplo para el ácido Sulfúrico.

Átomo	Peso molecular (grs/mol)	Número de átomos en la fórmula	Masa por átomo en la molécula	Cálculo del porcentaje	Composición porcentual
Hidrógeno	1	2	2	$\frac{2 \text{ g H}}{98 \text{ g de H}_2\text{SO}_4}$	2.04% de H
Azufre	32	1	32	$\frac{32 \text{ g S}}{98 \text{ g de H}_2\text{SO}_4}$	32.65% de S
Oxígeno	16	4	64	$\frac{64 \text{ g O}}{98 \text{ g de H}_2\text{SO}_4}$	65.30% de O
Peso molecular del ácido sulfúrico:			98 g/mol		99.99% de H ₂ SO ₄

Tabla 22. Composición porcentual del ácido sulfúrico

6 FÓRMULA EMPÍRICA

Es la mínima relación en la cual se combinan los átomos^[2]. Es decir conocemos el porcentaje de cada átomo en la composición de la fórmula y lo que se pretende, es obtener el número de átomos que componen la fórmula. Para ello:

1. Debemos considerar primero una masa fija de 100 gramos. Con este valor, las cantidades porcentuales de cada átomo, serán equivalentes a gramos.
2. Posteriormente se procede a dividir esos gramos resultantes entre el peso molecular de cada átomo para obtener el número de moles.
3. Por último, los resultados se dividen entre el número de moles más pequeño que se obtuvo.

El resultado de esta división será la cantidad de átomos que van a formar la molécula, expresado en números enteros. En ocasiones será necesario buscar un factor que nos dé múltiplos enteros para todos los átomos que conforma la fórmula como en el ejemplo 2.

Como dice el I.Q. Neftalí Cabrera Cruz: en una fiesta de 100 granujas mínimo hay que sacar el mole y dividirlo entre el más pequeño

Ejemplo 1:

La nicotina contiene 74.08% de Carbono (C), 8.64% de Hidrógeno (H) y 17.28% de Nitrógeno (N).

1. 1 multiplicando por 100 la composición porcentual de cada átomo:

$$\text{C: } 74.08\% = 74.08 \text{ g}$$

$$\text{H: } 8.64\% = 8.64 \text{ g}$$

$$\text{N: } 17.28\% = 17.28 \text{ g}$$

1. 2 obteniendo el número de mol de cada átomo:

$$\text{C} = 74.08 \text{ g de C } \frac{1 \text{ mol de C}}{12 \text{ g de C}} = 6.17 \text{ moles de C}$$

$$\text{H} = 8.64 \text{ g de H } \frac{1 \text{ mol de H}}{1 \text{ g de H}} = 8.64 \text{ moles de H}$$

$$\text{N} = 17.28 \text{ g de N } \frac{1 \text{ mol de N}}{14 \text{ g de N}} = 1.23 \text{ moles de N}$$

Material didáctico de la unidad uno de la asignatura Química I para la carrera de Ingeniería Química

1. 3 dividiendo entre el número de mol más pequeño:

$$\frac{6.17}{1.23} = 5.01 \sim 5$$
$$\frac{8.64}{1.23} = 7.02 \sim 7$$
$$\frac{1.23}{1.23} = 1$$

Respuesta: Fórmula empírica: C₅H₇N

Ejemplo 2:

Una muestra de ácido Ascórbico (vitamina C) pesa 1.274g, tiene la siguiente composición 0.521g de Carbono; 0.058g de Hidrógeno y el resto de Oxígeno. Calcular la fórmula empírica o mínima de la vitamina C.

2.1 restando a 1.274 g, las masas de Carbono y de Hidrógeno:

C: 0.521 g

H: 0.058 g

O: 0.695 g

2.2 obteniendo el número de mol de cada átomo:

$$C = 0.521 \text{ g de C } \frac{1 \text{ mol de C}}{12 \text{ g de C}} = 0.0434 \text{ mol de C}$$

$$H = 0.058 \text{ g de H } \frac{1 \text{ mol de H}}{1 \text{ g de H}} = 0.058 \text{ mol de H}$$

$$O = 0.695 \text{ g de O } \frac{1 \text{ mol de O}}{16 \text{ g de O}} = 0.0434 \text{ mol de O}$$

2.3 dividiendo entre el número de mol más pequeño:

$$C = \frac{0.0434}{0.0434} = 1 \times 3 = 3$$

$$H = \frac{0.058}{0.0434} = 1.337 \times 3 = 4$$

$$O = \frac{0.0434}{0.0434} = 1 \times 3 = 3$$

Como habrás notado en este ejemplo, no se obtuvieron valores enteros por lo que fue necesario multiplicar por tres todos los números de átomos obtenidos.

Respuesta: Fórmula empírica: C₃H₄O₃

Ejemplo 3:

El peso molecular de la sacarina es de 183.18 g por mol. El compuesto contiene 45.90% de C; 2.75% de H; 26.20% de O; 17.50% de S y 7.65 % de N.

- a) obtener la fórmula empírica
- b) obtener la fórmula molecular

a) 3.1 multiplicando por 100 la composición porcentual de cada átomo:

$$\text{C: } 45.90\% = 45.90 \text{ g}$$

$$\text{H: } 2.75\% = 2.75 \text{ g}$$

$$\text{O: } 26.20\% = 26.20 \text{ g}$$

$$\text{S: } 17.50\% = 17.50 \text{ g}$$

$$\text{N: } 7.65 \% = 7.65 \text{ g}$$

a) 3.2 obteniendo el número de mol de cada átomo:

$$\text{C} = 45.90 \text{ g de C } \frac{1 \text{ mol de C}}{12 \text{ g de C}} = 3.825 \text{ mol de C}$$

$$\text{H} = 2.75 \text{ g de H } \frac{1 \text{ mol de H}}{1 \text{ g de H}} = 2.75 \text{ mol de H}$$

$$\text{O} = 26.20 \text{ g de O } \frac{1 \text{ mol de O}}{16 \text{ g de O}} = 1.637 \text{ mol de O}$$

$$\text{S} = 17.50 \text{ g de S } \frac{1 \text{ mol de S}}{32 \text{ g de S}} = 0.5468 \text{ mol de S}$$

$$\text{N} = 7.65 \text{ g de N } \frac{1 \text{ mol de N}}{14 \text{ g de N}} = 0.5464 \text{ mol de N}$$

a) 3.3 dividiendo entre el número de mol más pequeño:

$$\text{C} = \frac{3.825}{0.5464} = 7$$

$$\text{H} = \frac{2.75}{0.5464} = 5$$

$$\text{O} = \frac{1.637}{0.5464} = 3$$

$$\text{S} = \frac{0.5468}{0.5464} = 1$$

$$\text{N} = \frac{0.5464}{0.5464} = 1$$

Respuesta: Fórmula empírica: C₇H₅O₃SN

Material didáctico de la unidad uno de la asignatura Química I para la carrera de Ingeniería Química

b) En algunas ocasiones, la fórmula empírica coincidirá con la fórmula molecular, pero en otras, será necesario establecer con exactitud el número de átomos que en la vida real conforman la molécula por lo que será necesario calcular un factor que multiplicado por la fórmula empírica, nos dará la fórmula molecular.

$$\frac{\text{peso molecular experimental}}{\text{peso molecular formula empirica}} = \text{Factor}$$

$$\text{b) } \frac{183.18g}{183g} = 1$$

Respuesta: Fórmula molecular: C₇H₅O₃SN

Observarás que la fórmula empírica, es el inverso de la composición química de una fórmula química

Ejercicio 1:

Se calienta al aire una muestra de 2.5 g de Uranio y se produce un óxido que pesa 2.949 g. Calcular la fórmula empírica del óxido.

Ejercicio 2:

Un compuesto esta formado por Carbono, Hidrógeno, y Nitrógeno, 10 g del mismo contiene 17.7% de Nitrógeno y 3.8×10^{23} átomos de H. Obtener la fórmula empírica.

Ejercicio3:

Una muestra de un compuesto orgánico que solamente contiene Carbono, Hidrógeno y Oxígeno, pesa 1.367 g; se quema en una corriente de aire y se produce 3.002 g de dióxido de Carbono (CO₂) y 1.640 g de agua (H₂O). Calcular la fórmula empírica.

Ejercicio 4:

Una muestra de un compuesto que pesa 1.48 g, contiene Carbono, Hidrógeno, Nitrógeno y Cloro, se quema en exceso de O₂ produciendo 2.21 g de dióxido de Carbono (CO₂) y 0.452 g de agua (H₂O). Otra muestra del mismo compuesto que pesa 2.62 g, contiene 1.05 g de Cloro (Cl). Si el peso molecular es 177 g/mol, calcular la fórmula molecular.

Ejercicio 5:

Un compuesto orgánico contiene Carbono, Hidrógeno, Nitrógeno y Oxígeno. Se lleva a cabo una reacción de combustión de una muestra de 1.279 g la cual produjo 1.60 g de dióxido de Carbono (CO_2) y 0.77 g de agua (H_2O). Una segunda muestra que pesa 1.625 g contiene 0.216 g de Nitrógeno (N). Calcular la fórmula empírica del compuesto.

Ejercicio 6:

Una muestra de un compuesto que contiene Carbono, Hidrógeno y Azufre, se calcina en presencia de Oxígeno y se obtuvo 15.84 g de dióxido de Carbono (CO_2); 3.24 g de agua (H_2O) y 5.77 g de dióxido de Azufre (SO_2).

- a) calcular la fórmula empírica del compuesto
- b) calcular la masa de la muestra que se calcina.

7 PREPARACIÓN DE SOLUCIONES

La preparación de disoluciones no solo se lleva a cabo en los laboratorios de clase, diversos procedimientos de análisis cuantitativos o cualitativos en la industria requieren de soluciones de concentración exacta.

Una solución es una mezcla homogénea de dos o más sustancias y está formada por soluto y solvente y pueden ser gaseosas, sólidas o líquidas.

Recordemos que en una solución, el soluto se encuentra en menor proporción y el solvente en mayor proporción, lo que cambia, es como se encuentra expresado en la fórmula de preparación.

7.1 POR CIENTO EN PESO [% EN PESO (% P/P)]

$$\% \text{ en peso} = \frac{\textit{gramos de soluto}}{\textit{100 g de solución}} (100\%)$$

Estas soluciones son las más fáciles de preparar ya que no se necesita hacer cálculos (ni siquiera de pesos moleculares) y para preparar la solución solo se requiere un matraz aforado de 100 ml si el disolvente es agua (para otros volúmenes, solo se tendrá que aplicar una regla de tres simple y para otros disolventes se requerirá la densidad del líquido).

Ejemplo 1:

Preparar una solución al 10% de Hidróxido de amonio

$$10\% \text{ (p/p) de } \text{NH}_4\text{OH} = \frac{10 \text{ g de } \text{NH}_4\text{OH}}{100 \text{ g de solución}} 100\% = 10$$

Se necesitan 10 grs. de NH_4OH

Material didáctico de la unidad uno de la asignatura Química I para la carrera de Ingeniería Química

Ejemplo 2:

Preparar una solución al 0.5% (p/p) de Permanganato de Potasio

$$0.5\% \text{ (p/p) de } KMnO_4 = \frac{0.5 \text{ g de } KMnO_4}{100 \text{ g de solución}} (100\%) = 0.5$$

Se necesitan 0.5 grs. de $KMnO_4$

Por ciento en peso también puede expresarse como gramos de soluto entre la diferencia de solvente menos gramos del soluto.

$$10\% \text{ (p/p) de } NH_4OH = \frac{10 \text{ g de } NH_4OH}{90 \text{ g de solvente}}$$

$$0.5\% \text{ (p/p) de } KMnO_4 = \frac{0.5 \text{ g de } KMnO_4}{99.5 \text{ g de solvente}}$$

7.2 POR CIENTO EN VOLUMEN [% EN VOLUMEN (% P/V)]

$$\% \text{ en volumen (p/v)} = \frac{\text{gramos de soluto}}{100 \text{ ml de solución}} (100\%)$$

Ejemplo 1:

Para preparar una solución al 28% (p/v) de cloruro de calcio ($CaCl_2$):

$$28\% \text{ (p/v) de } CaCl_2 = \frac{28 \text{ g de } CaCl_2}{100 \text{ ml de solución}}$$

Se pesan 28 grs. de $CaCl_2$ y se disuelven en un matraz aforado de 100 ml

Para preparar una solución al 12% (p/v) de Fluoruro de amonio (NH_4F):

$$12\% \text{ (p/v) de } NH_4F = \frac{12 \text{ g de } NH_4F}{100 \text{ ml de solución}}$$

Se pesan 12 grs. de NH_4F y se disuelven en un matraz aforado de 100 ml.

7.3 MOLALIDAD (m)

$$\text{molalidad (m)} = \frac{\text{no.de moles de soluto}}{1\text{Kg de solvente}}$$

Si queremos preparar una solución 1 molal de cualquier compuesto, se debe considerar que

$$1.0 \text{ m} = \frac{1 \text{ mol de soluto}}{1000\text{g de solvente}}$$

Así por ejemplo para preparar una solución 0.5 m de Cianuro de Potasio (KCN):

$$0.5 \text{ m de KCN} = \frac{0.5 \text{ moles de KCN}}{1\text{Kg de solvente (H}_2\text{O)}}$$

Pero como no podemos pesar 0.5 moles de KCN, necesitamos el peso molecular del KCN = 65 g/mol.

$$0.5 \text{ moles de KCN} \frac{65 \text{ g de KCN}}{1 \text{ mol de KCN}} = 32 \text{ g de KCN}$$

Significa que se deben pesar 32 g de KCN y disolverse en 1 Kg de disolvente. A menos que se indique el disolvente, se presupone que será agua y entonces el soluto se disuelve en un litro de agua considerando que su densidad es 1 g/ml.

7.4 MOLARIDAD (M)

Se usa para preparar soluciones de compuestos moleculares

$$M = \frac{\text{no. de moles de soluto}}{1 \text{ l de solución}}$$

Ejemplo 1:

a) preparar una solución 0.325 M H₂CO₃

$$0.325 \text{ M de H}_2\text{CO}_3 \frac{62 \text{ g de H}_2\text{CO}_3}{1 \text{ M de H}_2\text{CO}_3} = 20.15 \text{ g de H}_2\text{CO}_3$$

7.5 FORMALIDAD (F)

Aplica para preparar soluciones de compuestos iónicos (u.f.) que se disociarán en el solvente

$$F = \frac{\text{no. de moles de soluto}}{1 \text{ l de solución}}$$

Ejemplos:

a) ¿Cuántos gramos de Perclorato de Rubidio se necesitan para preparar 1 L de una solución 1.5 F?

$$\begin{aligned} 1.5 \text{ Formal de RbClO}_4 & \text{-----} \quad X \quad \text{----} \quad 1 \text{ L} \\ 1.0 \text{ Formal de RbClO}_4 & \text{-----} \quad 185 \text{ g----} \quad 1 \text{ L} \\ 1.5 \text{ F de RbClO}_4 & \frac{185 \text{ g de RbClO}_4}{1 \text{ F de RbClO}_4} = 277.5 \text{ g de RbClO}_4 \end{aligned}$$

b) preparar una solución 0.25 F de KOH

$$0.25 \text{ F de KOH} \frac{56 \text{ g de KOH}}{1 \text{ F de KOH}} = 14 \text{ g de KOH}$$

c) preparar una solución 0.50 F de $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$

$$0.50 \text{ F de Ca}_3 \text{ PO}_4 \text{ }_2 \frac{310 \text{ g de Ca}_3 \text{ PO}_4 \text{ }_2}{1 \text{ F de Ca}_3 \text{ PO}_4 \text{ }_2} = 155 \text{ g de Ca}_3 \text{ PO}_4 \text{ }_2$$

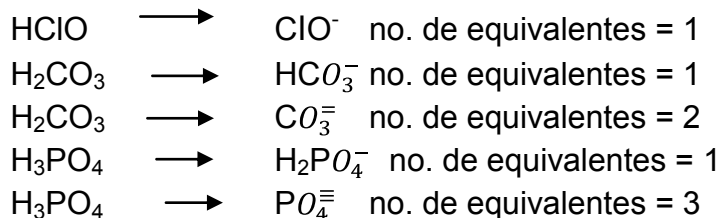
7.6 NORMALIDAD (N)

$$\text{Normalidad: } \frac{\text{no. de equivalentes de soluto}}{1 \text{ l de solución}}$$

¿Y cómo se conoce el número de equivalentes de una sustancia?

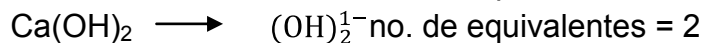
1.7.6.1 Número de equivalentes de ácidos

Se obtiene por medio del número de Hidrógenos intercambiados.



7.6.2 Número de equivalentes de bases fuertes

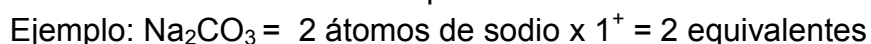
Se obtiene por medio del número de $(OH)^-$ sustituibles.



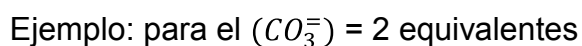
7.6.3 Número de equivalentes de bases débiles

Se puede considerar de dos formas:

1.- Número de átomos del catión por su valencia



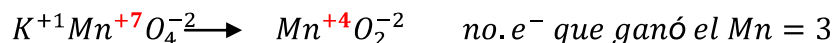
2.- Valencia del anión



Es aquí donde se hace necesario que memorices los elementos de la familia IA y IIA, eso facilitará el cálculo de número de equivalentes.

7.6.4 Número de equivalentes en reacciones óxido-reducción

El número de electrones intercambiados en la reacción es igual al número de equivalentes.



Por lo tanto el número de equivalentes será 3

7.6.5 Número de equivalentes de otros compuestos

En algunas ocasiones será necesario multiplicar los subíndices de la fórmula para obtener el número de equivalentes.

Ejemplo 1:

Para el sesquióxido de aluminio:

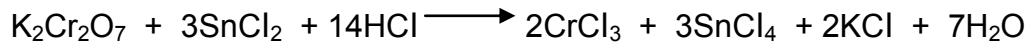


En el laboratorio de ciencia básica I, II y III, aplicarás este conocimiento para preparar soluciones. La mayoría de las veces, deberás calcular los gramos de

Material didáctico de la unidad uno de la asignatura Química I para la carrera de Ingeniería Química

sustancia a pesar o mililitros a medir y será necesario que calcules el peso equivalente que se define a continuación:

$$\text{Peso equivalente} = \frac{\text{peso molecular}}{\text{no. de equivalentes}} \quad \text{ó} \quad \frac{\text{peso atómico}}{\text{valencia}}$$



De ella se puede observar que el número de electrones ganados por el Cr es tres, pero como son dos átomos, entonces serán seis electrones, por lo tanto el peso equivalente del ión dicromato de Potasio es:

$$\text{Peso eq. de K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 = \frac{294.1 \text{ grs/mol}}{6 \text{ grs/mol}} = 49.04 \text{ grs/eq de K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$$

$$\text{Peso eq. de Cl}_2 = \frac{72}{2} = 35.3 \text{ g de Cl}_2$$

Para preparar una disolución **Normal** en el laboratorio, se utiliza la siguiente fórmula, siempre y cuando el reactivo sea sólido:

$$\text{grs.} = \text{VEN}$$

$$\text{grs.} = \text{volumen (l)} * \text{peso equivalente (grs/eq)} * \text{normalidad de la disolución (eq/l)}$$

Si el reactivo es líquido, entonces se debe considerar la densidad y pureza del mismo:

$$\text{grs.} = \text{VENp(pureza)}$$

El porcentaje de la pureza del líquido debe considerarse en forma invertida, para garantizar que la solución contiene la cantidad de soluto requerido (100/pureza).

Ejemplo 2:

Preparar las siguientes soluciones Normales.

a) 250 ml de una solución 0.25 N de NaCl

$$\text{gramos} = 0.250 \frac{58.5 \text{ g de NaCl}}{1 \text{ eq de NaCl}} (0.25 \text{ N de NaCl}) = 3.6563 \text{ g de NaCl}$$

Material didáctico de la unidad uno de la asignatura Química I para la carrera de Ingeniería Química

- b) 50 ml de una solución 0.035 N de H_2SO_4 considerando una $\rho=1.84$ g/ml y una pureza del 97%.

Primero calculamos el peso equivalente

$$\text{peso eq.} = \frac{98 \frac{g}{mol} \text{ de } H_2SO_4}{2 \frac{eq}{mol} \text{ de } H_2SO_4} = 49 \text{ g/eq}$$

$$\frac{0.05 \text{ l} \quad 49 \text{ eq/g} \quad 0.035 \text{ eq/l de } H_2SO_4 \quad \left(\frac{100}{97}\right)}{1.84 \frac{g}{ml}} = \mathbf{0.0480 \text{ ml de } H_2SO_4}$$

- c) 100 ml de una solución 0.15 N de Na_2CO_3
Calculando el peso equivalente

$$\frac{106 \text{ g/mol de } Na_2CO_3}{2 \frac{eq}{mol} \text{ de } H_2SO_4} = 53 \text{ g/eq}$$

$$\text{gramos} = 0.1 \text{ l} (53 \text{ g/eq}) (0.15 \frac{eq}{l} \text{ de } Na_2CO_3) = \mathbf{0.795 \text{ g de } Na_2CO_3}$$

- d) 150 ml de una solución 0.5 N de HCl considerando una $\rho=1.17$ g/ml y una pureza del 37%

$$\text{peso eq.} = \frac{36.5 \frac{g}{mol} \text{ de HCl}}{1 \frac{eq}{mol} \text{ de HCl}} = 36.5 \text{ g/eq}$$

$$\frac{0.150 \text{ l} \quad 36.5 \text{ eq/g} \quad 0.5 \text{ eq/l de } H_2SO_4 \quad \left(\frac{100}{37}\right)}{1.17 \frac{g}{ml}} = \mathbf{6.3236 \text{ ml de HCl}}$$

- e) 200 ml de una solución 0.32 N de HNO_3 considerando una $\rho= 1.4521$ g/ml y una pureza 80%

$$\text{peso eq.} = \frac{63 \frac{g}{mol} \text{ de HCl}}{1 \frac{eq}{mol} \text{ de HCl}} = 63 \text{ g/eq}$$

$$\frac{0.2 \text{ l} \quad 63 \text{ eq/g} \quad 0.32 \text{ eq/l de } HNO_3 \quad \left(\frac{100}{80}\right)}{1.4521 \frac{g}{ml}} = \mathbf{3.47 \approx 3.5 \text{ ml de } HNO_3}$$

f) 100 ml de una solución 1.40 N de $FeCl_3$

$$\frac{161.5 \text{ g/mol de } FeCl_3}{3 \frac{eq}{mol} \text{ de } FeCl_3} = 53.833 \text{ g/eq}$$
$$grs = 0.100l \frac{53.833g}{eq} 1.40 \frac{eq}{l} \text{ de } FeCl_3 = \mathbf{7.5362 \text{ g de } FeCl_3}$$

Ejercicio 1:

Preparar las siguientes soluciones:

- 40 g de una solución al 5% p/p de Hidróxido de Berilio [$Be(OH)_2$]
- 15 g de una solución al 90% p/p de Bromuro de Oro (III) ($AuBr_3$)
- 50 ml de una solución 0.010 F de Cianuro de Potasio (KCN)
- 25 ml de una solución 0.267 F de Dicromato de Potasio ($K_2Cr_2O_7$)
- 30 ml de una solución 0.105 M de ácido Acético CH_3COOH
- 40 ml de una solución 0.410 N de ácido Acético CH_3COOH
- 10 ml de una solución 0.320 N de Cloruro de Amonio (NH_4Cl)
- 15 ml de una solución 20 N de ácido Brómico H_3BrO_3
- 10 ml de una solución 0.15 m de ácido Per Brómico H_3BrO_4

Ejercicio 2:

- 1.- Calcular el peso de agua (H_2O) que debe emplearse para disolver 25 g de Cloruro de Sodio ($NaCl$) y obtener una solución al 8% en peso.
2. Cuantos gramos de Cloruro de Sodio ($NaCl$) hay en 60 g de una solución de la misma sal al 15 %.
3. Se prepara una solución mezclando 15 g de Sulfato de Sodio (Na_2SO_4) con 125 ml de agua H_2O . Calcular la molalidad de la solución, si se sabe que la densidad de H_2O es 1 g/cm^3 .
4. De una solución acuosa al 20% p/p de Sulfato de Magnesio ($MgSO_4$) se necesita saber su molalidad.

Material didáctico de la unidad uno de la asignatura Química I para la carrera de Ingeniería Química

5. Calcular el por ciento en peso del ácido Fórmico (HCOOH) a partir de una solución 1.099 M y cuya densidad es 1.015 g/ml.
6. Calcular la Molaridad de una solución acuosa de ácido Sulfúrico (H_2SO_4) que contiene 62% en peso y su densidad es igual a 1.520 g/ml.

8 DILUCIONES

La dilución es el procedimiento que se sigue para preparar una solución menos concentrada a partir de una más concentrada.

Al efectuar un proceso de dilución, conviene recordar que al agregar más disolvente a una cantidad dada de la disolución concentrada, su concentración cambia (disminuye) sin que cambie el número de moles de soluto presente en la disolución^[3]. En otras palabras:

moles de soluto antes de la dilución = moles de soluto después de la dilución

Con esta base y considerando que las soluciones están formadas por el soluto disuelto (C_2) en un volumen de disolución (V_2) y que todo el soluto proviene de la disolución concentrada original (C_1), se concluye que:

$$C_1V_1 = C_2V_2$$

donde:

C_1 y C_2 son las concentraciones de la disolución inicial y final, V_1 y V_2 son los volúmenes respectivos de la disolución inicial y final. Desde luego, las unidades de V_1 y V_2 deben ser las mismas (ml de preferencia)

Ejemplo:

¿Qué volumen de una disolución 8.61 M de ácido Sulfúrico (H_2SO_4) se necesita para preparar 500 ml de una disolución 1.75 M de H_2SO_4 .

$$M_1V_1 = M_2V_2$$

donde:

$$\begin{array}{ll} M_1 = 8.61M & M_2 = 1.75M \\ V_1 = & V_2 = 500ml \end{array}$$

$$V_1 = \frac{M_2 \times V_2}{M_1}$$

Sustituyendo datos:

$$V_1 = \frac{1.75M \times 500ml}{8.61M} = 102 \text{ ml}$$

Se deben tomar 102 ml de la disolución y aforar con agua en un matraz de 500 ml.

8.1 DILUCIÓN POR RELACIÓN DE VOLÚMENES

Generalmente se encuentran expresadas como una relación de proporción x:y. El primer número (x) indica las partes de soluto y el segundo (y) las partes del solvente [5].

Ejemplo 1:

Preparar una solución de ácido Clorhídrico (HCl) 1:3.

Como no se indica el solvente, se presupone que es agua y se deben mezclar 1 ml de HCl y 3 ml de agua.

Si se requiere más cantidad de disolución solo tendrás que multiplicarlo por el mismo factor (2, 5, 7, etc.).

- ❖ 2 ml de HCl y 6 ml de agua
- ❖ 5 ml de HCl y 15 ml de agua

Enseguida te presentamos un resumen de las fórmulas para preparar soluciones. Por definición la densidad es una propiedad física de las sustancias, sin embargo, es útil como base de cálculo.

	% p/p	% v/v	% p/v	% v/p	M/F	m	N	x:y	ρ
soluto	grs	ml	grs	ml	No. mol	No. mol	No. eq.	Partes de soluto	grs
solvente	100 ml Sln	100 ml Sln	100 ml Sln	100 ml Sln	l	Kg	l	Partes de solvente	ml

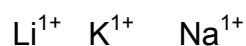
Tabla 23. Resumen de preparación de soluciones

9 BALANCEO DE REACCIONES

Antes de mostrarte el procedimiento para balancear reacciones, es necesario definir el número de oxidación como el número de electrones que puede ganar o perder un átomo al combinarse con otros átomos para formar un compuesto o al llevarse a cabo una reacción química.

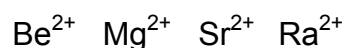
Reglas para balancear:

1. Los elementos de la familia IA siempre tendrán como número de oxidación 1^+ , por ejemplo:

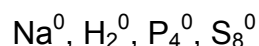


En su estado iónico o cuando forman compuestos; excepto el Hidrógeno, que puede tener número de oxidación de 1^- cuando se combina con los metales.

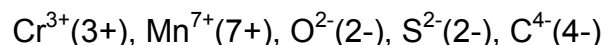
2. Los miembros de la familia IIA en su estado iónico siempre tendrán número de oxidación igual a 2^+ .



3. Todo elemento en su estado basal o fundamental, siempre tendrá número de oxidación igual a cero, sin importar la complejidad de la molécula.

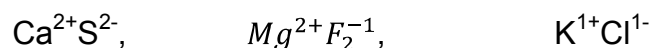


4. Para cualquier ión monoatómico el número de oxidación es igual al número de cargas.



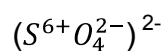
5. El Oxígeno en la mayoría de sus compuestos siempre tendrá número de oxidación 2^- . Excepto cuando forme Peróxidos, superóxidos y cuando forme compuestos con el flúor, siempre tendrá número de oxidación positivo.

6. Los miembros de las familias VI A y VII A, siempre tendrán número de oxidación negativo cuando formen compuestos binarios.

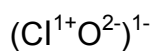


Material didáctico de la unidad uno de la asignatura Química I para la carrera de Ingeniería Química

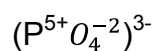
7. Cuando se tienen iones poli atómicos la suma algebraica de los números de oxidación de todos los átomos debe ser igual a la carga total del ion.



$$6 - 8 = -2$$

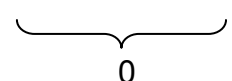
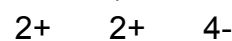
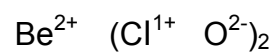
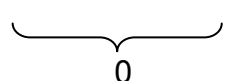
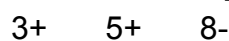
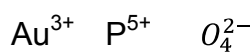
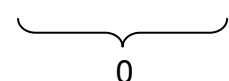
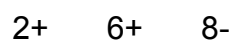
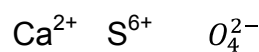


$$1 - 2 = -1$$



$$5 - 8 = -3$$

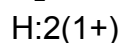
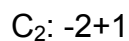
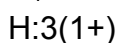
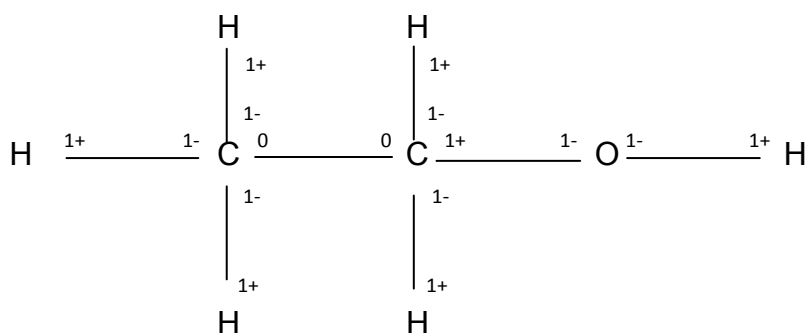
8. Para obtener el número de oxidación de un compuesto neutro se hace la suma algebraica de cada uno de los átomos y el resultado debe ser igual a cero.



9. Número de oxidación en compuestos orgánicos

Por cada enlace que forma cada átomo de la cadena principal, se le da un número de oxidación y la suma algebraica de los diferentes enlaces de ese átomo, nos da el número final de oxidación. Cuando dos átomos iguales se enlazan, su número de oxidación es cero.

Ejemplo 1: CH₃-CH₂-OH

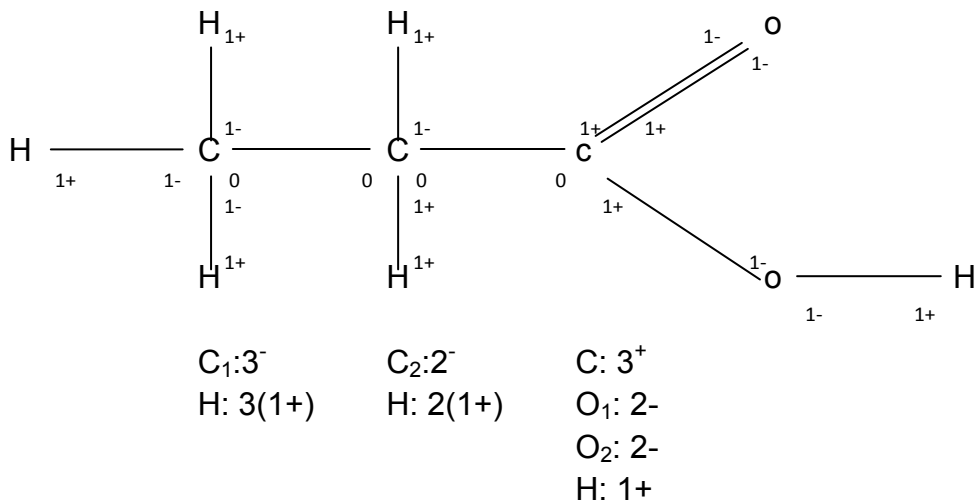


$$-3 - 2 - 1 = -6$$

$$3 + 2 + 1 = 6$$

$$\underline{\hspace{10em}}_0$$

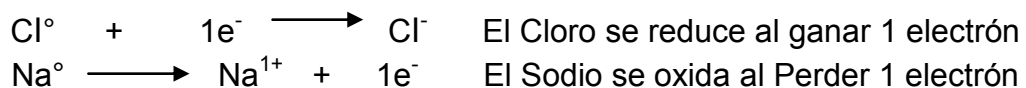
Ejemplo 2: CH₃-CH₃-COOH



Ahora bien, un átomo se oxida cuando pierde electrones y se reduce cuando gana electrones. El agente reductor será el que se oxida y el agente oxidante será el que se reduce.

Si se reduce el átomo (se hace más negativo), **gana** electrones = Agente oxidante

Si se oxida el átomo (se hace más positivo), **pierde** electrones = Agente reductor



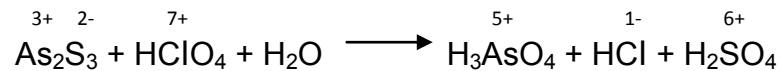
Ejercicio 1: Identificar los cambios como oxidaci3n o reducci3n en las siguientes reacciones y n3mero de electrones ganados o perdidos.

- a) MnO₂ \longrightarrow MnO₄
- b) BiO₃ \longrightarrow Bi³⁺
- c) SO₂ \longrightarrow SO₃
- d) N₂O₄ \longrightarrow N₂O
- e) Cu²⁺ \longrightarrow Cu⁰
- f) Br₂ \longrightarrow Br⁻
- g) SO₄²⁻ \longrightarrow S⁰
- h) ClO⁻ \longrightarrow Cl⁻
- i) I₂ \longrightarrow I⁻
- j) Mn²⁺ \longrightarrow MnO₄

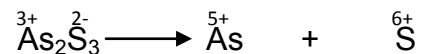
9.1 PROCEDIMIENTO DE BALANCEO DE UNA REACCIÓN POR EL MÉTODO DE OXIDACIÓN - REDUCCIÓN

Enseguida se indica el procedimiento para balancear una reacción por el método de óxido-reducción:

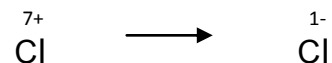
1.- Obtener el número de oxidación de cada uno de los átomos tanto de los reactivos como de los productos



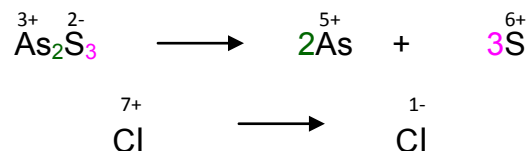
2.- Buscar en los reactivos el(los) átomo(s) que se oxida(n) [pierde electrones y se hace “**más positivo**” en los productos]



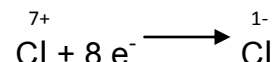
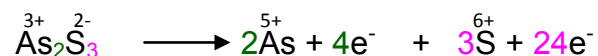
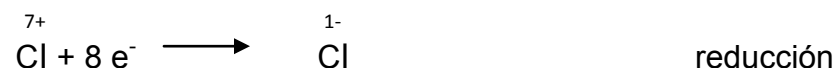
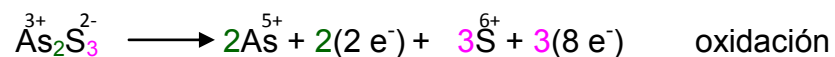
3.- Buscar en los reactivos el(los) átomo(s) que se reduce(n) [gana electrones y se hace “**más negativo**” en los productos]



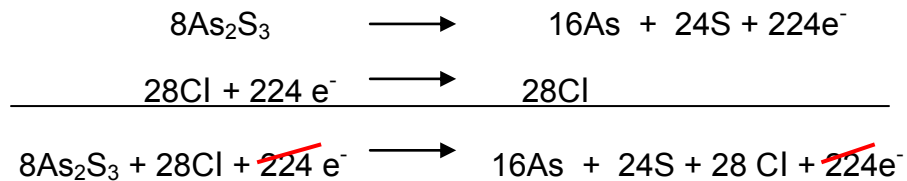
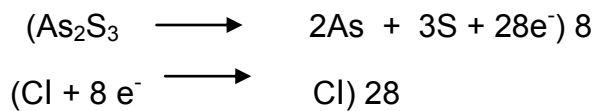
4.- Anotar los átomos en “semireacción” y balancearlos, considerando que de ambos lados de la misma, debe haber igual número de átomos



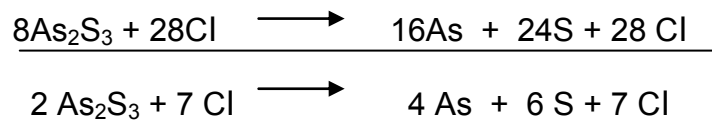
5.- En la misma “semireacción”, balancear los electrones considerando que se debe multiplicar el número de átomos obtenidos en el inciso anterior, por el número de electrones que se ganan o pierden.



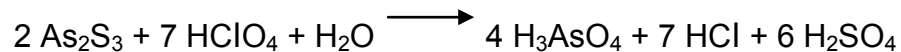
6.- Multiplicar cruzado, los electrones que se ganaron y los que se perdieron en la semireacción.



7.- Si es posible, simplificar el resultado dividiendo entre el mismo factor todos los elementos resultantes, para este ejemplo dividiremos entre 4:



8.- Sustituir los coeficientes obtenidos en los reactivos y productos correspondientes de la reacción.



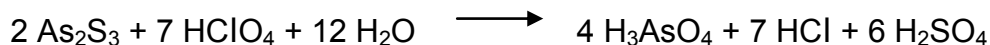
9.- Balancear Hidrógenos y Oxígenos faltantes. En este caso específico, solo falta balancear los Hidrógenos del agua como reactivo, porque ya se tienen los coeficientes de los productos y se puede usar una ecuación lineal como se muestra en seguida:

a) Se buscan los compuestos que contienen Hidrógeno y si ya tiene coeficiente solo se indica, en caso contrario, se plantea como la incógnita. Así para el Hidrógeno:

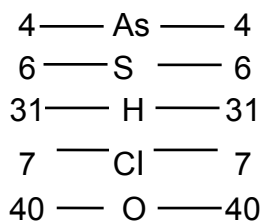
$$\begin{aligned} 7 + 2x(\text{H}_2\text{O}) &= 12 + 7 + 12 \\ 2x &= 31 - 7 \\ X &= 24 / 2 \\ X &= 12 \end{aligned}$$

10.- En la reacción, el coeficiente del agua es 12

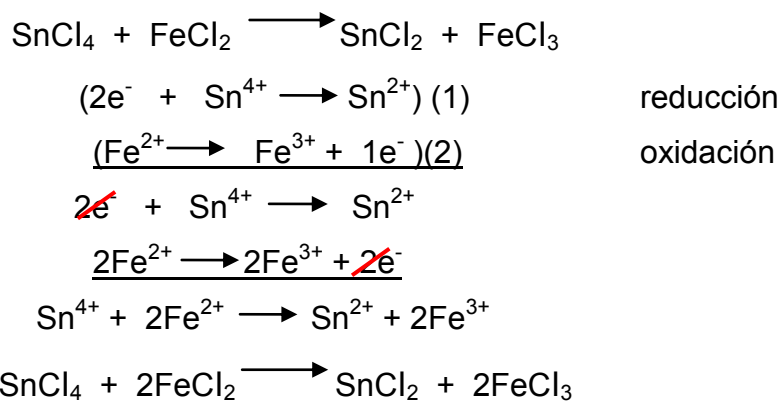
11.- Verificar que tanto en los reactivos como en los productos, se tiene el mismo número de átomos



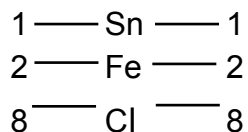
Verificar:



Ejemplo 1:

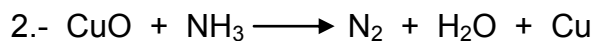
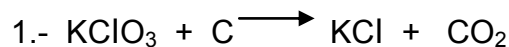


Verificar:



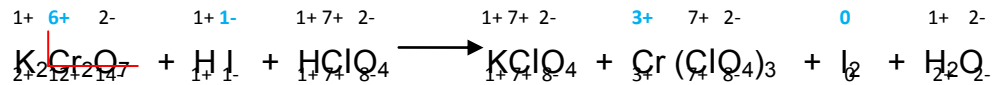
Ejercicio 2:

Balancar las siguientes ecuaciones por el método de óxido reducción.

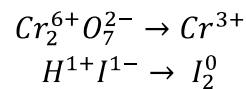


9.2 PROCEDIMIENTO PARA BALANCEAR UNA REACCIÓN POR IÓN ELECTRÓN EN MEDIO ÁCIDO.

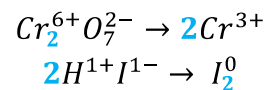
1.- Obtener el número de oxidación de cada uno de los átomos tanto de los reactivos como de los productos.



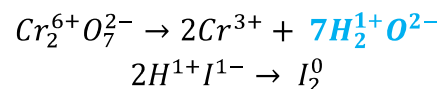
2.- Identificar los elementos que se reducen y los elementos que se oxidan. Si están unidos directamente al Oxígeno o al Hidrógeno considerar la molécula completa, si es compuesto neutro considerar solamente el ión que forma.



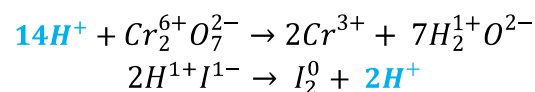
3.- Balancear respecto al número de átomos que no son ni Oxígeno, ni Hidrógeno de ambos lados.



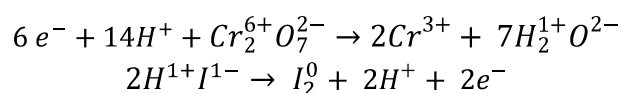
4.- En **medio ácido el Oxígeno se balancea agregando las moléculas de agua** necesarias en el lado de la “semireacción” deficiente en Oxígeno.



5.- Balancear el **Hidrógeno agregando protones** en el lado de la “semireacción” deficiente de Hidrógeno.

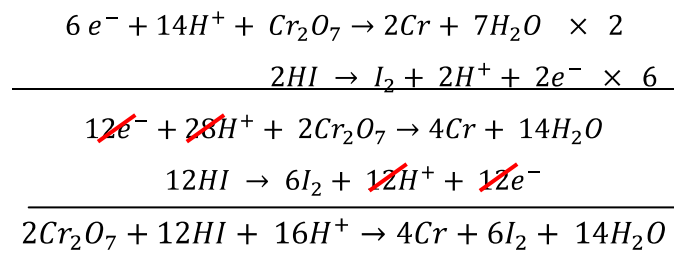


6.- Balancear respecto a los electrones y sumar la ecuación de reducción y la de oxidación.

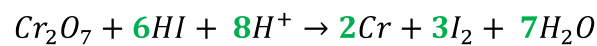


Material didáctico de la unidad uno de la asignatura Química I para la carrera de Ingeniería Química

7.- Multiplicar cruzado, los electrones que se ganaron y los que se perdieron en la semireacción.



Por simplificación de electrones.



8.- Sustituyendo en la reacción:



9.- Verificar que tanto en los reactivos como en los productos, se tiene el mismo número de átomos

$$2 \text{---} K \text{---} 1$$

$$2 \text{---} Cr \text{---} 2$$

$$6 \text{---} I \text{---} 6$$

$$8 \text{---} Cl \text{---} 7$$

$$39 \text{---} O \text{---} 35$$

$$14 \text{---} H \text{---} 14$$

Falta un átomo de Potasio, uno de Cloro y 4 Oxígenos.

El balanceo se completa multiplicando por 2 el

compuesto de Perclorato de Potasio.



Verificando nuevamente:

$$2 \text{---} K \text{---} 2$$

$$2 \text{---} Cr \text{---} 2$$

$$6 \text{---} I \text{---} 6$$

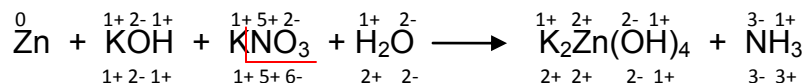
$$8 \text{---} Cl \text{---} 8$$

$$39 \text{---} O \text{---} 39$$

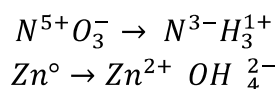
$$14 \text{---} H \text{---} 14$$

9.3 PROCEDIMIENTO PARA BALANCEAR UNA REACCIÓN POR IÓN ELECTRÓN EN MEDIO BÁSICO.

1.- Obtener el número de oxidación de cada uno de los átomos tanto de los reactivos como de los productos:

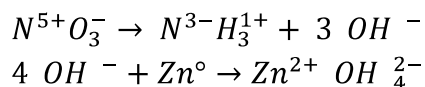


2.- Identificar los elementos que se reducen y los elementos que se oxidan. Si están unidos directamente al Oxígeno o al Hidrógeno considerar la molécula completa, si es compuesto neutro, considerar solamente el ión que forma.

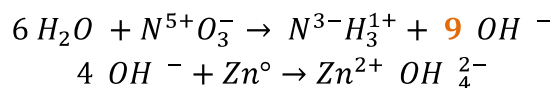


3.- Balancear respecto al número de átomos que no son ni Oxígeno, ni Hidrógeno de ambos lados. En este ejemplo la “semireacción” queda igual.

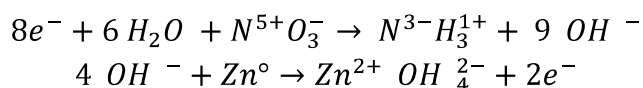
4.- En medio básico el Oxígeno se balancea agregando iones hidroxilos (OH)⁻ necesarios en el lado de la “semireacción” deficientes en Oxígeno.



5.- Balancear el **Hidrógeno agregando moléculas de agua** en el lado de la “semireacción” deficiente de Hidrógeno. En este ejemplo y en la primer “semireacción”, al agregar 6 moléculas de agua en el lado de los reactivos para balancear el Hidrógeno, se observa que se ha desbalanceado el número de átomos de Oxígeno en los productos, por lo que es necesario modificar el número de hidroxilos en el lado derecho, a **9**:

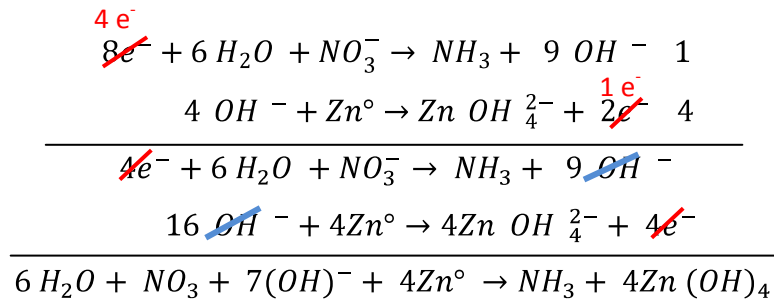


6.- Balancear respecto a los electrones y sumar la ecuación de reducción y la de oxidación.

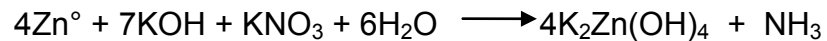


Material didáctico de la unidad uno de la asignatura Química I para la carrera de Ingeniería Química

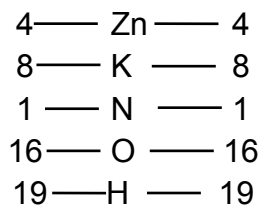
7.- Multiplicar cruzado, los electrones que se ganaron y los que se perdieron en la "semireacción". Se observa que el número de electrones es divisible entre 2:



8.- Sustituyendo en la reacción:



9.- Verificar que tanto en los reactivos como en los productos, se tiene el mismo número de átomos



Ejercicio 3:

Balancear las siguientes reacciones:

- 1.- $H_2SO_4 + MnO_4^- \longrightarrow SO_4^{2-} + Mn^{2+}$
- 2.- $P_4S_3 + NO_3^- \longrightarrow H_3PO_4 + SO_4^{2-} + NO$
- 3.- $Cu_2S + SO_4^{2-} \longrightarrow Cu^{2+} + H_2SO_3$
- 4.- $P_4 \longrightarrow H_2PO_2^- + PH_3$

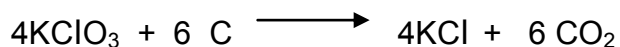
10 RELACIONES PONDERALES

10.1 RELACIÓN MASA- MASA

Tanto los reactivos como los productos se expresan en unidades de masa.

Ejemplo 1:

En la siguiente reacción



Si se producen 250 Kg de Cloruro de Potasio (KCl), calcular:

- a) Los gramos de Dióxido de Carbono (CO₂) que se producen

$$250\,000\text{g de KCl} \frac{1 \text{ mol KCl}}{74.5\text{g de KCl}} \frac{6 \text{ mol CO}_2}{4 \text{ mol KCl}} \frac{44\text{g CO}_2}{1 \text{ mol CO}_2} \frac{1000\text{g CO}_2}{1\text{Kg CO}_2} = 221476 \text{ g CO}_2$$

- b) Los miligramos de Carbono (C) que se consumen

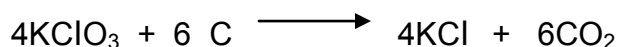
$$250\,000\text{g de KCl} \frac{1 \text{ mol KCl}}{74.5\text{g de KCl}} \frac{6 \text{ mol C}}{4 \text{ mol KCl}} \frac{12\text{g C}}{1 \text{ mol C}} \frac{1000\text{mg C}}{1\text{g C}} = 6 \times 10^7 \text{ mg C}$$

- c) Las libras de Clorato de Potasio (KClO₃) que se consumen

$$250\,000\text{g de KCl} \frac{1 \text{ mol KCl}}{74.5\text{g de KCl}} \frac{4 \text{ mol KClO}_3}{4 \text{ mol KCl}} \frac{122.5 \text{ g KClO}_3}{1 \text{ mol KClO}_3} \frac{1\text{lb KClO}_3}{454\text{g KClO}_3} = 905.45 \text{ lb KClO}_3$$

10.2 RELACIÓN MASA- VOLUMEN

Las cantidades de reactivos o de productos se pueden expresar en gramos (o sus equivalentes) y/o volúmenes (ml).



Con la reacción anterior a partir de 13 g de Clorato de Potasio (KClO₃) Calcular:

Material didáctico de la unidad uno de la asignatura Química I para la carrera de Ingeniería Química

- a) Los mililitros de CO₂ que se producen en condiciones normales de P y T

$$13g \text{ de } KClO_3 \frac{1 \text{ mol } KClO_3}{122.5g \text{ } KClO_3} \frac{6 \text{ mol } CO_2}{4 \text{ mol } KClO_3} \frac{22.4 \text{ lt}}{1 \text{ mol } CO_2} = 3.5657 \text{ lt} = \mathbf{3565.7 \text{ ml de } CO_2}$$

- b) A partir de 20g de C, calcular el volumen de CO₂ que se producen a 20 atmósferas (atm) de presión y 24°C

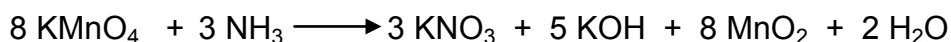
$$20 \text{ g de } C \frac{1 \text{ mol de } C}{12 \text{ g de } C} \frac{6 \text{ mol de } CO_2}{6 \text{ mol de } C} = \mathbf{1.66 \text{ mol de } CO_2}$$

$$PV = nRT$$

$$V = \frac{nRT}{P} = \frac{1.66 \text{ mol} \cdot 0.082 \frac{\text{atm lt}}{\text{mol K}} \cdot 279 \text{ K}}{20 \text{ atm}} = \mathbf{2.02 \text{ lt de } CO_2}$$

10.3 RELACIÓN VOLUMEN- VOLUMEN

Tanto los reactivos como los productos se expresan en unidades de volumen (ml) o unidades de concentración (Molar, Normal, %v/v).



Dada la reacción anterior calcular:

- a) A partir de 20 ml de solución 5M de Permanganato de Potasio (KMnO₄), ¿qué cantidad de Amoniac (NH₃) se consume en gramos?

$$20 \text{ ml de } KMnO_4 \frac{5 \text{ mol de } KMnO_4}{1000 \text{ ml de } KMnO_4} \frac{3 \text{ mol de } NH_3}{8 \text{ mol de } KMnO_4} \frac{17 \text{ g de } NH_3}{1 \text{ mol de } NH_3} = \mathbf{0.6375 \text{ g de } NH_3}$$

- b) Con la misma solución de KMnO₄ ¿qué volumen de Nitrato de Potasio (KNO₃) 0.5 M se produce?.

$$20 \text{ ml de } KMnO_4 \frac{5 \text{ mol de } KMnO_4}{1000 \text{ ml de } KMnO_4} \frac{3 \text{ mol de } KNO_3}{8 \text{ mol de } KMnO_4} \frac{1000 \text{ ml de solución}}{0.5 \text{ mol de } KNO_3} = \mathbf{75 \text{ ml de solución}}$$

Material didáctico de la unidad uno de la asignatura Química I para la carrera de Ingeniería Química

c) ¿Cuántos ml de una solución 3 N de Hidróxido de Potasio (KOH) se producen?

$$20 \text{ ml de } KMnO_4 \frac{5 \text{ mol de } KMnO_4}{1000 \text{ ml de } KMnO_4} \frac{5 \text{ mol de } KOH}{8 \text{ mol de } KMnO_4} \frac{1 \text{ eq de } KOH}{1 \text{ mol de } KOH} \frac{1000 \text{ ml de solución}}{3 \text{ eq de } KOH} = \mathbf{20.83 \text{ ml de solución de 3N de KOH}}$$

d) ¿Qué cantidad de vapor de H₂O en condiciones normales de presión y temperatura se producen?

$$20 \text{ ml de } KMnO_4 \frac{5 \text{ mol de } KMnO_4}{1000 \text{ de } KMnO_4} \frac{2 \text{ mol de } H_2O}{8 \text{ mol de } KMnO_4} \frac{22.4 \text{ lt de } H_2O}{1 \text{ mol de } H_2O} = \mathbf{0.560 \text{ lt de } H_2O}$$

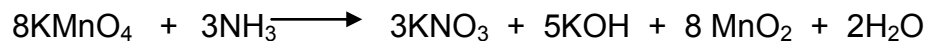
e) Si la reacción se verifica a 50 atm. De presión y 20°C. ¿Qué volumen de H₂O se produce?

$$20 \text{ ml de } KMnO_4 \frac{5 \text{ mol de } KMnO_4}{1000 \text{ de } KMnO_4} \frac{2 \text{ mol de } H_2O}{8 \text{ mol de } KMnO_4} = 0.025 \text{ mol de } H_2O$$

$$V = \frac{0.025 \text{ mol} \cdot 0.082 \frac{\text{atm lt}}{\text{mol K}} \cdot 293 \text{ K}}{20 \text{ atm}} = \mathbf{0.03 \text{ lt } H_2O}$$

Ejercicio 1:

A partir de 20 ml de H₂O obtenida en condiciones normales de presión y temperatura mediante la siguiente reacción:



Calcular:

- Los gramos de Dióxido de Manganeso (MnO₂) que se producen
- Los ml de una solución 0.215 M de Hidróxido de Potasio (KOH)
- Los ml de una solución 2.5N de Nitrato de Potasio (KNO₃)
- El volumen de Amoniaco (NH₃) a 40°C y 80 atm.

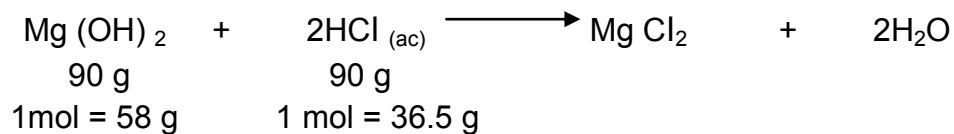
11 REACTIVO LIMITANTE

En una reacción química balanceada, es la base de cálculo que ha de tomarse en cuenta para obtener la masa o volumen de productos que se han de producir.

Ejemplo 1:

Se tienen 90 g de Hidróxido de Magnesio $\{Mg(OH)_2\}$ que reaccionan con 90 g de ácido Clorhídrico (HCl). ¿Cuál es el reactivo limitante?

Primero se deben obtener los pesos moleculares de cada reactivo para conocer el número de moles y después establecer cuál de los dos reactivos es el limitante.



Para calcular el número de mol de Hidróxido de Magnesio:

$$90\text{ g } Mg(OH)_2 \frac{1\text{ mol } Mg(OH)_2}{58\text{ g } Mg(OH)_2} = 1.5517\text{ mol } Mg(OH)_2$$

Para calcular el número de mol del ácido Clorhídrico:

$$90\text{ g } HCl_{ac} \frac{1\text{ mol } HCl_{ac}}{36.5\text{ g } HCl_{ac}} = 2.4657\text{ mol } HCl_{ac}$$

Aplicando una regla de tres simple en donde relacionamos el $Mg(OH)_2$ con el HCl:

$$1.5517\text{ mol } Mg(OH)_2 \frac{2\text{ mol } HCl}{1\text{ mol } Mg(OH)_2} = 3.1034\text{ mol } HCl \text{ que se necesitan}$$

Se tienen 2.4657 mol de HCl y se requieren 3.1034 mol para reaccionar con 1.5517 mol de $Mg(OH)_2$ ¡el HCl es el reactivo limitante!

Material didáctico de la unidad uno de la asignatura Química I para la carrera de Ingeniería Química

$$2.4657 \text{ mol HCl}_{ac} \frac{1 \text{ mol Mg(OH)}_2}{2 \text{ mol HCl}} = \mathbf{1.2328 \text{ mol Mg(OH)}_2 \text{ que se necesitan}}$$

El reactivo en exceso es el Mg(OH)_2 , ya que se tiene 1.5517 mol y se necesitan 2.2328 mol para reaccionar completamente con el HCl.

Reactivo en exceso:

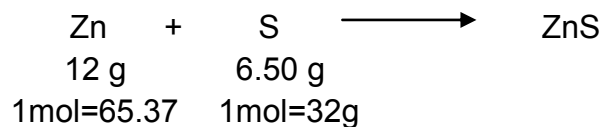
$$\begin{array}{r} \text{— } 1.55 \text{ mol de Mg(OH)}_2 \\ \text{— } 1.20 \text{ mol de Mg(OH)}_2 \\ \hline \mathbf{0.35 \text{ moles de Mg(OH)}_2} \end{array}$$

Para expresarlo en gramos:

$$0.35 \text{ mol Mg(OH)}_2 \frac{58 \text{ g de Mg(OH)}_2}{1 \text{ mol Mg(OH)}_2} = \mathbf{20.3 \text{ g Mg(OH)}_2}$$

Ejemplo 2:

Se hacen reaccionar 12 gramos de Zinc (Zn) con 6.50 gramos de Azufre (S). Calcular el reactivo limitante y la cantidad de reactivo en exceso.



$$12 \text{ g Zn} \frac{1 \text{ mol Zn}}{65.37 \text{ g Zn}} = \mathbf{0.1835 \text{ mol de Zn}}$$

$$6.50 \text{ g S} \frac{1 \text{ mol S}}{32 \text{ g S}} = \mathbf{0.2031 \text{ mol de S}}$$

Aplicando la regla de tres simple para relacionar el Zn con el S:

$$0.1835 \text{ mol Zn} \frac{1 \text{ mol S}}{1 \text{ mol Zn}} = \mathbf{0.1835 \text{ mol de S}}$$

Material didáctico de la unidad uno de la asignatura Química I para la carrera de Ingeniería Química

$$0.2031 \text{ mol de S} \frac{1 \text{ mol Zn}}{1 \text{ mol S}} = \mathbf{0.2031 \text{ mol de Zn}}$$

El reactivo limitante es el Zn porque se requiere de 0.2031 mol y se dispone de 0.1835 mol.

Reactivo en exceso de Azufre:

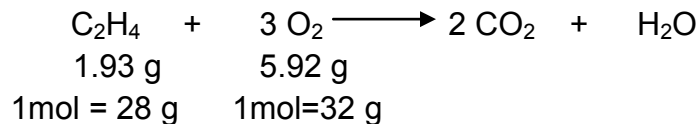
$$\begin{array}{r} - 0.2031 \text{ mol S} \\ \underline{0.1835 \text{ mol S}} \\ 0.0196 \text{ mol S} \end{array}$$

Expresado en gramos:

$$0.0196 \text{ mol S} \frac{32 \text{ g S}}{1 \text{ mol S}} = \mathbf{0.6272 \text{ g de S}}$$

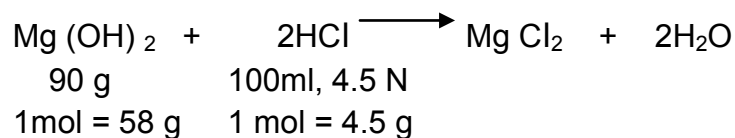
Ejercicio 1:

Se hacen reaccionar 1.93 g de Eteno (C₂H₄) con 5.92 g de Oxígeno. Calcular el reactivo limitante y la cantidad de reactivo en exceso.



Ejercicio 2:

Se hacen reaccionar 90 g de Hidróxido de Magnesio {Mg(OH)₂} con 100 ml de una solución 4.5 N de ácido Clorhídrico (HCl). Calcular el reactivo limitante y la cantidad de reactivo en exceso.



Ejercicio 3:

Mediante la siguiente reacción



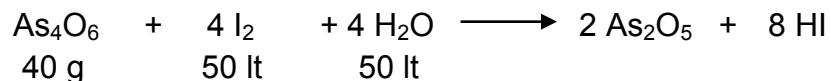
Material didáctico de la unidad uno de la asignatura Química I para la carrera de Ingeniería Química

5.73 250ml 2 lt
1 mol=294g 1 M

Se hacen reaccionar dos litros de Ioduro de Hidrógeno (HI) en condiciones normales de presión y temperatura con 5.73 g de Dicromato de Potasio ($K_2Cr_2O_7$) y 250 ml de una solución 1 M de ácido Perclórico ($HClO_4$). Encontrar el reactivo limitante y las moles en exceso de cada uno de los reactivos.

Ejercicio 4:

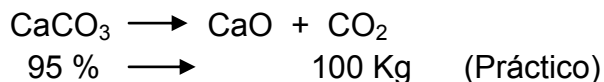
Se hacen reaccionar 40 g de As_4O_6 con 50 lt. de I_2 medido a $30^\circ C$ y 25 atm de presión y 50 lt. de H_2O líquida. $\rho = 1$ g/ml. Establecer cuál es el reactivo limitante y la cantidad de los reactivos en exceso.



12 CÁLCULO DE REACTIVOS O PRODUCTOS CON CIERTO GRADO DE PUREZA.

Ejemplo 1:

Calcular la cantidad de óxido de Calcio (CaO) que se puede preparar al calentar 200 Kg de piedra caliza que contiene Carbonato de Calcio (CaCO₃) al 95% de pureza. Calcular el porcentaje de rendimiento si se obtienen 100 Kg de CaO.



$$200 \text{ Kg (95\%)} = 190 \text{ Kg CaCO}_3$$

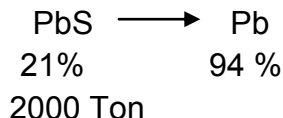
$$190 \text{ Kg CaCO}_3 \frac{1000 \text{ g CaCO}_3}{1 \text{ Kg CaCO}_3} \frac{1 \text{ mol CaCO}_3}{100 \text{ g CaCO}_3} \frac{1 \text{ mol CaO}}{1 \text{ mol CaCO}_3} \frac{56.1 \text{ g CaO}}{1 \text{ mol CaO}} \frac{1 \text{ kg CaO}}{1000 \text{ g CaO}} \\ = \mathbf{107 \text{ Kg CaO (Teórico)}}$$

$$\% \text{ rendimiento} = \frac{\text{peso práctico}}{\text{peso teórico}} \times 100 =$$

$$\% \text{ rendimiento} = \frac{100 \text{ kg}}{107 \text{ kg}} \times 100 = \mathbf{93.45\%}$$

Ejemplo 2:

¿Cuántas toneladas de Plomo (Pb) se obtienen a partir de 2,000 toneladas de un mineral que contiene 21% de Sulfato de Plomo (PbS). Si se obtiene el 94% de la cantidad teórica de Pb?



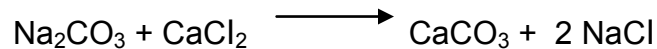
$$(2000 \text{ Ton})(0.21) = 420 \text{ Ton de PbS}$$

$$420 \times 10^6 \text{ g de PbS} \frac{1 \text{ mol PbS}}{239.3 \text{ g de PbS}} \frac{1 \text{ mol Pb}}{1 \text{ mol PbS}} \frac{207.19 \text{ g de Pb}}{1 \text{ mol Pb}} \\ = 3.68 \times 10^8 \text{ g de Pb}$$

$$(3.68 \times 10^8 \text{ g Pb}) \times 0.94 = \mathbf{342 \text{ Ton de Pb}}$$

Ejercicio 1:

Una muestra impura que pesa 1.2048 g de Carbonato de Sodio (Na_2CO_3) se disuelve y se deja reaccionar con una solución de Cloruro de Calcio (CaCl_2). Después de precipitar filtrar y secar el Carbonato de Calcio (CaCO_3) resultante peso 1.0262 g. Suponiendo que las impurezas no influyen en el peso del precipitado, calcular la pureza de % del Na_2CO_3 .

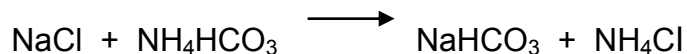
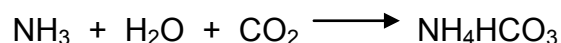


Ejercicio 2:

Una muestra de Cobre (Cu) impuro que pesa 1.25 g se disuelve en ácido Nítrico (HNO_3) para producir Nitrato de Cobre [$\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$] posteriormente éste NO_3 se transforma a Hidróxido de Cobre [$\text{Cu}(\text{OH})_2$] y el $\text{Cu}(\text{OH})_2$ es transformado a óxido de Cobre (CuO), y éste a Cloruro de Cobre (CuCl_2) y finalmente a Fosfato de Cobre ($\text{Cu}_3(\text{PO}_4)_2$). Suponer que no hubo pérdida de Cu en ninguno de los pasos. El $\text{Cu}_3(\text{PO}_4)_2$ puro y seco obtenido peso 2 g. Calcular el % de Cu puro que hay en la muestra original.

Ejercicio 3:

El Carbonato de Sodio (Na_2CO_3) se obtiene como subproducto de las siguientes reacciones:



Cuántas moles de NH_3 se requieren para preparar 5.3 g de Carbonato de Sodio (Na_2CO_3)

Material didáctico de la unidad uno de la asignatura Química I para la carrera de Ingeniería Química

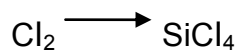
Ejercicio 4:

Cuantos gramos de Clorato de Potasio (KClO_3) deben ser calentados para producir 60 g de Oxígeno (O_2) a partir de la siguiente reacción.



Ejercicio 5:

Una determinada cantidad de Cloruro de Hierro (FeCl_3) se oxida completamente y todo el Cloro (Cl) se desprende como Cloro molecular (Cl_2). Este Cl se transforma en Cloruro de Silicio (SiCl_4) se produce 7.44 mol de SiCl_4 . Cuantas moles de FeCl_3 se oxidaron.



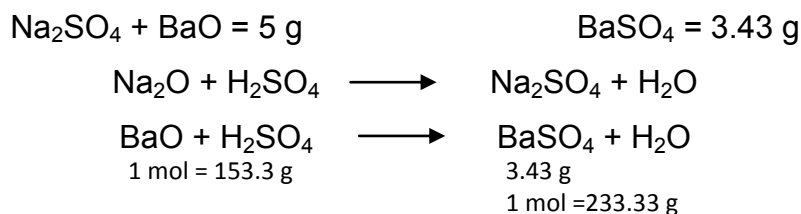
13 REACCIONES CON REACTIVOS O PRODUCTOS QUE FORMAN UNA MEZCLA.

Una mezcla es la combinación de dos o más sustancias en la que cada uno de las sustancias conservan sus propiedades características (no hay reacción).

Los reactivos de una mezcla no siempre se van a encontrar solos ó 100% puros. Los ingenieros metalúrgicos por ejemplo, encontrarán mezclados al oro, plata o cualquier otro metal unido con otros compuestos de menor interés, por lo que será necesario utilizar otros reactivos para aislarlos.

Ejemplo 1:

Una mezcla de óxido de Sodio (Na_2O) y óxido de Bario (BaO) pesa 5 g, se disuelve y se hace reaccionar con ácido Sulfúrico (H_2SO_4 (dil)) para producir los sulfatos respectivos. El Sulfato de Bario (BaSO_4) se filtra y se seca obteniéndose 3.43 g. El Sulfato de Sodio (Na_2SO_4) Permanece en la solución. ¿Qué porcentaje de óxido de Bario (BaO) había en la mezcla inicial.



$$3.43 \text{ g de BaSO}_4 \frac{1 \text{ mol de BaSO}_4}{233.33 \text{ g de BaSO}_4} \frac{1 \text{ mol de BaO}}{1 \text{ mol de BaSO}_4} \frac{153.3 \text{ g de BaO}}{1 \text{ mol de BaO}} = 2.254 \text{ g de BaO}$$

$$\frac{2.254 \text{ g de BaO}}{5 \text{ g de muestra}} \times 100 = 45.07\% \text{ de BaO}$$

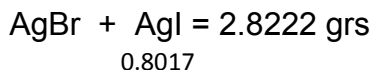
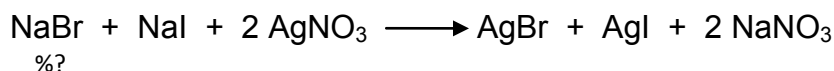
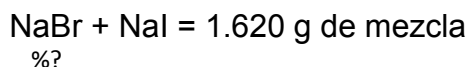
Demostración:

$$\begin{array}{r} 5.000 \text{ g de muestra} \\ -2.254 \text{ g de BaO} \\ \hline 2.746 \text{ g de Na}_2\text{O} \end{array}$$

$$\frac{2.746 \text{ g de Na}_2\text{O}}{5 \text{ g de muestra}} \times 100\% = 54.92\% \text{ de Na}_2\text{O}$$

Ejemplo 2:

Una mezcla de Bromuro de Sodio (NaBr) y Ioduro de Sodio (NaI) pesa 1.620 g. Se hace reaccionar con Nitrato de Plata (AgNO₃) y se produce una mezcla de Bromuro de Plata (AgBr) y Ioduro de Plata (AgI) la cual pesa 2.8222 g. Si de esa muestra 0.8017 g son de AgI. ¿Cuál es el porcentaje de NaBr en la mezcla original y cuál es el porcentaje de AgBr en la mezcla final?



$$\text{g de AgBr} = 2.8222 - 0.8017 = 2.0205 \text{ g de AgBr}$$

$$\% \text{ AgBr} = \frac{2.0205 \text{ g de AgBr}}{2.8222 \text{ g}} \times 100\% = \mathbf{71.59\% \text{ de AgBr}}$$

$$2.0205 \text{ g de AgBr} \frac{1 \text{ mol de AgBr}}{188 \text{ g de AgBr}} \frac{1 \text{ mol de NaBr}}{1 \text{ mol de AgBr}} \frac{103 \text{ g de NaBr}}{1 \text{ mol de NaBr}}$$
$$= 1.106 \text{ grs de NaBr}$$

$$\frac{1.106 \text{ g de NaBr}}{1.620 \text{ g muestra}} \times 100\% = \mathbf{68.32\% \text{ de NaBr}}$$

Ejercicio 1:

Se quema una mezcla formada por Magnesio (Mg) y Zinc (Zn) y pesa 1.0 g en atmósfera de Oxígeno y se produce una mezcla de óxido de Magnesio (MgO) y óxido de Zinc (ZnO), la cual pesa 1.409 g. Si se consume todo el Zn que tiene un peso de 0.598 g en la mezcla original. ¿Cuánto MgO se obtiene?

CONCLUSIÓN:

En cuanto al trabajo desarrollado y con la intención de ayudar a los compañeros de generaciones futuras concluyo lo siguiente:

- Con esta tesis, los alumnos de Ingeniería Química de la FES Zaragoza, ya tienen a su disposición material didáctico para la Unidad I de la asignatura de Química I, acorde al programa de la asignatura.
- Este material didáctico de la asignatura de Química I podrá ser difundido en internet y estará al alcance de cualquier persona que quiera aprender Química.
- La elaboración de esta tesis me ayudó a reforzar los conocimientos adquiridos en Química I.

Queda como tarea:

- difundir este material entre los profesores de la asignatura y sus alumnos para:
 - i) poder corroborar mediante sus calificaciones su utilidad y
 - ii) demostrar con datos estadísticos si ha disminuido el índice de reprobación
- Completar el material didáctico de las demás unidades de la asignatura

REFERENCIAS BIBLIOGRÁFICAS:

- [1] Rosa María González Muradás, Química, Editorial Patria, Primera Edición, México, 2011
- [2] Mortimer E. Charles, Química, Grupo Editorial Iberoamericana, Quinta Edición. 1983.
- [3] Raymond Chang, Química, Sexta Edición, Editorial Mc Graw-Hill, 1998.
- [4] Theodore L. Brown, Química La Ciencia Central, Decimoprimera Edición, Editorial Pearson, 2009.
- [5] Solís Correa Hugo E., Nomenclatura Química, Editorial Patria, México, 2013
- [6] Villareal Fidel, EDT. Al., Introducción la Nomenclatura Química, 3RA EDICIÓN, 2005.

ANEXO

RESPUESTAS A LOS EJERCICIOS

Nomenclatura

Ejercicio 1. Nombra los siguientes compuestos.

Fe_2O_3 : Sesqui óxido de Hierro u óxido de Hierro (III)

AlCl_3 : Cloruro de Aluminio

KCl : Cloruro de Potasio

Mg_3N_2 : Nitrogenuro de Magnesio ó Nitruro de Magnesio

Na_2Te : Hemi Teluro de Sodio

Li_3P : Fosfuro de Litio

RbF : Fluoruro de Rubidio

F_2 : molécula Diatómica de Flúor

Fe_2Se_3 : Sesqui Seleniuro de Hierro

CaBr_2 : Bromuro de Calcio

Ejercicio 2. Forma los anhídridos para el Selenio y Telurio con sus diferentes valencias.

2+	4+	6+
SeO :	SeO_2 :	SeO_3 :
óxido de Selenio (II)	óxido de Selenio (IV)	óxido de Selenio (VI)
Anhídrido Hipo Selenioso	Anhídrido Selenioso	Anhídrido Selénico
Monóxido de Selenio	Dióxido de Selenio	Trióxido de Selenio

Material didáctico de la unidad uno de la asignatura Química I para la carrera de Ingeniería Química

2+	4+	6+
TeO:	TeO ₂ :	TeO ₃ :
óxido de Telurio (II)	óxido de Telurio (IV)	óxido de Telurio (VI)
Anhídrido Hipo teluroso	Anhídrido Telurioso	Anhídrido Telúrico
Monóxido de Telurio	Dióxido de Telurio	Trióxido de Telurio

Ejercicio 3: Forma los anhídridos para el Nitrógeno, Fósforo y Arsénico con sus diferentes valencias.

1+		3+		5+	
N ₂ O	Anhídrido Hipo Nitroso	N ₂ O	Anhídrido Nitroso	N ₂ O	Anhídrido Nítrico
P ₂ O	Anhídrido Hipo Fosforoso	P ₂ O	Anhídrido Fosforoso	P ₂ O	Anhídrido Fosforoso
As ₂ O	Anhídrido Hipo Arsenioso	As ₂ O	Anhídrido Arsenioso	As ₂ O	Anhídrido Arsénico

Ejercicio 4. Utilizando la valencia 1+, 3+, 5+, y 7+ formar los anhídridos del Bromo y del Yodo y nombrarlos.

1+	3+	5+	7+
Br ₂ O:	Br ₂ O ₃ :	Br ₂ O ₅ :	Br ₂ O ₇ :
Óxido de Bromo (I)	Óxido de Bromo (III)	Óxido de Bromo (V)	Óxido de Bromo (VII)
Anhídrido Hipo Bromoso	Anhídrido Bromoso	Anhídrido Brómico	Anhídrido Brómico
Monóxido de di Bromo	Trióxido de Di Bromo	Pentóxido de Dibromo	Heptaóxido de Dibromo
Hemi óxido de Bromo	Sesquióxido de Bromo		

Material didáctico de la unidad uno de la asignatura Química I para la carrera de Ingeniería Química

1+	3+	5+	7+
$I_2O:$	$I_2O_3:$	$I_2O_5:$	$I_2O_7:$
óxido de yodo (I)	óxido de yodo (III)	óxido de yodo (V)	óxido de yodo (VII)
Anhídrido Hipo yodoso	Anhídrido yodoso	Anhídrido yódico	Anhídrido Peryódico
Monóxido de yodo	Trióxido de diyodo	Pentóxido de diyodo	Heptaóxido de diyodo
Hemi óxido de yodo	Sesquióxido de yodo		

Ejercicio 5. Nombra los compuestos que se formaron en la tabla 20.

Ejemplo	Nombre	Ejemplo	Nombre
$CaCO_3$	Carbonato de Calcio	$NaHCO_3$	Bicarbonato de Sodio
$LiClO_3$	Clorato de Litio	$BaHPO_4$	Hidrógeno Fosfato de Bario
$MgCrO_4$	Cromato de Magnesio	$LiHSO_4$	Bisulfato de Litio
$Al(CN)_3$	Cianuro de Aluminio	$NaOH$	Hidróxido de Sodio
$K_2Cr_2O_7$	Dicromato de Potasio	$FrNO$	Hiponitrito de Francio
NaH_2PO_4	Dihidrógeno fosfato de Sodio	$AgNO_3$	Nitrato de Plata
$KBiO_3$	Bismutato de Potasio	$NaNO_2$	Nitrito de Sodio
$NaClO_4$	Perclorato de Sodio	$NH_4(OCN)$	Cianato de Amonio
CuS_2O_7	Tiosulfato de Cobre	$CuSO_4$	Sulfato de Cobre
$KMnO_4$	Permanganato de potasio	$BeSO_3$	Sulfito de Berilio
Ag_2O_2	Peróxido de Plata	$Hg(SCN)_2$	Tiocinato de Mercurio
$AlPO_4$	Fosfato de Aluminio	$ZnMnO_4$	Manganato de Zinc
Fe_2S_3	Sulfuro Fierro		

Ejercicio 6. Escribir las fórmulas de los siguientes compuestos:

- 1.- Fosfato de Calcio: $Ca_3(PO_4)_2$
- 2.- Sulfato de Plata: Ag_2SO_4
- 3.- Hidrógeno Fosfato de Cobre (II): $CuHPO_4$
- 4.- Di Hidrógeno Sulfato de Estroncio: No existe
- 5.- Bicarbonato de Berilio: $Be(HCO_3)_2$

Material didáctico de la unidad uno de la asignatura Química I para la carrera de Ingeniería Química

Ejercicio 7. Nombrar los siguientes compuestos de los poli-iones

$\text{Be}^{2+} + \text{OH}^- \longrightarrow$	$\text{Be}(\text{OH})_2$	Hidróxido de Berilio
$\text{Na}^+ + \text{CN}^- \longrightarrow$	NaCN	Cianuro de Sodio
$\text{NH}_4^+ + \text{Cl}^- \longrightarrow$	NH_4Cl	Cloruro de Amonio
$\text{Sr}^{2+} + \text{OH}^- \longrightarrow$	$\text{Sr}(\text{OH})_2$	Hidróxido de Estroncio
$\text{K}^+ + \text{O}_2^- \longrightarrow$	KO_2	Peróxido de Potasio
$\text{Ca}^{2+} + \text{CN}^- \longrightarrow$	$\text{Ca}(\text{CN})_2$	Cianuro de Calcio
$\text{Au}^{3+} + (\text{OH})^- \longrightarrow$	$\text{Au}(\text{OH})_3$	Hidróxido de Oro III
$\text{NH}_4^+ + \text{Se}^{2-} \longrightarrow$	$(\text{NH}_4)_2\text{Se}$	Seleniuro de Amonio
$\text{Al}^{3+} + \text{O}_2^- \longrightarrow$	$\text{Al}(\text{O}_2)_3$	Peróxido de Aluminio

Ejercicio 8. Escribir la fórmula de los siguientes compuestos

- 1.- Anhídrido Hipo Brómico: No existe
- 2.- Anhídrido Antimonioso: Sb_2O_3
- 3.- Anhídrido Hipo Arsenioso: As_2O
- 4.- Anhídrido Fosfórico: P_2O_5
- 5.- Ácido Orto Nitroso: No existe
- 6.-Ácido Fosfórico: H_3PO_4
- 7.-Ácido Meta Antimonioso: HSbO_2
- 8.- Ácido Per Clórico: HClO_4
- 9.-Ácido Sulfúrico: H_2SO_4
- 10.- Ácido Orto Nítrico: No existe
- 11.- Ácido Orto Antimónico: H_3SbO_4
- 12.- Ácido piro Hipo Antimonioso: $\text{H}_4\text{Sb}_2\text{O}_3$
- 13.- Anhídrido Silícico: SiO_2
- 14.- Anhídrido Bórico: B_2O_3
- 15.- Anhídrido Carbónico: CO_2

Ejercicio 9. Escribe el nombre de los siguientes compuestos

- 1.- FeSe : Seleniuro de Hierro (II)
- 2.- CuS : Sulfuro de Cobre (II)
- 3.- $\text{Be}(\text{CN})_2$: Cianuro de Berilio
- 4.- $(\text{NH}_4)_2\text{Sb}$: Antimoniuro de Amonio
- 5.- HI : Ácido Yodhídrico
- 6.- I_2O_5 : Pentaóxido de Diyodo
- 7.- Cl_2O_3 : Sesqui óxido de Cloro
- 8.- Br_2O_7 : Anhídrido Per Brómico
- 9.- SeO : Anhídrido Hipo Selenioso
- 10.- TeO_3 : Trióxido de Telurio

Estequiometria

Ejercicio 1:

Se tiene 5 moles de moléculas de P_4 .

a) ¿Cuántos átomos de Fósforo tiene?

$$5 \text{ moles de mlcs } P_3 \frac{3 \text{ moles de átomos de P}}{1 \text{ mol de mlcs } P_4} \frac{6.023 \times 10^{23} \text{ átomos de P}}{1 \text{ mol de átomos P}} \\ = \mathbf{9.045 \times 10^{24} \text{ átomos de P}}$$

b) Calcular el número de moles de P

$$5 \text{ moles de molec } P_3 \frac{3 \text{ moles de P}}{1 \text{ mol de molec } P_4} = \mathbf{15 \text{ moles de P}}$$

Ejercicio 2:

La firma de un individuo escrita con un lápiz pesa 12 mg. Considerando que el Carbono de este lápiz forma moléculas tetra atómicas calcular:

a) El número de átomos de Carbono

$$\mathbf{0.001 \text{ mol de átomos de C}}$$

b) El número de moléculas de Carbono

$$\mathbf{1.50 \times 10^{20} \text{ mlcs de C}}$$

Ejercicio 3:

Se tiene 0.4651 moles de unidades fórmula de Permanganato de Hierro (III) $\{Fe(MnO_4)_3\}$ calcular:

- a) 2.8×10^{23} de átomos de Hierro
- b) 8.398×10^{23} Aniones de Permanganato $\{MnO_4^-\}$
- c) 3.36×10^{24} de átomos de Oxígeno
- d) 8.4×10^{23} de átomos de Manganese
- e) 89.25 gramos de Oxígeno

Material didáctico de la unidad uno de la asignatura Química I para la carrera de Ingeniería Química

- f) 26.03 gramos de Hierro
- g) 76.70 gramos de Manganeso
- h) 192.045 gramos de Permanganato de Hierro (III) $\{\text{Fe}(\text{MnO}_4)_3\}$
- i) 166 gramos de Permanganato (MnO_4^-)
- j) 1.395 moles de Permanganato (MnO_4^-)

Formula Empírica

Ejercicio 1:

Se calienta al aire una muestra de 2.5 g de Uranio y se produce un óxido que pesa 2.949 g. Calcular la fórmula empírica del óxido.

Fórmula empírica: U_3O_8

Ejercicio 2:

Un compuesto está formado por Carbono, Hidrógeno, y Nitrógeno, 10 g del mismo contiene 17.7% de Nitrógeno y 3.8×10^{23} átomos de H. Obtener la fórmula empírica.

Fórmula empírica: $\text{C}_5\text{H}_5\text{N}$

Ejercicio 3:

Una muestra de un compuesto orgánico que solamente contiene Carbono, Hidrógeno y Oxígeno; pesa 1.367 g; se quema en una corriente de aire y se produce 3.002 g de Dióxido de Carbono (CO_2) y 1.640 g de agua (H_2O). Calcular la fórmula empírica.

Fórmula empírica: $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}$

Ejercicio 4:

Una muestra de un compuesto que pesa 1.48 g, contiene Carbono, Hidrógeno, Nitrógeno y Cloro, se quema en exceso de O_2 produciendo 2.21 g de Dióxido de Carbono (CO_2) y 0.452 g de agua (H_2O). Otra muestra del mismo compuesto que pesa 2.62 g contiene 1.05 g de Cloro (Cl). Si el peso molecular es 177 g/mol, calcular la fórmula molecular.

Fórmula empírica: $\text{C}_3\text{H}_3\text{NCl}$
Fórmula molecular: $\text{C}_6\text{H}_6\text{N}_2\text{Cl}_2$

Ejercicio 5:

Un compuesto orgánico contiene Carbono, Hidrógeno, Nitrógeno y Oxígeno. Se lleva a cabo una reacción de combustión de una muestra de 1.279 g la cual produjo 1.60 g de Dióxido de Carbono (CO_2) y 0.77 g de agua H_2O . Una segunda muestra que pesa 1.625 g contiene 0.216 g de Nitrógeno (N). Calcular la fórmula empírica del compuesto.

Fórmula empírica: $\text{C}_3\text{H}_7\text{NO}_3$

Ejercicio 6:

Una muestra de un compuesto que contiene Carbono, Hidrógeno y Azufre, se calcina en presencia de Oxígeno y se obtuvo 15.84 g de Dióxido de Carbono (CO_2); 3.24 g de agua (H_2O) y 5.77 g de Dióxido de Azufre (SO_2).

a) Calcular la fórmula empírica del compuesto

Fórmula empírica: $\text{C}_4\text{H}_4\text{S}$

b) Calcular la masa de la muestra que se calcina.

7.56 g de la muestra

Unidades de concentración

Ejercicio 1:

Preparar las siguientes soluciones:

a. 40 g de una solución al 5% p/p de Hidróxido de Berilio $\{\text{Be}(\text{OH})_2\}$

2 g de $\text{Be}(\text{OH})_2$

b. 15 g de una solución al 90% p/p de Bromuro de Oro (III) (AuBr_3)

13.5 g de AuBr_3

c. 50 ml de una solución 0.010 F de Cianuro de Potasio (KCN)

0.0325 g de KCN

d. 25 ml de una solución 0.267 F de Dicromato de Potasio ($\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$)

1.96 g de $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$

e. 30 ml de una solución 0.105 M de ácido Acético CH_3COOH

0.984 g de CH_3COOH

Material didáctico de la unidad uno de la asignatura Química I para la carrera de Ingeniería Química

f. 40 ml de una solución 0.410 N de ácido Acético CH_3COOH
0.984 g de CH_3COOH

g. 10 ml de una solución 0.320 N de Cloruro de Amonio (NH_4Cl)
0.1712 g de NH_4Cl

h. 15 ml de una solución 20 N de ácido Brómico H_3BrO_3
16.8 g de H_3BrO_3

Ejercicio 2:

1.- Calcular el peso de agua (H_2O) que debe emplearse para disolver 25 g de Cloruro de Sodio (NaCl) y obtener una solución al 8% en peso.
287.5 g de H_2O

2. Cuantos gramos de Cloruro de Sodio (NaCl) hay en 60 g de una solución de la misma sal al 15 %.
9 g de NaCl

3. Se prepara una solución mezclando 15 g de Sulfato de Sodio (Na_2SO_4) con 125 ml de agua H_2O . Calcular la molalidad de la solución, si se sabe que la densidad de H_2O es 1 g/cm^3 .
0.8450 m

4. Una solución acusa al 20% p/p de Sulfato de Magnesio (MgSO_4) se necesita saber su molalidad.
2.083 m

5. Calcular el % en peso del ácido Fórmico (HCOOH) a partir de una solución 1.099 M y cuya densidad es 1.015 g/ml.
0.0498 es en 1 g

6. Calcular la Molaridad de una solución acuosa de ácido Sulfúrico (H_2SO_4) que contiene 62% en peso y su densidad es igual a 1.520 g/ml.
9.61 M

Balanceo de ecuaciones

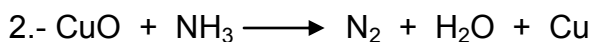
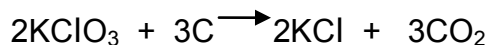
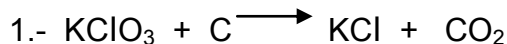
Ejercicio 1:

Identificar los cambios como oxidación o reducción en las siguientes reacciones

- a) $\text{MnO}_2 \longrightarrow \text{MnO}_4$ El Manganese se óxido 4
- b) $\text{BiO}_3 \longrightarrow \text{Bi}^{3+}$ El Bismuto de redujo 3
- c) $\text{SO}_2 \longrightarrow \text{SO}_3$ El Azufre se óxido 2
- d) $\text{N}_2\text{O}_4 \longrightarrow \text{N}_2\text{O}$ El Nitrógeno se redujo 3
- e) $\text{Cu}^{2+} \longrightarrow \text{Cu}^\circ$ El Cobre se redujo 2
- f) $\text{Br}_2 \longrightarrow \text{Br}^-$ El Bromo se redujo 1
- g) $\text{SO}_4^{2-} \longrightarrow \text{S}^\circ$ El Azufre se redujo 6
- h) $\text{ClO}^- \longrightarrow \text{Cl}^-$ El Cloro de redujo 2

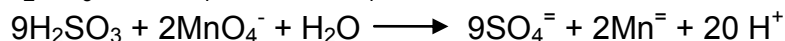
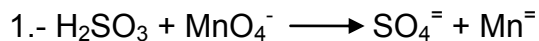
Ejercicio 2:

Balancear las siguientes ecuaciones por el método de óxido reducción

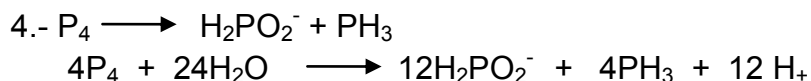
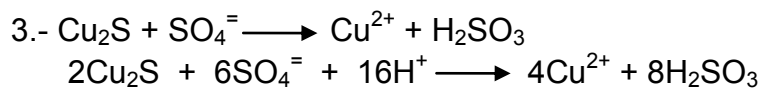
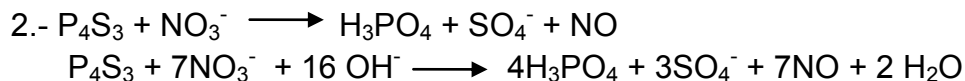


Ejercicio 3:

Balancear las siguientes ecuaciones



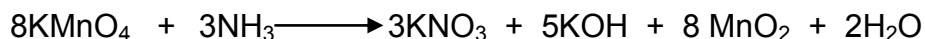
Material didáctico de la unidad uno de la asignatura Química I para la carrera de Ingeniería Química



Relaciones Ponderales

Ejercicio 1:

A partir de 20 ml de agua (H₂O) obtenida en condiciones normales de presión y temperatura.



Calcular:

- a) Los gramos de Dióxido de Manganeso (MnO₂) que se producen.

0.3107 g de MnO₂

- b) Los ml de una solución 0.215 M de Hidróxido de Potasio (KOH)

10.38 ml KOH

- c) Los ml de una solución 2.5N de Nitrato de Potasio (KNO₃)

3.348 ml de KNO₃

- d) El volumen de amoníaco a 40°C y 80 atm

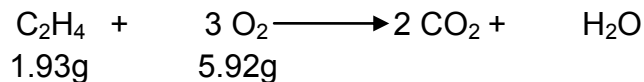
$1.33 \times 10^{-3} \text{ mol } NH_3$

$4.26 \times 10^{-4} \text{ ml } NH_3$

Reactivo limitante

Ejercicio 1:

Se hacen reaccionar 1.93 g de Eteno (C₂H₄) con 5.92 g de Oxígeno. Calcular el reactivo limitante y la cantidad de reactivo en exceso.



El reactivo limitante es el Oxígeno porque se requiere de 0.2067 mol y se dispone de 0.185 mol.

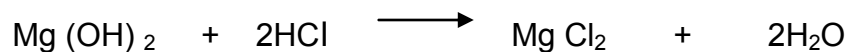
Reactivo en exceso de eteno: **0.00724 mol C₂H₄**

Expresado en gramos para el C₂H₄

0.2027 g C₂H₄

Ejercicio 2:

Se hacen reaccionar 90 g de Hidróxido de Magnesio [Mg(OH)₂] con 100 ml de una solución 4.5 N de ácido Clorhídrico(HCl). Calcular el reactivo limitante y la cantidad de reactivo en exceso.

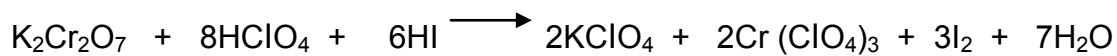


El reactivo limitante es el HCl porque se requiere de 3.1034 mol y se dispone de 0.45 mol.

Reactivo en exceso Hidróxido de Magnesio: **1.3267 moles de Mg (OH)₂**

Ejercicio 3:

Mediante la siguiente reacción



Material didáctico de la unidad uno de la asignatura Química I para la carrera de Ingeniería Química

Se hacen reaccionar dos litros de Yoduro de Hidrógeno (HI) en condiciones normales de presión y temperatura con 5.73 g de Dicromato de Potasio ($K_2Cr_2O_7$) y 250 ml de una solución 1 M de ácido Perclórico ($HClO_4$). Encontrar el reactivo limitante y las moles en exceso de cada uno de los reactivos.

El reactivo limitante es el HI

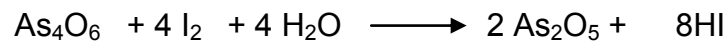
Reactivo en exceso (mol): **0.0078 mol $K_2Cr_2O_7$**

El HI es el reactivo limitante

Reactivo en mol de $HClO_4$ en exceso: **0.131 mol $HClO_4$**

Ejercicio 4:

Se hacen reaccionar 40 g de As_4O_6 con 50 lt. de I_2 medido a $30^\circ C$ y 25 atm de presión y 50 lt. de H_2O líquida. $\rho = 1$ g/ml. Establecer cuál es el reactivo limitante y la cantidad de los reactivos en exceso.



El reactivo limitante es el As_4O_6

Reactivo en exceso (mol): **49.906 mol I_2**

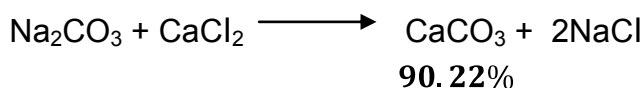
El As_4O_6 es el reactivo limitante

Reactivo en mol de H_2O en exceso: **2083.335 mol H_2O**

Calculo de reactivos o productos con cierto grado de pureza.

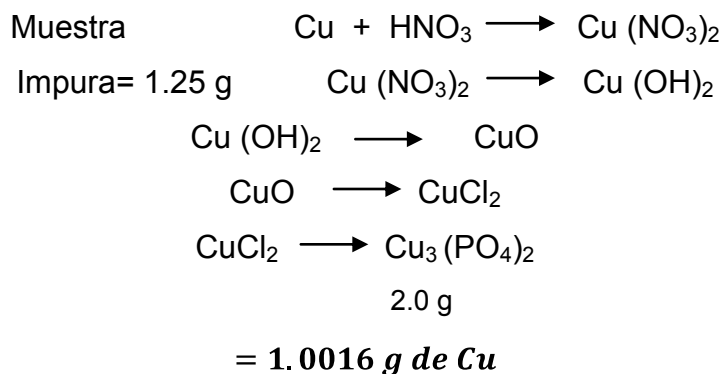
Ejercicio 1:

Una muestra impura que pesa 1.2048 g de Carbonato de Sodio (Na_2CO_3) se disuelve y se deja reaccionar con una solución de Cloruro de Calcio (CaCl_2). Después de precipitar filtrar y secar el Carbonato de Calcio (CaCO_3) resultante peso 1.0262 g suponiendo que las impurezas no influyen en el peso del precipitado. Calcular la pureza de % del Na_2CO_3 .



Ejercicio 2:

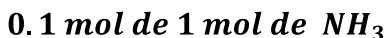
Una muestra de Cobre (Cu) impuro que pesa 1.25 g se disuelve en ácido nítrico (HNO_3) para producir nitrato de Cobre [$\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$] posteriormente éste NO_3 se transforma a hidróxido de Cobre [$\text{Cu}(\text{OH})_2$] y el $\text{Cu}(\text{OH})_2$ es transformado a óxido de Cobre (CuO), y éste a Cloruro de Cobre (CuCl_2) y finalmente a fosfato de Cobre ($\text{Cu}_3(\text{PO}_4)_2$). Suponer que no hubo pérdida de Cu en ninguno de los pasos. El $\text{Cu}_3(\text{PO}_4)_2$ puro y seco obtenido peso 2 g. Calcular el % de Cu puro que hay en la muestra original.



Ejercicio 3:

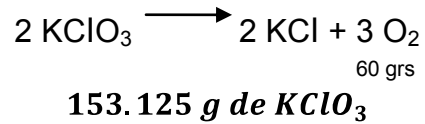
El Carbonato de Sodio (Na_2CO_3) se obtiene como subproducto de las siguientes reacciones:

Cuántas moles de NH_3 se requieren para preparar 5.3 g de Carbonato de Sodio (Na_2CO_3)



Ejercicio 4:

Cuantos gramos de Clorato de Potasio (KClO_3) deben ser calentados para producir 60 g de O_2 a partir de la siguiente reacción



Ejercicio 5:

Una determinada cantidad de Cloruro de Hierro (FeCl_3) se oxida completamente y todo el Cloro (Cl) se desprende como Cloro molecular (Cl_2). Este Cl se transforma en Cloruro de Silicio (SiCl_4) se produce 7.44 mol de SiCl_4 . Cuantas moles de FeCl_3 se oxidaron.

729.76 mol de Cl
9.92 mol de FeCl_3

Mezclas

Ejercicio 1:

Se quema una mezcla formada por Magnesio (Mg) y Zinc (Zn) y pesa 1.0 g en atmosfera de Oxígeno y se produce una mezcla de óxido de Magnesio (MgO) y óxido de Zinc (ZnO), la cual pesa 1.409 g. Si se consume todo el Zn que tiene un peso de 0.598 g en la mezcla original. ¿Cuántos g de MgO se obtienen?

0.7443 g de ZnO
0.6665 g de MgO