UNIVERSIDAD NACIONAL AUTÓNOMA DE MÉXICO
COLEGIO DE CIENCIAS Y HUMANIDADES

Estequiometría y equilibrio químico. Programa de Fortalecimiento para la Calidad del Egreso (PROFOCE) Estequiometría

TRABAJO REALIZADO CON EL APOYO DE LA INICIATIVA UNAM-DGAPA-INFOCAB PB 202220

Rodríguez Castillo Adriana (Coordinadora)
Acompa Olivares Lucía Regina
Álvarez Rivera María Ubaldina del Rosario
Rentería Martínez Jazmín
Robles Haro César
Rodríguez Castillo Adriana
Torres García Fabiola Margarita

El grupo de trabajo, autor del presente documento, lo ha preparado pensando en el alumnado que está a punto de ingresar a alguna carrera relacionada con el área de las Ciencias Biológicas, Químicas y de la Salud o, inclusive, Ingeniería Química del área de las Ciencias Físico-Matemáticas.

Los autores reconocemos que es necesario mejorar las habilidades de resolución de problemas (sobre todo de índole cuantitativo) y fortalecer el nivel de conocimiento de ciertos temas de difícil comprensión incluidos en los programas de estudio, pero también profundizar en otros que no están contenidos en éstos, puesto que son necesarios para los alumnos que están a punto de ingresar a una carrera relacionada con las ciencias experimentales.

Así, preparamos cuatro fascículos que se enfocan a un tema particular, "Ajuste de ecuaciones", "Estequiometría ideal", "Estequiometría no ideal" y "Estequiometría y Equilibrio Químico", son los títulos de cada uno. Los contenidos de estos fascículos también pueden apoyar a los estudiantes y profesores de los cursos de Química I, II o III que deseen adentrarse en estudios más específicos de la química, y no sólo a los egresados del CCH a punto de ingresar al nivel licenciatura.

Fecha de postulación: 10 de diciembre de 2025

ESTEQUIOMETRÍA Y EQUILIBRIO QUÍMICO

PROGRAMA DE FORTALECIMIENTO PARA LA CALIDAD DEL EGRESO (PROFOCE)

ESTEQUIOMETRÍA

INFOCAB PB 202220

ESTEQUIOMETRÍA Y EQUILIBRIO QUÍMICO

ÍNDICE GENERAL

FASCÍCULO UNO **7**
PRESENTACIÓN 8
BALANCEO DE ECUACIONES 9
¿Cómo balanceamos una ecuación? 9
Pasos para realizar el balanceo por inspección o tanteo 10
BALANCEO POR ÓXIDO REDUCCIÓN 12
¿Qué es el número de oxidación? 12
¿Cómo obtener los números de oxidación? 12
Pasos para balancear una ecuación redox 14 14
BALANCEO DE REACCIONES REDOX POR EL MÉTODO DEL ION–ELECTRÓN 20
I. Reacciones que ocurren en medio ácido 21
II. Reacciones que ocurren en medio básico 24
BALANCEO ALGEBRAICO 27
EJERCICIOS 29
REFERENCIAS 32
FASCÍCULO DOS **35**
PRESENTACIÓN 36
FUNDAMENTOS 37
Masa molecular 37
Masa fórmula 38
Mol y Número de Avogadro 39
Masa molar (MM) 40
Conversiones entre mol, masa y número de partículas 41
ESTEQUIOMETRÍA IDEAL 44
Estequiometría y factores de conversión 45
ESTEQUIOMETRÍA MOL-MOL 48
Ejercicios de estequiometría mol-mol 53
ESTEQUIOMETRÍA VOLUMEN-VOLUMEN 55
Ejercicios de estequiometría volumen-volumen 60
ESTEQUIOMETRÍA MASA-MASA 62
Ejercicios de estequiometría masa-masa 68
ESTEQUIOMETRÍA MOL-MASA 70
Ejercicios de estequiometría mol-masa 76
REFERENCIAS 78
LISTA DE ABREVIATURAS 79
FASCÍCULO TRES **83**
PRESENTACIÓN 84

ESTEQUIOMETRÍA NO IDEAL 85
REACTIVO LIMITANTE 85
¿Cómo determinar el reactivo limitante? 88
Ejercicios de reactivo limitante 94
CONCENTRACIÓN DE DISOLUCIONES 95
Concentración porcentual (%) 95
Pureza de reactivos y corrección de masa 96
Densidad de disoluciones 97
Ejercicios 99
Molaridad o concentración molar (M) 99
Ejercicios 101
ESTEQUIOMETRÍA DE REACCIONES EN DISOLUCIÓN ACUOSA 102
Ejercicios 105
REFERENCIAS 107
LISTA DE ABREVIATURAS 108
FASCÍCULO CUATRO 111
PRESENTACIÓN 112
EL CONCEPTO DEL EQUILIBRIO QUÍMICO 113
LA RAPIDEZ DE REACCIÓN Y EL ORDEN DE REACCIÓN 114
Ejercicios de práctica 126
EL EQUILIBRIO QUÍMICO 127
La ley de acción de masas y la constante de equilibrio 129
EXPRESIONES DE LA CONSTANTE DE EQUILIBRIO 132
Expresión de la constante de equilibrio en función de la presión 132
Ley de las presiones parciales de Dalton 133
Expresión de la constante en función de las concentraciones molares (Kc) 134
Expresión de la constante en función de la presión (Kp) 135
Expresión de la constante en función de las fracciones molares (Kx) 137
Expresión de la constante en función de las concentraciones molares (Kc) (gases) 137
Ejercicios 139
La desviación del equilibrio en un sistema, el cociente de reacción (Qc) 139
Ejercicios 141
La definición de eficiencia de reacción con base en la ley de acción de masas 141
EL PRINCIPIO DE LE CHATELLIER 143
El efecto de la temperatura 144

Efecto de la presión 145
Efecto de la concentración 146
APLICACIONES DEL EQUILIBRIO QUÍMICO 147
Equilibrio de sistemas heterogéneos 147
Equilibrio de sistemas heterogéneos de precipitación 148
Relación Kps y solubilidad 149
Equilibrio de sistemas ácidos 150
Cálculo del equilibrio para ácidos 152
Equilibrio para mezclas de sales de ácidos débiles con sus ácidos 156
La ecuación de Henderson Hasselbach 157
REFERENCIAS 159
BIBLIOGRAFÍA GENERAL 160

UNIVERSIDAD NACIONAL AUTÓNOMA DE MÉXICO
Dr. Enrique Graue Wiechers
Rector
Dr. Leonardo Lomelí Vanegas
Secretario General
Dr. Luis Álvarez Icaza Longoria
Secretario Administrativo
Dra. Patricia Dolores Dávila Aranda
Secretaria de Desarrollo Institucional
Lic. Raúl Arcenio Aguilar Tamayo
Secretario de Prevención, Atención y Seguridad Universitaria
Dra. Mónica González Contró
Abogada General
Mtro. Néstor Martínez Cristo
Director General de Comunicación Social

COLEGIO DE CIENCIAS Y HUMANIDADES
Dr. Benjamín Barajas Sánchez
Director General
Mtra. Silvia Velasco Ruiz
Secretaria General
Lic. María Elena Juárez Sánchez
Secretaria Académica
Lic. Rocío Carrillo Camargo
Secretaria Administrativa
Mtra. Martha Patricia López Abundio
Secretaria de Servicios de Apoyo al Aprendizaje
Lic. Miguel Ortega del Valle
Secretario de Planeación
Lic. Mayra Monsalvo Carmona
Secretaria Estudiantil
Mtra. Gema Góngora Jaramillo
Secretaria de Programas Institucionales
Lic. Héctor Baca Espinoza
Secretario de Comunicación Institucional
Ing. Armando Rodríguez Arguijo
Secretario de Informática

Estequiometría y equilibrio químico. Programa de Fortalecimiento para la Calidad del Egreso (PROFOCE) Estequiometría
es una publicación del Colegio de Ciencias y Humanidades.

TRABAJO REALIZADO CON EL APOYO DE LA INICIATIVA UNAM-DGAPA-INFOCAB PB 202220

ESCUELA NACIONAL COLEGIO DE CIENCIAS Y HUMANIDADES
PLANTEL AZCAPOTZALCO

Rodríguez Castillo Adriana (Coordinadora)
Acompa Olivares Lucía Regina
Álvarez Rivera María Ubaldina del Rosario
Rentería Martínez Jazmín
Robles Haro César
Rodríguez Castillo Adriana
Torres García Fabiola Margarita

Estequiometría y equilibrio químico. Programa de Fortalecimiento para la Calidad del Egreso (PROFOCE) Estequiometría
con el Proyecto INFOCAB **PB 202220**
y fue dictaminado favorablemente por el Comité Editorial.

Primera edición: diciembre 2021
D.R. © 2021 UNIVERSIDAD NACIONAL AUTÓNOMA DE MÉXICO
Ciudad Universitaria, Alcaldía Coyoacán, CP 04510, CdMx

ISBN: 978-607-30-5441-6

Esta edición y sus características son propiedad de la Universidad Nacional Autónoma de México.

Cómo citar:
Acompa Olivares, L. R., Álvarez Rivera, M. U. del R., Rentería Martínez, J., Robles Haro, C., Rodríguez Castillo, A., & Torres García, F. M. (2021). Estequiometría y equilibrio químico. Programa de Fortalecimiento para la Calidad del Egreso (PROFOCE) Estequiometría. Universidad Nacional Autónoma de México, Escuela Nacional Colegio de Ciencias y Humanidades.

Esta obra está bajo una licencia Creative Commons
CC BY-NY-SA.
Hecho en México.

Fascículo uno

ESTEQUIOMETRÍA Y EQUILIBRIO QUÍMICO

PROGRAMA DE FORTALECIMIENTO PARA LA CALIDAD DEL EGRESO (PROFOCE)

ESTEQUIOMETRÍA

AJUSTE DE ECUACIONES

INFOCAB
PB 202220

Contenido

PRESENTACIÓN **8**

BALANCEO DE ECUACIONES **9**
¿Cómo balanceamos una ecuación? 9
Pasos para realizar el balanceo por inspección o tanteo 10

BALANCEO POR ÓXIDO REDUCCIÓN **12**
¿Qué es el número de oxidación? 12
¿Cómo obtener los números de oxidación? 12
Pasos para balancear una ecuación redox 14

BALANCEO DE REACCIONES REDOX POR EL MÉTODO DEL ION–ELECTRÓN **20**
I. Reacciones que ocurren en medio ácido 21
II. Reacciones que ocurren en medio básico 24

BALANCEO ALGEBRAICO **27**

EJERCICIOS **29**

REFERENCIAS **32**

AJUSTE DE ECUACIONES

PRESENTACIÓN

El Programa de Fortalecimiento para la Calidad del Egreso (PROFOCE) del Colegio de Ciencias y Humanidades está dirigido a las y los estudiantes que se encuentran en el término de su bachillerato; tiene el propósito de fortalecer los conocimientos y habilidades de las y los participantes. En un afán de contribuir a que, en su ingreso a las actividades académicas en licenciatura, éstas se logren de forma exitosa.

El PROFOCE es un programa que ofrece cursos de temáticas diversas relacionadas con algún área del conocimiento en particular. El grupo de trabajo, autor del presente documento, ha impartido el curso "Estequiometría", dirigido a las y los alumnos que están a punto de ingresar a alguna carrera relacionada con el área de las Ciencias Biológicas, Químicas y de la Salud o, inclusive, Ingeniería Química del área de las Ciencias Físico-Matemáticas.

Como resultado del trabajo realizado en los cursos impartidos, los autores reconocemos que es necesario mejorar las habilidades de resolución de problemas (sobre todo de índole cuantitativo) y fortalecer el nivel de conocimiento de ciertos temas de difícil comprensión incluidos en los programas de estudio, pero también profundizar en otros que no están contenidos en éstos, puesto que son necesarios para los alumnos que están a punto de ingresar a una carrera relacionada con las ciencias experimentales.

Así, preparamos cuatro fascículos que se enfocan a un tema particular, "Ajuste de ecuaciones", "Estequiometría ideal", "Estequiometría no ideal" y "Estequiometría y Equilibrio Químico", son los títulos de cada uno. Los contenidos de estos fascículos también pueden apoyar a los estudiantes y profesores de los cursos de Química I, II o III que deseen adentrarse en estudios más específicos de la química, y no sólo a los egresados del CCH a punto de ingresar al nivel licenciatura.

La estructura del contenido de los fascículos inicia con la revisión de los fundamentos teóricos de los conceptos para reforzar aprendizajes declarativos, continúa con la revisión de ciertos algoritmos útiles en la resolución de problemas para, finalmente, abordar la resolución de problemas cuantitativos de forma estratégica, facilitando el desarrollo de habilidades de razonamiento lógico-matemático, entre otras.

Este primer fascículo tiene la finalidad de apoyar a alumnos y profesores que deseen profundizar en una parte importante del estudio de las reacciones químicas: la comprensión de los métodos para ajustar una ecuación con el objetivo de entender el papel que juegan los coeficientes estequiométricos para cumplir con la ley de la conservación de la masa. En el contenido de este fascículo encontrarás las formas de ajustar las ecuaciones por medio de inspección (tanteo), por los distintos métodos de óxido reducción (ion-electrón en medio ácido y en medio básico) y el balanceo por el método algebraico.

Esperamos que el contenido presentado sea de utilidad a las y los alumnos y disfruten los ejercicios con sus profesores y compañeros. La única forma de aprender y progresar es en comunidad, ¡hagamos de esta comunidad la semilla de profesionistas exitosos!

BALANCEO DE ECUACIONES

Los fenómenos químicos (reacciones químicas) deben cumplir con la Ley de la conservación de la materia, la cual indica: *la suma de las masas de las sustancias reaccionantes es igual a la suma de las masas de las sustancias resultantes o productos*, al menos que haya conversión de materia en energía o viceversa.

A nivel nanoscópico, como los átomos tienen masas, las ecuaciones cumplen con esta ley al existir el mismo número de átomos de cada elemento en ambos lados de la ecuación. Cuando esto sucede se dice que la reacción ésta balanceada.

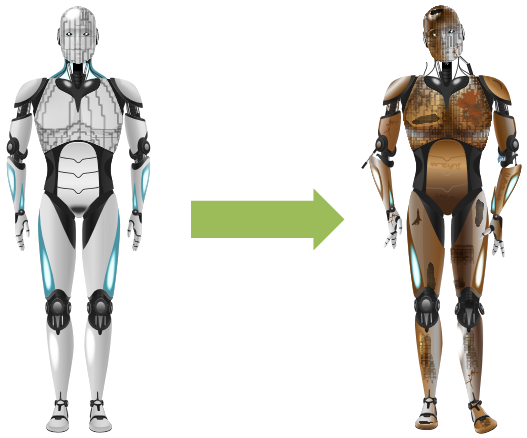
¿Cómo balanceamos una ecuación?

Balancear una ecuación implica usar coeficientes de modo que el mismo número de átomos de cada elemento aparezca en cada miembro de la ecuación. La ecuación se balancea modificando llamados coeficientes estequiométricos.

Por ejemplo, muchos metales y no metales reaccionan directamente con oxígeno para formar óxidos, compuesto en los que el oxígeno se combinó con algún otro elemento. Este fenómeno podemos observarlo en la corrosión del hierro o en la formación del dióxido de nitrógeno. Estos fenómenos los representamos por medio de ecuaciones las cuales deben cumplir con la ley de la conservación de la masa antes mencionada.

Por ejemplo, cuando el hierro se corroe, el hierro metálico reacciona con el oxígeno para formar óxido de hierro II.

La oxidación del metal hierro la representamos por medio de ecuaciones químicas, que nos muestran lo que sucede en un cambio químico.



Antes Después

Ecuación química:

$$2\ Fe + O_2 \longrightarrow 2\ FeO$$

El "2" que se escribe antes de la fórmula es el denominado "coeficiente estequiométrico" que utilizamos para balancear la ecuación.

Pasos para realizar el balanceo por inspección o tanteo

1. Escribir una ecuación no balanceada inicial que contenga las fórmulas correctas para los reactivos a la izquierda y para los productos a la derecha de la flecha. Es importante recordar que una vez que se escriben las fórmulas correctas para los reactivos y productos, los subíndices no pueden alterarse para balancear ecuaciones. La razón es que, si cambiamos la fórmula química, estamos representando otro compuesto. El balanceo se efectúa ajustando coeficientes, no subíndices. Si modificamos los subíndices convertiremos el compuesto original en otra cosa.

2. Revisar la ecuación para ver cuáles átomos no están balanceados. Luego comience balanceando los átomos de uno de los elementos. Si es posible, balancee primero los átomos distintos del hidrógeno y el oxígeno. Lo mejor es comenzar con átomos que aparezcan sólo en una fórmula en cada miembro de la ecuación. Se recomienda realizar una tabla debajo de la ecuación para ir anotando los átomos que tenemos de cada uno.

Átomos de **reactivos**	**Elementos**	Átomos de **productos**
2	Fe	2
2	O	2

3. Balancear los átomos de los elementos restantes. Este paso podría requerir ajustar los coeficientes empleados en el paso 2. Debe tomar en cuenta los pasos anteriores, como *no modificar la fórmula.*
4. Verifique que el número de átomos de cada elemento esté balanceado.

En ecuaciones, como la siguiente, se sugiere escribir la tabla debajo de la ecuación para tener mejor visibilidad de los elementos a balancear.

$$2\ Zn_{(s)} + O_{2(g)} \longrightarrow 2\ ZnO_{(s)}$$

Átomos de reactivos	Elementos	Átomos de productos
2	Zn	2
2	O	2

Como puede observarse, existe el mismo número de átomos de cada elemento en ambos lados de la ecuación. Existen varios métodos para balancear ecuaciones.

BALANCEO POR ÓXIDO REDUCCIÓN

Muchas ecuaciones representan fenómenos químicos complejos, sobre todo si son reacciones óxido-reducción (redox). Por lo que es necesario utilizar otros métodos para poder balancear la ecuación. Un tipo de balanceo que es muy útil es el balanceo óxido reducción.

¿Cómo reconocer las reacciones de óxido reducción?

	Oxidación	Reducción
En términos de oxígeno	Ganancia de oxígeno	Pérdida de oxígeno
En términos de halógeno	Ganancia de halógeno	Pérdida de halógeno
En términos de electrones	Pérdida de electrones	Ganancia de electrones
En términos de número de oxidación	Aumento en el número de oxidación	Disminución del número de oxidación

*More (2000). *El mundo de la química*. México: Pearson Educación, p. 164.

Como se observa en la tabla, en el balanceo óxido reducción debe considerarse el cambio en el número de oxidación de los elementos al momento de efectuarse la reacción química.

¿Qué es el número de oxidación?

El *número de oxidación* se define como un número entero positivo o negativo que indica el número de electrones ganados o perdidos por un elemento al formar un compuesto, considerando un comportamiento 100 % iónico.

¿Cómo obtener los números de oxidación?

Los números de oxidación los obtienes de la Tabla periódica pero, además, debes considerar lo siguiente para tener claridad sobre qué números de la Tabla utilizarás.

1. El número de oxidación se escribe en la parte superior del símbolo del elemento. Fe^{+2} O^{-2} S^{-2}
2. En la fórmula de un compuesto la suma de los estados de oxidación positivos es igual a la suma de los estados negativos, es decir, un compuesto es eléctricamente neutro. La suma algebraica de las cargas en un compuesto es cero.

3. El número de oxidación para cualquier átomo no combinado o elemento libre es cero. La razón de que es cero es porque en estos casos no está perdiendo ni ganando electrones. Por ejemplo: N_2^0, Na^0, Cu^0, H_2^0.

4. El número de oxidación para el oxígeno es de - 2, excepto en los peróxidos, que es - 1.

5. El número de oxidación de hidrógeno es +1, excepto en los compuestos llamados hidruros, en donde es de -1.

6. Se conoce un número de oxidación para cualquier elemento a partir del número de electrones en el último nivel o bien, al número de la familia para elementos representativos.

7. Se conoce otro número de oxidación de los elementos *representativos*, a partir del número de electrones del último subnivel, en la tabla cuántica, y se localiza en la parte superior.

8. Los metales *siempre* ceden electrones, por lo que sus números de oxidación siempre son positivos (nunca negativos).

9. Se conoce el número de oxidación negativo de los *no metales* al restarle al número de la familia el número 8.

10. En la Tabla periódica el número de la familia indica un número de oxidación positivo a excepción de la familia VIII B cuyo número de oxidación generalmente son +2 y +3.

11. Los números de oxidación están indicados en la Tabla periódica, hay elementos que tienen un solo número de oxidación, como:

El flúor es -1.
Los elementos del grupo IA que es +1.
Los elementos del grupo IIA que es +2.
Los elementos del grupo IIIA que es +3. A excepción del talio, que también tiene +1

12. Otros elementos tienen número de oxidación variable como:

Hierro tiene +2 y +3.
Selenio +4, +6 y -2.
Cloro tiene +1, +3, +5, +7 y -1.

13. Los elementos pueden tener uno o varios números de oxidación positiva, pero uno solo negativo para el caso de los no metales.

14. El número de oxidación de la mayoría de los elementos nunca es mayor de +7 o -7.

Pasos para balancear una ecuación redox

1. Verifica que la ecuación requiera ser balanceada.
2. Determina el número de oxidación de todos los elementos que intervienen en la ecuación.
3. Identifica cuál elemento se ha oxidado y cuál se ha reducido.

Reducción
La **reducción** es el proceso en el que un átomo o ion gana electrones (disminuye su número de oxidación al final de la reacción). El átomo que gana los electrones adquiere mayor carga negativa durante la reacción.

Oxidación
La **oxidación** se define como el proceso en el que un átomo o ion pierde electrones (aumenta su número de oxidación al final de la reacción). El átomo que pierde electrones se queda con la mayor carga positiva (la del núcleo).

En cada reacción redox por lo menos un elemento se reduce mientras otro se oxida. Una reacción redox debe tener un elemento que ceda electrones y otro que los acepte. La estructura electrónica de ambos reactivos cambia durante una reacción química.

Ejemplo 1

$$Na^{0} + Cl_2^{0} \longrightarrow Na^{+1}Cl^{-1}$$

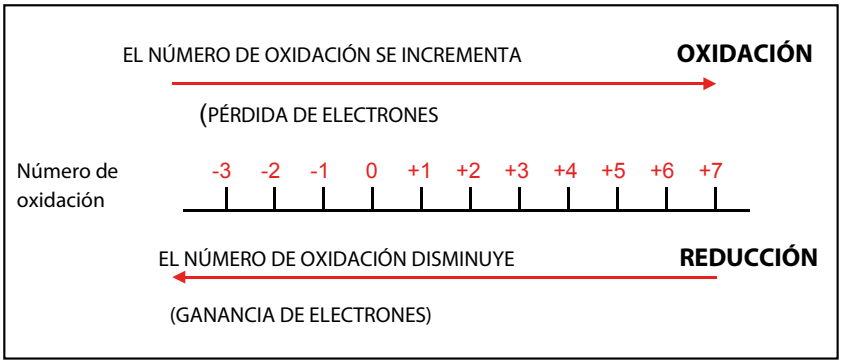
$$Na^{0} \longrightarrow Na^{+1} \quad \text{se oxida}$$

El sodio como reactivo tiene un número de oxidación de cero, como producto tiene número de oxidación +1, lo cual nos indica que perdió un electrones y cambio su número de oxidación de 0 a +1, por lo tanto, se oxidó.

$$Cl^{0} \longrightarrow Cl^{-} \quad \text{se reduce}$$

El cloro como reactivo también tiene número de oxidación de cero y en el producto su número de oxidación es de –1, ganó un electrón y cambió su número de oxidación de 0 a –1, por lo tanto, se redujo.

La siguiente escala es muy útil porque nos ayuda a identificar la oxidación y reducción:



4. Si los elementos sufren cambios en el estado de oxidación se pueden seguir estos dos métodos.

4.1. *Método de las semireacciones.* Para balancear una ecuación por óxido-reducción se realizan los siguientes pasos:

Consideremos la reacción.

$$Zn + HCl \longrightarrow ZnCl_2 + H_2$$

a) Se determinan los números de oxidación para cada elemento.

$$Zn^{0} + H^{+}Cl^{-} \longrightarrow Zn^{+2}Cl_2^{-} + H_2^{0}$$

b) Se localizan los elementos que cambian de número de oxidación, considerando un átomo de cada elemento. Escribiendo las semireacciones.

$$Zn^{0} \longrightarrow Zn^{+2}$$
$$2H^{+} \longrightarrow H_2^{0}$$

En el caso del hidrógeno, debemos realizar un balance de masa por inspección para tener la misma cantidad de átomos y sus respectivos electrones.

c) Se determina el número de electrones ganados o perdidos por cada átomo del elemento, indicando cuál se oxida y cuál se reduce.

$$Zn^{0} \longrightarrow Zn^{+2} + 2e \qquad \text{se oxidó (perdió)}$$

$$2\ H^{+} + 2e \longrightarrow H_2^{\ 0} \qquad \text{se redujo (ganó)}$$

d) Se multiplica cada ecuación por el número de átomos oxidados y reducidos.

$$Zn^{0} \longrightarrow Zn^{+2} + 2e$$

$$2H^{+} + 2e \longrightarrow H_2^{\ 0}$$

e) Se realiza el *balance de carga bajo* el principio de que el número de electrones ganados es igual al número de electrones perdidos. En esta ecuación las cargas son iguales. Pero para ecuaciones en las que no son iguales se tendrá que multiplicar el número obtenido en una ecuación, multiplicarlo en la otra.

Ejemplo: en el caso de que se tenga esta situación que se muestra en el ejemplo 2:

$$1[2I^{0} - 10e = 2I^{+5}]$$
$$10[1N^{+5} + 1e = N^{+4}]$$

f) Se realiza la multiplicación para cada ecuación y posteriormente se suman. Como tenemos la misma cantidad de electrones en los reactivos y productos los podemos eliminar por el balance de carga realizado.

$$Zn^{0} \longrightarrow Zn^{+2} + 2e$$

$$2H^{+} + 2e \longrightarrow H_2^{\ 0}$$

$$2H^{+} + Zn^{0} + \cancel{2e} \longrightarrow H_2^{\ 0} + Zn^{+2} + \cancel{2e}$$

g) Se sustituyen los coeficientes en la reacción, considerando los átomos existentes. Recuerda que los coeficientes se ponen al inicio de la fórmula en donde se encuentra el elemento.

$$Zn + 2HCl \longrightarrow ZnCl_2 + H_2$$

h) Se comprueba que la reacción está balanceada al determinar para cada elemento el número de átomos en los reactivos y productos.

Reactivos	Elemento	Productos
2	Zn	2
2	H	2
2	Cl	2

Ejemplo 2

Consideremos la siguiente reacción:

$$I_2 + HNO_3 \longrightarrow HIO_3 + NO_2 + H_2O$$

i) Se determinan los números de oxidación para cada elemento.

$$I_2^{\,0} + H^{+}N^{+5}O_3^{\,-2} \longrightarrow H^{+}I^{+5}O_3^{\,-2} + N^{+4}O_2^{\,-2} + H_2^{\,+1}O^{-2}$$

j) Se localizan los elementos que cambian de número de oxidación, considerando un átomo de cada elemento.

$$I_2^{\,0} \longrightarrow 2I^{+5}$$
$$N^{+5} \longrightarrow N^{+4}$$

k) Se determina el número de electrones ganados o perdidos por cada átomo del elemento, indicando cuál se oxida y cuál se reduce. Recuerden hacer un balance de masa de cada semireacción indicando el número de átomos de los elementos que se oxidan y se reducen

Observen que en los reactivos hay 2 yodos y en los productos sólo uno, por lo que tenemos que ajustar la semireacción por el método de inspección. Como cada yodo está perdiendo 5 electrones y en la ecuación tengo 2 yodos, la cantidad total de electrones perdidos es 10.

$$I_2^{0} - 10e \longrightarrow 2I^{+5} \qquad \text{se oxidó (perdió)}$$

$$N^{+5} + 1e \longrightarrow N^{+4} \qquad \text{se redujo (ganó)}$$

l) Se multiplica cada ecuación por el número de átomos oxidados y reducidos.

$$1[I_2^{0} = 2I^{+5} + 10e]$$

$$10[1N^{+5} + 1e = N^{+4}]$$

m) Se realiza la multiplicación para cada ecuación y posteriormente se suman.

$$I_2^{0} = 2I^{+5} + 10e$$

$$10N^{+5} + 10e = 10N^{+4}$$

$$I_2^{0} + 10N^{+5} + \cancel{10e} = 2I^{+5} + 10N^{+4} + \cancel{10e}$$

n) Se sustituyen los coeficientes en la reacción.

$$I_2 + 10HNO_3 \longrightarrow 2HIO_3 + 10NO_2 + H_2O$$

ñ) Se determina el número de moléculas de H_2O por medio del método de tanteo.

$$I_2 + 10HNO_3 \longrightarrow 2HIO_3 + 10NO_2 + 4H_2O$$

o) Se comprueba que la reacción está balanceada al determinar para cada elemento el número de átomos en los reactivos y productos.

Reactivos	Elemento	Productos
2	I	2
10	N	10
30	O	30
10	H	10

4.2 *Método de número de oxidación:*

a) Se escribe la reacción y se calcula el número de oxidación de cada elemento en ambos lados de la ecuación, el cual se escribe en la parte superior derecha de cada elemento como superíndice.

$$K^{+}Mn^{+7}O^{-2}_{4} + H^{+}Cl^{-} \longrightarrow Cl_2^{0} + Mn^{+2}Cl_2^{-} + K^{+}Cl^{-} + H^{+}_{2}O^{-2}$$

b) Si el número de oxidación del elemento es el mismo en ambos lados de la ecuación, se elimina

$$KMn^{+7}O_4 + HCl^{-} \longrightarrow Cl_2 + Mn^{+2}Cl_2 + KCl + H_2O$$

c) Se subrayan las fórmulas que contengan al átomo oxidado y al reducido, en el lado en donde se encuentran en mayor número o estén en varios términos.

$$KMn^{+7}O_4 + HCl^{-} \longrightarrow \underline{Cl_2^{0}} + \underline{Mn^{+2}Cl_2} + KCl + H_2O$$

d) Se escribe debajo de los términos subrayados el número de electrones cedidos o aceptados y se multiplican por el número de átomos de ese elemento, anotando el producto correspondiente. Si los productos obtenidos se pueden simplificar se efectúa la operación.

$$KMn^{+7}O_4 + HCl^{-} \longrightarrow \underset{1 \times 2 = 2}{\underline{Cl^{0}_{2}}} + \underset{5 \times 1 = 5}{\underline{Mn^{+2}Cl_2}} + KCl + H_2O$$

e) Este número se intercambia colocándolo como coeficiente del compuesto o elemento involucrados.

$$KMnO_4 + HCl \longrightarrow 5Cl_2 + 2MnCl_2 + KCl + H_2O$$

f) Se termina de balancear por tanteo.

$$2KMnO_4 + 16HCl \longrightarrow 5Cl_2 + 2MnCl_2 + 2KCl + 8H_2O$$

BALANCEO DE REACCIONES REDOX POR EL MÉTODO DEL ION–ELECTRÓN

Para entender el método de ion electrón se debe tener claro cómo se producen las disociaciones de ácidos, bases y sales (electrolitos). En este tipo de balanceo debe tomarse en cuenta que las reacciones ocurren en medio acuoso.

En estas ecuaciones se emplean los iones que cambian durante la reacción, es decir, aumenta o disminuye su número de oxidación. En los iones poliatómicos hay que tener cuidado porque el que cambia es el elemento central.

Para iniciar hay que recordar la disociación de los ácidos, bases y sales.

1. Los ÁCIDOS se disocian en H^+ y el anión negativo. Por ejemplo:

$$HNO_3 \longrightarrow H^+ + NO_3^-$$

$$H_2SO_4 \longrightarrow 2H^+ + SO_4^{-2}$$

1. Las BASES (hidróxidos) se disocian en el catión positivo y el OH^-.

Por ejemplo:

$$NaOH \longrightarrow Na^+ + OH^-$$

$$Mg(OH)_2 \longrightarrow Mg^{2+} + 2\,(OH)^-$$

Las SALES se disocian en los iones correspondientes (catión positivo y el anión negativo.

$$Ag\,Cl \longrightarrow Ag^+ + Cl^-$$

$$Cu(NO_3)_2 \longrightarrow Cu^{2+} + 2\,(NO_3)^-$$

$$Al_2(SO_4)_3 \longrightarrow 2\,Al^{3+} + 3\,(SO_4)^{2-}$$

$$KMnO_4 \longrightarrow K^+ \text{ y } MnO_4^{1-}$$

En este último ejemplo el $KMnO_4$ se compone de los iones de dos especies: el ion MnO_4^{1-} se usa como tal, ya que en el medio acuoso donde ocurre esta reacción el Mn^{7+} sólo puede encontrarse como ion permanganato, MnO_4^{1-}.

I. Reacciones que ocurren en medio ácido

Ejemplo 1

Balancear la siguiente reacción química.

$$CaC_2O_4 + KMnO_4 + H_2SO_4 \longrightarrow CaSO_4 + MnSO_4 + K_2SO_4 + CO_2 + H_2O$$

1. Los compuestos iónicos se separan en sus iones, señalando con todas sus cargas correspondientes.

Nota: Los óxidos y los compuestos covalentes no se separan en iones. Recuerda que el agua es un compuesto covalente.

Reactivos

$$CaC_2O_4 \longrightarrow Ca^{2+} + C_2O_4^{2-}$$
$$KMnO_4 \longrightarrow K^{+} + MnO_4^{1-}$$
$$H_2SO_4 \longrightarrow H^{+} + SO_4^{2-}$$

Productos

$$CaSO_4 \longrightarrow Ca^{2+} + SO_4^{2-}$$
$$MnSO_4 \longrightarrow Mn^{2+} + SO_4^{2-}$$
$$K_2SO_4 \longrightarrow K^{+}\ SO_4^{2-}$$

2. Se escriben las especies en el orden de la reacción.

$$Ca^{2+} + C_2O_4^{2-} + K^{+} + MnO_4^{1-} + H^{+} + SO_4^{2-} \longrightarrow Ca^{2+} + SO_4^{2-} + Mn^{2+} + SO_4^{2-} + K^{+} + SO_4^{2-} + CO_2 + H_2O$$

3. Se simplifica la reacción eliminando de ella todas aquellas especies químicas que no tienen cambios durante el proceso.

$$\cancel{Ca^{2+}} + C_2O_4^{2-} + \cancel{K^{+}} + MnO_4^{1-} + H^{+} + SO_4^{2-} \longrightarrow \cancel{Ca^{2+}} + \cancel{SO_4^{2-}} + Mn^{2+} + SO_4^{2-} + \cancel{K^{+}} + \cancel{SO_4^{2-}} + CO_2 + H_2O$$

Los iones que quedan son los más importantes, ya que son los que toman parte en el proceso *redox*. El resultado de este proceso recibe el nombre de reacción *iónica*. En esta nueva reacción puede advertirse que aparece el ion H^+, lo cual indica que el proceso redox ocurre en medio ácido.

$$C_2O_4^{2-} + MnO_4^{1-} + H^+ \longrightarrow Mn^{2+} + SO_4^{2-} + CO_2 + H_2O$$

4. Se escriben las *semirreacciones de oxidación* y de reducción como en el método de semireacciones:

$$C_2O_4^{2-} \longrightarrow CO_2$$

$$MnO_4^{1-} \longrightarrow Mn^{2+}$$

5. Se realiza el balanceo de masa como el balanceo por inspección de cada una de las ecuaciones.

5.1 Primero se balancean todos los elementos que no sean oxígeno ni hidrógeno. Hay dos átomos de carbono en el primer miembro de la primera semirreacción y sólo uno en el segundo miembro. Esto se ajusta mediante el coeficiente adecuado.

$$C_2O_4^{2-} \longrightarrow 2CO_2$$

5.2 La segunda semirreacción queda igual. Sólo hay un átomo de manganeso en ambos miembros.

$$MnO_4^{1-} \longrightarrow Mn^{2+}$$

6. Ahora se balancea el oxígeno. *El exceso de oxígeno se balancea con agua en el miembro contrario de la semirreacción.*

En la primera semirreacción el oxígeno está balanceado, pues tanto del lado de los reactivos como del lado de los productos se presentan 4 oxígenos.

En el caso de la segunda ecuación hay 4 átomos de oxígeno en el MnO_4^{1-} y, por tanto, se balancea agregando tantas moléculas de agua como oxígenos se tengan:

$$MnO_4^{1-} \longrightarrow Mn^{2+} + 4H_2O$$

7. Como se están agregando moléculas de agua se deben agregar hidrógenos del lado de los reactivos con iones H^+, tantos como se hayan obtenido por el paso anterior.

En este caso, se tienen $4H_2O$ en donde se tienen 8 hidrógenos y 4 oxígenos.

$$8H^{+} + MnO_4^{1-} \longrightarrow Mn^{2+} + 4H_2O$$

Por lo tanto, las semiecuaciones balanceadas en masa quedan de la siguiente forma:

$$C_2O_4^{2-} \longrightarrow 2CO_2$$

$$8H^{+} + MnO_4^{1-} \longrightarrow Mn^{2+} + 4H_2O$$

8. Se realiza el balanceo de carga. *Este paso sólo debe realizarse después del balance de masa. Nunca antes.*

Este paso puede efectuarse utilizando desigualdades, las cuales se resuelven agregando electrones (e^-) para igualar las cargas.

Para la primera semireacción, $C_2O_4^{2-}$ tienen 2 electrones ganados por lo que a $2CO_2$ se le agregan 2 electrones. Esto significa que es la especie que se oxida.

$$C_2O_4^{2-} \longrightarrow 2CO_2 + 2e^-$$

Oxidación

Para la segunda semireacción, se suman electrones en $8H^{+} + MnO_4^{1-}$ que se encuentran del lado de los reactivos, $8+ 1- = 7-$. Del lado de los productos

$$(8H^{+} + MnO_4^{1-})^{7-} \longrightarrow Mn^{2+} + 4H_2O$$

Por lo tanto, al balancear las cargas quedaría de la siguiente forma:

$$5e^- + 8H^{+} + MnO_4^{1-} \longrightarrow Mn^{2+} + 4H_2O$$

Reducción

9. Balance del número de electrones perdidos y ganados. El número de electrones perdidos y ganados debe ser el mismo en todo proceso redox. Esto se logra multiplicando por el factor adecuado las semirreacciones redox balanceadas por masa y carga:

$$[C_2O_4^{2-} \longrightarrow 2CO_2 + 2e^-]\ x5$$

$$[5e^- + 8H^+ + MnO_4^{1-} \longrightarrow Mn^{2+} + 4H_2O]x2$$

$$\cancel{10e^-} + 5C_2O_4^{2-} + 16H^+ + 2\ MnO_4^{1-} \qquad \cancel{10e^-} + 10CO_2 + 2\ Mn^{2+} + 8H_2O$$

Simplificando, se llega a la siguiente ecuación iónica:

$$5C_2O_4^{2-} + 16H^+ + 2\ MnO_4^{1-} \longrightarrow 10CO_2 + 2\ Mn^{2+} + 8H_2O$$

10. Los coeficientes que se obtienen en la ecuación iónica se escriben en la reacción general, pero sólo quedarán balanceadas las especies que intervinieron en el proceso redox:

$$5CaC_2O_4 + 2KMnO4 + 8H_2SO_4 \longrightarrow CaSO_4 + 2MnSO_4 + K_2SO_4 + 10CO_2 + 8H_2O$$

11. Por último, se ajustan las especies que permanecieron sin cambios en el proceso redox:

$$5CaC_2O_4 + 2KMnO_4 + 8H_2SO_4 \longrightarrow 5\ CaSO_4 + 2MnSO_4 + K_2SO_4 + 10CO_2 + 8H_2O$$

Con lo cual se llega al final de este método de balanceo.

II. Reacciones que ocurren en medio básico

En las reacciones químicas que se efectúan en medio básico es necesario balancearlas de la siguiente forma, por ejemplo:

$$Zn + NaNO_3 + NaOH \longrightarrow Na_2ZnO_2 + NH_3 + H_2O$$

1. Los compuestos iónicos se separan en sus iones componentes, señalando con toda claridad sus cargas correspondientes. Los óxidos y los compuestos covalentes no se separan en iones. Los elementos tienen carga cero.

$$Zn + Na^+ + NO_3^{1-} + Na^+ + OH^{1-} \longrightarrow Na^+ + ZnO_2^{2-} + NH_3 + H_2O$$

2. Se simplifica la reacción eliminando de ella todas aquellas especies químicas que no tienen cambios durante el proceso.

$$Zn + \cancel{Na^+} + NO_3^{1-} + \cancel{Na^+} + OH^{1-} \longrightarrow \cancel{Na^+} + ZnO_2^{2-} + NH_3 + H_2O$$

Las especies que permanecen después de esta simplificación son las que toman parte en el proceso redox, como en los balanceos anteriores. El resultado de este proceso recibe el nombre de reacción iónica. En ésta, puede advertirse que aparece el ion OH^-, lo cual indica que el proceso redox ocurre en medio básico.

$$Zn + NO_3^{1-} + OH^{1-} \longrightarrow ZnO_2^{2-} + NH_3 + H_2O$$

3. Se escriben las semirreacciones de oxidación y de reducción

$$Zn^0 \longrightarrow ZnO_2^{2-}$$

$$NO_3^{1-} \longrightarrow [NH_3]^0$$

4. Balance de masa como en el ejercicio en medio ácido.

$$Zn^0 \longrightarrow ZnO_2^{2-} + 2H_2O$$

$$6H_2O + NO_3^{1-} \longrightarrow [NH_3]^0$$

El hidrógeno se balancea en el miembro contrario por iones OH^-

$$4\ OH^- + Zn^0 \longrightarrow ZnO_2^{2-} + 2H_2O$$

$$6H_2O + NO_3^{1-} \longrightarrow [NH_3]^0 + 9\ OH^-$$

5. Balance de carga. *Este paso sólo debe realizarse después del balance de masa. Nunca antes.*

Este paso puede efectuarse utilizando desigualdades, las cuales se resuelven agregando electrones (e^-) para igualar las cargas iónicas:

$$4\ OH^- + Zn^0 \longrightarrow ZnO_2^{2-} + 2[H_2O]^0$$

$$4\ OH^- + Zn^0 \longrightarrow ZnO_2^{2-} + 2[H_2O]^0 + 2e^-$$

Oxidación

$$8e^- + 6H_2O + NO_3^{1-} \longrightarrow [NH_3]^0 + 9\ OH^-$$

Reducción

6. Balance del número de electrones perdidos y ganados. De nuevo, el número de electrones perdidos y ganados en el proceso redox debe ser el mismo. Por tanto, las semirreacciones redox se multiplican por el factor adecuado para lograr este propósito.

$$[\ 4OH^- + Zn^0 \longrightarrow ZnO_2^{2-} + 2[H_2O]^0 + 2e^-\ ]4$$

$$[\ 8e^- + 6H_2O + NO_3^{1-} \longrightarrow [NH_3]^0 + 9OH^-\ ]1$$

$$8e^- + 16OH^- + 4Zn^0 + 6H_2O + NO_3^{1-} \longrightarrow {}^-ZnO_2^{2-} + 8[H_2O]^0 + [NH_3]^0 + 9\ OH^- + 8e^-$$

Simplificando, se llega a la *ecuación iónica*:

$$7OH^- + 4Zn^0 + NO_3^{1-} \longrightarrow ZnO_2^{2-} + 2[H_2O]^0 + [NH_3]^0$$

7. Los coeficientes que se obtienen en la ecuación iónica se trasladan a la reacción general, pero sólo quedarán balanceadas las especies que intervinieron en el proceso redox:

$$4\ Zn + NaNO_3 + NaOH \longrightarrow 4Na_2ZnO_2 + NH_3 + H_2O$$

8. Por último, se ajustan las especies que permanecieron sin cambios en el proceso redox:

$$4\ Zn + NaNO_3 + 7\ NaOH \longrightarrow 4Na_2ZnO_2 + NH_3 + 2H_2O$$

BALANCEO ALGEBRAICO

En nuestros cursos la mayoría de las veces recurrimos a los métodos que se mencionaron anteriormente, pero un método muy útil es el balanceo algebraico. Lo importante aquí es usar los conocimientos de matemáticas para resolver el balanceo.

Pasos para balancear por el método algebraico

1. Escribir la ecuación representando los reactivos y los productos.

$$H_2 + O_2 \longrightarrow H_2O$$

2. Plantear las incógnitas x, y, y z que representarán a los coeficientes estequiométricos que balancean la ecuación. En este caso, la ecuación se escribe de este modo:

$$xH_2 + yO_2 \longrightarrow zH_2O$$

3. Plantear una ecuación matemática por cada elemento químico. Se escribe la cantidad de átomos que hay en cada lado de la ecuación química.

Elemento	Ecuación matemática
Hidrógeno	$2x = 2z$
Oxígeno	$2y = z$

De esta manera se tienen dos ecuaciones con tres incógnitas.

4. Se da un valor arbitrario a una de las variables y se resuelve para las otras dos; por ejemplo:

si $x = 1$

se sustituye en la ecuación $2x = 2z$

$$2(1) = 2z$$
$$2 = 2z$$
$$Z = 2/2 = 1$$

entonces $z = 1$

se sustituye en la ecuación $2y = z$

$2y = 1$

$y = ½$

5. Estos valores se escriben en la ecuación química. Donde los coeficientes estequiométricos quedarán de la siguiente forma:

$$1H_2 + 1/2O_2 \longrightarrow 1H_2O$$

6. Para evitar representar medias moléculas se multiplican todos los coeficientes por 2, es decir, el mínimo común múltiplo de los denominadores de x,y, y z. Quedando la ecuación.

$$2H_2 + 1O_2 \longrightarrow 2H_2O$$

7. Recordando que el 1 no es necesario escribirlo, la ecuación balanceada queda de la siguiente forma:

$$2H_2 + O_2 \longrightarrow 2H_2O$$

Ejemplo: Al balancear la ecuación:

$$CH_3OH + O_2 \longrightarrow CO_2 + H_2O$$

Las incógnitas se plantean de la siguiente forma:

$$xCH_3OH + yO_2 \longrightarrow zCO_2 + wH_2O$$

El planteamiento de las ecuaciones matemáticas quedan de la siguiente forma:

Elemento	Ecuación matemática
Carbono	$X = z$
Hidrógeno	$4x = 2w$
Oxígeno	$X + 2y = 2z + w$

Para esta ecuación química se obtienen dos ecuaciones matemáticas con tres incógnitas.

Al igual que el ejemplo anterior, se le asigna un valor arbitrario a una de ellas y se obtienen los valores de las otras.
Por ejemplo si $x = 1$

Sustituyéndolo en la ecuación matemática $x = z$

Entonces: $z = 1$

Sustituyéndolo en la ecuación $4x = 2w$

$$4\,(1) = 2w$$

Entonces $w = 4/2 = 2$

Sustituyendo los valores $x = 1$, $z = 1$, $w = 2$ en la ecuación
$x + 2y = 2z + w$
$1 + 2y = 2(1)+2$
$Y = 3/2$

Con estos resultados la ecuación se escribiría:

$$1\,CH_3OH + 3/2\,O_2 \longrightarrow 1\,CO_2 + 2\,H_2O$$

Como el caso anterior, necesitamos soluciones enteras, así que podemos multiplicar por 2 todos los valores encontrados. Así, la ecuación química se escribirá:

$$2\,CH_3OH + 3\,O_2 \longrightarrow 2\,CO_2 + 4\,H_2O$$

EJERCICIOS

Balancea las siguientes ecuaciones

Por inspección:

a) $FeO + SiO_2 \longrightarrow FeSiO_3$

b) $CuS + O_2 \xrightarrow{\Delta} Cu + SO_2$

c) $HgO \xrightarrow{\Delta} Hg + O_2$

d) $KCl + H_2SO_4 \longrightarrow K_2SO_4 + HCl$

Por redox:

a) $Na_2SO_3 \rightarrow Na_2S + Na_2SO_4$
b) $HI + HIO_3 \rightarrow I_2 + H_2O$
c) $Mg + HNO_3 \rightarrow Mg(NO_3)_2 + N_2 + H_2O$
d) $Zn + HNO_3 \rightarrow Zn(NO_3)_2 + NH_4NO_3 + H_2O$

Por ion- electrón:

a) $CuSCN + KIO_3 + HCl \rightarrow CuSO_4 + ICN + KCl + H_2O$
b) $PbCrO_4 + KI + HCl \rightarrow PbCl_2 + CrI_3 + KCl + I_2 + H_2O$
c) $MnSO_4 + KMnO_4 + H_2O \rightarrow MnO_2 + K_2SO_4 + H_2SO_4$
d) $Mo_2O_3 + KMnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow MoO_3 + MnSO_4 + K_2SO_4 + H_2O$

Por método algebraico:

a) $FeCl_3 + NaOH \rightarrow Fe(OH)_3 + NaCl$
b) $Fe + O_2 \rightarrow Fe_2O_3$
c) $C_2H_2 + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$
d) $NaHCO_3 + NaH_2PO_4 \rightarrow NaHPO_4 + CO_2 + H_2O$

IA	IIA											IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
H +1																	He
Li +1	Be +2											B ±3	C +2, ±4	N ±1, ±2, ±3, +4, +5	O -1, -2	F -1	Ne
Na +1	Mg +2											Al +3	Si +2, ±4	P ±3, +5	S ±2, +4, +6	Cl ±1, +3, +5, +7	Ar
K +1	Ca +2	Sc +3	Ti +2, +3, +4	V +2, +3, +4, +5	Cr +2, +3, +6	Mn +2, +3, +4, +6, +7	Fe +2, +3	Co +2, +3	Ni +2, +3	Cu +1, +2	Zn +2	Ga +1, +3	Ge +2, +4	As ±3, +5	Se -2, +4, +6	Br ±1, +3, +5, +7	Kr
Rb +1	Sr +2	Y +3	Zr +3, +4	Nb +2, +3, +4, +5	Mo +2, +3, +4, +5, +6	Tc +4, +5, +6, +7	Ru +2, +3, +4, +5, +6, +7, +8	Rh +2, +3, +4, +5, +6	Pd +2, +4	Ag +1	Cd +2	In +1, +3	Sn +2, +4	Sb ±3, +5	Te ±2, +4, +6	I ±1, +3, +5, +7	Xe
Cs +1	Ba +2	La +3	Hf +3, +4	Ta +2, +3, +4	W +2, +3, +4, +5, +6	Re +2, +3, (+4, +6, +7)	Os +2, +3, +4, +5, +6, +7, +8	Ir +2, +3, +4, +5, +6	Pt +2, +4	Au +1, +3	Hg +1, +2	Tl +1, +3	Pb +2, +4	Bi +3, +5	Po ±2, +4, +6	At ±1, +5	Rn
Fr +1	Ra +2	Ac +3	Rf +3, +4	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Uun	Uuu	Uub	Uut	Uuq	Uup	Uuh	Uus	Uuo

Tabla periódica tomada de: *https://misuperclase.com/tabla-periodica-con-numeros-de-oxidacion/*

REFERENCIAS

ACS (2005). *Química. Un proyecto de la ACS*. Barcelona: Reverté.

Becerril, O., Torres, F., Castellán, M., García, R. (2011). *Apoyando química 3*. México: CCH-UNAM.

Chang, R. y Goldsby, K. (2017). *Química.* (12ª ed.) Perú: McGraw-Hill.

Garduño, G. (2005). *Material de apoyo. Balanceo Redox. UNAM-FQ: México.* Tomado de http://depa.fquim.unam.mx/amyd/archivero/BALANCEO_REDOX_15138.pdf

Moore,J., Stanirski,C., Kotz, J., Joesten, M., Wood,J. (2000). *El mundo de la química. Conceptos y aplicaciones*. México: Pearson Education.

Oteyza, E., Lam,E., Hernández, C., Carrillo, A.(2018). *Álgebra*. México: Pearson-Prentice Hall.

Phillips,J., Stroxak,V., Wistrom,C. (2012). *Química, conceptos y aplicaciones*. México: McGraw-Hill.

Fascículo dos

ESTEQUIOMETRÍA Y EQUILIBRIO QUÍMICO

PROGRAMA DE FORTALECIMIENTO PARA LA CALIDAD DEL EGRESO (PROFOCE)

ESTEQUIOMETRÍA

ESTEQUIOMETRÍA IDEAL

INFOCAB
PB 202220

Contenido

PRESENTACIÓN **36**

FUNDAMENTOS **37**
Masa molecular 37
Masa fórmula 38
Mol y Número de Avogadro 39
Masa molar (MM) 40
Conversiones entre mol, masa y número de partículas 41

ESTEQUIOMETRÍA IDEAL **44**
Estequiometría y factores de conversión 45

ESTEQUIOMETRÍA MOL-MOL **48**
Ejercicios de estequiometría mol-mol 53

ESTEQUIOMETRÍA VOLUMEN-VOLUMEN **55**
Ejercicios de estequiometría volumen-volumen 60

ESTEQUIOMETRÍA MASA-MASA **62**
Ejercicios de estequiometría masa-masa 68

ESTEQUIOMETRÍA MOL-MASA **70**
Ejercicios de estequiometría mol-masa 76

REFERENCIAS **78**

LISTA DE ABREVIATURAS **79**

ESTEQUIOMETRÍA IDEAL

PRESENTACIÓN

El Programa de Fortalecimiento para la Calidad del Egreso (PROFOCE) del Colegio de Ciencias y Humanidades está dirigido a las y los estudiantes que se encuentran en el término de su bachillerato; tiene el propósito de fortalecer los conocimientos y habilidades de las y los participantes. En un afán de contribuir a que, en su ingreso a las actividades académicas en licenciatura, éstas se logren de forma exitosa.

El PROFOCE es un programa que ofrece cursos de temáticas diversas relacionadas con algún área del conocimiento en particular. El grupo de trabajo, autor del presente documento, ha impartido el curso "Estequiometría", dirigido a las y los alumnos que están a punto de ingresar a alguna carrera relacionada con el área de las Ciencias Biológicas, Químicas y de la Salud o, inclusive, Ingeniería Química del área de las Ciencias Físico-Matemáticas.

Como resultado del trabajo realizado en los cursos impartidos, los autores reconocemos que es necesario mejorar las habilidades de resolución de problemas (sobre todo de índole cuantitativo) y fortalecer el nivel de conocimiento de ciertos temas de difícil comprensión incluidos en los programas de estudio, pero también profundizar en otros que no están contenidos en éstos, puesto que son necesarios para los alumnos que están a punto de ingresar a una carrera relacionada con las ciencias experimentales.

Así, preparamos cuatro fascículos que se enfocan a un tema particular, "Ajuste de ecuaciones", "Estequiometría ideal", "Estequiometría no ideal" y "Estequiometría y Equilibrio Químico", que son los títulos de cada uno. Los contenidos de estos fascículos también pueden apoyar a los estudiantes y profesores de los cursos de Química I, II o III que deseen adentrarse en estudios más específicos de la química, y no sólo a los egresados del CCH a punto de ingresar al nivel licenciatura.

La estructura del contenido de los fascículos inicia con la revisión de los fundamentos teóricos de los conceptos para reforzar aprendizajes declarativos, continúa con la revisión de ciertos algoritmos útiles en la resolución de problemas para, finalmente, abordar la resolución de problemas cuantitativos de forma estratégica, facilitando el desarrollo de habilidades de razonamiento lógico-matemático entre otras.

Este segundo fascículo se aboca al tema de estequiometría masa-masa, mol-mol, volumen-volumen y masa-mol. La estequiometría tiene su fundamento en el estudio de las relaciones cuantitativas entre las cantidades de reactivos utilizados y las cantidades de los productos formados en una reacción química. Se presentan ejemplos desarrollados paso a paso con el propósito de funcionar como referentes para los estudiantes. Finalmente, se despliegan una serie de ejercicios de práctica para cada uno de los temas, los cuales permitirán al estudiante reforzar lo aprendido.

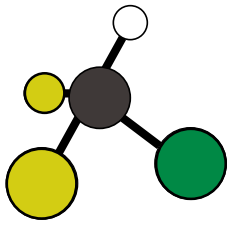
Esperamos que el contenido presentado sea de utilidad a los alumnos y disfruten los ejercicios con sus profesores y sus compañeros. La única forma de aprender y progresar es en comunidad, ¡hagamos de esta comunidad la semilla de profesionistas exitosos!

FUNDAMENTOS

Masa molecular

Con la intención de expresar la masa de partículas (átomos, moléculas, iones), en química se emplea la unidad de masa atómica (u o uma). Ésta se define como la doceava parte de la masa de un átomo de carbono-12 en su estado fundamental, y es igual a $1.6605402 \times 10^{-27}$ kg. Esta unidad es la empleada en la Tabla periódica para expresar las masas atómicas de los elementos.

Otra aplicación corresponde al caso de las sustancias covalentes. La fórmula con la que las representamos simbólicamente representa el número y el tipo de átomos que componen una sola molécula de la sustancia en cuestión. Considera, por ejemplo, al clorodifluorometano ($CHClF_2$), un gas refrigerante cuyo uso se prohibió por ser perjudicial para la capa de ozono. La fórmula indica que una molécula de esta sustancia contiene un átomo de carbono, un átomo de hidrógeno, un átomo de cloro y dos átomos de flúor. Así, con base en esta información, podemos calcular la masa de esta molécula:

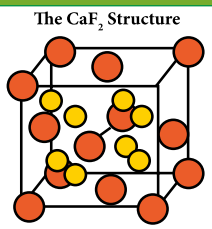
Elemento	Cantidad	Masa atómica promedio (según la Tabla periódica)	Subtotal	Modelo
C	1	12.011	12.011	
H	1	1.008	1.008	
Cl	1	35.45	35.45	
F	2	18.998	37.996	
		Sumatoria:	**86.46**	

La sumatoria de las masas atómicas de los átomos que conforman una molécula se define como masa molecular. En el ejemplo anterior, la masa molecular del clorodifluorometano es 86.46 u.

Debido a que no todos los compuestos están formados por moléculas, como es el caso del cloruro de sodio, que en realidad es una red cristalina, en este texto se utilizará el término *masa fórmula* para incluir a todo tipo de compuestos (sean iónicos o moleculares).

Masa fórmula

Los compuestos iónicos están conformados por cationes y aniones combinados en la proporción adecuada para constituir un material eléctricamente neutro. La *masa fórmula* se calcula de la misma manera que se hizo para calcular la masa molecular: sumando la masa atómica de cada uno de los elementos por el número de átomos de ese elemento. La resultante, dado que no se refiere a una molécula discreta, no se le conoce como masa molecular, sino como masa fórmula. Considera al fluoruro de calcio (CaF_2), una sustancia inorgánica iónica que se encuentra en la naturaleza formando gran parte del mineral fluorita:

Elemento	Cantidad	Masa atómica promedio (según Tabla periódica)	Subtotal	Modelo
Ca	1	40.078	40.078	
F	2	18.998	37.996	
		Sumatoria:	**78.07**	

Así, la masa fórmula del fluoruro de calcio es 78.07 u.

EJERCICIOS

Calcula la masa fórmula, en uma y en gramos, de los siguientes compuestos:

a) Fe_2O_3

b) H_2SO_4

c) $Al_2(SO_4)_3$

d) $Al(OH)_3$

e) $FeCO_3$

f) $(NH_4)_2CO_3$

Mol y número de Avogadro

La definición aceptada de mol hasta abril de 2019 era: la cantidad de una sustancia que contiene tantas partículas (átomos, iones y moléculas) como átomos hay exactamente en 12 gramos del isótopo de carbono 12.

A partir de mayo de 2019 el Sistema Internacional de Unidades (SIU) define al mol como la unidad de cantidad de sustancia. Un mol contiene exactamente 6.022 140 76 x 10^{23} entidades elementales. Este número es el valor numérico de la constante de Avogadro (N_A) y es llamado número de Avogadro.

La cantidad de sustancia (símbolo *n*) de un sistema, es una medida del número de entidades elementales especificadas. Una entidad elemental puede ser un átomo, una molécula, un ion, un electrón o cualquier otra partícula o grupo específico de partículas.

Cuando un químico utiliza el término mol, debe dejar en claro si es un mol de átomos, un mol de moléculas, un mol de iones o un mol de cualquier partícula elemental.

El número de unidades elementales que existen en un mol es una constante que no depende del material ni del tipo de partícula considerado. Esta cantidad es llamada número de Avogadro y equivale a 6.022 x 10^{23} unidades elementales.

Un mol de plata contiene el mismo número de átomos que un mol de hierro, el mismo número de átomos que un mol de magnesio y el mismo número de átomos que un mol de cualquier otro elemento. Contienen el mismo número de átomos, pero la masa depende del elemento de que se trate y estará dada por la masa atómica del elemento.

Ejemplos

Moles	Átomos	Masa
1 mol de Ag	6.022×10^{23} átomos de Ag	107.86 g de Ag
1 mol de Fe	6.022×10^{23} átomos de Fe	55.84 g de Fe
1 mol de Mg	6.022×10^{23} átomos de Mg	24.30 g de Mg

1 mol de moléculas de H_2 = 6.022×10^{23} moléculas de H_2

1 mol de iones de H^+ = 6.022×10^{23} iones H^+

1 mol de moléculas de H_2O = 6.022×10^{23} moléculas de H_2O

Al resolver problemas numéricos se pueden establecer las siguientes relaciones:

1 mol = 6.022×10^{23} partículas (átomos, iones, moléculas)
1 mol = 22.4 L TPE (sólo para gases) TPE significa Temperatura y Presión Estándar (T de 0 °C o 273 K y P de 1 atmósfera)
1 milimol (mmol) = 1×10^{-3} moles (un milésimo de mol).
1 milimol = 6.022×10^{20} partículas

Masa molar (MM)

Un mol no sólo representa un número específico de partículas (número de Avogadro N_A), sino también una masa definida de la sustancia en cuestión representada también por su fórmula, pero expresada ya no en uma, sino en gramos generalmente.

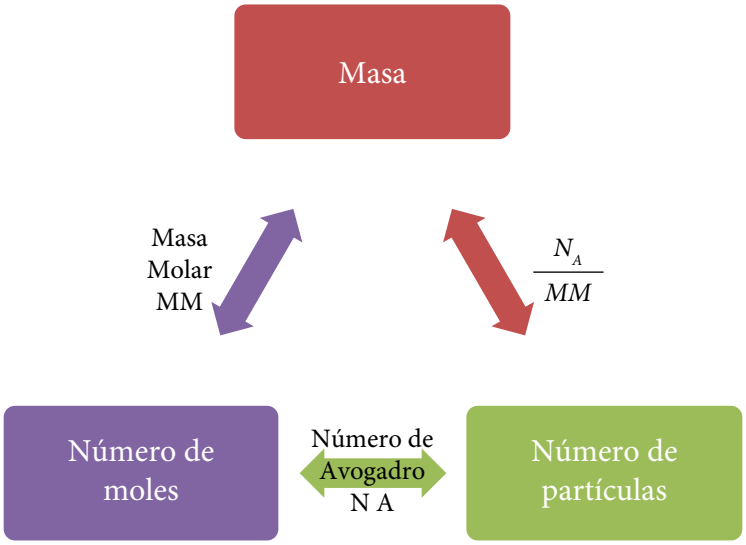
Así, la masa molar (MM), expresada en gramos por mol (g/mol), es numéricamente igual a la sumatoria de las masas atómicas (en uma) de cada uno de los átomos en la fórmula. Considera los siguientes ejemplos:

Elemento	Masa atómica promedio (uma)	Masa molar (g/mol)	Átomos / mol
C	12.011	12.011	6.022×10^{23}
H	1.008	1.008	6.022×10^{23}
Cl	35.45	35.45	6.022×10^{23}
F	18.998	37.996	6.022×10^{23}

Elemento	Masa fórmula (uma)	Masa molar (g/mol)	Moléculas o unidades-fórmula / mol
H_2	2.02	2.02	6.022×10^{23}
$CHClF_2$	86.46	86.46	6.022×10^{23}
CaF_2	78.07	78.07	6.022×10^{23}

Conversiones entre mol, masa y número de partículas

Los conceptos de número de Avogadro, mol y masa fórmula nos permiten efectuar conversiones entre masa, número de moles o número de partículas. Analiza la siguiente imagen:



(Figura de elaboración propia)

Para esto pueden utilizarse los siguientes factores unitarios (sea X el símbolo o fórmula de cualquier sustancia):

$$\frac{1\ mol\ de\ X}{Masa\ Molar\ (g) de\ X} \quad ó \quad \frac{1\ mol\ de\ X}{6.022\ x\ 10^{23}\ partículas\ de\ X} \quad ó \quad \frac{6.022\ x\ 10^{23}\ partículas\ de\ X}{Masa\ Molar\ (g) de\ X}$$

Ejemplo 1

¿Cuántos moles de Na hay en 56 g de Na?

El factor que se utilizará para resolver este problema es:

$$\frac{1 mol\ de\ Na}{22.99\ g\ de\ Na}$$

Por lo que para convertir moles de Na a gramos de Na multiplicamos los gramos de sodio que deseamos convertir por el factor de conversión.

$$56\ \cancel{g\ Na}\left[\frac{1\text{mol de Na}}{22.99\ \cancel{g\ de\ Na}}\right] = 2.44\ \text{mol de Na}$$

Ejemplo 2

¿Cuántos gramos de agua hay en 10 mol de H_2O?

1. El factor que se utiliza es:

$$\left[\frac{18\ \text{g de } H_2O}{1\text{mol de } H_2O}\right]$$

2. Multiplicamos los gramos de H_2O por el factor de conversión:

$$10\ \cancel{\text{mol } H_2O}\left[\frac{18\ \text{g de } H_2O}{1\ \cancel{\text{mol de } H_2O}}\right] = 180\ \text{g de } H_2O$$

Ejemplo 3

¿Cuántas moléculas de SO_2 hay en 10 gramos de dióxido de azufre?

$$10\ \cancel{g\ de\ SO_2}\left[\frac{1\ mol\ de\ SO_2}{64.06\ \cancel{g\ de\ SO_2}}\right] = 0.16\ mol\ SO_2$$

$$0.16\ \cancel{mol\ SO_2}\left[\frac{6.022\ x\ 10^{23}\ \ moléculas\ de\ SO_2}{1\ \cancel{mol\ de\ SO_2}}\right] = 9.64\ x\ 10^{22}\ \ moléculas\ de\ SO_2$$

EJERCICIOS

1. ¿Cuántos moles de HNO_3 hay en 50 g?
2. ¿Cuántos moles de $MgCl_2$ hay en 278 g?
3. ¿Dónde habrá más moles en 40 g de agua o en 60g de KCl?
4. ¿Cuántos moles de $Cu(NO_3)_2$ hay en 1 g?
5. ¿Cuántos moles de H_2S hay en 4 g?

6. ¿Cuántos gramos de $Ca_3(PO_4)_2$ hay en 8.5 moles?
7. ¿Cuántos gramos de C y O están contenidos en 5 moles de CO_2?
8. ¿Cuántos gramos de H y F están contenidos en 6 moles de HF?
9. ¿Cuántos átomos de Au hay en 150 mg de oro puro?
10. ¿Cuántas moléculas de $C_{12}H_{22}O_{11}$ están contenidas en 2.5 g de sacarosa?

ESTEQUIOMETRÍA IDEAL

Cuando tiene lugar una reacción química y ésta se representa mediante una ecuación química balanceada, se pueden relacionar las cantidades de las sustancias que se consumen y las que se producen, ya que los coeficientes estequiométricos indican las proporciones de reactivos y productos.

Desde este punto de vista cuantitativo de la ecuación química, se pueden hacer cálculos considerando que los reactivos se disponen justamente en las proporciones o equivalencias estequiométricas dadas por los coeficientes de la ecuación balanceada, lo que significaría que estos reactivos cambiarán totalmente a productos. En estos casos hablamos de *estequiometría ideal.*

Considera la ecuación:

$$aA + bB \rightarrow cC + dD$$

Los coeficientes son: a, b, c y d

Así, pues, se tiene la condición de estequiometría ideal cuando se da la igualdad:

$$\frac{\textit{moles iniciales de A}}{\textit{coeficiente de A}} = \frac{\textit{moles iniciales de B}}{\textit{coeficiente de B}}$$

Ejemplos

$$\mathbf{2\,Na(s) + Cl_2(g) \rightarrow 2\,NaCl(s)}$$

Si el problema de estequiometría plantea que se parten de 4.5 mol de sodio y 2.25 mol de cloro gaseoso, entonces estamos es una situación de *estequiometría ideal*, ya que:

$$\frac{4.5\ mol\ Na}{2} = \frac{2.25\ mol\ Cl_2}{1} = 2.25$$

Mismo caso si en el problema se especifica que se cuenta con la cantidad *suficiente* de alguno de los reactivos.

Se tiene la condición de estequiometría no ideal cuando la reacción no es completa, ya sea porque alguno de los reactivos está en menor proporción que el otro (reactivo limitante) o porque los reactivos involucrados y las condiciones de reacción no tienden pronunciadamente al cambio (eficiencia y equilibrio químico).

Estequiometría y factores de conversión

Usando factores de conversión y las relaciones estequiométricas en una ecuación química balanceada, se pueden hacer cálculos muy útiles que te permitirán predecir la cantidad de sustancia que se consume y/o se produce en cualquier reacción química. Estos cálculos estequiométricos requieren que las ecuaciones estén balanceadas para que representen con exactitud la cantidad de sustancias presentes antes del cambio (reactivos), así como la cantidad de sustancias presentes después del cambio (productos).

Ejemplo 1

Considera la ecuación que representa la reacción del hierro en presencia del oxígeno del aire para formar óxido de hierro (III):

$$4\ Fe_{(s)} + 3\ O_{2(g)} \rightarrow 2\ Fe_2O_{3(s)}$$

¿Qué nos dice esta ecuación? En términos de partículas, dice que 4 átomos de hierro reaccionan con 3 moléculas de oxígeno para producir dos fórmulas unitarias o unidades fórmula (dado que es un compuesto iónico) de óxido de hierro (III).

Pero los coeficientes *no sólo representan partículas, sino también el número de moles de partículas*, por lo que puedes decir que 4 moles de átomos de hierro, reaccionan con 3 moles de moléculas de oxígeno para producir 2 moles de fórmulas unitarias o unidades fórmula de óxido de hierro (III).

También podemos conocer la masa de las sustancias participantes que reaccionan o se forman haciendo uso de factores de conversión:

En los reactivos se tiene:

$$4\ \cancel{moles\ de\ Fe}\left[\frac{55.845\ g\ de\ Fe}{1\ \cancel{mol\ de\ Fe}}\right] = 223.38\ g\ de\ Fe$$

$$3\ \cancel{moles\ de\ O_2}\left[\frac{31.998\ g\ de\ O_2}{1\ \cancel{mol\ de\ O_2}}\right] = 95.99\ g\ de\ O_2$$

En el producto se tiene:

$$2\ \cancel{moles\ de\ Fe_2O_3}\left[\frac{159.687\ g\ de\ Fe_2O_3}{1\ \cancel{mol\ de\ Fe\ O_3}}\right] = 319.37\ g\ de\ Fe_2O_3$$

Así, también se puede decir que 223.38 g de hierro reaccionan con 95.99 g de oxígeno para producir 319.37 g de óxido de hierro (III). Como lo establece la ley de conservación de la materia, la suma de la masa de los reactivos (223.38 g + 95.99 = 319.37) es igual a la masa total de los productos.

Analiza todas las relaciones anteriores en el siguiente resumen:

Hierro	+	Oxígeno	→	Óxido de hierro (III)
4 $Fe_{(s)}$	+	3 $O_{2(g)}$	→	2 $Fe_2O_{3(s)}$
4 átomos de Fe	+	3 moléculas de O_2	→	2 unidades fórmula de Fe_2O_3
4 moles de Fe	+	3 moles de O_2	→	2 moles de Fe_2O_3
223.38 g de Fe	+	95.99 g de O_2	→	319.37 g de Fe_2O_3
319.37 g de reactivos			→	319.37 g de productos

Dadas las relaciones anteriores, se puede decir que tenemos tres tipos de cálculos estequiométricos:

1. Los que parten de cantidad de sustancia (que se expresa en moles) y nos llevan a cantidad de sustancia.
2. Los que parten de masa y nos llevan a masa.
3. Los que parten de masa y nos llevan a cantidad de sustancia o viceversa.

Observa la siguiente figura:

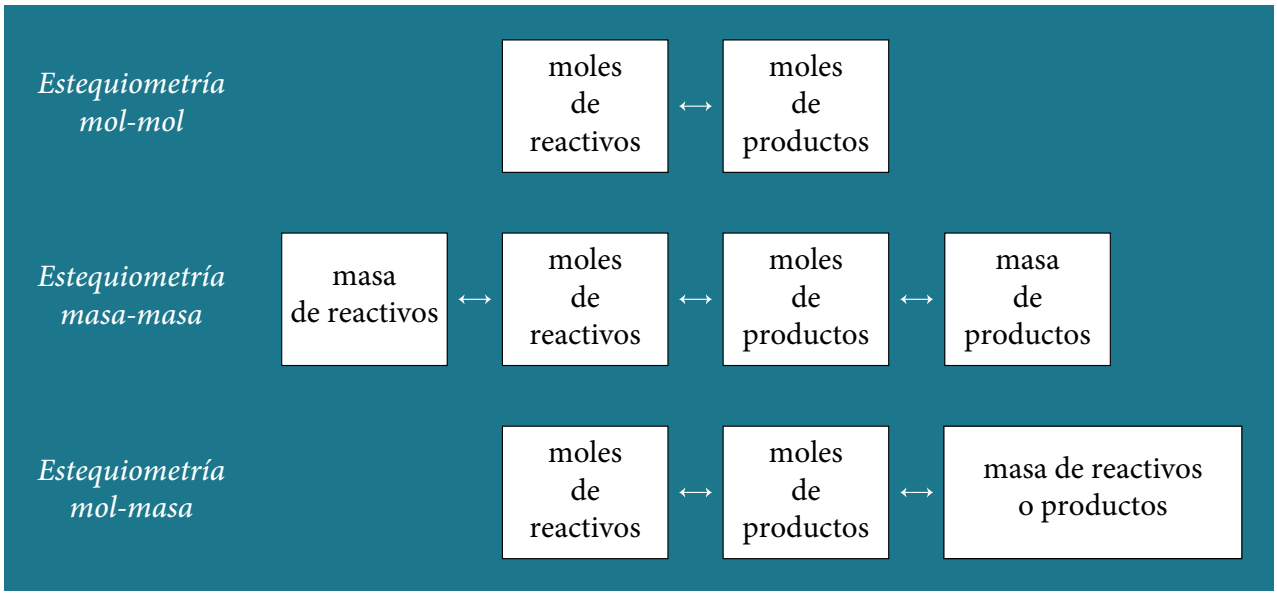


Figura de elaboración propia

Las relaciones masa-mol-número de partículas-volumen en una ecuación química se resumen en el siguiente diagrama.

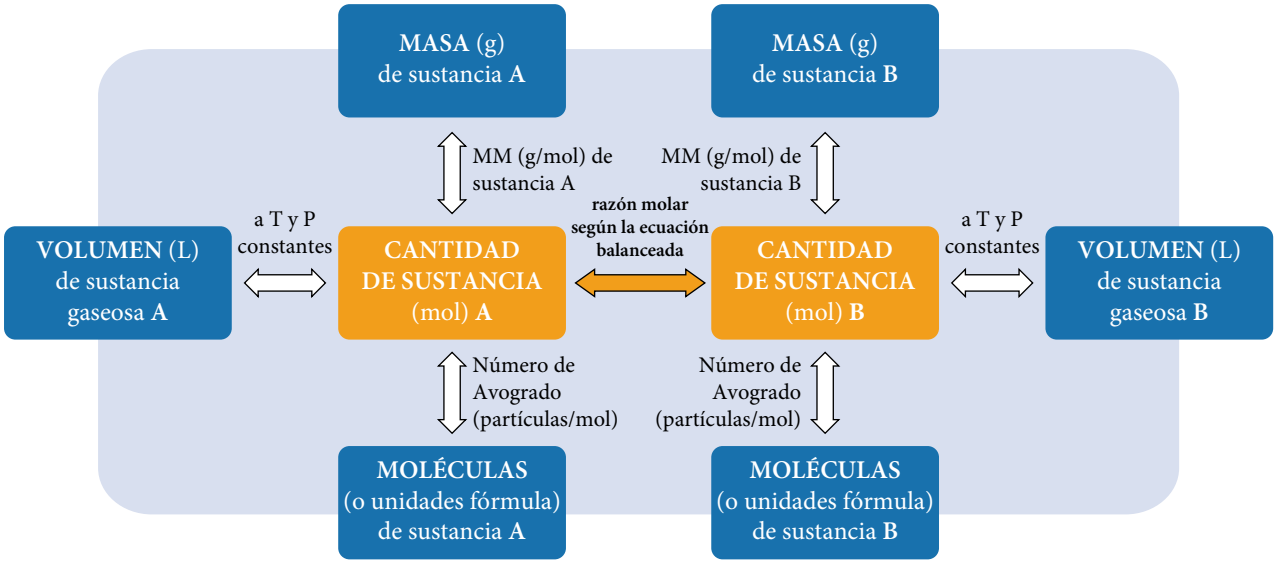


Figura de elaboración propia

Como se puede ver en el diagrama anterior, la cantidad de sustancia en una reacción está relacionada con la de cualquier otra en la misma reacción. Las cantidades se pueden expresar en términos de gramos, moles, litros o número de partículas o especies químicas (átomos, moléculas, iones, unidades fórmula). Se empieza en cualquier cuadro del diagrama (*dato conocido)* y, usando la información de las flechas como factores de conversión, se pasa a cualquier otro cuadro (*dato desconocido*).

Por ejemplo, si se conoce la masa (en gramos) de la sustancia A y se quiere conocer la masa de B, el cálculo involucra tres pasos:

1. Los gramos de A se convierten a moles de A, empleando la masa molar (MM) de A.
2. Los moles de A se convierten a moles de B, empleando la razón molar según la ecuación balanceada.
3. Los moles de B se convierten a gramos de B, empleando la masa molar (MM) de B.

ESTEQUIOMETRÍA MOL-MOL

La estequiometría enfoca sus esfuerzos en el estudio de las relaciones cuantitativas entre las cantidades de reactivos utilizados y las cantidades de los productos formados en una reacción química. A partir del conocimiento de la estequiometría, podrás resolver problemas que involucren ecuaciones químicas balanceadas, así como unidades dadas en moles.

Los pasos para resolver este tipo de problemas son:

Paso 1. Lee cuidadosamente el problema.

Paso 2. Representa el fenómeno químico presentado mediante el uso de una ecuación química. (Asegúrate de balancear la ecuación química.)

Paso 3. Identifica y ordena los datos conocidos que te permitirán dar paso a la resolución del problema. Destaca o subraya en la ecuación química las sustancias relacionadas con esos datos.

Paso 4. Identifica lo que se necesita determinar, es decir, la problemática planteada en el enunciado. Destaca o subraya en la ecuación química las sustancias relacionadas con lo que no se conoce.

Paso 5. Determina las razones molares entre las sustancias subrayadas.

Paso 6. Utiliza las razones molares para hacer los cálculos estequiométricos necesarios con unidades. Parte siempre de lo que se conoce.

Paso 7. Analiza tu resultado y sus unidades, pregúntate si es razonable o no. En caso de que tu resultado sea irrazonable, revisa tus cálculos.

Ejemplo 1

En 1789, Antoine Lavoisier estableció que "la materia no se crea ni se destruye, sólo se transforma". Lo cual se puede expresar como: la masa total de las sustancias que reaccionan (reactivos) es igual a la masa total de las sustancias formadas (productos). Uno de los experimentos que permitió a Lavoisier desarrollar la ley de la conservación de la materia fue la oxidación de mercurio para generar el óxido de mercurio (II).

¿Cuántos moles de oxígeno se requieren para oxidar 16 moles de mercurio?

Paso 1. Lee el problema con atención.

Paso 2. Escribe y balancea la ecuación química:

$$2\ Hg_{(l)} + O_{2\,(g)} \rightarrow 2\ HgO_{(s)}$$

Pasos 3 y 4:

¿Qué es lo que se conoce?	¿Qué no se conoce y se necesita conocer?
Por la ecuación química balanceada, se sabe que reaccionan: 2 moles de Hg y 1 moles de O_2 para producir 2 moles de HgO. Y por los datos del problema se sabe que se quieren oxidar 16 moles de Hg.	Los moles de O_2 que se necesitan para oxidar los 16 moles de Hg.

Paso 5. Las razones molares útiles entre las sustancias resaltadas son, según la ecuación balanceada:

$$\left[\frac{2\ mol\ Hg}{1\ mol\ O_2}\right] \quad \text{y su recíproco} \quad \left[\frac{1\ mol\ O_2}{2\ mol\ Hg}\right]$$

Paso 6. Partimos de lo que conocemos y empleamos la razón molar conveniente, para calcular lo que se solicita. Obtenemos entonces los moles necesarios de O_2:

$$n_{O_2} = 16\ \cancel{moles\ de\ Hg}\left[\frac{1\ mol\ O_2}{2\ \cancel{moles\ Hg}}\right] = 8\ moles\ de\ O_2$$

Paso 7. Puedes tabular tus resultados para visualizarlos y analizarlos mejor:

	Mercurio	+	Oxígeno	→	Óxido de mercurio (II)
	2 Hg	+	O_2	→	2 HgO
Cantidad de sustancia que se quiere hacer reaccionar	16 moles	+		→	
Cantidad de sustancia que se requiere para reaccionar		+	8 moles	→	

Ejemplo 2

La producción industrial de hierro se lleva a cabo de la siguiente manera:

$$Fe_2O_3 + CO \longrightarrow Fe + CO_2$$

a) ¿Cuántos moles de CO se necesitan para la producción de un mol del Fe?

b) ¿Cuántos moles de CO_2 se forman cuando se hacen reaccionar 3 moles de Fe_2O_3?

Paso 1. Lee el problema con atención.

Paso 2. Balancea la ecuación química:

$$Fe_2O_3 + 3\ CO \longrightarrow 2\ Fe + 3\ CO_2$$

Pasos 3 y 4:

¿Qué es lo que se conoce?	¿Qué no se conoce y se necesita conocer?
Por la ecuación química balanceada, se sabe que reaccionan: 1 mol de Fe_2O_3 y 3 moles de CO para producir 2 moles de Fe y 3 moles de CO_2. Y por los datos del problema se sabe que se quiere producir 1 mol de Fe	Los moles de CO que se necesitan para producir 1 mol de Fe. Los moles de CO_2 que se forman cuando se hacen reaccionar 3 moles de Fe_2O_3.

Paso 5. Las razones molares útiles entre las sustancias resaltadas son, según la ecuación balanceada:

$$\left[\frac{3\ mol\ \ CO}{2\ mol\ \ Fe}\right] \text{ y su recíproco } \left[\frac{2\ mol\ \ Fe}{3\ mol\ \ CO}\right]$$

$$\left[\frac{1\ mol\ \ Fe_2\ O_3}{3\ mol\ \ CO_2}\right] \text{ y su recíproco } \left[\frac{3\ mol\ \ CO_2}{1\ mol\ \ Fe_2\ O_3}\right]$$

Paso 6. Partimos de lo que conocemos (1 mol de Fe) y empleamos la razón molar conveniente para calcular lo que se solicita.

Para obtener los moles necesarios de CO:

$$n_{CO} = 1\ \cancel{mol\ Fe}\left[\frac{3\ mol\ CO}{2\ \cancel{mol\ Fe}}\right] = 1.5\ moles\ de\ CO$$

Para obtener los moles de dióxido de carbono que se producen:

$$n_{CO2} = 3\ \cancel{mol\ Fe_2\ O_3}\left[\frac{3\ mol\ CO_2}{1\ \cancel{mol\ Fe_2\ O_3}}\right] = 9.0\ moles\ de\ CO_2$$

Paso 7. Puedes tabular tus resultados para visualizarlos y analizarlos mejor:

	Óxido de hierro (III)	+	Monóxido de carbono	→	Hierro	+	Dióxido de carbono
	Fe_2O_3	+	3 CO	→	2 Fe	+	3 CO_2
Cantidad de sustancia que se quiere producir		+		→	1 mol	+	
Cantidad de sustancia que se requiere		+	1.5 moles	→		+	

	Óxido de hierro (III)	+	Monóxido de carbono	→	Hierro	+	Dióxido de carbono
	Fe_2O_3	+	3 CO	→	2 Fe	+	3 CO_2
Cantidad de sustancia que se quiere producir		+		→		+	9 moles
Cantidad de sustancia que se requiere	3 moles	+		→		+	

Ejemplo 3

El trietilenglicol líquido se utiliza como disolvente y reactivo para obtener los plásticos de polivinilo y el poliuretano. Considera la combustión del trietilenglicol ($C_6H_{14}O_4$).

$$C_6H_{14}O_4 + O_2 \longrightarrow CO_2 + H_2O$$

¿Cuántos moles de O_2 se necesitan para la combustión de tres moles del trietilenglicol?

Paso 1. Lee el problema con atención.

Paso 2. Escribe y balancea la ecuación química.

$$2\ C_6H_{14}O_4 + 15\ O_2 \longrightarrow 12\ CO_2 + 14\ H_2O$$

Pasos 3 y 4:

¿Qué es lo que se conoce?	¿Qué no se conoce y se necesita conocer?
Por la ecuación química balanceada, se sabe que reaccionan: 2 moles de $C_6H_{14}O_4$ y 15 moles de O_2 para producir 12 moles de CO_2 y 14 moles de H_2O. Y por los datos del problema se sabe que se quiere quemar 3 mol de $C_6H_{14}O_4$	Los moles de O_2 que se necesitan para quemar 3 moles de $C_6H_{14}O_4$

Paso 5. Las razones molares útiles entre las sustancias resaltadas son, según la ecuación balanceada:

$$\left[\frac{2\ mol\ \ C_6H_{14}O_4}{15\ mol\ \ O_2}\right] \quad \text{y su recíproco} \quad \left[\frac{15\ mol\ \ O_2}{2\ mol\ \ C_6H_{14}O_4}\right]$$

Paso 6. Partimos de lo que conocemos (2 moles de trietilenglicol) y empleamos la razón molar conveniente, para calcular lo que se solicita.

Para obtener los moles necesarios de O_2:

$$n_{O_2} = 3\ mol\ \cancel{C_6H_{14}O_4}\left[\frac{15\ mol\ O_2}{2\ mol\ \cancel{C_6H_{14}O_4}}\right] = 22.5\ moles\ de\ O_2$$

Paso 7. Puedes tabular tus resultados para visualizarlos y analizarlos mejor:

	Trietilenglicol	+	Oxígeno	→	Dióxido de carbono	+	Agua
	$2\ C_6H_{14}O_4$	+	$15\ O_2$	→	$12\ CO_2$	+	$14\ H_2O$
Cantidad de sustancia que se quiere producir	3 mol	+		→		+	
Cantidad de sustancia que se requiere para reaccionar		+	22.5 moles	→		+	

Ejercicios de estequiometría mol-mol

1. El aluminio reacciona con una solución acuosa de HCl, se produce hidrógeno gaseoso como subproducto. ¿Cuántas moles de hidrógeno se desprenden al reaccionar 10.5 moles de aluminio con exceso de HCl acuoso?

$$Al_{(s)} + HCl_{(ac)} \longrightarrow AlCl_{3(ac)} + H_{2(g)}$$

2. ¿Cuántas moles de agua se obtienen al reaccionar 10 moles de hidrógeno gaseoso (H_2) y 10 moles de oxígeno gaseoso (O_2)?

$$H_{2(g)} + O_{2\,(g)} \longrightarrow H_2O_{(l)}$$

3. La lluvia ácida se produce principalmente por la formación de dióxido de azufre durante la combustión de derivados del petróleo con un alto contenido en azufre. El dióxido de azufre acumulado en las capas bajas de la atmósfera reacciona con el oxígeno del aire y el agua produciendo ácido sulfúrico. *a)* ¿Cuántos moles de ácido sulfúrico pueden producirse a partir de 2.51 moles de dióxido de azufre? *b)* ¿Cuántos moles de agua se necesitan para reaccionar con los 2.51 moles de dióxido de azufre?

4. La obtención de cloro gaseoso (Cl_2) se puede llevar a cabo en el laboratorio por reacción del óxido de manganeso IV en polvo (MnO_2) con ácido clorhídrico (HCI), formándose también cloruro de manganeso II ($MnCI_2$) y agua. Calcula la cantidad de reactivos (en moles) necesarios para producir 9.53 moles de gas cloro.

5. Cuando se quema una muestra de alcohol que contiene 3.8 moles de alcohol isopropílico, *a)* ¿Cuántos moles de O_2 se necesitan para la combustión? *b)* ¿Cuántos moles de agua se producen?

ESTEQUIOMETRÍA VOLUMEN-VOLUMEN

Una de las características que se identifican en la estequiometría volumen-volumen, es que *todas las sustancias son gases*. En este caso se aplican los mismos principios que se aplicaron en los problemas mol-mol, con la excepción de que ahora se utilizan volúmenes en lugar de moles. Cabe señalar la importancia de establecer las mismas condiciones de temperatura y presión en los gases involucrados, pues el volumen que ocupa un gas es afectado por los cambios en estas variables.

Los pasos para resolver este tipo de problemas son:

Paso 1. Lee cuidadosamente el problema.

Paso 2. Representa el fenómeno químico presentado mediante el uso de una ecuación química. (Asegúrate de balancear la ecuación química.)

Paso 3. Identifica y ordena los datos conocidos que te permitirán dar paso a la resolución del problema. Destaca o subraya en la ecuación química las sustancias relacionadas con esos datos.

Paso 4. Identifica lo que se necesita determinar, es decir, la problemática planteada en el enunciado. Destaca o subraya en la ecuación química las sustancias relacionadas con lo que no se conoce.

Paso 5. Determina las razones molares entre las sustancias subrayadas, pero ahora en lugar de moles, escribe litros.

Paso 6. Utiliza las razones estequiométricas para hacer los cálculos necesarios con unidades. Parte siempre de lo que se conoce.

Paso 7. Analiza tu resultado y sus unidades, pregúntate si es razonable o no. En caso de que tu resultado sea irrazonable, revisa tus cálculos.

Ejemplo 1

El amoniaco puede fabricarse directamente a partir de sus elementos en el proceso de Haber-Bosch:

$$N_{2(g)} + H_{2(g)} \rightarrow NH_{3(g)}$$

¿Qué volumen de hidrógeno se combinará con 9.5 L de nitrógeno para formar amoniaco? ¿Qué volumen de amoniaco se producirá? Considera que todos los gases se encuentran a la misma T y P.

Paso 1. Lee el problema con atención.

Paso 2. Balancea la ecuación química:

$$N_{2(g)} + 3\,H_{2(g)} \rightarrow 2\,NH_{3(g)}$$

Pasos 3 y 4:

¿Qué es lo que se conoce?	¿Qué no se conoce y se necesita conocer?
Por la ecuación química balanceada, se sabe que reaccionan: 1 mol de N_2 y 3 moles de H_2 para producir 2 moles de NH_3 Y por los datos del problema, se sabe que se disponen de 9.5 litros de nitrógeno.	Los litros de H_2 que se necesitan para reaccionar con los 9.5 litros de N_2. Los litros de NH_3 que se producirán al reaccionar los 9.5 litros de N_2.

Paso 5. Las razones molares útiles entre las sustancias resaltadas son, según la ecuación balanceada y considerando la hipótesis de Avogadro, ya que los gases se encuentran a la misma T y P, el volumen es proporcional a número de moles:

$$\left[\frac{1\,L\ N_2}{3\,L\ H_2}\right] \text{ y su recíproco } \left[\frac{3\,L\ H_2}{1\,L\ N_2}\right]$$

$$\left[\frac{1\,L\ N_2}{2\,L\ NH_3}\right] \text{ y su recíproco } \left[\frac{2\,L\ NH_3}{1\,L\ N_2}\right]$$

Paso 6. Cálculos estequiométricos, partiendo de lo que se conoce (los 9.5 L de nitrógeno).

Para saber el volumen de hidrógeno, empleamos la razón estequiométrica conveniente:

$$V_{H_2} = 9.5\ L\ de\ N_2 \left[\frac{3\ L\ H_2}{1\ L\ N_2} \right] = 28.5\ L\ de\ H_2$$

Para saber el volumen de amoniaco, empleamos la razón estequiométrica conveniente:

$$V_{NH_3} = 9.5\ L\ de\ N_2 \left[\frac{2\ L\ NH_3}{1\ L\ N_2} \right] = 19\ L\ de\ NH_3$$

Paso 7. Puedes tabular tus resultados para visualizarlos y analizarlos mejor:

	Nitrógeno gaseoso	+	Hidrógeno gaseoso	→	Amoniaco gaseoso
	N_2	+	$3\ H_2$	→	$2\ NH_3$
Volumen que se quiere hacer reaccionar	9.5 litros	+		→	
Volumen que se requiere para reaccionar		+	28.5 litros	→	
Volumen que se produce					19 litros

Ejemplo 2

Calcula el volumen de oxígeno en litros para la combustión completa de 3.72 L de propano. Considera que todos los volúmenes de las sustancias están medidos a 350°C y una atmósfera de presión.

Paso 1. Lee el problema con atención.

Paso 2. Escribe la ecuación química balanceada:

$$C_3H_{8(g)} + 5\ O_{2(g)} \rightarrow 3\ CO_{2(g)} + 4\ H_2O_{(g)}$$

Pasos 3 y 4:

¿Qué es lo que se conoce?	¿Qué no se conoce y se necesita conocer?
Por la ecuación química balanceada, se sabe que reaccionan: 1 mol de C_3H_8 y 5 moles de O_2 para producir 3 moles de CO_2 y 4 moles de H_2O Y por los datos del problema, se sabe que se quieren quemar 3.72 litros de propano.	Los litros de O_2 que se necesitan para reaccionar con los 3.72 litros de C_3H_8.

Paso 5. Las razones molares útiles entre las sustancias resaltadas, según la ecuación balanceada y considerando la hipótesis de Avogadro, ya que los gases se encuentran a la misma T y P y por tanto el volumen es proporcional a número de moles, son:

$$\left[\frac{1\,L\ \ C_3H_8}{5\,L\ \ O_2}\right] \quad \text{y su recíproco} \quad \left[\frac{5\,L\ \ O_2}{1\,L\ \ C_3H_8}\right]$$

Paso 6. Cálculos estequiométricos, partiendo de lo que se conoce (los 3.72 L de propano). Para saber el volumen de oxígeno, empleamos la razón estequiométrica conveniente:

$$V_{O_2} = 3.72\,L\ de\ \cancel{C_3H_8}\left[\frac{5\,L\ \ O_2}{1\,L\ \ \cancel{C_3H_8}}\right] = 18.6\,L\ de\ O_2$$

Paso 7. Puedes tabular tus resultados para visualizarlos y analizarlos mejor:

	Propano	+	Oxígeno gaseoso	→	Dióxido de carbono	+	Agua
	C_3H_8	+	$5\ O_2$	→	$3\ CO_2$	+	$4\ H_2O$
Volumen que se quiere hacer reaccionar	3.72 litros	+		→			
Volumen que se requiere para reaccionar		+	18.6 litros	→			

Ejemplo 3 (caso especial de uso de volumen molar).

¿Cuántos gramos de zinc deben disolverse en ácido sulfúrico para obtener 4 L de hidrógeno en condiciones TPE?

$$Zn_{(s)} + H_2SO_{4(g)} \rightarrow ZnSO_{4(s)} + H_{2\,(g)}$$

Paso 1. Lee el problema con atención.

Este problema técnicamente no es de volumen-volumen, pero sí demanda la aplicación del concepto de volumen molar estándar, el cual indica que 1 mol de gas en condiciones de Temperatura y Presión Estándar (TPE), es decir, a 0°C y 1 atmósfera de presión, se comporta como gas ideal ocupando un volumen de 22.4 L. Considerando esto, podemos hacer fácilmente una conversión de volumen a moles de hidrógeno.

Paso 2. La ecuación ya está balanceada,

Pasos 3 y 4:

¿Qué es lo que se conoce?	¿Qué no se conoce y se necesita conocer?
Por la ecuación química balanceada, se sabe que reaccionan: 1 mol de Zn y 1 mol de H_2SO_4 para producir 1 mol de $ZnSO_4$ y 1 mol de H_2 Y por los datos del problema se sabe que se quieren producir 4 litros de hidrógeno.	La masa de zinc necesaria para producir los 4 litros de H_2.

Paso 5. Las razones molares útiles entre las sustancias resaltadas, según la ecuación balanceada, son:

$$\left[\frac{1\ mol\ Zn}{1\ mol\ H_2}\right] \text{ y su recíproco } \left[\frac{1\ mol\ H_2}{1\ mol\ Zn}\right]$$

Paso 6. Cálculos estequiométricos partiendo de que se conoce el volumen de hidrógeno, podemos convertir los 4 litros a moles, gracias al volumen molar estándar:

$$n_{H_2} = 4\ L\ de\ H_2 \left[\frac{1\ mol\ H_2}{22.4\ L\ H_2}\right] = 0.178\ mol\ de\ H_2$$

Para saber la masa de Zinc, primero calculamos la cantidad en moles empleando la razón estequiométrica conveniente, partiendo de lo que se conoce (mol de H_2):

$$n_{Zn} = 0.178\ \cancel{mol\ de\ H_2} \left[\frac{1\ mol\ Zn}{1\ \cancel{mol\ H_2}} \right] = 0.178\ mol\ de\ Zn$$

luego convertimos los moles de zinc a masa (MM_{Zn}=65.38 x 1 = 65.38 g/mol):

$$m_{Zn} = 0.178\ \cancel{mol\ de\ Zn} \left[\frac{65.38\ g\ Zn}{1\ \cancel{mol\ Zn}} \right] = 11.63\ g\ Zn$$

Paso 7. Puedes tabular tus resultados para visualizarlos y analizarlos mejor:

	Zinc	+	Ácido sulfúrico	→	Sulfato de zinc	+	Hidrógeno gaseoso
	Zn	+	H_2SO_4	→	$ZnSO_4$	+	H_2
Volumen que se quiere obtener		+		→		+	4 litros
Cantidad de sustancia que se quiere obtener		+		→		+	0.178 mol
Cantidad de sustancia que debe reaccionar	0.178 mol	+		→		+	
Masa que debe reaccionar	11.63 gramos	+		→		+	

Ejercicios de estequiometría volumen-volumen

1. Se queman 4.5 litros de butano con oxígeno produciéndose dióxido de carbono y agua. Calcula el volumen de dióxido de carbono que se desprende y de oxígeno consumido a TPE.

2. El monóxido de nitrógeno reacciona con oxígeno formando dióxido de nitrógeno. Si se mezclan un volumen de 340 mL de NO con suficiente oxígeno: *a)* ¿Cuál es el volumen de NO_2 producido? *b)* ¿Qué volumen de oxígeno se consumirá en esta reacción? (considera que todos los gases están a la misma T y P).

3. El gas trifluoruro de nitrógeno reacciona con vapor de agua para producir los gases HF, NO y NO_2. ¿Cuáles son los volúmenes de los productos obtenidos si reaccionan 7.3 L de trifluoruro de nitrógeno con vapor suficiente? Asumir presión y temperatura constantes durante la reacción.

4. Se tiene una disolución de HCl suficientemente concentrada, y se echa en ella un trozo de hierro de 5 g, el cual reacciona formando cloruro de hierro (III) y gas hidrógeno. ¿Qué volumen de H_2 se desprende? Considera que el gas está en condiciones TPE.

5. El sulfuro de hidrógeno es responsable del olor a huevos podridos. Cuando reacciona con oxígeno, se produce el gas dióxido de azufre y vapor de agua. Calcula el volumen en litros de H_2S para producir 450 mL de SO_2. Asumir presión y temperatura constantes durante la reacción.

ESTEQUIOMETRÍA MASA-MASA

Los cálculos estequiométricos están basados en las relaciones fijas que existen entre las especies involucradas en las reacciones químicas. Estas relaciones pueden obtenerse por medio de los índices numéricos que aparecen en las fórmulas y los coeficientes de las reacciones balanceadas.

Los átomos tienen masa, por tanto, las ecuaciones químicas cumplen con la Ley de la conservación de la materia al existir el mismo número de átomos de cada elemento en ambos lados de la ecuación. En este caso se dice que la reacción está ajustada o balanceada.

El principal objetivo al balancear una ecuación química, es que ésta esté de acuerdo con la ley de conservación de la masa, es decir, que exista el mismo número de átomos de cada elemento en ambos lados de la ecuación. Por ejemplo, si tenemos la siguiente ecuación de síntesis del ácido fluorhídrico:

Podemos observar:

$$H_{2(g)} + F_{2(g)} \longrightarrow HF_{(g)}$$

En una ecuación química debe haber el mismo número de átomos de cada elemento a ambos lados de la flecha. En este caso no es así, por lo que es necesario balancear la ecuación. Para esto debemos agregar un 2 a la molécula de ácido fluorhídrico. Entonces podemos decir que la ecuación está balanceada.

$$\begin{array}{ccccc} H_{2(g)} & + & F_{2(g)} & \longrightarrow & 2\,HF_{(g)} \\ \downarrow & & \downarrow & & \downarrow \\ 2\,H & & 2F & = & 2H \quad 2F \end{array}$$

Una vez balanceada la ecuación se puede interpretar de varias maneras, como una expresión cuantitativa en masa o como número de partículas participantes en la reacción:

	$H_{2(g)}$ +	$F_{2(g)}$ $\longrightarrow$	$2\,HF_{(g)}$
Masa:	2 uma	38 uma	40 uma
Moléculas:	1	1	2

Si en lugar de unidades de masa atómica (uma), utilizáramos gramos, quedaría:

$$H_{2(g)} + F_{2(g)} \longrightarrow 2\ HF_{(g)}$$

2g 38 g 40 g

Como la masa fórmula expresada en gramos de cualquier sustancia tiene el mismo número de partículas, también se puede utilizar el concepto de mol para establecer relaciones estequiométricas. Entonces tendríamos:

$$H_{2(g)} + F_{2(g)} \longrightarrow 2\ HF_{(g)}$$

Moles: 1 mol 1 mol 2 moles

En todas las expresiones presentadas se establecen relaciones de combinación, en masa, en moles o en partículas. Todos estos conceptos son equivalentes.

Para balancear una ecuación es necesario modificar los coeficientes.

Cálculos con masas. Para determinar la masa de un reactivo o producto, conociendo la masa de otro, hay que tomar en cuenta la relación molar entre ambas sustancias, lo cual, como vimos, puede determinarse a partir de la ecuación balanceada.

En los problemas de estequiometría masa-masa, las cantidades que se conocen y las que se preguntan están en unidades de masa. Un método para resolver problemas de estequiometría sería:

Pasos a seguir:

Paso 1. Lee cuidadosamente el problema.

Paso 2. Escribe la representación del fenómeno por medio de una ecuación química. Si ya está dada, sólo balancea.

Paso 3. Identifica lo que se conoce, es decir, los datos que dan para resolver el problema. Destaca o subraya en la ecuación química las sustancias relacionadas con esos datos.

Paso 4. Identifica lo que se necesita determinar, es decir, lo que se pregunta en el problema. Destaca o subraya en la ecuación química las sustancias relacionadas con lo que no se conoce.

Paso 5. Determina las razones molares entre las sustancias subrayadas.

Paso 6. Utiliza las razones molares para hacer los cálculos estequiométricos necesarios con unidades. Parte siempre de lo que se conoce.

Paso 7. Siempre analiza tu resultado y sus unidades, pregúntate si es razonable o no. Cuando el resultado no sea razonable, revisa tus cálculos.

Ejemplo 1

Para obtener cobre se hacen reaccionar el óxido de cobre (II) con carbono en caliente, obteniéndose además bióxido de carbono. ¿Qué cantidad de cobre se obtiene si se hacen reaccionar 950 g de óxido de cobre (II)?

Paso 1. Lee el problema con atención.

Paso 2. Escribe y balancea la ecuación química:

$$2\ CuO + C \longrightarrow 2\ Cu + CO_2$$

Pasos 3 y 4

¿Qué es lo que se conoce?	¿Qué no se conoce y se necesita conocer?
Por la ecuación química balanceada, se sabe que: reaccionan 2 mol de CuO y 1 mol de C para producir 2 moles de Cu y 1 mol de CO_2. Y por los datos del problema se sabe que se hacen reaccionar 950 g de CuO.	La cantidad de Cu (en gramos) que se obtiene.

Paso 5. Las razones molares útiles entre las sustancias resaltadas son, según la ecuación balanceada:

$$\left[\frac{2\ mol\ \ CuO}{2\ mol\ \ Cu}\right] \quad \text{y su recíproco} \quad \left[\frac{2\ mol\ \ Cu}{2\ mol\ \ CuO}\right]$$

Se escribe un factor que relacione las masas fórmula de las dos sustancias implicadas en el problema.

$$\left[\frac{159\ g\ de\ \ CuO}{127\ g\ de\ Cu}\right] \quad \text{y} \quad \left[\frac{127\ g\ de\ Cu}{159\ g\ de\ \ CuO}\right]$$

Paso 6. Partiendo de lo que conocemos, empleamos la razón molar conveniente, para calcular lo que se solicita.

$$950\ g\ \cancel{CuO}\left[\frac{127\ g\ de\ Cu}{159\ g\ de\ \cancel{CuO}}\right] = 758.80\ g\ Cu$$

Paso 7. Siempre analiza tu resultado y sus unidades. Puedes tabular tus resultados para visualizarlos y analizarlos mejor. Cuando el resultado no sea razonable, revisa tus cálculos.

	Óxido de cobre (II)	+	Carbono	⟶	Cobre	+	Bióxido de carbono
	2 CuO	+	C	⟶	2 Cu	+	CO_2
Cantidad de sustancia que se quiere hacer reaccionar	950 g	+		⟶		+	
Cantidad de sustancia que se produce.		+		⟶	758.80 g	+	

Ejemplo 2

El monóxido de carbono reacciona con el óxido de hierro (III) en caliente para producir hierro metálico y bióxido de carbono. ¿Si se quieren producir 1000 g de hierro, qué cantidad de óxido de hierro (III) se necesita?

Paso 1. Lee el problema con atención.

Paso 2. Escribe y balancea la ecuación química:

$$Fe_2O_3 + 3\ CO \longrightarrow 2\ Fe + 3\ CO_2$$

Pasos 3 y 4

¿Qué es lo que se conoce?	¿Qué no se conoce y se necesita conocer?
Por la ecuación química balanceada, se sabe que reaccionan: 1 mol de Fe_2O_3 y 3 moles de CO para producir 2 moles de Fe y 3 moles de CO_2. Y por los datos del problema se sabe que se quieren producir 1000g de Fe.	La cantidad de Fe_2O_3 necesaria para producir 1000g de Fe.

Paso 5. Las razones molares útiles entre las sustancias resaltadas son, según la ecuación balanceada:

$$\left[\frac{1\ mol\ \ Fe_2O_3}{2\ mol\ \ Fe}\right] \text{ y su recíproco } \left[\frac{2\ mol\ \ Fe}{1\ mol\ \ Fe_2O_3}\right]$$

Se escribe un factor que relacione las masas fórmula de las dos sustancias implicadas en el problema.

$$\left[\frac{160\ g\ de\ Fe_2O_3}{111.7\ g\ de\ Fe}\right] \text{ y su recíproco } \left[\frac{111.7\ g\ de\ Fe}{160\ g\ de\ Fe_2O_3}\right]$$

Paso 6. Partiendo de lo que conocemos, empleamos la razón molar conveniente, para calcular lo que se solicita.

$$1000\ \cancel{g\ Fe}\left[\frac{160\ g\ de\ Fe_2O_3}{111.7\ \cancel{g\ de\ Fe}}\right] = 1432.40\ \text{g de } Fe_2O_3$$

Paso 7. Siempre analiza tu resultado y sus unidades. Puedes tabular tus resultados para visualizarlos y analizarlos mejor. Cuando el resultado no sea razonable, revisa tus cálculos.

	Óxido de cobre (III)	+	Monóxido de carbono	→	Hierro	+	Bióxido de carbono
	Fe_2O_3	+	3 CO	→	2 Fe	+	3 CO_2
Cantidad de sustancia que se quiere obtener		+		→	1000g	+	
Cantidad de sustancia que se necesita	1432.40 g	+		→		+	

Ejemplo 3

El nitrato de potasio es un fertilizante que se obtiene al hacer reaccionar el cloruro de potasio con ácido nítrico, obteniéndose además cloro, dióxido de nitrógeno y agua. ¿Cuántos gramos de nitrato de potasio se obtendrán a partir de 500 g de cloruro de potasio?

Paso 1. Lee el problema con atención.

Paso 2. Escribe y balancea la ecuación química:

$$2\ KCl + 4\ HNO_3 \longrightarrow 2\ KNO_3 + Cl_2 + 2\ NO_2 + 2\ H_2O$$

Pasos 3 y 4

¿Qué es lo que se conoce?	¿Qué no se conoce y se necesita conocer?
Por la ecuación química balanceada, se sabe que: reaccionan 2 moles de KCl y 4 moles de HNO_3 para producir 2 moles de KNO_3, 1 mol de Cl_2, 2 moles de NO_2 y 2 moles de H_2O. Y por los datos del problema se sabe que se hacen reaccionar 500 g de KCl.	La cantidad de KNO_3 que se obtiene.

Paso 5. Las razones molares útiles entre las sustancias resaltadas son, según la ecuación balanceada:

$$\left[\frac{2\ mol\ KCl}{2\ mol\ KNO_3}\right] \quad \text{y su recíproco} \quad \left[\frac{2\ mol\ KNO_3}{2\ mol\ KCl}\right]$$

Se escribe un factor que relacione las masas fórmula de las dos sustancias implicadas en el problema.

$$\left[\frac{148\ g\ de\ KCl}{202\ g\ de\ KNO_3}\right] \quad \text{y} \quad \left[\frac{202\ g\ de\ KNO_3}{148\ g\ de\ KCl}\right]$$

Paso 6. Partiendo de lo que conocemos, empleamos la razón molar conveniente, para calcular lo que se solicita.

$$500\ g\ \cancel{KCl}\left[\frac{202\ g\ de\ KNO_3}{148\ \cancel{g\ de\ KCl}}\right] = 682.43\ g\ de\ KNO_3$$

Paso 7. Analiza tu resultado y sus unidades. Puedes tabular tus resultados para visualizarlos y analizarlos mejor. Cuando el resultado no sea razonable, revisa tus cálculos.

$$2\ KCl + 4\ HNO_3 \rightarrow 2\ KNO_3 + Cl_2 + 2\ NO_2 + 2H_2O$$

	Cloruro de potasio		Ácido nítrico	→	Nitrato de potasio	+	Cloro	+	Dióxido de nitrógeno	+	Agua
	KCl	+	HNO_3	→	KNO_3	+	Cl_2	+	NO_2	+	H_2O
Masa de sustancia que reacciona	500 g	+		→		+		+		+	
Masa de sustancia que se obtiene		+		→	682.43 g	+		+		+	

Ejercicios de estequiometría masa-masa

1. El hierro metálico reacciona con oxígeno formando óxido de hierro (III). Si un clavo común de hierro (suponer que es hierro puro) tiene una masa de 1.96 g, ¿qué masa en gramos de Fe_2O_3 se producirá si el clavo se transforma totalmente en óxido?

2. El gas butano se comprime para usarse como combustible líquido en encendedores. Supón que un encendedor contiene 5.5 mL de butano líquido (ρ = 0.579 g/mL), ¿cuántos gramos de oxígeno se necesitan para quemar completamente el butano?

3. El dióxido de azufre, un contaminante que se produce al quemar carbón y petróleo en plantas de energía, puede retirarse haciéndolo reaccionar con carbonato de calcio:

$$2\ SO_{2(g)} + 2\ CaCO_{3()} + O_{2(g)} \rightarrow 2\ CaSO_{4(s)} + 2\ CO_{2g)}$$

¿Qué masa de carbonato de calcio se necesita para retirar 233 g de dióxido de azufre?

4. Cuando el estaño se pone en contacto con el oxígeno del aire, se forma óxido de estaño (IV)

$$Sn_{(s)} + O_{2(g)} \rightarrow SnO_{2(s)}$$

Una pieza de lámina de estaño de 5 cm x 20 cm x 0.5 mm (ρ = 7.28 g/cm^3) se expuso al oxígeno. Suponiendo que toda la lámina reaccionó, ¿cuál es la masa de la lámina oxidada?

5. La formación de cloruro de plata insoluble en agua es útil para el análisis de sustancias que contienen cloruro, según la siguiente ecuación:

$$BaCl_{2(ac)} + AgNO_{3(ac)} \rightarrow AgCl_{(s)} + Ba(NO_3)_{2(ac)}$$

Calcula la masa en gramos de AgCl que se produce al reaccionar 0.1 g de $BaCl_2$

ESTEQUIOMETRÍA MOL-MASA

A veces nos encontramos con problemas o situaciones en donde las cantidades conocidas están dadas en moles pero se necesita calcular la cantidad requerida en unidades de masa, es decir, gramos, kilogramos, toneladas, etcétera.

Los pasos para resolver este tipo de problemas son:

Paso 1. Leer muy bien el problema.

Paso 2. Escribir la representación del cambio o fenómeno por medio de una ecuación química. Si ya está dada, asegurarse que esté balanceada.

Paso 3. Identificar lo que ya se conoce, es decir, los datos que se dan en el problema para resolverlo. Conviene destacar o señalar en la ecuación química las sustancias relacionadas con esos datos.

Paso 4. Reconocer lo que se necesita determinar, es decir, lo que se pregunta en el problema y en qué unidades se requiere. Conviene destacar o señalar en la ecuación química las sustancias relacionadas.

Paso 5. De las sustancias señaladas, identificar aquellas de las que haya que hacer conversiones a mol, ya sea porque estén dadas en masa o se soliciten sus resultados en masa. Calcular las masas molares de las sustancias identificadas.

Paso 6. Determinar las razones molares entre las sustancias señaladas.

Paso 7. Utilizar las masas y las razones molares para hacer los cálculos estequiométricos necesarios. Partir siempre de lo que se conoce y no olvidar anotar las unidades.

Paso 8. Analizar siempre el resultado y sus unidades, cuestionarse si es razonable o no. Cuando el resultado sea descabellado, revisar los cálculos.

Ejemplo 1 (mol → masa).

El cobre es un metal que se emplea para hacer tuberías, alambres, monedas, artesanías, entre otros. Se obtiene de minerales de sulfuro como la calcocita o sulfuro de cobre (I) mediante un proceso de múltiples etapas. Después de la molienda inicial, el siguiente paso es tostar el mineral tratándolo con aire muy caliente para que reaccione con el oxígeno gaseoso, formando polvo de óxido de cobre (I) y dióxido de azufre gaseoso.

¿Cuántos gramos de dióxido de azufre se forman cuando se tuestan 20 moles de sulfuro de cobre (I)?

Paso 1. Lee el problema con atención.

Paso 2. Escribe y balancea la ecuación química:

$$2\ Cu_2S_{(s)} + 3\ O_{2(g)} \rightarrow 2\ Cu_2O_{(s)} + 2\ SO_{2(g)}$$

Pasos 3 y 4:

¿Qué es lo que se conoce?	¿Qué no se conoce y se necesita conocer?
Por la ecuación química balanceada, se sabe que: Reaccionan 2 moles de Cu_2S y 3 moles de oxígeno… …para producir 2 moles de Cu_2O y dos moles de SO_2. Y por los datos del problema se sabe que se tostaron 20 moles de Cu_2S	La masa en g de SO_2 que se produce al tostar 20 moles de Cu_2S.

Paso 5. Cálculo de masas molares de las sustancias resaltadas en paso 4 y que haya que convertir a mol

SO_2
S = 32.06 uma x 1 = 32.06 uma
O = 15.999 uma x 2 = 31.998 uma

Total = 64.058 uma
MM = 64.058 g/mol

Paso 6. Las razones molares útiles entre las sustancias resaltadas son, según la ecuación balanceada:

$$\left[\frac{2\ mol\ \ Cu_2S}{2\ mol\ \ SO_2}\right] \quad \text{y su recíproco} \quad \left[\frac{2\ mol\ \ SO_2}{2\ mol\ \ Cu_2S}\right]$$

Paso 7. Partimos de lo que conocemos y empleamos la razón molar conveniente, para calcular lo que se solicita. Obtenemos primero los moles producidos de SO_2:

$$n_{SO_2} = 20 \text{ moles de } \cancel{Cu_2S}\left[\frac{2\ moles\ SO_2}{2\ moles\ \cancel{Cu_2S}}\right] = 20\ moles\ de\ SO_2$$

luego hacemos la conversión a masa:

$$m_{SO_2} = 20\ moles\ de\ \cancel{SO_2}\left[\frac{64.058\ g\ SO_2}{1\ mol\ \cancel{SO_2}}\right] = 1\ 281.16\ g\ de\ SO_2$$

Paso 8. Puedes tabular tus resultados para visualizarlos y analizarlos mejor:

	Sulfuro de cobre (I)	+	Oxígeno	→	Óxido de cobre (I)	+	Dióxido de azufre
	$2\ Cu_2S$	+	$3\ O_2$	→	$2\ Cu_2O$	+	$2\ SO_2$
Cantidad de sustancia que reacciona	20 moles	+		→		+	
Cantidad de sustancia que se produce		+		→		+	10 moles
Masa que se produce		+		→		+	1281.16 g

Ejemplo 2 (mol → masa).

Una forma de producir lo que se conoce coloquialmente como "gas de agua" o "gas de síntesis" y que consiste en una mezcla de monóxido de carbono e hidrógeno, es haciendo pasar vapor de agua sobre carbón incandescente.

Determina el número de moles de vapor de agua que se deben pasar sobre carbón incandescente para producir 250 gramos de monóxido de carbono.

Paso 1. Lee el problema con atención.

Paso 2. Escribe y balancea la ecuación química:

$$C_{(s)} + H_2O_{(g)} \rightarrow CO_{(g)} + H_{2(g)}$$

Pasos 3 y 4:

¿Qué es lo que se conoce?	¿Qué no se conoce y se necesita conocer?
Por la ecuación química balanceada, se sabe que: Reaccionan 1 mol de carbón y 1 mol de H_2O… … para producir 1 mol de CO y 1 mol de H_2. Y por los datos del problema se sabe que se quieren producir 250 g de CO.	El número de moles de H_2O necesarios para producir 250 g de CO.

Paso 5. Cálculo de masas molares de las sustancias resaltadas en paso 4 y que haya que convertir a mol.

CO
C = 12.011 uma x 1 = 12.011 uma
O = 15.999 uma x 1 = 15.999 uma

Total = 28.01 uma
MM = 28.01 g/mol

Paso 6. Las razones molares útiles entre las sustancias resaltadas son, según la ecuación balanceada:

$$\left[\frac{1\ mol\ \ H_2\ o}{1\ mol\ \ CO}\right] \text{ y su recíproco } \left[\frac{1\ mol\ \ CO}{1\ mol\ \ H_2\ O}\right]$$

Paso 7. Partimos de lo que conocemos y empleamos la razón molar conveniente, para calcular lo que se solicita. Hacemos primero la conversión a mol de la masa de CO:

$$250\ \cancel{g\ CO}\left[\frac{1\ mol\ CO}{28.01\ \cancel{g\ CO}}\right] = 8.925\ moles\ CO$$

luego obtenemos los moles de agua necesarios:

$$n_{H_2O} = 8.925\ \cancel{moles\ de\ CO}\left[\frac{1\ mol\ H_2O}{1\ \cancel{mol\ CO}}\right] = 8.925\ moles\ de\ H_2O$$

Paso 8. Puedes tabular tus resultados para visualizarlos y analizarlos mejor:

	Carbón	+	Agua	→	Monóxido de carbono	+	Hidrógeno
	C	+	H_2O	→	CO	+	H_2
Masa que se quiere producir		+		→	250 g	+	
Cantidad de sustancia que se quiere producir		+		→	8.925 moles	+	
Cantidad de sustancia que se requiere		+	8.925 moles	→		+	

¿Los resultados parecen razonables?

Ejemplo 3 (mol → masa).

El óxido de hierro (III) reacciona con coque (carbón) en un alto horno para producir monóxido de carbono y hierro fundido. ¿Cuántas moles de hierro se pueden producir a partir de 50 kg de óxido de hierro (III) puro y C suficiente?

Paso 1. Lee el problema con atención.

Paso 2. Escribe y balancea la ecuación química:

$$Fe_2O_{3(s)} + 3\ C_{(s)} \rightarrow 2\ Fe_{(s)} + 3\ CO_{(g)}$$

Pasos 3 y 4:

¿Qué es lo que se conoce?	¿Qué no se conoce y se necesita conocer?
Por la ecuación química balanceada, se sabe que: Reaccionan 1 mol de Fe_2O_3 con 3 moles de C… …para producir 2 moles de Fe y 3 moles de CO. Y por los datos del problema se sabe que se cuentan con 50 Kg de Fe_2O_3.	El número de moles de Fe producidos al reaccionar 50 kg de Fe_2O_3.

Paso 5. Cálculo de masas molares de las sustancias resaltadas en paso 4 y que haya que convertir a mol.

Fe_2O_3

Fe = 55.845 uma x 2 = 111.69 uma

O = 15.999 uma x 3 = 47.997 uma

Total = 159.687 uma

MM = 159.687 g/mol

Paso 6. Las razones molares útiles entre las sustancias resaltadas son, según la ecuación balanceada:

$$\left[\frac{1\ mol\ Fe_2O_3}{2\ mol\ Fe}\right] \text{ y su recíproco } \left[\frac{2\ mol\ Fe}{1\ mol\ Fe_2O_3}\right]$$

Paso 7. Hacemos primero la conversión a mol de la masa de Fe_2O_3:

$$50\ Kg\ Fe_2O_3 \left[\frac{1000\ g\ Fe_2O_3}{1\ Kg\ Fe_2O_3}\right]\left[\frac{1\ mol\ Fe_2O_3}{159.687\ g\ Fe_2O_3}\right] = 313.11\ moles\ Fe_2O_3$$

Luego, partiendo de lo que se conoce (masa de Fe_2O_3, ya convertida a moles) y empleando la razón molar conveniente para calcular lo que se solicita, obtenemos los moles de hierro que se obtienen:

$$n_{Fe} = 313.11 \text{ moles de } Fe_2O_3 \left[\frac{2 \text{ mol } Fe}{1 \text{ mol } Fe_2O_3} \right] = 626.22 \text{ moles de } Fe$$

Paso 8. Puedes tabular tus resultados para visualizarlos y analizarlos mejor:

	Óxido de hierro (III)	+	Carbono	→	Hierro	+	Monóxido de carbono
	Fe_2O_3	+	3 C	→	2 Fe	+	3 CO
Masa de sustancia que reacciona	50 000 g	+		→		+	
Cantidad de sustancia que reacciona	313.11 moles	+		→		+	
Cantidad de sustancia que se produce		+		→	626.22 moles	+	

¿Los resultados parecen razonables?

Ejercicios de estequiometría mol-masa

1. La reacción termita es una reacción aluminotérmica que se empleó para soldar tramos de vías de ferrocarril. La termita es una mezcla de óxido de hierro (III) y aluminio en polvo, que experimenta una reacción exotérmica espectacular al producir óxido de aluminio sólido y hierro fundido.

a) ¿Cuántos gramos de hierro se forman cuando reaccionan 2.5 moles de aluminio?
b) ¿Cuántos moles de óxido de hierro (III) se requieren para producir 125 g de hierro fundido?

2. El gas cianógeno C_2N_2, se ha observado en la atmósfera de Titán, el mayor de los satélites del planeta Saturno, y en nubes de polvo interestelar. Aquí en la Tierra se emplea en la elaboración de otras sustancias químicas, como gas de soldadura, fumigante y propulsor de cohetes,además, puede reaccionar con gas flúor de acuerdo con la siguiente ecuación:

$$C_2N_2(g) + 7\,F_2 \rightarrow 2\,CF_4 + 2\,NF_3$$

a) ¿Cuántas moles de tetrafluoruro de carbono se obtienen a partir de 86 g de cianógeno?
b) ¿Cuántos gramos de cianógeno se requieren para producir 1.5 mol de trifluoruro de nitrógeno?

3. Una forma de reducir el óxido de nitrógeno (II), un gas contaminante, de las emisiones gaseosas industriales, es hacerlo reaccionar con amoniaco, de acuerdo con la siguiente ecuación:

$$NH_3(g) + NO(g) \rightarrow N_2(g) + H_2O(l)$$

Calcula:
a) La masa de agua producida a partir de 1.38 mol de amoniaco.
b) Los moles requeridos de amoniaco para reaccionar con 155 g de NO.

4. La obtención de cloro gaseoso (Cl_2) se puede llevar a cabo en el laboratorio por reacción del óxido de manganeso IV en polvo (MnO_2) con ácido clorhídrico (HCI), formándose también cloruro de manganeso II ($MnCI_2$) y agua.

Calcula:

a) La masa de cloro gas producida cuando reaccionan 2.81 moles de HCl.
b) El número de moles requeridos de HCl para producir 125 g de Cl_2.

5. La combustión de cloroetileno líquido (C_2H_3Cl), produce dióxido de carbono, vapor de agua y cloruro de hidrógeno gaseoso.

Calcula:

a) ¿Cuántos moles de oxígeno se requieren para reaccionar con 50 g de cloroetileno?
b) Si 2 moles de cloroetileno reaccionan con suficiente oxígeno, ¿cuántos gramos de HCl se producen?

REFERENCIAS

Acompa, L.R., Álvarez, M.U.., Delgado, C., Otero, M.G., Rentería, J., Robles, C., Rodríguez, A., Torres, F.M., Vázquez, S., Vega, M.L. (2019). *Programa de fortalecimiento a la calidad del egreso (PROFOCE): Estequiometría*. México: UNAM-CCH.

Chang, R. y Goldsby, K. (2017). *Química*. (12ª ed.). Perú: McGraw-Hill.

Garritz, A., Gasque, L., Martínez, A. (2005). *Química universitaria*. México: Pearson Educación.

Gutiérrez, M.E. y López, L. (2019). *Química 2.* (3ª ed.). México: Pearson.

IUPAC (2019*). Compendium of Chemical Terminology. Gold Book*. Recuperado en mayo de 2020 de https://goldbook.iupac.org/

Kotz, J.C., Treichel, P.M., Weaver, G.C. (2005). *Química y reactividad química*. (6ª ed.). México: CENGAGE Learning.

Masterton, W.L., Hurley, C.N. y Neth, E.J. (2012). Chemistry: principles and reactions. (7ª ed.). California: CENGAGE Learning.

Raviolo, A. y Lerzo, G. (2016). Enseñanza de la estequiometría: uso de analogías y comprensión conceptual. *Educación Química*, 27(3), 195-204.

Silberberg, M.S. y Amateis, P. (2015). *Chemistry: the molecular nature of matter and change*. (7ª ed.). New York: McGraw-Hill.

Whitten, K.W., Davis, R.E., Larry Peck, M., Stanley, G. (2015). *Química.* (10ª ed.). México: CENGAGE Learning.

LISTA DE ABREVIATURAS

°C = grados Celsius

g = gramo

Ka = constante de acidez

Kc = constante de equilibrio en función de las concentraciones molares

K_{eq} = constante de equilibrio

kg = kilogramo

Kp = constante de equilibrio en función de la presión

Kps = constante de equilibrio de solubilidad

L = litro

m = masa

M = molaridad o concentración molar

MM = masa molar

n = número de moles

N_A = número de Avogadro

P = presión

Qc = cociente de reacción

T = temperatura

TPE = temperatura y presión estándar

u. o uma = unidad de masa atómica

ρ = densidad

Fascículo tres

ESTEQUIOMETRÍA Y EQUILIBRIO QUÍMICO

PROGRAMA DE FORTALECIMIENTO PARA LA CALIDAD DEL EGRESO (PROFOCE)

ESTEQUIOMETRÍA

INFOCAB
PB 202220

Contenido

PRESENTACIÓN **84**

ESTEQUIOMETRÍA NO IDEAL **85**

REACTIVO LIMITANTE **85**

¿Cómo determinar el reactivo limitante? 88

Ejercicios de reactivo limitante 94

CONCENTRACIÓN DE DISOLUCIONES **95**

Concentración porcentual (%) 95

Pureza de reactivos y corrección de masa 96

Densidad de disoluciones 97

Ejercicios 99

Molaridad o concentración molar (M) 99

Ejercicios 101

ESTEQUIOMETRÍA DE REACCIONES EN DISOLUCIÓN ACUOSA **102**

Ejercicios 105

REFERENCIAS **107**

LISTA DE ABREVIATURAS **108**

ESTEQUIOMETRÍA NO IDEAL

PRESENTACIÓN

El Programa de Fortalecimiento para la Calidad del Egreso (PROFOCE) del Colegio de Ciencias y Humanidades está dirigido a las y los estudiantes que se encuentran en el término de su bachillerato; tiene el propósito de fortalecer los conocimientos y habilidades de las y los participantes. En un afán de contribuir a que, en su ingreso a las actividades académicas en licenciatura, éstas se logren de forma exitosa.

El PROFOCE es un programa que ofrece cursos de temáticas diversas relacionadas con algún área del conocimiento en particular. El grupo de trabajo, autor del presente documento, ha impartido el curso "Estequiometría", dirigido a las y los alumnos que están a punto de ingresar a alguna carrera relacionada con el área de las Ciencias Biológicas, Químicas y de la Salud o, inclusive, Ingeniería Química del área de las Ciencias Físico-Matemáticas.

Como resultado del trabajo realizado en los cursos impartidos, los autores reconocemos que es necesario mejorar las habilidades de resolución de problemas (sobre todo de índole cuantitativo) y fortalecer el nivel de conocimiento de ciertos temas de difícil comprensión incluidos en los programas de estudio, pero también profundizar en otros que no están contenidos en éstos, puesto que son necesarios para los alumnos que están a punto de ingresar a una carrera relacionada con las ciencias experimentales.

Así, preparamos cuatro fascículos que se enfocan a un tema particular, "Ajuste de ecuaciones", "Estequiometría ideal", "Estequiometría no ideal" y "Estequiometría y Equilibrio Químico", que son los títulos de cada uno. Los contenidos de estos fascículos también pueden apoyar a los estudiantes y profesores de los cursos de Química I, II o III que deseen adentrarse en estudios más específicos de la química, y no sólo a los egresados del CCH a punto de ingresar al nivel licenciatura.

La estructura del contenido de los fascículos inicia con la revisión de los fundamentos teóricos de los conceptos para reforzar aprendizajes declarativos, continúa con la revisión de ciertos algoritmos útiles en la resolución de problemas para,

finalmente, abordar la resolución de problemas cuantitativos de forma estratégica, facilitando el desarrollo de habilidades de razonamiento lógico-matemático, entre otras.

Este tercer fascículo profundiza en el aspecto cuantitativo de las reacciones químicas cuando se tienen condiciones de estequiometría en las cuales la reacción no es completa o "ideal", ya sea porque alguno de los reactivos está en menor proporción que el otro (reactivo limitante) o porque los reactivos involucrados se encuentran en forma de disolución, situaciones muy comunes en la vida práctica del laboratorio y que en este documento denominamos estequiometría no ideal.

Esperamos que el contenido presentado sea de utilidad a los alumnos y disfruten los ejercicios con sus profesores y sus compañeros. La única forma de aprender y progresar es en comunidad, ¡hagamos de esta comunidad la semilla de profesionistas exitosos!

ESTEQUIOMETRÍA NO IDEAL

Se tiene la condición de estequiometría no ideal cuando la reacción no es completa, ya sea porque alguno de los reactivos está en menor proporción que el otro (reactivo limitante) o porque los reactivos involucrados y las condiciones de reacción no tienden pronunciadamente al cambio (eficiencia y equilibrio químico).

REACTIVO LIMITANTE

En los problemas de estequiometría que hemos revisado hasta ahora, por lo general, se da la cantidad de uno de los reactivos y *se asume* que los otros reactivos se encuentran en cantidades suficientes o estequiométricas para que reaccionen completamente. En realidad, estando en el laboratorio, cuando llevamos a cabo reacciones químicas, no siempre esto es así: es común que alguno de los reactivos se encuentre en mayor o menor cantidad que la que se requiere, de acuerdo con la ecuación balanceada.

Considera la siguiente *analogía*: supón que un grupo de estudiantes está a punto de entrar a un laboratorio de química orgánica. De acuerdo con las reglas de seguridad, los estudiantes deben estar dentro del laboratorio con su equipo de protección personal:

estudiante + bata + gafas de seguridad + 2 guantes de nitrilo = estudiante de química en laboratorio

El grupo está conformado por 25 estudiantes y el laboratorio cuenta con el siguiente equipo: 25 batas de laboratorio, 30 gafas de seguridad y 44 guantes de nitrilo. Un análisis de la situación indicará que solamente 22 estudiantes ataviados apropiadamente podrán entrar al laboratorio:

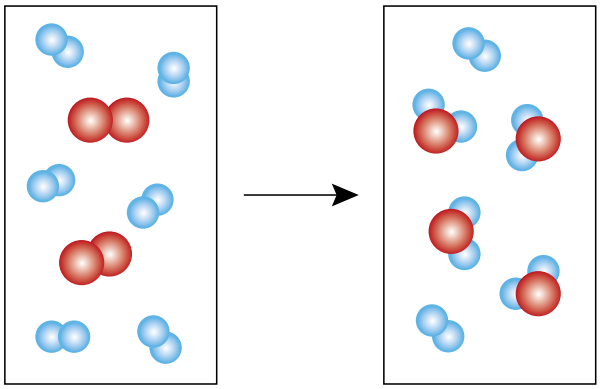
Reglamento	*estudiante*		*bata*		*gafas de seguridad*		*2 guantes de nitrilo*		*Estudiante en laboratorio*
Situación real	*25 estudiantes*	+	*25 batas*	+	*30 gafas de seguridad*	+	*44 guantes de nitrilo*	→	*¿?*
Estudiantes que entrarán									*22*
Sobrantes	*3 estudiantes*		*3 batas*		*8 gafas de seguridad*		--		

En situaciones como la anterior, de acuerdo con el lenguaje de la química, se entendería que los 25 estudiantes y las 25 batas están en cantidad *suficiente o estequiométrica* (uno a uno, según reglamento), que las 30 gafas de seguridad están en *exceso* (sólo se requerían 25) y que los guantes de nitrilo es la limitante, pues se agotaron en su totalidad.

Dejando de lado la analogía, considera el siguiente ejemplo: las sustancias elementales hidrógeno y oxígeno reaccionan para formar agua, según la siguiente ecuación química:

$$2\,H_2(g) + O_2(g) \rightarrow 2\,H_2O(g)$$

Supón la situación de esta reacción, según el siguiente modelo:



Reactivo limitante

Reactivo en exceso

Azul: átomo de hidrógeno; rojo: átomo de oxígeno

Tomado y modificado de: http://stoichiometricequiv.blogspot.com/2013/04/limiting-reactantreagent.html

Los coeficientes de la ecuación indican que cada 2 moles de H_2 (4.032 g) reaccionan con exactamente 1 mol de O_2 (31.998 g). Pero en la situación ilustrada, se observa que el reactivo oxígeno se termina, se agota totalmente, pues ya no está presente como tal; la reacción, por tanto, no puede continuar y habrá un sobrante de hidrógeno sin reaccionar. Así, pues, en una reacción química, la cantidad de producto formado está determinada o limitada por la cantidad del *reactivo limitante*, que es el que se termina; mientras que el reactivo que está en mayor cantidad que la que se necesita para reaccionar con el reactivo limitante, tendrá un sobrante, por lo que se le llama *reactivo en exceso*.

Los problemas de estequiometría donde parece haber limitación de reactivos se resuelven de la misma manera que hemos visto hasta ahora, con la diferencia de que hay que tomar una decisión antes de determinar las razones molares de una reacción química. La pregunta decisiva que debe responderse es: *¿cuál es el reactivo limitante?* Una vez conocido éste, se puede calcular la cantidad de producto formado.

¿Cómo determinar el reactivo limitante?

A continuación, se exponen dos formas de determinar el reactivo limitante.

Método A. Comparación de las relaciones molares entre los reactivos

Paso 1. Escribir la ecuación química balanceada de la reacción.

Paso 2. Convertir los datos dados en el problema a mol, si es que están dados en masa o volumen, usando factores de conversión, masas molares o volúmenes molares.

Paso 3. Calcular las relaciones molares a partir de la información dada y la ecuación balanceada.

Paso 4. Comparar con las cantidades reales y decidir cuál es el reactivo limitante.

Paso 5. Realizar los cálculos estequiométricos con base en el reactivo limitante identificado.

Ejemplo 1

Si se parten de 20 gramos de glucosa ($C_6H_{12}O_6$) para reaccionar con 40 gramos de oxígeno molecular en la reacción de respiración, ¿cuál es el reactivo limitante?, ¿qué masa de dióxido de carbono se formará?

Paso 1. La reacción de respiración se representa mediante la siguiente ecuación balanceada:

$$C_6H_{12}O_6 + 6\,O_2 \rightarrow 6\,CO_2 + 6\,H_2O + \text{energía}$$

Paso 2. Conversiones.

Sabiendo que la MM de glucosa es 180.15 g/mol y la MM de oxígeno es 31.998 g/mol, empleamos factores de conversión:

$$n_{glucosa} = 20\ g\ \cancel{glucosa} \left[\frac{1\ mol\ \ glucosa}{180.15\ g\ \cancel{glucosa}} \right] = 0.111\ mol\ de\ glucosa$$

$$n_{O2} = 40\ g\ O_2 \left[\frac{1\ mol\ O_2}{31.998\ g\ O_2} \right] = 1.25\ moles\ de\ O_2$$

Paso 3. Cálculo de relaciones molares según la ecuación balanceada y los datos dados.

Se cuenta con 0.111 mol de glucosa, si se consumieran totalmente, ¿cuántos moles de oxígeno se necesitarían?

$$n_{O_2} = 0.111\ mol\ de\ glucosa \left[\frac{6\ mol\ O_2}{1\ mol\ glucosa} \right] = 0.666\ mol\ de\ O_2$$

Se cuentan con 1.25 mol de oxígeno, si se consumieran totalmente, ¿cuántos moles de glucosa se necesitarían?

$$n_{glucosa} = 1.25\ mol\ de\ O_2 \left[\frac{1\ mol\ glucosa}{6\ mol\ O_2} \right] = 0.208\ mol\ de\ glucosa$$

Paso 4. Comparaciones con las razones reales.

Reactivo	Moles calculados	Moles reales
Glucosa	0.208	0.111
Oxígeno	0.666	1.25

Como se puede ver, *el reactivo limitante es la glucosa*, pues se requerirían 0.208 mol para reaccionar con el oxígeno dado, mientras que *el oxígeno es el reactivo en exceso*, pues se requieren 0.666 mol y se cuentan con 1.25 mol, así que hay un *sobrante de oxígeno de 0.584 mol.*

Paso 5. Cálculos estequiométricos.

Ya sabiendo que el reactivo limitante es la glucosa, tomamos como base a ésta para calcular la masa de CO_2 solicitada:

Nota: la MM de CO_2 es 44.01 g/mol.

$$m_{CO_2} = 0.111\ moles\ de\ glucosa \left[\frac{6\ mol\ CO_2}{1\ mol\ glucosa} \right] \left[\frac{44.01\ g\ CO_2}{1\ mol\ CO_2} \right] = 29.31\ g\ de\ CO_2$$

Método B. Comparación de la cantidad de producto que formará cada reactivo

Paso 1. Escribir la ecuación química balanceada de la reacción.

Paso 2. Hacer los cálculos estequiométricos necesarios para conocer la cantidad de producto por cada uno de los reactivos dados.

Paso 3. Comparar las cantidades de producto, el reactivo que produzca la menor cantidad es el reactivo limitante.

Paso 4. Realizar los cálculos estequiométricos con base en el reactivo limitante identificado.

Ejemplo 2

El dióxido de sulfuro gaseoso reacciona con el oxígeno gaseoso para producir trióxido de sulfuro. Si se parten de 8.2 moles de SO_2 y 6.6 moles de oxígeno, ¿cuál es el reactivo limitante?, ¿cuántos gramos de SO_3 se producirán?

Paso 1. La reacción se representa mediante la siguiente ecuación balanceada:

$$2\,SO_2 + O_2 \rightarrow 2\,SO_3$$

Paso 2. Cálculos estequiométricos.

Para saber cuánto SO_3 se produce a partir de 8.2 moles de SO_2:

$$n_{SO_3} = 8.2\ \cancel{mol\ SO_2} \left[\frac{2\ mol\ SO_3}{2\ \cancel{mol\ SO_2}} \right] = 8.2\ moles\ de\ SO_3$$

Para saber cuánto SO_3 se produce a partir de 6.6 moles de oxígeno:

$$n_{SO_3} = 6.6\ \cancel{mol\ O_2} \left[\frac{2\ mol\ SO_3}{1\ \cancel{mol\ O_2}} \right] = 13.2\ moles\ de\ SO_3$$

Paso 3. Comparaciones.

Reactivo	Cantidad de reactivo inicial	Cantidad de producto producido
Dióxido de azufre	8.2 mol	8.2 mol
Oxígeno	6.6 mol	13.2 mol

Como se puede ver, *el reactivo limitante es el dióxido de azufre*, pues a partir de los 8.2 moles iniciales, obtenemos la menor cantidad de producto.

Paso 4. Cálculos estequiométricos.

Ya sabiendo que el reactivo limitante es el dióxido de azufre, lo tomamos como base para calcular la masa de SO_3 solicitada.

Nota: la MM de SO_3 es 80.064 g/mol.

$$m_{SO_3} = 8.2\ mol\ SO_2 \left[\frac{2\ mol\ SO_3}{2\ mol\ SO_2}\right]\left[\frac{80.064\ g\ SO_3}{1\ mol\ SO_3}\right] = 656.52\ g\ de\ SO_3$$

Ejemplo 3

Considera la siguiente ecuación:

$$MnO_2 + 4\ HCl \rightarrow MnCl_2 + Cl_2 + 2\ H_2O$$

Si se ponen a reaccionar 10 g de MnO_2 con 10 g de HCl, ¿cuántos gramos de $MnCl_2$, de Cl_2 y de H_2O se obtendrán? Calcula también la masa de reactivo en exceso que quedará sin reaccionar

Método A

Paso 1. La reacción balanceada está dada.

Paso 2. Conversiones.

Sabiendo que la MM de MnO_2 es 86.936 g/mol y la MM de HCl es 36.459 g/mol, empleamos factores de conversión:

$$n_{MnO_2} = 10\ g\ MnO_2 \left[\frac{1\ mol\ MnO_2}{86.936\ g\ MnO_2}\right] = 0.115\ mol\ de\ MnO_2$$

$$n_{HCl} = 10\ g\ HCl \left[\frac{1\ mol\ HCl}{36.459\ g\ HCl}\right] = 0.274\ mol\ de\ HCl$$

Paso 3. Cálculo de relaciones molares según la ecuación balanceada y los datos dados

Se cuenta con 0.115 mol de MnO_2, si se consumieran totalmente, ¿cuántos moles de HCl se necesitarían?

$$n_{HCl} = 0.115\ mol\ de\ MnO_2 \left[\frac{4\ \text{mol HCl}}{1\ \text{mol}\ MnO_2} \right] = 0.46\ \text{mol de HCl}$$

Se cuentan con 0.274 mol de HCl, si se consumieran totalmente, ¿cuántos moles de se necesitarían?

$$nMnO_2 = 0.274\ mol\ de\ HCl \left[\frac{1\ \text{mol}\ MnO_2}{4\ \text{mol HCl}} \right] = 0.068\ \text{mol de}\ MnO_2$$

Paso 4. Comparaciones con las razones reales.

Reactivo	Moles calculados	Moles reales
HCl	0.46	0.274
MnO_2	0.068	0.115

Como se puede ver, el *reactivo limitante* es el HCl, pues se requerirían 0.46 mol para reaccionar con el *MnO_2 dado, mientras que el MnO_2 es el reactivo en exceso,* pues se requieren 0.0.068 mol y se cuentan con 0.115 mol, así que hay un *sobrante de MnO_2 de 0.047 mol*. Sin embargo, el problema solicita este dato en masa:

$$m_{MnO_2} = 0.047\ mol\ MnO_2 \left[\frac{86.936\ \text{g}\ MnO_2}{1\ \text{mol}\ MnO_2} \right] = 4.08\ \text{g de}\ MnO_2$$

de lo que se infiere que *reaccionaron 5.92 g de MnO_2*.

Método B

Paso 1. La reacción balanceada está dada.

$$MnO_2 + 4\ HCl \rightarrow MnCl_2 + Cl_2 + 2\ H_2O$$

Paso 2. Cálculos estequiométricos. Tomemos como referencia sólo uno de los productos, en este caso el Cl_2. Sabiendo que la MM de Cl_2 es 70.902 g/mol…

Para saber cuánto Cl_2 se produce a partir de 10 g de MnO_2:

$$m_{Cl_2} = 10\ g\ MnO_2 \left[\frac{1\ mol\ MnO_2}{86.936\ g\ MnO_2}\right]\left[\frac{1\ mol\ Cl_2}{1\ mol\ MnO_2}\right]\left[\frac{70.902\ g\ Cl_2}{1\ mol\ Cl_2}\right] = 8.15\ g\ de\ Cl_2$$

Para saber cuánto Cl_2 se produce a partir de 10 g de HCl:

$$m_{Cl_2} = 10\ g\ HCl \left[\frac{1\ mol\ HCl}{36.459\ g\ HCl}\right]\left[\frac{1\ mol\ Cl_2}{4\ mol\ HCl}\right]\left[\frac{70.902\ g\ Cl_2}{1\ mol\ Cl2}\right] = 4.86\ g\ de\ Cl_2$$

Paso 3. Comparaciones.

Reactivo	Masa de reactivo inicial	Masa de producto (Cl_2) producida
MnO_2	10 g	8.15 g
HCl	10 g	4.86 g

Como se puede ver ambos métodos arrojan el mismo resultado: *el reactivo limitante es el HCl*, pues a partir de los 10 g iniciales, obtenemos la menor masa de producto.

Paso 4 y 5. Cálculos estequiométricos.

Ya sabiendo que el reactivo limitante es el HCl, lo tomamos como base para calcular las masas solicitadas. La masa de Cl_2 ya se determinó arriba (4.86 g).

Nota: la MM de $MnCl_2$ es 125.84g/mol y la MM de H_2O es 18.015 g/mol.

$$m_{MnCl_2} = 10\ g\ HCl \left[\frac{1\ mol\ HCl}{36.459\ g\ HCl}\right]\left[\frac{1\ mol\ MnCl_2}{4\ mol\ HCl}\right]\left[\frac{125.84\ g\ MnCl_2}{1\ mol\ MnCl_2}\right] = 8.63\ g\ de\ MnCl_2$$

$$m_{H_2O} = 10\ g\ HCl \left[\frac{1\ mol\ HCl}{36.459\ g\ HCl}\right]\left[\frac{2\ mol\ H_2O}{4\ mol\ HCl}\right]\left[\frac{18.015\ g\ H_2O}{1\ mol\ H_2O}\right] = 2.47\ g\ de\ H_2O$$

Tabulamos los resultados para visualizarlos y analizarlos mejor:

	Óxido de manganeso (IV)	+	Ácido clorhídrico	→	Cloruro de manganeso (II)	+	Cloro gaseoso	+	Agua
	MnO_2	+	4 HCl	→	$MnCl_2$	+	Cl_2	+	2 H_2O
Masa inicial	10 g	+	10 g	→		+		+	
Cantidad de sustancia inicial	0.115 mol	+	0.274 mol	→		+		+	
Cantidad de sustancia que reacciona	0.068 mol	+	0.274 mol	→		+		+	
Masa que reacciona	5.92 g		10 g	→		+		+	
Masas remanentes	4.08 g		0 g	→	8.63 g	+	4.86 g	+	2.47 g

¿Los resultados parecen razonables?

Ejercicios de reactivo limitante

1. El metano se quema en presencia de oxígeno produciendo dióxido de carbono y agua. Si se tiene una mezcla de 0.5 mol de metano con 0.25 mol de oxígeno en un recipiente de acero sellado, ¿cuál es el reactivo limitante?, ¿cuánta agua y dióxido de carbono se producirán? (reportar el resultado en mol y en masa).

2. El cloroformo reacciona con el cloro gaseoso produciendo tetracloruro de carbono y cloruro de hidrógeno. Si se mezclan 250 g de cloroformo y 250 g de cloro, ¿cuál es el reactivo limitante? Calcula las masas de todas las especies después de la reacción.

3. ¿Cuántas moles y cuántos gramos de cloruro de aluminio se obtienen si reaccionan 35 gramos de aluminio con 50 gramos de cloro gaseoso según la siguiente ecuación?, ¿cuál es el reactivo en exceso?

$$2\ Al + 3\ Cl_2 \rightarrow 2\ AlCl_3$$

4. La mezcla del combustible hidrazina (N_2H_4) con el oxidante tetraóxido de dinitrógeno (N_2O_4) se usa para la propulsión de cohetes espaciales, ya que al ponerse en contacto se genera una reacción que libera grandes can-

tidades de energía y produce empuje, además de formar nitrógeno gaseoso y vapor de agua.

a) Si reaccionan 1 kg de N_2H_4 con 2 kg de N_2O_4, ¿cuál es el reactivo limitante?

b) Construye un cuadro de masas de especies para visualizar todo el proceso

CONCENTRACIÓN DE DISOLUCIONES

Una disolución (también llamada solución) es una mezcla homogénea de dos o más sustancias. La sustancia que se encuentra en menor proporción se denomina soluto, mientras que la que está en mayor proporción, donde se disuelve el soluto, es el disolvente. Una disolución es una dispersión donde las partículas están en tamaño molecular.

Las disoluciones tienen determinada composición, es decir, una proporción relativa de sus componentes. Esta relación se expresa como *concentración de una disolución* y es la relación de cantidad de soluto con respecto a la cantidad de disolvente. La concentración suele expresarse en distintas unidades, como el porcentaje en masa, porcentaje en volumen y molaridad, entre otras. Para elaborar disoluciones en el laboratorio, se deben hacer los cálculos correspondientes, medir las cantidades de sustancia con la mayor exactitud posible y utilizar las técnicas adecuadas de preparación.

Concentración porcentual (%)

Una disolución expresada en porcentaje debe entenderse como que la cantidad total de la disolución son 100 partes y la cantidad de soluto es una porción de ellas (partes de soluto en 100 partes de disolución). La relación es:

$$\mathbf{P} = \frac{s}{d} \mathbf{x} \, \mathbf{100}$$

donde:
s = cantidad de soluto
d = cantidad de disolución
P = porcentaje

Las unidades de las cantidades de soluto y disolución se pueden expresar en masa (peso) o volumen, de manera que tenemos porcentaje en masa -peso- (p/p), en volumen (v/v) y masa/volumen (m/v).

Pureza de reactivos y corrección de masa

En el laboratorio, una gran cantidad de sustancias o reactivos no tienen la pureza deseada del 99.99% tal y como se comercializan. En general, la pureza de las sustancias está determinada por las impurezas, como metales pesados, inherente al proceso de fabricación y productos de degradación de las sustancias. Muchas otras sustancias son en realidad gases que deben disolverse en agua para manipularse, por ejemplo, el HBr.

El ácido bromhídrico (HBr) concentrado comercial usado en el laboratorio tiene una pureza o concentración reportada de 48% p/p. ¿Qué significa esto? Que de cada 100 gramos de la disolución, sólo 48 gramos corresponden realmente a la sustancia HBr y el resto es agua. Por tanto, cuando se manipulan estas sustancias, es necesario hacer una corrección de masa por pureza del reactivo. La siguiente es la expresión de pureza de un reactivo:

$$\%\ \text{Pureza} = \frac{\textit{masa de la sustancia pura}}{\textit{masa total de la sustancia impura}}\ \boldsymbol{x}\ \mathbf{100}$$

Ejemplo:

Para efectuar una reacción química con piedra caliza, se requieren poner a reaccionar 79 g de HBr, ¿qué masa de reactivo debe ponerse a reaccionar si el HBr comercial tiene una pureza o concentración de 48% p/p?

Si se tomaran 79 g directamente del reactivo comercial, dado que no es 100% puro, estaríamos poniendo a reaccionar menos de lo requerido:

$$\text{masa de sustancia pura} = \frac{\text{\% de pureza x masa total de sustancia impura}}{100}$$

$$\text{masa de sustancia pura} = \frac{(48\ \%)\ \text{x}\ (79\ \text{g})}{100} = 37.92\text{g HBr}$$

Por tanto, es necesario hacer una *corrección*:

$$\text{masa de HBr comercial impuro} = \textit{masa sustancia pura x}\ \frac{100}{\text{\% de pureza}} = \boldsymbol{79\ g\ HBr\ x}\ \frac{100}{48} =$$

164.58g HBr comercial

Así, es necesario pesar 164.58 g de HBr comercial impuro, masa que contiene los 79 g de HBr requeridos.

Densidad de disoluciones

La densidad de un cuerpo (ρ) es el resultado de la división de la masa y el volumen que ocupa:

$$\rho = \frac{m}{v}$$

En el laboratorio, la etiqueta de las sustancias o reactivos químicos no sólo reportan el grado de pureza, sino también, para el caso de reactivos líquidos, su densidad, esto con la finalidad de medir correctamente el volumen de la mezcla líquida que contiene la masa deseada de sustancia. Siguiendo el mismo caso del ejemplo anterior:

Ejemplos:

1. *Para efectuar una reacción química con piedra caliza, es necesario poner a reaccionar 79 g de HBr, ¿qué volumen de reactivo debe ponerse a reaccionar si el HBr comercial tiene una pureza o concentración de 48% p/p y una densidad de 1.49 g/cm³?*

Por el cálculo anterior, ya sabemos que se requieren *164.58* g de HBr, ahora es necesario calcular qué volumen ocupa esta masa con base en el dato de densidad y haciendo conversiones:

$$164.58\ \cancel{\text{g}}\ \text{HBr}\ x\ \frac{1\ \cancel{\text{cm}^3}}{1.49\ \cancel{g\ HBr}}\ x\ \frac{1\ mL}{1\ \cancel{\text{cm}^3}} = \mathbf{110.46\ mL\ HBr\ comercial}$$

Así, es necesario medir 110.46 mL de HBr comercial impuro, volumen que contiene los 79 g de HBr requeridos.

2. *Para efectuar una reacción de neutralización, se requieren 7.5 moles de hidróxido de potasio. En el laboratorio se cuenta con una disolución comercial acuosa de KOH al 48% p/p, con una densidad de 2.13 g/cm³, ¿qué volumen de esta disolución comercial debe medirse para cumplir*

con los 7.5 moles solicitados?

Lo primero será saber a qué masa equivalen los 7.5 moles de KOH. Partiendo de que la masa molar de KOH es de 56.11 g/mol:

$$7.5 \text{ moles KOH} \times \frac{56.11\ t}{1\ \cancel{mol\ KOH}} = 420.83 \text{ g de KOH}$$

Luego, corregimos la masa por la pureza del reactivo (48%):

$$420.83 \text{ g KOH} \times \frac{100}{48} = 876.72 \text{ g KOH impuro}$$

Finalmente, con el dato de densidad sabremos el volumen a medir, considerando que 1 cm^3 equivale a 1 mL:

$$876.72 \text{ g } \cancel{KOH} \times \frac{1\ mL}{2.13\ g} = \textbf{411.60 mL de mezcla comercial KOH}$$

Así, en 411.60 mL de la disolución comercial estarán contenidos los 7.5 moles de KOH requeridos.

Los cálculos se pueden encadenar de la siguiente manera:

$$7.5 \text{ moles KOH} \times \frac{56.11\ \cancel{g\ KOH}}{1\ \cancel{mol\ KOH}} \times \frac{100}{48} \times \frac{1\ mL}{2.13\ \cancel{g\ KOH}} = \frac{42\ 083}{102.24} = 411.60 \text{ mL}$$

EJERCICIOS

¿Qué volumen de mezcla comercial debes medir para cumplir con la cantidad de sustancia (mol) solicitada, según el cuadro siguiente?

Nota: los datos de densidad y % p/p (concentración o pureza) de estos reactivos comerciales se muestran abajo.

Sustancia	Fórmula	Masa molar (g/mol)	Moles requeridos de reactivo puro	Masa requerida de reactivo puro (g)	Masa corregida por pureza del reactivo (g)	Volumen por medir (mL)
Ácido nítrico			4 moles			
Ácido sulfúrico			0.2 mol			
Ácido clorhídrico			1.0 mol			
Ácido acético			2 mol			
Amoniaco			10 mol			
Ácido fosfórico			0.5 mol			

Reactivos
Ácido sulfúrico (H_2SO_4) concentrado 95% p/p; d = 1.83 g/cm^3
Ácido clorhídrico (HCl) concentrado 37% p/p; d = 1.18 g/cm^3
Ácido nítrico (HNO_3) concentrado 71% p/p; d = 1.42 g/cm^3
Amoniaco (NH_3) concentrado 34% p/p; d = 0.88 g/cm^3
Ácido acético glacial (CH_3COOH) 99.8% p/p; d = 1.05 g/cm^3
Ácido fosfórico (H_3PO_4) 87.5% p/p; d = 1.713 g/cm^3

Molaridad o concentración molar (M)

La molaridad es una de las unidades de concentración más utilizadas, tanto en los laboratorios de química, como en la industria. Es una medida de la concentración de una disolución que indica el número de moles de soluto contenidos en un litro de disolución, se expresa con la letra M:

$$M = \frac{n}{v} = \frac{\text{número de moles de soluto}}{\text{volumen de disoluciones expresada en litros}}$$

Ejemplos:

1. *¿Qué masa de hidróxido de magnesio $Mg(OH)_2$ debes pesar a fin de preparar un litro de disolución 4 M?*

Es necesario transformar número de mol a masa considerando la masa molar del soluto, partiendo de que la disolución debe tener una concentración de 4 moles por litro:

$$4\ M = \frac{4 \text{ mol de } \mathbf{Mg(OH)_2}}{1\ L} \times \frac{58.32\ \text{g } \mathbf{Mg(OH)_2}}{1 \text{ mol } \mathbf{Mg(OH)_2}} = 233.28 \text{ g } \mathbf{Mg(OH)_2/L}$$

Se deben pesar 233.28 gramos de hidróxido de magnesio y disolverlos en agua hasta alcanzar un volumen total de mezcla de 1 L.

2. *Calcular la molaridad de 225 mL de disolución que contiene 10 g de metanol.*

Datos:
masa de metanol: 10 g
volumen de disolución: 225 mL
masa molar de metanol CH_3OH: 32.04 g/mol

Paso 1. Hacer la conversión de masa de metanol a número de moles:

$$10\text{g metanol} \times \frac{1 \text{ mol metanol}}{32.04 \text{ g metanol}} = 0.31 \text{ moles metanol}$$

Paso 2. Convertir mililitros a litros:

$$225\ \text{mL} \times \frac{1\ L}{1000\ \text{mL}} = 0.225\ L$$

Paso 3. Calcular la molaridad de la disolución:

$$M = \frac{0.31 \text{ mol metanol}}{0.225 \text{ L}} = 1.39 \frac{\text{mol}}{\text{L}} = 1.39 \text{ M}$$

También se pueden hacer los cálculos juntos, encadenando las conversiones consecutivamente:

$$\frac{10 \text{ g etanol}}{225 \text{ mL}} \times \frac{1 \text{ mol metanol}}{32.04 \text{ g metanol}} \times \frac{1000 \text{ mL}}{1 \text{ L}} = \frac{10000 \text{ mol metanol}}{7209 \text{ L}} = \mathbf{1.39} \frac{\textbf{mol metanol}}{\textbf{L}} = \mathbf{1.39\ M}$$

Ejemplo:

Si se trata de preparar una disolución a partir de un reactivo que se encuentra en forma de mezcla líquida, se deberá considerar su densidad y el porcentaje en masa (pureza) indicados en la etiqueta.

Calcula el volumen de ácido fosfórico (H_3PO_4) del laboratorio (densidad de 1.88 g/mL y 85 de porcentaje en masa o pureza) que debes medir para preparar 1 L de disolución 3 M. (La masa molar de H_3PO_4 se considera de 98 g/mol).

Datos:
Concentración deseada: 3 mol H_3PO_4 por litro.
Masa molar H_3PO_4: 97.99 gramos por mol.
Concentración o pureza de la disolución "madre" = 85 %.
Densidad de la disolución madre: 1.88 g por mL.

$$1 \text{ L} \times \frac{3 \text{ mol } \mathbf{H_3PO_4}}{\text{L}} \times \frac{97.994 \text{ g } \mathbf{H_3PO_4}}{1 \text{ mol } \mathbf{H_3PO_4}} \times \frac{100 \text{ g disolución}}{85 \text{ g } \mathbf{H_3PO_4}} \times \frac{1 \text{ mL}}{1.88 \text{ g disolución}}$$

$$= 183.97 \text{ mL}$$

Se deben medir 183.97 mL de disolución de ácido fosfórico y agregar agua hasta llegar al volumen de un litro.

EJERCICIOS

Resuelve los siguientes problemas:

1. Se prepara una disolución a partir de 258.25 mg de ácido acético (CH_3COOH) aforados con agua a un volumen de 100 mL de disolución. ¿Cuál es la molaridad de la disolución?

2. Se requiere usar 1 litro del ácido clorhídrico concentrado que se encuentra en el laboratorio de química; se sabe

que tiene un porcentaje en peso (o pureza) de 37 % p/p y una densidad de 1.15 g/mL. ¿Cuál es su molaridad?

3. Se preparó una disolución con 15 g de hidróxido de calcio que se disolvieron en agua hasta un aforo de 100 mL. Determina la concentración molar esta disolución.

4. ¿Qué masa de hidróxido de potasio debes pesar para preparar 4 L de disolución acuosa de concentración 0.03 M?

5. Calcula la molaridad de una disolución que se preparó disolviendo 11.7 g de fosfato de sodio en agua hasta obtener 62.5 mL de disolución.

6. ¿Cuántos moles de NaClO hay en 550 mL de una disolución 1.5 M?

ESTEQUIOMETRÍA DE REACCIONES EN DISOLUCIÓN ACUOSA

Existen muchas reacciones químicas que se llevan a cabo en el laboratorio con disoluciones que contienen a las sustancias reactivas. Para resolver problemas de estequiometría que involucran reactivos en disolución se sigue el mismo método que hasta ahora hemos visto, pero podría ser necesario convertir el volumen de la disolución de la sustancia dada, a moles o a masa, dependiendo de lo que solicite el problema. A continuación, se ilustran estas relaciones:

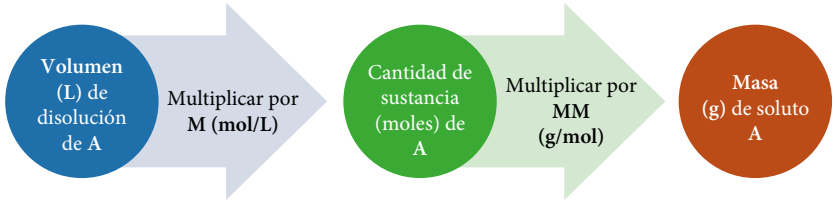


Figura de elaboración propia

Este esquema indica que para obtener los moles de la sustancia "A" a partir de su disolución, basta con multiplicar la concentración molar (M) por el volumen en litros de la disolución de "A"; y si se requiere saber la masa de "A", multiplicamos su masa molar, por el número de moles, como hasta ahora lo hemos hecho.

Si el problema lo requiere, el proceso inverso también se puede realizar:

Lo anterior significa que al dividir la masa de "A" entre su masa molar se obtiene el número de moles de "A"; dividiendo

este último entre la concentración molar de su disolución, se obtiene el volumen en litros que contiene ese número de moles de A.

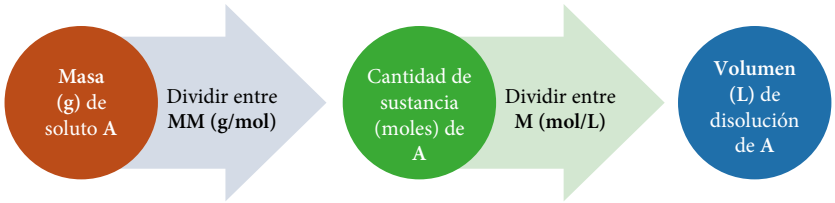


Figura de elaboración propia

Ejemplos:

1. *Se hacen reaccionar 50 g de Fe con ácido clorhídrico para obtener hidrógeno y cloruro de hierro. ¿Qué masa de HCl reacciona? ¿Qué volumen en mL de disolución de HCl 6.5 M se requiere?*

Paso 1. Escribir la ecuación balanceada de la reacción.

$$Fe_{(s)} + 2\,HCl_{(ac)} \rightarrow FeCl_{2(ac)} + H_2\uparrow$$

Paso 2. Calcular la masa de HCl que reacciona con 150 g de hierro, convirtiendo primero la masa de Fe en mol de Fe, aplicar la razón estequiométrica entre el Fe y el HCl, según la ecuación para obtener los moles de HCl que reaccionan y, finalmente, convertir los moles de HCl en masa:

Datos:
Masa molar de Fe= 55.87 g/mol
Masa molar de HCl= 36.46 g/mol

$$X\text{ g HCl} = 50\text{ g Fe}\ X\ \frac{1\text{ mol Fe}}{55.87\text{ g Fe}}\ x\ \frac{2\text{ mol HCl}}{1\text{ mol Fe}}\ x\ \frac{36.46\text{ g HCl}}{1\text{ mol HCl}} = \frac{3646}{55.87} = \mathbf{65.25\ g\ HCl}$$

Primer respuesta: reaccionan 65.25 g de HCl con 50 g de Fe

Paso 3. Para calcular el volumen de disolución de HCl 6.5 M necesarios, sabiendo ya que se requieren 65.25 g de HCl, primero se convierte esta masa a moles:

$$\text{moles HCl} = \frac{65.25\text{ g HCl}}{36.46\text{ g/mol HCl}} = 1.78\text{ moles HCl}$$

Como la disolución tiene una concentración 6.5 M, contiene 6.5 moles de HCl por cada litro de disolución, convertimos los moles anteriores a volumen de disolución:

$$\text{volumen de HCl 6.5 M} = \frac{1.78 \text{ moles HCl}}{6.5 \text{ mol/L HCl}} = 0.27384 \text{ L de disolución HCl 6.5 M}$$

Pero el problema pide la respuesta en mL, así que realizamos una última conversión:

$$0.27384 \text{ L} \times \frac{1000 \text{ mL}}{1 \text{ L}} = \mathbf{273.84\ mL\ de\ disolución\ de\ HCl\ 6.5\ M}$$

Segunda respuesta: se requieren 273.84 mL de disolución de HCl 6.5 M, es decir, 0.27 L de disolución.

Los cálculos anteriores pueden encadenarse en una sola expresión y aplicando los factores de conversión:

$$\textit{Vol de HCl } 6.5\ M = 65.25\ g\ HCl \times \frac{1 \text{ mol HCl}}{36.46 \text{ g HCl}} \times \frac{1 \text{ L disolución}}{6.5 \text{ mol HCl}} \times \frac{1000\ mL}{1\ L} = \frac{65250}{236.99} = \mathbf{273.84\ mL}$$

2. *¿Qué volumen de disolución de HBr 0.3 M es necesario para que reaccione totalmente con 20 mL de KOH 0.4 M, sabiendo que los productos de la reacción son KBr y H_2O?*

Paso 1. Escribir la ecuación balanceada de la reacción.

$$HBr_{(ac)} + KOH_{(ac)} \rightarrow KBr_{(ac)} + H_2O_{(l)}$$

Paso 2. Calcular la cantidad de sustancia (mol) de KOH presente en los 20 mL de disolución 0.4 M, ya que es la que se pone a reaccionar.

$$\text{X mol KOH=20 mL KOH X } \frac{0.4 \text{ mol KOH}}{1000 \text{ mL KOH}} = 0.008 \text{ moles KOH}$$

Paso 3. Sabiendo ahora los moles de KOH que se ponen a reaccionar, obtener los moles de HBr que reaccionan, mediante la razón estequiométrica indicada por la ecuación.

$$X \text{ mol HBr} = 0.008 \text{ moles KOH} \times \frac{1 \text{ mol de HBr}}{1 \text{ mol KOH}} = 0.008 \text{ moles HBr}$$

Paso 4. Calcular el volumen de disolución de HBr 0.3 M que contiene los 0.008 mol de HBr, recordando que M = mol/L

$$X \text{ mL HBr} = 0.008 \text{ moles HBr} \times \frac{1000 \text{ mL}}{0.3 \text{ moles HBr}} = \mathbf{26.66\ mL\ HCl\ 0.3\ M}$$

Se puede resolver el problema en un solo paso al encadenar todas las relaciones anteriores en una sola expresión:

$$X \text{ mL HBr } 0.3 \text{ M} = 20 \text{ mL KOH} \times \frac{0.4 \text{ mol KOH}}{1000 \text{ mL KOH}} \times \frac{1 \text{ mol de HBr}}{1 \text{ mol KOH}} \times \frac{1000 \text{ mL}}{0.3 \text{ mol HBr}}$$

$$= 26.66 \text{ mL HCl } 0.3 \text{ M}$$

Respuesta: Se requiere un volumen de 26.66 mL de HBr 0.3 M para reaccionar completamente con 20 mL de KOH 0.4 M.

EJERCICIOS

Resuelve los siguientes problemas:

1. ¿Cuántos mililitros de HCl 0.766 M se necesitan para reaccionar con 32.4 g de $CaCO_3$?

$$2\,HCl\,(ac) + CaCO_3(s) \rightarrow CaCl_2(ac) + CO_2(g) + H_2O(l)$$

2. ¿Qué volumen en mL de ácido sulfuroso 7.5 M se necesita para reaccionar completamente con 7.5 g de hidróxido de sodio? ¿Cuántos gramos de ácido se consumen (reaccionan) en la reacción?

$$NaOH_{(s)} + H_2SO_{3(ac)} \rightarrow Na_2SO_{3(ac)} + H_2O_{(l)}$$

3. Calcula el volumen en mL de HBr 0.3 M que necesitas para neutralizar las siguientes bases:

   a) 60 mL de $Fe(OH)_3$ 0.6 M
   b) 60 mL de LiOH 0.9 M

4. Una reacción para reciclar latas de aluminio consiste en tratarlas con ácido sulfúrico mediante una reacción redox; los productos de la reacción son sulfato de aluminio e hidrógeno gaseoso.

   a) Plantea la ecuación balanceada.
   b) Calcula el volumen en litros de ácido sulfúrico comercial (d = 1.8 g/mL y 97% p/p de pureza) que se necesita para transformar 5 kg de aluminio a sulfato de aluminio.

5. Cuando se hace pasar una corriente eléctrica a través de una solución acuosa de NaCl, se obtiene hidróxido de sodio en disolución, hidrógeno y cloro gaseosos, productos químicos valiosos para la industria. ¿Qué masa de NaOH puede producirse a partir de 5 litros de NaCl 0.13 M? ¿Qué masa de cloro puede obtenerse?

$$2\ NaCl(ac) + 2\ H_2O(l) \rightarrow H_2(g) + Cl_2(g) + 2\ NaOH(ac)$$

REFERENCIAS

Acompa, L.R., Álvarez, M.U.., Delgado, C., Otero, M.G., Rentería, J., Robles, C., Rodríguez, A., Torres, F.M., Vázquez, S., Vega, M.L. (2019). *Programa de fortalecimiento a la calidad del egreso (PROFOCE)*: *Estequiometría*. México: UNAM-CCH.

Benson, S. W. (1993). *Cálculos químicos.* México: Editorial Limusa.

Chang, R. y Goldsby, K. (2017). *Química*. (12ª ed.) Perú: McGraw-Hill.

Cruz, H. (2011). *Guía para la resolución de problemas de química*. México: Facultad de Ciencias-UNAM.

Dickson, T.R. (1976). *Introducción a la química*. México: Publicaciones Cultural.

Dingrando, L., Gregg, K.V., Hainen, N., Wistrom, Ch. (2010). *Química: materia y cambio*. México: McGraw-Hill Educación.

Flores, T. y García C. (1990). *Química. (5ª ed).* México: Publicaciones Cultural Hispanoamericana.

Garritz, A., Gasque, L., Martínez, A. (2005). *Química universitaria*. México: Pearson Educación.

González, R., Montagut, P., Sansón, M. Salcedo, R. (2013). *Química. Teoría, ejemplos y problemas*. México: Grupo Editorial Patria.

Gutiérrez, M.E. y López, L. (2019). *Química 2.* (3ª ed.) México: Pearson.

Kotz, J.C., Treichel, P.M., Weaver, G.C. (2005). *Química y reactividad química*. (6ª ed.) México: CENGAGE Learning.

Miller, A. (1978). *Química elemental.* México: Editorial Harla.

Ortega, G. (s.f.). *Química III*. México: CCH Azcapotzalco-UNAM.

Raviolo, A. y Lerzo, G. (2016). Enseñanza de la estequiometría: uso de analogías y comprensión conceptual. *Educación Química*, 27(3), 195-204.

Silberberg, M.S. y Amateis, P. (2015). *Chemistry: the molecular nature of matter and change*. (7ª ed.) New York: McGraw-Hill.

Vázquez, L. Silvia. (1987). *Problemario de Química I*. Serie tetraedro. México: CCH-UNAM.

Whitten, K.W., Davis, R.E., Larry Peck, M., Stanley, G. (2015). *Química.* (10ª ed.) México: CENGAGE Learning.

LISTA DE ABREVIATURAS

°C = grados Celsius
g = gramo
Ka = constante de acidez
Kc = constante de equilibrio en función de las concentraciones molares
K_{eq} = constante de equilibrio
kg = kilogramo
Kp = constante de equilibrio en función de la presión
Kps = constante de equilibrio de solubilidad
L = litro
m = masa
M = molaridad o concentración molar
MM = masa molar
n = número de moles
N_A = número de Avogadro
P = presión
Qc = cociente de reacción
T = temperatura
TPE = temperatura y presión estándar
u. o u.m.a. = unidad de masa atómica
ρ = densidad

Fascículo cuatro

ESTEQUIOMETRÍA Y EQUILIBRIO QUÍMICO

PROGRAMA DE FORTALECIMIENTO PARA LA CALIDAD DEL EGRESO (PROFOCE)

ESTEQUIOMETRÍA

INFOCAB
PB 202220

Contenido

PRESENTACIÓN **112**

EL CONCEPTO DEL EQUILIBRIO QUÍMICO **113**

LA RAPIDEZ DE REACCIÓN Y EL ORDEN DE REACCIÓN **114**
Ejercicios de práctica 126

EL EQUILIBRIO QUÍMICO **127**
La ley de acción de masas y la constante de equilibrio 129

EXPRESIONES DE LA CONSTANTE DE EQUILIBRIO **132**
Expresión de la constante de equilibrio en función de la presión 132
Ley de las presiones parciales de Dalton 133
Expresión de la constante en función de las concentraciones molares (Kc) 134
Expresión de la constante en función de la presión (Kp) 135
Expresión de la constante en función de las fracciones molares (Kx) 137
Expresión de la constante en función de las concentraciones molares (Kc) (gases) 137
Ejercicios 139
La desviación del equilibrio en un sistema, el cociente de reacción (Qc) 139
Ejercicios 141
La definición de eficiencia de reacción con base en la ley de acción de masas 141

EL PRINCIPIO DE LE CHATELLIER **143**
El efecto de la temperatura 144
Efecto de la presión 145
Efecto de la concentración 146

APLICACIONES DEL EQUILIBRIO QUÍMICO **147**
Equilibrio de sistemas heterogéneos 147
Equilibrio de sistemas heterogéneos de precipitación 148
Relación Kps y solubilidad 149
Equilibrio de sistemas ácidos 150
Cálculo del equilibrio para ácidos 152
Equilibrio para mezclas de sales de ácidos débiles con sus ácidos 156
La ecuación de Henderson Hasselbach 157

REFERENCIAS **159**

ESTEQUIOMETRÍA Y EQUILIBRIO QUÍMICO

PRESENTACIÓN

El Programa de Fortalecimiento para la Calidad del Egreso (PROFOCE) del Colegio de Ciencias y Humanidades está dirigido a las y los estudiantes que se encuentran en el término de su bachillerato; tiene el propósito de fortalecer los conocimientos y habilidades de las y los participantes. En un afán de contribuir a que, en su ingreso a las actividades académicas en licenciatura, éstas se logren de forma exitosa.

El PROFOCE es un programa que ofrece cursos de temáticas diversas relacionadas con algún área del conocimiento en particular. El grupo de trabajo, autor del presente documento, ha impartido el curso "Estequiometría", dirigido a las y los alumnos que están a punto de ingresar a alguna carrera relacionada con el área de las Ciencias Biológicas, Químicas y de la Salud o, inclusive, Ingeniería Química del área de las Ciencias Físico-Matemáticas.

Como resultado del trabajo realizado en los cursos impartidos, los autores reconocemos que es necesario mejorar las habilidades de resolución de problemas (sobre todo de índole cuantitativo) y fortalecer el nivel de conocimiento de ciertos temas de difícil comprensión incluidos en los programas de estudio, pero también profundizar en otros que no están contenidos en éstos, puesto que son necesarios para los alumnos que están a punto de ingresar a una carrera relacionada con las ciencias experimentales.

Así, preparamos cuatro fascículos que se enfocan a un tema particular, "Ajuste de ecuaciones", "Estequiometría ideal", "Estequiometría no ideal" y "Estequiometría y Equilibrio Químico", que son los títulos de cada uno. Los contenidos de estos fascículos también pueden apoyar a los estudiantes y profesores de los cursos de Química I, II o III que deseen adentrarse en estudios más específicos de la química, y no sólo a los egresados del CCH a punto de ingresar al nivel licenciatura.

Este cuarto fascículo cierra el contenido de la obra diseñada para atender a los estudiantes de los PROFOCE de estequiometría. Se pretende que, apoyado por tus compañeros y los docentes impartidores, profundices en el aprendizaje y la comprensión de algunos de los temas más interesantes

de la química y pocas veces desarrollado a profundidad en los cursos regulares.

En este fascículo se retoman conceptos aprendidos a lo largo del curso, por ejemplo, la nomenclatura química, el ajuste de ecuaciones químicas, la estequiometría y, por supuesto, los cálculos. Aunque podría parecerlo, este fascículo no es propiamente un texto para la asignatura de Química III, pues por su profundidad es más ventajoso su uso después del curso ordinario. Se debe tener en cuenta que se integran también contenidos de otras asignaturas, por ejemplo, de Física y de Matemáticas. Esto puede darte una idea de que esperar en tus siguientes cursos en la facultad a la que ingreses.

Esperamos que el contenido presentado sea de utilidad a los estudiantes y disfruten los ejercicios con sus profesores y sus compañeros. La única forma de aprender y progresar es en comunidad, ¡hagamos de esta comunidad la semilla de profesionistas exitosos!

EL CONCEPTO DEL EQUILIBRIO QUÍMICO

Durante buena parte del estudio de las reacciones químicas el énfasis de éstas estaba en las características de los productos, de los reactivos y en las medidas de las transformaciones. La sistematización de la química, con mediciones muy precisas, inicio con los trabajos de Antoine Lavoisier, quien diseño él mismo buena parte de los instrumentos que utilizó en sus experimentos.

Lavoisier y su esposa Marie Anne Pierrette Paulze son los padres de la química moderna. Imagen tomada del sitio: *http://www.biografiasyvidas.com/biografia/l/fotos/lavoisier_antoine_2.jpg*

Los trabajos de Lavoisier y su esposa sentaron las bases para que la química fuera una ciencia por derecho propio al establecer las bases de su metodología.

Con el uso de dispositivos para medir con precisión y las mejoras en las técnicas para cuantificar los reactivos y los productos, se hizo patente una pregunta: ¿qué tan rápido ocurre una reacción química? A esta parte de la química se le conoce como cinética química.

La rapidez de reacción, la teoría de las colisiones y el orden de reacción

Las reacciones químicas ocurren por colisiones o choques entre partículas de reactivos, choques que deben cumplir algunas condiciones:

1. Que la colisión sea efectiva, esto quiere decir que la posición de los átomos o de grupos de átomos que chocan lo hagan en la posición correcta para que se formen nuevos enlaces.
2. Que tengan la energía suficiente, pues si son muy lentas, aun si chocan, no tendrán la oportunidad de formar uniones nuevas o, si chocan muy fuerte, entonces rebotarán sin oportunidad de formar nuevos enlaces.
3. Además, debe haber una concentración (mol/L) tal de reactivo, que las partículas puedan encontrarse de forma frecuente.

Lo anterior se conoce en química como teoría de las colisiones. Si ocurren las condiciones anteriores las probabilidades de un choque eficiente son mayores, lo que hace más viable una reacción química. Qué tan rápido decae la concentración de los reactivos al transcurrir una reacción química, se conoce como rapidez de reacción, habitualmente se puede expresar como una ecuación de rapidez de reacción, que se escribe de la siguiente forma:

$$R_A = -\frac{d[A]}{dt}$$

Esta es la forma diferencial de la ecuación de velocidad, lo único complicado en este momento son dos cosas: lo que se expresa en el cociente es el cambio en la concentración del re-

activo "A" a medida que pasa el tiempo, y el signo negativo indica que la concentración ira disminuyendo, lo que tiene sentido considerando que la concentración de un reactivo tiende a disminuir, pues éste "desaparece" a medida que se forman los nuevos productos.

Hay una forma más útil –matemáticamente hablando– de la velocidad de reacción, esto es, se puede considerar para ciertas condiciones lo siguiente:

$$R_A - \alpha\ [A]^n$$

De nuevo, no hay porque espantarse, la alfa (α) se lee como "proporcional", por lo tanto, la velocidad de la reacción es directamente proporcional a la concentración del reactivo (en moles/Litro) potenciado en un valor *n*; este valor ***n*** se conoce como *orden de reacción*. A veces el orden de reacción sólo depende de uno de los reactivos, pero en otras ocasiones la interacción de los reactivos puede definir si la reacción es más rápida, o también puede definir si es más lenta, y cada reactivo puede tener un orden de reacción distintivo. Por otra parte, *n* –orden de reacción– puede ser entero o fraccionario, y algunas veces puede coincidir con el coeficiente estequiométrico. En general, el orden de reacción se define como una suma de los órdenes de reacción para cada reactivo.

Por ejemplo, para la siguiente reacción:

$$2\ NO\ (g) + Cl_2\ (g) \rightarrow 2\ NOCl\ (g)$$

La ecuación de velocidad puede expresarse, según lo hemos visto, como lo que sigue:

$$R_A \alpha\ [NO]^n\ [Cl_2]^m$$

Esta reacción tiene orden "n" con respecto al óxido de nitrógeno (II) y orden "m" con respecto al cloro. *Aquí podemos ver un ejemplo en el que cada reactivo* tiene un orden de reacción. Estos exponentes que definen el orden de reacción para cada reactivo deben determinarse de acuerdo con alguna técnica experimental, esto será objeto de estudio en las asignaturas de cinética química en sus facultades. Si no hay datos experimentales, una aproximación que puede usarse con reserva es suponer que el orden de reacción está relacionado con el coeficiente estequiométrico de la ecuación. Si consideramos eso, la ecuación de velocidad nos queda:

$$R_A \alpha\ [NO]^2\ [Cl_2]^1$$

Por otra parte, la proporcionalidad puede resultar en una igualdad si se introduce un valor constante que permita definir con precisión cómo afecta el cambio de una variable a la otra –esto lo recordarás de tus clases de matemáticas– de esta forma:

$$R_A = K\ [NO]^2\ [Cl_2]^1$$

Donde K es la constante de la ecuación de velocidad que permite pasar de una proporcionalidad a una igualdad. Si hacemos un análisis de esta expresión, podemos identificar lo siguiente:

El orden de reacción respecto al óxido de nitrógeno (II) es *2* (el coeficiente en la ecuación).

El orden de reacción respecto al cloro es *1* (el coeficiente en la ecuación).

Puede decirse que el orden total de reacción considera ambos exponentes y, para este caso, el orden de la reacción es 2 (del NO) y 1 (del Cl_2), y al sumarlos resulta en 2 + 1 = 3. Así, el orden de la reacción es 3. Es necesario recalcar que usar los coeficientes estequiométricos es una aproximación que puede usarse en tanto no se tenga más información del sistema; lo correcto es obtener el orden de reacción por medios experimentales. Cuando los exponentes de la expresión de la velocidad de reacción coinciden con los coeficientes estequiométricos se dice que la reacción es elemental. En el ejemplo anterior, se ha asumido de forma arbitraria que la reacción es elemental.

Ejercicio 1

Con base en los siguientes datos, determina el orden de velocidad de reacción respecto de cada reactivo, el orden total de la reacción y la constante de velocidad.

Experimento	[A]mol/L	[B] mol/L	Velocidad mol/(L.s)
1	0.2	0.2	$8x10^{-3}$
2	0.6	0.2	$24x10^{-3}$
3	0.2	0.4	$32x10^{-3}$

Solución:

En el ejemplo anterior no se describe de qué sustancias se trata y tampoco está descrito el sistema químico (la ecuación química); pero, por otra parte, no es indispensable para la solución. Aquí se parte de datos experimentales, como siempre debe de hacerse.

Lo primero que debe tenerse en cuenta es la expresión general de la velocidad de reacción:

$$R = K[A]^m[B]^n$$

Lo siguiente será seleccionar, de los datos que se nos dan, los que nos faciliten los cálculos. Hay algunos criterios que podemos considerar:

Paso 1: Elegir siempre un valor que sea constante para alguno de los reactivos, esto nos permitirá eliminar el término constante y facilitar los cálculos.

Paso 2: Hay que considerar que hay una forma de relacionar las velocidades de mayor a menor para obtener valores enteros al relacionarlos, mediante una división, por ejemplo.

Tomando en cuenta lo anterior, nos conviene elegir los experimentos 1 y 3, pues en ellos la concentración de A es la misma (paso 1) y además la velocidad de 3 es mayor que la de 1 (paso 2). Podemos escribir las expresiones de velocidad de la siguiente forma:

$$R = K\,[A]^m\,[B]^n$$

Sustituyendo en la expresión anterior los datos que corresponden a los experimentos 3 y de 1 tenemos:

$32\,x10^{-3} = K[0.2]^m[0.4]^n$ (expresión para el experimento 3)

$8\,x10^{-3} = K[0.2]^m[0.2]^n$ (expresión para el experimento 1)

Lo siguiente que podemos hacer es dividir ambas expresiones entre sí, la mayor entre la menor (paso 2). Para el ejemplo, puede verse que los datos del experimento 3 son mayores que los de 1, por eso dividimos las expresiones, 3 en el numerador y 1 en el divisor Entonces queda:

$$\frac{32x10^{-3} = K[0.2]^m\,[0.4]^n}{8x10^{-3} = K[0.2]^m\,[0.2]^n}$$

Una pequeña inspección matemática permite reconocer que, de los experimentos, la concentración de A es constante y ésta puede simplificarse a la unidad, lo mismo que la expresión

de las potencias de las velocidades, por lo que se obtiene la siguiente expresión:

$$\frac{32 = 0.4^n}{8 = 0.2^n}$$

Si resolvemos para esta expresión nos queda:

$$4 = 2^n$$

Desarrollando 4 como potencia:

$$2^2 = 2^n$$

Y por identidad de las potencias nos queda que n = 2, entonces el orden de la reacción con respecto B es 2.

Para determinar el orden de la reacción respecto a A se sigue el mismo procedimiento, pero ahora vamos a buscar donde la concentración de B sea igual (paso 1), esto es, en los experimentos 1 y 2. La expresión para 1 ya la conocemos:

$8x10^{-3} = K[0.2]^m[0.2]^n$ (expresión para el experimento 1)

Para 2:

$24x10^{-3} = K[0.6]^m[0.2]^n$ (expresión para el experimento 2)

Dividimos (2) entre (1) como en el caso anterior (paso 2):

$$\frac{24x10^{-3} = \cancel{K}\,[0.6]^m\,\cancel{[0.2]^n}}{8x10^{-3} = \cancel{K}\,[0.2]^m\,\cancel{[0.2]^n}}$$

Ahora, las potencias de la velocidad, la constante, y [B] se resuelven a 1, con lo que queda:

$$\frac{24 = [0.6]^m}{8 = [0.2]^m}$$

Resolviendo el cociente nos queda:

$$3 = 3^m$$

Por identidad el orden de reacción m es igual a 1 (m = 1), entonces la ecuación de velocidad queda ahora:

$$R = K\,[A]^1[B]^2$$

Puede decirse que el orden parcial de la velocidad de la reacción es de 1 con respecto a A y de 2 con respecto a B, el orden global de la reacción es la suma de las potencias, entonces el orden de la reacción es 1 + 2 = 3.

Para determinar la constante de velocidad podemos tomar cualquiera de los experimentos, por ejemplo, el 1.

$$R = K\,[A]^m[B]^n$$

Utilizando la información de la tabla para el experimento 1:

$$8\text{x}10^{-3} = K\,[0.2]^1[0.2]^2$$

Despejando K:

$$K = \frac{8x10^{-3}}{0.2^1\,[0.2]^2}$$

Resolviendo:

$$K = \frac{8x10^{-3}}{0.2(0.04)} = \frac{8x10^{-3}}{8x10^{-3}} = 1$$

Las unidades de la constante serán:

$$K = \frac{\dfrac{mol}{L.s}}{\dfrac{mol.mol^2}{L.L^2}} = \frac{\dfrac{mol}{L.s}}{\dfrac{mol^3}{L^3}} = \frac{L^3.mol}{mol^3.L.s} = \frac{L^2}{mol^2.s}$$

Siempre es conveniente hacer el análisis de las unidades (análisis dimensional) *antes de resolver el ejercicio,* pues si las unidades están bien desarrolladas es muy probable que el resultado que se obtenga sea correcto. Pero si no se hace el análisis antes debe hacerse después de forma que comprobemos si hemos hecho bien el procedimiento.

Ejercicio 2

A veces los ejercicios de equilibrio se plantean no en forma de sustancias formales, sino sólo con su forma matemática; esto no significa que no puedan resolverse, aquí les mostramos un ejemplo tomado de la página de educación del gobierno Vasco (la fuente puede verse en las referencias):

Dada la ecuación

$$A+2B+C \rightarrow 2D+E$$

Y los siguientes datos

Experimento	$[A]_0$ mol/L	$[B]_0$ mol/L	$[C]_0$ mol/L	R (mol/s)
1	1.2	1.2	1	R_1
2	0.6	1.2	1	$R_2=R_1/2$
3	0.6	0.6	1	$R_3=R_2/4$
4	1.2	1.2	0.5	$R_4=16R_3$
5	0.6	0.6	0.5	R_5

Determinar:

a) El orden parcial de reacción de cada reactivo.
b) El orden total de la reacción.
c) Si la reacción es elemental o no.
d) La velocidad del experimento 5 comparado con 1.

Solución:

Seguimos el procedimiento descrito antes, la ecuación de rapidez para este caso sería:

$$R = K\,[A]^m\,[B]^n\,[C]^o$$

Los corchetes expresan la concentración molar de las especies de reactivos y *m*, *n* y *o* representan el orden de reacción para cada reactivo.

Paso 1. Elegimos nuestros datos donde una de las especies tenga la misma concentración inicial; si revisamos la tabla anterior, pueden ser los experimentos 1 y 2, las ecuaciones de rapidez quedan como sigue:

$$R_1 = Kx1.2^m x1.2^n x1^o$$

$$R_1 = Kx0.6^m x1.2^n x1^o$$

Pero $R_2 = R_1/2$; si sustituimos este valor en la ecuación de rapidez 2 nos queda:

$$\frac{R_1}{2} = Kx0.6^m x1.2^n x1^o$$

Paso 2. Hacemos una relación entre la proporción de las dos ecuaciones, podemos hacer la división en cualquier orden, en este caso nos conviene hacer la división de 1 entre 2 (la rapidez 2 es la mitad que la rapidez 1); nótese que se omite K, pues al ser constante e igual en ambas expresiones podemos simplificarla desde un principio.

$$\frac{R_1}{\frac{R_1}{2}} = \frac{1.2^m x1.2^n x1^o}{0.6^m x1.2^n x1^o}$$

Paso 3. Resolvemos la división, por inspección podemos ver que los factores relacionados con B y con C se hacen la unidad, la división del factor de A resulta en 2 (1.6 entre 0.6) y el cociente de la rapidez resulta en 2, lo que permite escribir lo siguiente:

$$2 = 2^m$$

Por identidad, m = 1, *ojo m es una potencia, no es una división en la que se despeje a m,* cuando decimos por identidad recordamos que ambos miembros de la ecuación tienen una potencia, en el caso de la rapidez, para que se cumpla la igualdad debe ser 1.

$$2^1 = 2^m$$

El orden de reacción para A es 1.

Repetimos el paso 2. Necesitamos el orden de reacción para B y C, entonces ahora podemos elegir cualquier otro experimento, podemos elegir, por lo pronto, el experimento 3. La ecuación de rapidez es la siguiente:

$$R_3 = Kx0.6^m x0.6^n x1^o$$

Si revisamos los datos, la rapidez ahora es $R_2/4$; nos conviene elegir el experimento 2 por varias razones, la primera, las concentraciones de A y C son iguales, lo que nos hace más fácil el cálculo, la segunda, es que las *rapideces* están relacionadas entre sí (son factores de R_2), primero reescribimos R_3:

$$\frac{R_2}{4} = Kx0.6^m x0.6^n x1^o$$

Pero, a su vez, R2 es factor de R1 (recordemos la situación anterior), por lo que debemos de poner a 3 en los mismos términos (realmente no conocemos R2, pero sabemos cómo se relaciona con el experimento 1):

$$\frac{\frac{R_1}{2}}{4} = Kx0.6^m x0.6^n x1^o$$

Si resolvemos el cociente de la rapidez nos queda:

$$\frac{R_1}{8} = Kx0.6^m x0.6^n x1^o$$

Nuestra Ecuación de Velocidad 2 ya en términos de R_1 nos queda:

$$\frac{R_1}{2} = Kx0.6^m x1.2^n x1^o$$

Hacemos la relación entre velocidades eligiendo la mayor como dividendo y la menor como divisor, esto resulta en lo siguiente; de nuevo simplificamos antes la constante de rapidez:

$$\frac{\frac{R_1}{2}}{\frac{R_1}{8}} = \frac{0.6^m x1.2^n x1^o}{0.6^m x0.6^n x1^o}$$

Resolviendo el cociente y simplificando los términos semejantes:

$$4 = \frac{1.2^n}{0.6^n}$$

El cociente de la expresión anterior resulta en 2. Expresando en términos de potencias la expresión queda:

$$4 = 2^n$$

Al poner a 4 como potencia queda:

$$2^2 = 2^n$$

Por identidad el orden de reacción de B corresponde con 2.

Para determinar el orden de reacción de A elegimos el experimento 1 y el 4, en estos experimentos sólo cambia la concentración de C, y ambas *rapideces* pueden relacionarse entre sí, como lo vimos en los casos anteriores:

Nuestra ecuación de rapidez para el experimento 4 es la siguiente:

$$R_4 = Kx1.2^m\ x1.2^n\ x0.5^o$$

Pero $R_4 = 16R_3$; $R_3 = R_2/4$; y $R_2 = R_1/2$; ya sabíamos que $R_3 = R_1/8$; entonces haciendo las sustituciones convenientes queda:

$R_4 = 2R_1$ la rapidez para 4 se expresa entonces como:

$$2R_1 = Kx1.2^m x1.2^n x0.5^o$$

Dividimos la rapidez del experimento 1 entre la del experimento 4 (de otra forma el orden de reacción de C nos quedaría en el denominador):

$$\frac{R_1}{2R_1} = \frac{Kx1.2^m x1.2^n x1^o}{Kx1.2^m x1.2^n x0.5^o}$$

Resolviendo y simplificando nos queda:

$$\frac{1}{2} = 2^0$$

La solución de la potencia no es tan sencilla, recurrimos para este caso a las leyes de los logaritmos:

$$log\left(\frac{1}{2}\right) = log2^0$$

El logaritmo de un cociente se expresa como la resta de sus logaritmos, en el caso del logaritmo de una potencia, éste es la multiplicación de la potencia por el logaritmo de la base. Aplicando estas leyes:

$$\log(1) - \log(2) = 0\ (\log 2)$$

El logaritmo de 1 es cero, por lo que la expresión queda:

$$0 + \frac{-\,log\,(2)}{log\,(2)} = o$$

y por álgebra sencilla, o es igual a -1

Entonces, tenemos los siguientes órdenes de reacción:

Para A = 1
Para B = 2
Para C = -1

El orden general de la reacción es 2, la ecuación es no elemental si consideramos que el coeficiente de C (que vale 1) no coincide con el orden de reacción para C (este es de -1).

Ahora, sólo como colofón, si se desea conocer la ecuación de velocidad para el experimento 5 en término de R1, sólo hay que hacer la división correspondiente:

$$R_5 = Kx0.6^m x0.6^n x0.5^o$$

$$R_1 = Kx1.2^m x1.2^n x1^o$$

Dividiendo 5 en 1:

$$\frac{R_5}{R_1} = \frac{Kx0.6^m x0.6^n x0.5^o}{Kx1.2^m x1.2\mathrm{n}x1^o}$$

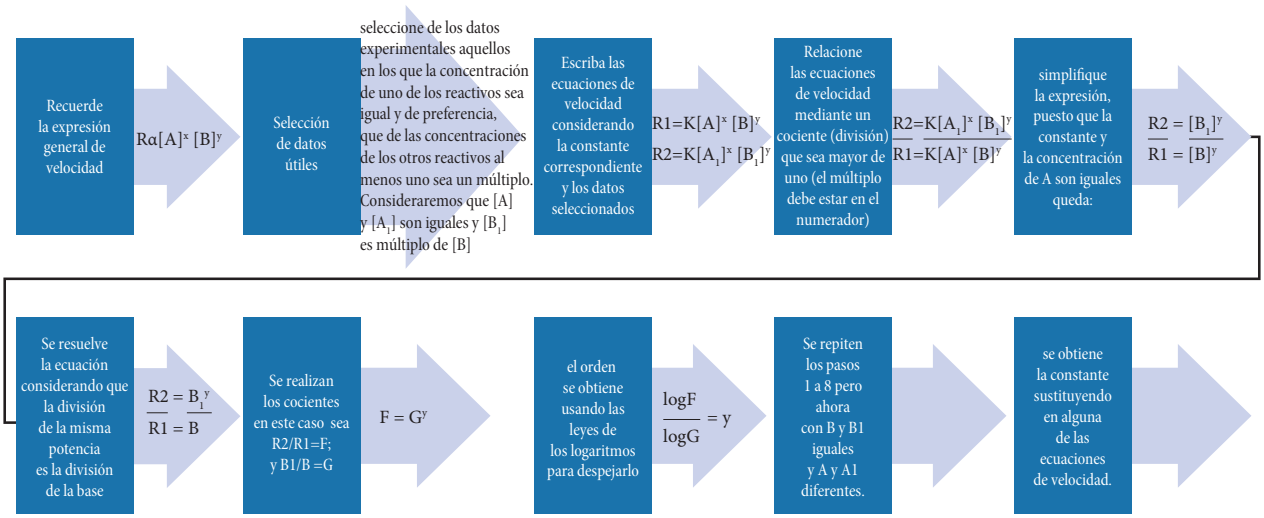
Sustituyendo los órdenes de reacción y simplificando K:

$$\frac{R_5}{R_1} = 0.5^1 x 0.5^2 x 0.5^{-1}$$

Simplificando términos y dejando en función de R_1 (despejando a R_1):

$$R_5 = R_1 x 0.25 : R_5 = \frac{R_1}{4}$$

De manera general, se puede usar el siguiente algoritmo para resolver estos ejercicios:



Ejercicios de práctica

Ejercicio 1

Se tienen los siguientes datos experimentales, determina el orden de reacción para cada reactivo y la constante cinética, así como la expresión general de rapidez.

Experimento	[X] mol/L	[Y] mol/L	Rapidez mol/ (L.min)
1	0.003	0.1	0.45×10^{-6}
2	0.01	0.03	1.5×10^{-6}
3	0.03	0.1	0.45×10^{-4}
4	0.003	0.003	1.35×10^{-8}

Solución: El orden de reacción para X es 2, mientras que para y es 1; la constante cinética es 0.5 $L^2\ mol^{-2}\ min^{-1}$; la ecuación de rapidez es $R= 0.5[X]^2[Y]^1$

El ejercicio fue tomado de: https://triplenlace.com/2013/04/05/calculo-del-orden-y-de-la-ley-de-la-velocidad-de-una-reaccion-quimica/

Ejercicio 2

Se tiene la siguiente ecuación:

$A + 2B + 4C \rightarrow D + 5E$ para su estudio se obtuvieron los siguientes datos experimentales:

Se tienen los siguientes datos experimentales. A partir de esta información determina el orden de reacción para cada reactivo, el orden general de la reacción, la constante cinética, así como la expresión general de rapidez y evalúa si la reacción es o no elemental.

Experimento	A mol/L	B mol/L	C mol/L	Rapidez mol/ (L.s)
1	0.005	0.1	0.1	3.12×10^{-13}
2	0.1	0.005	0.005	7.8125×10^{-16}
3	0.2	0.1	0.2	3.2×10^{-7}
4	0.1	0.2	0.1	5×10^{-9}

Solución: el orden de reacción para A es 3; para B es 1; para C es 4; el orden general de la reacción es 8; la constante cinética es 0.25; la expresión general de velocidad es $R = 0.25*[A]^3[B][C]^4$. La reacción no es elemental, pues el orden no coincide con los coeficientes estequiométricos.

Ejercicio 3

Los datos experimentales de una evaluación cinética son los siguientes:

Experimento	A	B	C	Rapidez
1	0.1	0.5	0.1	$7.5x10^{-3}$
2	0.05	0.25	0.1	$2.34375x10^{-4}$
3	0.1	0.5	0.05	$3.75x10^{-3}$
4	0.05	0.25	0.05	$1.17188x10^{-4}$

Se sabe que la ecuación tiene la siguiente estequiometría:

$$3A + 2B + C \rightarrow 2D + 3E + 5F$$

Con la información anterior determina el orden de reacción para cada reactivo, si la reacción es elemental o no, el valor de la constante cinética y la ecuación general de velocidad.

Solución: El orden de reacción para los reactivos es: A = 3, B = 2, C = 1; como los coeficientes estequiométricos coinciden con el orden para cada reactivo, puede decirse que la reacción es elemental, el valor de la constante es 30, de forma que la ecuación general de rapidez es: $R = 30[A]^3[B]^2[C]$

El equilibrio químico

En muchos sistemas químicos se obtiene una buena cantidad de los productos, casi la totalidad de lo esperado a partir de la estequiometría de la reacción. Tomemos como ejemplo la reacción entre el hidróxido de sodio y el ácido clorhídrico:

$$HCl + NaOH \rightarrow NaCl + H_2O$$

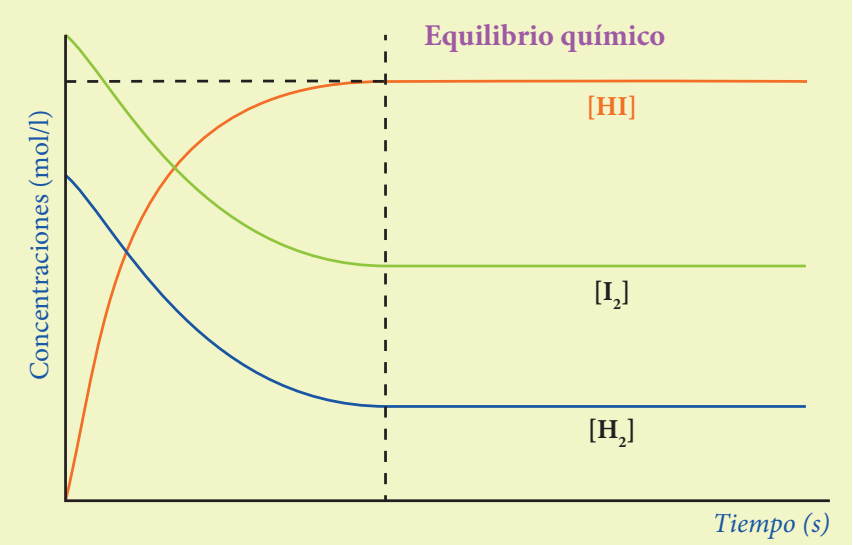
De la estequiometría de la ecuación anterior, puede reconocerse que 1 mol de ácido clorhídrico reacciona con un mol de hidróxido de sodio, al reaccionar totalmente se obtiene 1

mol de cloruro de sodio y un mol de agua. Sin embargo, al ampliarse el estudio de los sistemas químicos pudo reconocerse que estos casos eran excepcionales, lo más común es que, aun dejando transcurrir mucho tiempo, al analizar las sustancias presentes en sistemas reaccionantes se encontraban cantidades importantes de reactivos, como si no terminaran de reaccionar. Por ejemplo, en la obtención de amoniaco, siempre se encuentran hidrógeno y nitrógeno en cantidades apreciables.

$$N_2 + 3H_2 \rightarrow 2NH_3$$

De cada mol que se alimenta de nitrógeno, reacciona un poco más de la mitad, formándose poco más de un mol de amoniaco, de forma que siempre hay en los productos una cantidad apreciable de nitrógeno e hidrógeno.

Con el estudio de la rapidez de las reacciones, se hizo evidente que, sin importar como se realicen algunas reacciones, la conversión (la cantidad de reactivos transformada en productos) nunca se completaba, es decir, siempre había un sobrante de reactivos. Esto puede observarse en la gráfica de la imagen 2, que muestra el comportamiento de un sistema en el que participan yodo (I_2), hidrogeno (H_2) y se forma yoduro de hidrógeno (HI).



Variación de la concentración con el tiempo ($H_2 + I_2 \rightleftarrows 2HI$)

Modificada a partir de https://es.slideshare.net/ELIASNAVARRETE/equilibrio-qumico-13164984

Como puede verse, después del tiempo "teq" la concentración de las sustancias (reactivos y productos) no cambia, no se agotan los reactivos aun con largos periodos de tiempo.

Si analizamos la gráfica, podemos ver que al inicio hay mucho reactivo (en genérico para el hidrogeno y el yodo) y poco tiempo después empieza a aparecer el yoduro de hidrogeno, la cantidad de reactivo (medida como concentración) decae y, en un punto, ya no hay cambios, en el caso del yoduro de hidrogeno ocurre algo similar: aumenta su concentración hasta un punto en el que ya no hay cambios. ¿Qué significa esto? Pues que, de forma continua, los reactivos generan productos y los productos regeneran los reactivos, algo así como un juego de voleibol, pero con muchas pelotas.

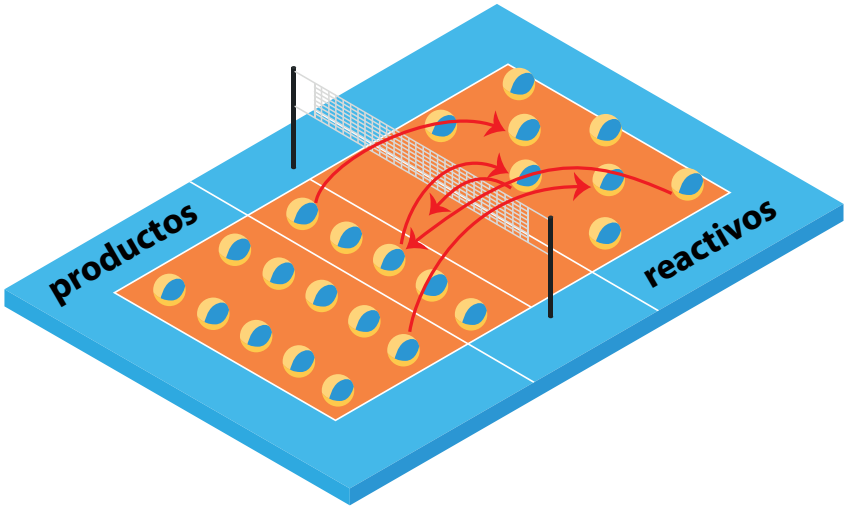


Figura 3. El momento en el que la concentración de las especies químicas ya no cambia, puede entenderse como un partido de voleibol con muchas pelotas (partículas o moléculas) viajando e intercambiándose de reactivos a productos y viceversa.

Cuando en un sistema químico ya no hay cambios en la concentración de las especies presentes, se dice que se llega al *equilibrio químico*. Este equilibrio no debe entenderse en un sentido estático, las reacciones de formación y descomposición no se paran, sino que siguen ocurriendo de forma simultánea.

La ley de acción de masas y la constante de equilibrio

El estudio del equilibrio químico llevo a intuir que había alguna relación entre la rapidez de la reacción y el equilibrio. Del apartado anterior, recordarás que la rapidez de reacción se plantea de la siguiente forma:

$$R = K[A]^m[B]^n$$

Supongamos que en realidad en un sistema químico ocurren dos reacciones, una que va hacia los productos y otra que va hacia los reactivos, de ser el caso tendríamos dos ecuaciones de velocidad, por ejemplo, para el caso de la gráfica de la figura 2:

$$H_2 + I_2 \rightarrow 2HI$$

$$R_1 = -K_1[H_2]^m[I_2]^n$$

que sería la ecuación de rapidez para la reacción hacia productos, recordemos que el signo indica que las concentraciones disminuyen.

Para el caso de la descomposición del yoduro de hidrógeno tendríamos la siguiente ecuación:

$$2HI \rightarrow H_2 + I_2$$

La ecuación de rapidez estaría dada por:

$$R_2 = -K_2\,[HI]^z$$

Al principio R_1 es mucho mayor que R_2 , pues no hay suficientes moléculas de yoduro de hidrógeno que puedan descomponerse y volver a formar el hidrógeno y el yodo pero, a medida que pasa el tiempo, las moléculas presentes de yoduro de hidrógeno pueden empezar a chocar entre sí y descomponerse hasta que, en un momento dado, la velocidad de formación y descomposición pueden volverse iguales, en este momento se alcanza el equilibrio (teq). Podemos representar el comportamiento químico del sistema con una ecuación que combine ambas representaciones, la transformación hacia productos y la descomposición hacia reactivos:

$$H_2 + I_2 \leftrightarrows 2HI$$

La flecha doble indica que el sistema está en un continuo ir y venir de reactivos a productos y viceversa. Estos sistemas también se conocen como *sistemas reversibles*, precisamente por la posibilidad de reformar los reactivos a partir de los productos. Siguiendo con el estudio de la rapidez de las reacciones, podemos decir que en el tiempo de equilibrio (teq) las *rapideces* son iguales, esto es:

$R_1 = R_2$; si igualamos las ecuaciones de rapidez entre sí:

$$K_1[H_2]^m\,[I_2]^n = K_2[HI]^z$$

Se puede arreglar la expresión de forma que las constantes de velocidad se ubiquen en un lado y en el otro las expresiones de la concentración. Es una convención definir esta relación de forma que el cociente de las constantes sea con base en la reacción de formación del producto (en este caso el yoduro de hidrógeno):

$$\frac{K_1}{K_2} = \frac{[HI]^z}{[H]^m[I]^n}$$

El cociente K_1/K_2 se conoce con el nombre de constante de equilibrio (Keq); así, al usar la relación desarrollada antes de las ecuaciones de rapidez tenemos la expresión:

$$Keq = \frac{K_1}{K_2} = \frac{[HI]^z}{[H]^m[I]^n}$$

Esta expresión, que puede extenderse a cualquier sistema químico, fue formulada primero por Cato Guldbeerg y Peter Waage hacia 1864. Si se supone que las reacciones pueden ser elementales para simplificar el trabajo con la ecuación, para un sistema del tipo:

$$aA + bB \leftrightarrows cC + dD$$

Utilizando la lógica anterior, la expresión de la constante de equilibrio sería:

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

La expresión anterior se conoce como *ley de acción de masas*. Recordando que en las ecuaciones elementales el orden está relacionado con el coeficiente estequiométrico. Esta es una generalización útil, pues simplifica mucho los cálculos, pero para usarse de forma precisa se requiere determinar con precisión los exponentes de cada especie química por medios experimentales o partir de datos de actividad química.

EXPRESIONES DE LA CONSTANTE DE EQUILIBRIO

Hay diversas formas de expresar la constante de equilibrio para un sistema químico: para gases se expresa en función de la presión (donde la presión parcial de cada gas es una medida de la concentración), en función de las fracciones mol (entendiendo precisamente que la fracción de las moles de una sustancia con respecto al total también es una forma de expresar la concentración), la concentración de iones en disolución o el grado de acidez. A continuación, desarrollamos algunos de éstos.

Expresión de la constante de equilibrio en función de la presión

Antes de desarrollar la expresión es necesario revisar algunos conceptos.

Fracción molar: es la fracción de moles de una sustancia según el total de moles del sistema, matemáticamente se puede expresar mediante la siguiente relación:

$$XA = \frac{nA}{nT};$$

que se lee como: la fracción molar del componente A (Xa) es igual a la moles del componente a (nA) entre las moles totales del sistema (nT).

A es igual a las moles del componente A en el sistema, entre las moles totales del sistema. En el caso de sistemas gaseosos, el volumen que ocupan es directamente proporcional a las moles presentes de cada componente, por lo tanto, la fracción molar es igual al porcentaje en volumen del componente.

Ejemplos

1. ¿Cuál es la fracción molar del oxígeno atmosférico?

Solución: se sabe que la concentración en volumen del oxígeno en la atmósfera es cercana a 21 al nivel del mar. Por lo tanto, XO2 = 21/100 = 0.21

2. ¿Cuál es la composición molar de un sistema con 100 g de agua y 20 g de NaCl?

Solución: primeramente, se evalúan las moles de cada componente, para ello usamos la masa molar obtenida de las masas atómicas expresadas en la Tabla periódica; en el caso del agua, es cercana a 18, mientras que en el caso del NaCl, es cercana a 58.5. Con esta información pueden evaluarse las moles de cada componente:

$$nH_2O = \frac{100}{18} = 5.56\ mol\ ;\ nNaCl = \frac{20}{58.5} = 0.34\ mol$$

La fracción mol de cada componente resulta:

$$XHO = \frac{nHO}{nT} = \frac{5.56}{5.9} = 0.94\ ;\ XNaCl = \frac{nNaCl}{nT} = \frac{0.34}{5.9} = 0.06$$

Ley de las presiones parciales de Dalton

Dalton supuso que la presión de cada gas contribuía de manera directamente proporcional a su concentración con la presión total, de manera que al sumar todas las contribuciones de las presiones de cada componente gaseoso de un sistema se obtenía la presión total. De esta forma:

$$P^0A = X_A P_T$$

donde P°A es la presión parcial del componente A, X_A es la fracción molar del componente en el sistema gaseoso; y P_T es la presión del sistema gaseoso.

Ejemplo

¿Cuál es la presión parcial del oxígeno atmosférico en la Ciudad de México? Compara ésta con la que hay al nivel del mar. Explica, con base en los resultados, por qué los visitantes que vienen de la costa suelen sentirse incómodos en la Ciudad de México; y por qué los deportistas de alto rendimiento hacen campamentos de montaña.

Solución:

La presión en la Ciudad de México es de 585 mmHg (menor que la que hay a nivel del mar, que es de 760 mmHg), entonces la presión parcial del oxígeno recordando que su concentración molar en la atmósfera es de 21 %.

$$P°O_2 = 585 \text{ x } (0.21) = 122.85 \text{ mmHg.}$$

La presión parcial del oxígeno al nivel del mar es de

$$P°O_2 = 760 \text{ x } (0.21) = 159.6 \text{ mmHg}$$

Al comparar estos resultados es notable ver una menor presión parcial de oxígeno en la Ciudad de México, esto hace que los visitantes de la costa tengan que bombear más sangre para tener la misma cantidad de oxígeno que tienen de manera re-

gular. Químicamente, el oxígeno se combina con la hemoglobina para ser transportado al organismo. Esto ocasiona que, en términos del principio de Le Chatelier, sea necesaria mayor concentración de hemoglobina para compensar la menor presión parcial de oxígeno. Esto lo aprovechan los deportistas de alto rendimiento al hacer campamentos de montaña, con presiones parciales de oxígeno mucho menores, lo que hace que aumente la cantidad de hemoglobina durante su estancia misma que prevalece algún tiempo al bajar a menor altitud.

Expresión de la constante en función de las concentraciones molares (Kc)

El término *equilibrio homogéneo* se aplica a las reacciones en las que todas las especies reactivas se encuentran en la misma fase. La disociación del N_2O_4 es un ejemplo de equilibrio homogéneo en fase gaseosa.

$$N_2O_4(g) \rightarrow 2\,NO_2(g)$$

La constante de equilibrio a 134°C es (expresión y valor):

$$Kc = \frac{[NO_2]^2}{[N_2O_4]} = 1.89 \text{ mol/L}$$

Los valores experimentales constantes de equilibrio pueden consultarse en la literatura científica, por ejemplo, el *Manual del Ingeniero Químico* de John H. Perry o el *Manual de datos de Lange*.

Observa que el subíndice (c) en Kc indica que las concentraciones de las especies reactivas se expresan en molaridad o moles por litro. Las concentraciones de reactivos y productos en las reacciones de gases también pueden expresarse en términos de sus presiones parciales, como se verá en el siguiente apartado.

Otro ejemplo de equilibrio homogéneo es el siguiente: en toda muestra acuosa ocurre espontáneamente la reacción de ionización del agua pero, una vez formados los dos iones, es posible que vuelvan a formar una molécula de agua. Así, en el agua común y corriente tenemos normalmente las tres especies:

$$H_2O(l) \rightarrow H^+(ac) + OH^-(ac)$$

Cuando este sistema químico está en equilibrio, la expresión de la constante es:

$$Kc = [H^+][OH^+]/[H_2O],$$

La concentración del agua en comparación con la concentración de los iones no cambia. Esto nos dice que la fracción de moléculas de agua que producen iones H y OH es muy pequeña, lo que significa que casi toda el agua presente permanece como moléculas de agua. Eso permite suponer que la concentración de agua no cambia. En la ecuación del equilibrio químico suponemos que $[H_2O]$ es una constante. Si multiplicamos ambos lados de la ecuación anterior por $[H_2O]$, obtenemos una nueva constante llamada Kw, o constante de autoionización del agua:

$$Kc\ [H_2O] = [H^+][OH^-] = Kw = 1 \times 10^{-14}\ (mol/L)^2$$

Este valor es muy importante en cálculos de ácidos y bases; si se evalúa la concentración de iones $[H^+]$ a 25°C se obtiene:

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

Si se trabaja este resultado con logaritmos, obtenemos: log $(1x10^{-7}) = -7$, si multiplicamos este valor por -1, entonces tenemos que el valor es 7 ¿Y esto para qué? Pues 7 es el pH del agua pura a 25°C, y la expresión $-\log[H^+]$ es la forma matemática para evaluar el pH.

Expresión de la constante en función de la presión (Kp)

Sea el sistema en fase gaseosa $aA(g) + bB(g) \rightleftharpoons cC(g) + dD(g)$ sabiendo que la presión total es la suma de las presiones parciales de cada una de las sustancias del sistema (ley de Dalton)

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

Ejemplo

En un matraz de 5 litros de capacidad y a presión de 1 atm, se calienta una muestra de NO_2 (g) hasta la temperatura de 327 °C, a la cual se establece el equilibrio siguiente:

$$2NO_{2(g)} \rightleftharpoons 2N_{(g)} + O_{2(g)}$$

Alcanzado dicho equilibrio se enfría el matraz para evitar modificaciones en la composición de equilibrio. Se encontró la composición siguiente: 3.45 g de NO2 (g), 0.6 g de NO (g) y 0.39 g de O2 (g).

Solución:

Se tiene la presión del sistema y las masas de cada componente, se pueden conocer las moles de cada uno de ellos:

$$nNO_2 = \frac{3.45}{46} = 0.075 \text{ mol}$$

$$nNO = \frac{0.6}{30} = 0.02 \text{ mol}$$

$$nNO = \frac{0.39}{32} = 0.0122 \text{ mol}$$

Las moles totales (nT), son: 0.075 + 0.02 + 0.0122 = 0.1072 mol

La fracción mol de cada componente es:

$$XNO_2 = \frac{0.075}{0.1072} = 0.7$$

$$XNO = \frac{0.02}{0.1072} = 0.186$$

$$XO_2 = \frac{0.0122}{0.1072} = 0.114$$

La presión parcial de cada componente es:

$P°NO_2 = 0.7*1 = 0.7atm$

$P°NO = 0.186*1 = 0.186$ atm

$P°O_2 = 0.114*1 = 0.114$ atm

La constante de equilibrio queda:

$$Kp = \frac{[P°C]^c[P°D]^d}{[P°A]^a} = \frac{0.114 * (0.186)^2}{0.7^2} = 0.008\ atm$$

Expresión de la constante en función de las fracciones molares (Kx)

Si consideramos que la fracción molar es una expresión de concentración, entonces la ley de acción de masas puede quedar como sigue:

$$Kx = \frac{XC^c\, XD^d}{XA^a\, XB^b}$$

Ejemplo

Para el ejercicio anterior, calcule el valor de Kx

Solución: se tienen los valores de las fracciones molares:

$$XNO_2 = \frac{0.075}{0.1072} = 0.7$$

$$XNO = \frac{0.02}{0.1072} = 0.186$$

$$XO_2 = \frac{0.0122}{0.1072} = 0.114; \text{ entonces}$$

$$Kx = \frac{XC^c\, XD^d}{XA^a} = \frac{0.114 * 0.186^2}{0.7^2} = 0.008$$

Nótese que la constante anterior no tiene unidades, a diferencia de Kp que sí las tiene.

Expresión de la constante en función de las concentraciones molares (Kc) (gases)

La concentración está dada por la expresión $[X] = \frac{nX}{V}$; esto quiere decir que la concentración molar es una relación entre las moles de la sustancia y el volumen que ocupan. Pero el volumen de un gas puede evaluarse a partir de la ley de gas ideal:

$$PV = nRT$$

P es la presión en atmósferas, V es el volumen (en litros), n son las moles que se evalúan, R es una constante de gas ideal (puede tener varios valores, dependiendo de las unidades en que se expresa, la más común es referida a litros* atmósferas/(mol * Kelvin); y en este caso su valor es de 0.08205), y T la temperatura del sistema en Kelvin (°C+273.15).

Entonces la concentración se expresa como:

$$[X] = \frac{n}{V} = \frac{P}{RT}$$

Si se usa la ley de acción de masas queda:

$$Kc = \frac{[P°C]^c[P°D]^d}{[P°A]^a[P°B]^b} * \left[\frac{1}{RT}\right] \Delta n$$

La explicación de $\left[\frac{1}{RT}\right] \Delta n$ es que tanto en el denominador como en el numerador esta presente RT, lo que puede factorizarse. Por propiedades de las potencias el valor en el numerador es $\left[\frac{1}{RT}\right](c * d)$; y en el denominador $\left[\frac{1}{RT}\right](a * b)$. Por propiedades de las potencias, queda

$$\left[\frac{1}{RT}\right](c * d) - (a * b) = \left[\frac{1}{RT}\right](\Delta n)$$

Ejemplo

Las expresiones anteriores pueden transformarse de unas a otras:

$$Kp=Kx*P^{(\Delta n)}$$
$$Kp=Kc*RT^{(\Delta n)}$$

$$Kc = Kp * \left[\frac{1}{RT}\right] \Delta n$$

¿Cuál es el valor de Kc para el ejemplo anterior?

$$Kc = Kp * \left.\frac{1}{RT}\right] \Delta n = 0.008 \left[\frac{1}{0.08205*(327+273.15)}\right]^{2+1-2=1}$$

$$Kc=1.62x10^{-4}mol/L$$

Nótese que las unidades van a depender de la diferencia entre los coeficientes estequiométricos de reactivos y productos.

EJERCICIOS

1. La descomposición del pentóxido de nitrógeno en fase gaseosa produce óxido de nitrógeno (IV) y oxígeno. ¿Cuál es la expresión de la constante de equilibrio para Kp, para Kc y en términos de fracción molar?
2. Describe el equilibrio para el sistema químico de combustión del propano, en términos de Kp y Kc.
3. Si la descomposición térmica del bicarbonato de sodio produce agua y dióxido de carbono como gases y carbonato de sodio sólido, ¿cuál es la expresión de equilibrio del sistema en términos de Kp?
4. Si el ácido carbónico se disocia en iones bicarbonato e hidrógeno, ¿cuál es la expresión de equilibrio que le corresponde?

La desviación del equilibrio en un sistema, el cociente de reacción (Qc)

Para las reacciones que no han alcanzado el equilibrio, puede predecirse si ocurre la reacción directa (1), o la inversa (2).

Reacción 1: $aA + bB \rightarrow cC + dD$ *y*
Reacción 2: $cC + dD \rightarrow aA + bB$

Para ello, lo único que hay que hacer es evaluar la concentración de reactivos y productos en un momento dado y, sustituyendo las concentraciones en la expresión de la ley de acción de masas, obtenemos un cociente de reacción (Qc), en lugar de la constante de equilibrio. Se evalúa el resultado al compararlo con la Keq.

- si el resultado es Qc mayor que Keq, entonces ocurre la reacción inversa (porque hay predominio de las concentraciones de los reactivos de la reacción 2)
- si el resultado es Qc menor que Keq, entonces ocurre la reacción directa (porque hay predominio de los reactivos de la reacción 1).

Ejemplo

Se tienen los siguientes datos de equilibrio del sistema químico para la formación del HI a 450 °C: $H_2 + I_2 \rightarrow 2HI$

$[H_2]$ equilibrio	$[I_2]$ equilibrio	[HI] equilibrio
0.21	0.21	1.58

¿Cuál es el valor de la constante de equilibrio Kc?

Solución:

Se dispone de los valores de equilibrio del sistema, por no poseer datos de actividad, se asume que el sistema sigue la ley de acción de masas. La expresión para la ley de acción de masas para el sistema es:

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

sustituyendo los valores:

$$Keq = \frac{[1.58]^2}{[0.21][0.21]} = 5.66$$

A continuación se muestran los datos de una serie de pruebas. Con la evaluación del cociente de reacción, predecir si se formará preferentemente ácido yodhídrico o éste se descompondrá en hidrogeno y yodo.

Prueba No.	$[H_2]$ inicial	$[I_2]$ inicial	[HI] inicial
1	1.0	1.0	0.0
2	0.0	0.0	2.0
3	1.0	0.0	1.0
4	0.0	1.0	1.0
5	1.0	1.0	1.0

Solución:

Se evalúa el cociente de reacción con la expresión de la ley de acción de masas. Si el cociente es mayor a la constante de reacción, entonces hay mucho producto, por lo que procederá la descomposición; si, por el contrario, el cociente de reacción es menor a la constante, entonces hay mucho reactivo, por lo que es de esperarse que se forme el ácido yodhídrico.

EJERCICIOS

Prueba Núm.	Q	Predicción
1	0	Debe formarse HI
2	No hay reactivos, Q >>> Keq	Sucede la descomposición del HI
3	No hay yodo, Qr>>> Keq	Sucede la descomposición del HI
4	No hay hidrógeno Qr>>> Keq	Sucede la descomposición del HI
5	Qr=1; < Keq	Debe formarse HI

La constante de equilibrio del sistema $N_2O_4 \leftrightarrow 2NO_2$ a 25°C es de 0.141. Determina para los valores de concentración $[NO_2] = 0.24$; y $[N_2O_4] = 0.02$, si la reacción ocurre en el sentido de la descomposición del N_2O_4 o de la formación de éste.

Solución:

Qr = 2.88, debe proceder la formación de N_2O_4

La formación del cloruro de sulfonilo procede según la siguiente reacción: $SO_2Cl_2 \rightarrow SO_2 + Cl_2$; si la constante de equilibrio tiene un valor de 0.011, para las concentraciones $[SO_2Cl_2]= 0.25$, $[SO_2]=0.15$ y $[Cl_2]=0.2$, determina hacia dónde ocurre la reacción.

Solución:

Qr = 0.12, debe proceder la descomposición del cloruro de sulfonilo.

La definición de eficiencia de reacción con base en la ley de acción de masas

Si queremos conocer qué tan eficiente es una reacción química, con los datos de equilibrio y la alimentación de reactivos podemos determinar cuánto es lo máximo que podemos obtener de producto; esto es diferente del rendimiento de una reacción, pues este valor corresponde a los valores de proceso.

Ejemplo

La obtención de amoniaco se representa con la siguiente:

$$N_2+3H_2 \leftrightarrow 2NH_3$$

Se sabe que la constante de equilibrio tiene como valor 0.33 a 500 °C, con una concentración inicial de $[N_2]$ 1.2 mol/L, y de hidrógeno $[H_2]$ = 3.6 mol/L, suponiendo un volumen de reactor de 200 L, ¿cuánto puede obtenerse como máximo de amoniaco y cuál es la eficiencia de la reacción?

Solución:

Por estequiometría, las moles contenidas en el reactor de cada gas son:

$$nN_2 = 1.2x200 = 240 \text{ mol}$$

$$nH_2 = 3.6 \text{ x } 200 = 720 \text{ mol}$$

Las moles que pueden obtenerse de amoniaco serán 2mol NH_3x240mol N_2/1 mol N_2 = 480. mol de amoniaco, pero esto en el caso de que reaccionen todos los reactivos, sin que sobre nada. El valor de la constante es bajo, esto significa que por más que se alimenten reactivos en cantidades grandes la eficiencia de la reacción será baja. Aplicando la ley de acción de masas al sistema:

(Aquí conviene usar una tabla para explicar que sucede en el reactor al llegar al equilibrio.)

Componente	N_2 mol/L	H_2 mol/L	NH_3 mol/L
Entrada	1.2	3.6	0 (aún no se forma amoniaco)
Reacciona	X (lo que sea que reaccione)	3X (por la estequiometría de la reacción)	2X
En el equilibrio	1.2-X	3.6-3X	2X

Se sustituyen las expresiones anteriores en la ley de acción de masas

$$0.33 = \frac{[2X]^2}{[1.2 - X][3.6 - 3X]^3}$$

¡Se obtiene una expresión matemática muy complicada! La solución del valor de X puede hacerse por métodos gráficos o numéricos, pero el resultado es X = 0.57, entonces:

Producción de amoniaco = 2 (0.57) = 1.14 mol/L

La producción, considerando el volumen del reactor, es: 1.14 x 200 L = 228 mol.

Si consideramos que deberían haberse obtenido 480 mol, la eficiencia de la reacción queda:

De cada mol de nitrógeno que alimentemos al reactor sólo reaccionara ¡poco menos de la mitad!

Dada la dificultad de las ecuaciones químicas que pueden tratarse, se deja esta idea. La evaluación del equilibrio químico es una herramienta muy importante, en la industria química un análisis como este puede definir la conveniencia de montar un proceso industrial.

EL PRINCIPIO DE LE CHATELIER

Dependiendo de ciertos factores, el equilibrio de un sistema químico puede ser manipulado de forma que las proporciones entre reactivos y productos se modifiquen. Este hallazgo fue formulado por Henry Louis Le Chatelier en 1888 (también lo enunció Karl Ferdinand Braun, trabajando de forma independiente), y se conoce como principio de Le Chatelier, que puede parafrasearse de la siguiente forma: si un sistema químico se encuentra en equilibrio y se le altera (cambiando la presión, la concentración o la temperatura) el sistema reaccionará de forma que se compense la alteración. A continuación, describiremos algunos ejemplos de cómo se afecta el equilibrio con los factores antes descritos.

Le Chatelier (izquierda) y Braun(derecha) estudiaron de manera independiente el equilibrio químico e identificaron que factores afectan el mismo. (no se tienen los derechos de las imágenes, se tomaron de wikipedia.)

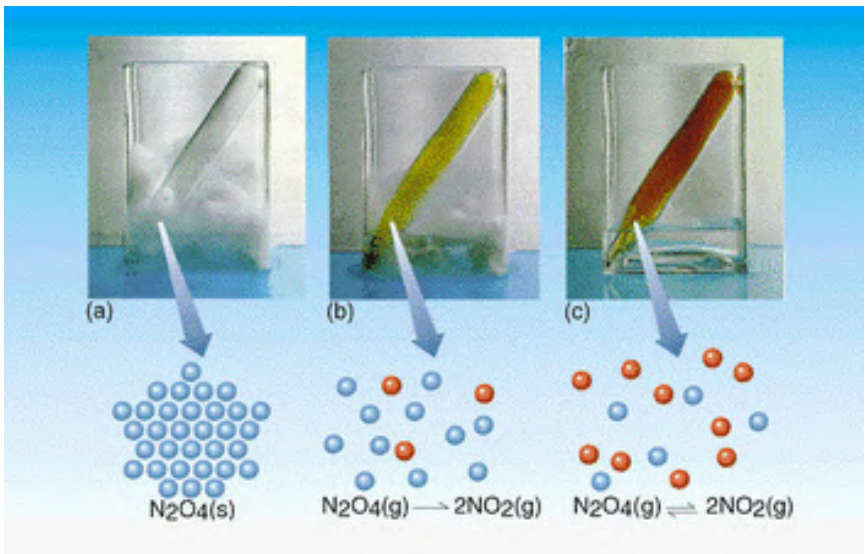
El efecto de la temperatura

Se sabe que las reacciones químicas para llevarse a cabo pueden tomar energía del medio (o puede suministrárseles de alguna forma), reacciones que suelen denominarse endotérmicas; si, por el contrario, ceden energía cuando ocurren, se les conoce como exotérmicas.

Si se representa la energía como un reactivo con la letra Q, se puede escribir una ecuación de la siguiente forma:

$$aA + bB \rightleftharpoons cC + dD + Q$$

Esto representa una ecuación exotérmica. Si a un sistema de este tipo que se encuentre en equilibrio se le suministra energía (por ejemplo, aumentando la temperatura), el cambio se dará de forma que la energía sea un reactivo, y la reacción se desplazará hacia la izquierda; si, por el contrario, se disminuye la temperatura, el sistema compensará el cambio desplazándose a donde la energía sea un producto, en este caso a la derecha.



No se tienen los derechos sobre la imagen, se obtuvo de https://quimicaparatodosfreddysolano.weebly.com/cinetica-y-equilibrio.html

En esta imagen se puede notar el efecto de la temperatura en la disociación del dímero del óxido de nitrógeno (IV), a menor temperatura el dímero incoloro es la especie dominante. A medida que aumenta la temperatura, la disociación hace que el equilibrio se desplace a la formación de óxido de nitrógeno (IV) de color pardo rojizo.

El efecto de la presión

Muchos sistemas químicos se desarrollan en estado gaseoso y, como sabemos, los gases pueden cambiar su volumen con la presión. En algunos casos, al desarrollarse la reacción puede disminuir el volumen (por ejemplo, que los productos tengan una menor cantidad de partículas) o bien, que aumente el volumen. En este caso eso significa que los reactivos tienen una mayor cantidad de partículas. ¿Cómo puede reconocerse esto al comparar la suma de los coeficientes estequiométricos? Por ejemplo, para el siguiente sistema:

$$N_2 + 3H_2 \rightleftharpoons 2\,NH_3$$

Podemos reconocer que la suma de los coeficientes de reactivos es 4, mientras que en los productos es 2, en este caso se dice que la reacción se desarrolla con una contracción o disminución del volumen. Esto implica que, si se aumenta la presión, aumentará la cantidad de amoniaco producido, pues éste tiene menos partículas en el equilibrio (2) que los reactivos (3 de hidrógeno y 1 de nitrógeno).

En otro sistema, por ejemplo:

$$PCl_5 \rightleftharpoons PCl_3 + Cl_2$$

Podemos ver que la suma de los coeficientes en reactivos es 1, y en productos es 2, esto significa que la reacción ahora ocurre con un aumento de volumen. Si queremos favorecer que la reacción se desplace a la derecha, entonces necesitamos disminuir la presión.

El efecto de la presión es importante cuando participan materiales gaseosos, para reacciones que ocurren en fase líquida o sólida el efecto de la presión no es importante. Por ejemplo, en el siguiente sistema:

$$HCl + NaOH \rightleftharpoons H_2O + NaCl$$

Los cambios de presión no tienen ningún efecto, en primer lugar, no hay cambio en la cantidad de partículas (la suma de coeficientes de reactivos y productos es igual), y la reacción ocurre en estado líquido.

El efecto de la concentración

Si a un sistema en equilibrio se le añade uno de los reactivos, la reacción se desplazará a la derecha para compensar este cambio; lo mismo ocurriría si se elimina uno de los productos; si, por el contrario, se agrega uno de los productos, el cambio hará que la reacción se desplace a la izquierda aumentando la cantidad de los reactivos.

Como hemos visto, a mayor concentración también es mayor la cantidad de partículas de las sustancias que participan. Si un sistema está en equilibrio y se aumenta alguna de las sustancias, el equilibrio se desplaza hacia donde se compense este cambio. Por ejemplo:

$$CaCO_3 \rightleftharpoons CaO + CO_3$$

Si se elimina el CO_2, por ejemplo, abriendo el reactor, la compensación desplazará la reacción a la derecha (se produce más CO_2); si, por el contrario, se introduce CO_2 a presión en el reactor, la reacción se desplaza a la izquierda, con lo que se produce menos CO_2.

Otro ejemplo podemos tenerlo para la siguiente reacción en fase líquida:

$$AgNO_{3(ac)} + KCl_{(ac)} \rightleftharpoons AgCl_{(s)} + KNO_{3(ac)}$$

Puede notarse que se forma cloruro de plata sólido. Si el sistema en equilibrio se le añade acido nítrico (HNO_3) tendremos más ion nitrato, y el equilibrio se desplazará a la izquierda, con ello hay menos cloruro de plata en estado sólido. A este *efecto se le denomina efecto del ion común*.

Ejemplos: (Tít. 3)

1. Se tiene la siguiente reacción (simplificada)

$$Cu\ (s) + H_2SO_{4(ac)} + Q \rightleftharpoons CuSO_{4(ac)} + H_{2\ (g)}$$

a) ¿Qué pasa si al sistema en equilibrio se le añade más cobre?

Solución:

Puesto que se añade uno de los reactivos, la reacción debe compensar este cambio, por lo que se debe desplazar a la derecha.

b) ¿Qué pasa si el sistema se enfría?

Solución:

La reacción así indicada requiere energía para llevarse a cabo, en estas condiciones, si se disminuye la temperatura, la reacción se desplazará a la izquierda.

c) ¿Qué pasa si se introduce hidrógeno en el sistema?

Solución:

Puesto que se añade uno de los productos, la reacción debe compensar este cambio, por lo que se debe desplazar a la izquierda.

2. Para el sistema en equilibrio:

$$S_{(g)} + O_{2(g)} \rightleftharpoons SO_{2(g)} + Q$$

a) ¿Qué pasa si se aumenta la temperatura del sistema?

Solución:

La reacción así indicada produce energía al llevarse a cabo, en estas condiciones, si se aumenta la temperatura, la reacción se desplazará a la izquierda.

b) ¿Qué pasa si se aumenta la presión del sistema?

La reacción se efectúa con una contracción del volumen (las moles de productos son m que las de reactivos) en estas condiciones la reacción se desplaza a la derecha para compensar el cambio.

APLICACIONES DEL EQUILIBRIO QUÍMICO

Equilibrio de sistemas heterogéneos

Muchos sistemas químicos no se presentan en una sola fase, a menudo participan sólidos, líquidos o gases en un mismo sistema. Esto hace que las expresiones de la constante de equilibrio se formulen de forma diferente.

Por ejemplo, en el caso de un sistema sólido-liquido:

$$aA(s) + bB(ac) \rightleftharpoons cC(s) + dD(ac)$$

Se puede reconocer que los únicos en los que puede cambiar la concentración es en el caso de B y C, puesto que el volumen de los sólidos es prácticamente constante. Esto hace que la constante englobe precisamente esta constancia de volumen

de los sólidos y el valor que se obtiene sólo considere a los que pueden cambiar su concentración (los acuosos), y para este tipo de casos queda:

$$Keq = \frac{D^d}{B^b}$$

Estos sistemas representan muy bien las reacciones de doble desplazamiento, por ejemplo, la obtención de cobre por desplazamiento con zinc:

$$CuSO_{4(ac)} + Zn_s \rightleftharpoons Cu_{(s)} + ZnSO_{4(ac)}$$

Sólidos-gases

Sea por ejemplo el sistema: $CaCO_{3(s)} \rightleftharpoons CaO_{(s)} + CO_{2(g)}$

Como ya se mencionó, los sólidos mantienen su volumen constante, por ello, la constante de equilibrio ya engloba esta constancia, y sólo queda referida al gas:

$$Keq = PCO_2$$

Equilibrio de sistemas heterogéneos de precipitación

Aunque no hay sustancias que sean totalmente insolubles, para ciertos casos puede hablarse de insolubilidad, si se toman en cuenta los siguientes parámetros:

1. Se considera soluble una sustancia con una concentración mayor a 0.1M.
2. Es parcialmente soluble si su concentración molar está entre 0.1M y 0.001M.
3. Si la concentración es menor a 0.001M, se considera que la sustancia es insoluble.
4. Las sales al disolverse se disocian en los iones que las forman, por ejemplo:

$$BaSO_{4(s)} \rightleftharpoons Ba^{2+}{}_{(ac)} + SO_4^{-2}{}_{(ac)}$$

Esta disociación puede interpretarse como un sistema químico, en el cual una sal que no está disuelta guarda un equilibrio de disolución con los iones que la forman y que están

solvatados. En términos de la constante de equilibrio:

$$Keq = \frac{[SO_4][Ba]}{[BaSO_4]}$$

Pero hemos visto que los sólidos no cambian su volumen, de forma que el sulfato de bario entra en una nueva constante, llamada "constante del producto de solubilidad" o Kps, que queda para este caso:

$$Kps=[SO_4][Ba]$$

Se han determinado experimentalmente muchos valores de Kps para varias sustancias, en la siguiente tabla se presentan algunas:

TABLA 1. CONSTANTES DE SOLUBILIDAD

Compuesto	Fórmula	Kps (25 °C)
Hidróxido de aluminio	$Al(OH)_3$	3×10^{-34}
Molibdato de bario	$BaMoO_4$	3.54×10^{-8}
Sulfato de bario	$BaSO_4$	1.08×10^{-10}
Sulfito de bario	$BaSO_3$	5.0×10^{-10}
Hidróxido de calcio	$Ca(OH)_2$	5.02×10^{-6}
Fosfato de calcio	$Ca_3(PO_4)_2$	2.07×10^{-33}
Sulfato de calcio	$CaSO_4$	4.93×10^{-5}
Sulfuro de zinc (alfa)	ZnS	2×10^{-25}
Cloruro de cobre(I)	CuCl	1.72×10^{-7}
Fluoruro de estroncio	SrF_2	4.33×10^{-9}
Yodato de estroncio	$Sr(IO_3)_2$	1.14×10^{-7}

*Tomada del sitio
https://www.periodni.com/es/constantes_del_producto_de_solubilidad.html

Relación Kps y solubilidad

Puesto que al disolverse la sal se disocia en sus iones, se puede decir que la solubilidad coincide con la solubilidad de los iones. Por ejemplo, para el sulfato de bario, que sería una sal del tipo AB:

$$Kps=1.8x10^{-10}$$

$$[SO_4^{-2}]=[Ba^{+2}]=s \text{ (s es la solubilidad)}$$

$$Kps=[SO_4^{-2}]*[Ba^{+2}]=s^2$$

$$s = \sqrt[2]{Kps}$$

Para cuando tenemos diferente número de iones, esto implica que cambia la cantidad de iones solvatados proporcionalmente a la cantidad de iones en la sal; por ejemplo, para una sal del tipo AB_2, como el fluoruro de estroncio SrF_2, que tiene una Kps de 4.33×10^{-9}

En el equilibrio: $SrF_2 \rightleftharpoons Sr^{2+} + 2F^{1-}$

La constante se puede expresar como:

$$Kps=[Sr^{2+}]*[F^{1-}]^2$$

Puesto que la solubilidad de los iones es: Sr=s; y F=2s

$$Kps=[s]*[2s]^2 = 4s^3$$

Si se quiere saber la solubilidad del fluoruro de estroncio en mol/L se tiene:

$$s = \sqrt[3]{\frac{Kps}{4}}; \text{ para el ejemplo s=0.001 mol/L}$$

Para cualquier sal del tipo AxBy se puede generalizar que la solubilidad es:

$$s = \sqrt[(x+y)]{\frac{Kps}{x^x * y^y}}$$

Equilibrio de sistemas ácidos

Así como las sales se disocian en agua, también los ácidos lo hacen. De esto dio cuenta Svante Arrhenius cuando se percató

de que algunos ácidos eran buenos electrolitos, y su explicación es que los ácidos se disocian en sus iones (hidrógeno y los aniones que los forman), si es el caso de bases, éstas se disocian en iones OH^- y los cationes que las forman.

Para un ácido con un hidrógeno:

$$HX \rightleftharpoons H^+ + X^-$$

Si tiene más de un hidrógeno la disociación se da en pasos sucesivos:

$$H_2X \rightleftharpoons H^+ + HX^- \rightleftharpoons 2H^+ + X^{2-}$$

Ocurre algo similar para las bases. Cada paso de disociación tiene una constante asociada si hay más de un hidrógeno en el ácido. En general, puede decirse que hay ácidos fuertes que en general están totalmente disociados, y los débiles, que se disocian muy poco (los muy débiles lo hacen en menos del 1 por ciento).

Para saber cuánto, en mayor o menor cantidad, se disocia un ácido, lo que se hace es medir la constante de equilibrio, que para los ácidos es Ka. Algunos valores de Ka se muestran en la siguiente tabla:

TABLA 2. CONSTANTES DE ACIDEZ

Nombre	pKa	Ka
Ácido acético $CH_3CO_2\mathbf{H}$	4.74	1.8×10^{-5}
Ácido carbónico $\mathbf{H}_2CO_3$	6.36 10.33	4.4×10^{-7} 4.7×10^{-11}
Ácido cianhídrico **H**CN	9.3	4.9×10^{-10}
Ácido clorhídrico **H**Cl	-2.2	1.6×10^{1}
Ácido fluorhídrico **H**F	3.17	6.8×10^{-4}
Ácido nítrico $\mathbf{H}NO_3$	-1.34	2.2×10^{1}
Ácido nitroso $\mathbf{H}NO_2$	3.15	7.1×10^{-4}
Ácido perclórico $HClO_4$	-7.3	2.0×10^{7}

Ácido sulfhídrico H_2S	7.24 12.89	5.7×10^{-8} 1.3×10^{-13}
Ácido sulfúrico H_2SO_4	-5.2 1.92	1.6×10^{5} 1.2×10^{-2}
Ácido yodhídrico HI	-5.2	1.6×10^{5}

Esta tabla está tomada de:
http://sgpwe.izt.uam.mx/files/users/uami/jrvc/QA_1/apendice_F_pKa.doc

Los valores anteriores están referidos tanto a Ka como a pKa. Si recuerdas lo que mencionamos en la autoionización del agua del pH, podrás imaginar que pK está referido al logaritmo de la constante. Puede decirse que mientras más fuerte sea el ácido (más se disocie), su valor de pKa será entero y negativo; mientras más débil sea (se disocie poco) el valor de pKa será fraccionario y positivo. Los valores de pKa son útiles cuando se trata, por ejemplo, con disoluciones reguladoras (también llamadas buffer o tampón).

Cálculo del equilibrio para ácidos

El equilibrio de un sistema que involucre ácidos sigue la ley de acción de masas ya estudiada, por ello puede aplicarse como hemos hecho antes. Puesto que involucra concentraciones molares de ion H^+, se puede usar para conocer y predecir o modificar el pH de una disolución.

Sea el sistema químico $HNO_2 \rightleftharpoons H^+ + NO_2^{1-}$

Para la concentración de equilibrio del ácido 0.0025M, ¿cuál es la concentración molar de iones hidrógeno?

Solución:
De la tabla se puede ver que la constante vale: 7.1×10^{-4}, de acuerdo con la ley de acción de masas:

$$Keq = \frac{[H^+] * [NO_2^-]}{[HNO_2]} = 7.1 \ x \ 10^{-4}$$

Si hacemos que la concentración de cada ion sea x, la expresión queda:

$$Keq = \frac{[x] * [x]}{[HNO_2]} = 7.1\ x\ 10^{-4}$$

Resolviendo el álgebra queda:

$$x = \sqrt{7.1\ x\ 10^{-4}\ [HNO2]} = \sqrt{7.1\ x\ 10\text{-}4 * 0.0025} = 0.0013\ M$$

Si recordamos el pH se puede obtener con pH=-log[H^+]; si deseamos conocer el pH entonces:

$$pH = -\log[0.0013] = 2.87.$$

En este caso se obtuvo el pH de la disolución en el equilibrio. Pero también se puede obtener a partir de los datos de preparación de la disolución.

Ejemplo

¿Cuál es el pH de una disolución de ácido fluorhídrico 0.001M? Compárese el pH con el de una disolución de HCl de la misma concentración.

Solución.

Este es un ejercicio de estequiometría, por tanto, para resolverlo planteamos la ecuación de equilibrio de disociación:

	Sustancias y especies químicas			
	HF	⇌	H+	F-
Entra	0.001		0	0
reacciona	x		x	x
En el equilibrio	0.001-x		x	x

x es lo que se disocia de HF en el equilibrio; puesto que los coeficientes estequiométricos son uno, lo que se disocia de ácido es lo que se forma de cada ion.

En la ecuación de la constante:

$$Keq = \frac{[H^+] * [F^-]}{[HF]} = \frac{x * x}{0.001 - x}$$

De la tabla se sabe que Keq HF = 6.8x 10^{-4}; sustituyendo y resolviendo queda una ecuación de segundo grado:

$$x^2+6.8x10^{-4} - 6.8x10^{-7} = 0$$

Ecuación que puede resolverse con la solución general:

$$x = \frac{-b\pm\sqrt{b^2 - 4ac}}{2a} = \frac{-6.8\ x\ 10^{-4} \pm \sqrt{(6.8\ x\ 10^{-4})^2 + 4(6.8\ x\ 10^{-7})}}{2}$$

Al hacer las matemáticas puede reconocerse que sólo la raíz positiva tiene sentido; la raíz negativa no tiene significado físico:

$$x = \frac{-6.8\ x\ 10^{-4} + 1.78\ x\ 10^{-3}}{2} = 5.5\ x\ 10^{-4}$$

Puesto que x = $[H^+]$; y pH = -log$[H^+]$, entonces, el pH de la disolución de HF es

pH = -log[5.5x10^{-4}] = 3.25

La comparación con la disolución de HCl requiere de cálculos similares:

	Sustancias y especies químicas			
	HCI	⇌	H+	F-
Entra	0.001		0	0
reacciona	x		x	x
En el equilibrio	0.001-x		x	x

x es lo que se disocia de HCl en el equilibrio; puesto que los coeficientes estequiométricos son uno, lo que se disocia de ácido es lo que se forma de cada ion.

En la ecuación de la constante:

$$Keq = \frac{[H^+] * [Cl^-]}{[HCl]} = \frac{x * x}{0.001 - x}$$

De la tabla se sabe que Keq HCl = 16; sustituyendo y resolviendo queda una ecuación de segundo grado:

$$x^2+16x - 0.016 = 0$$

Que puede resolverse con la solución general:

$$x = \frac{-b\pm\sqrt{b^2 - 4ac}}{2a} = \frac{-16\pm \sqrt{(16)^2 + 4(0.016)}}{2}$$

Al hacer las matemáticas puede reconocerse que sólo la raíz positiva tiene sentido; la raíz negativa no tiene significado físico:

$$x = \frac{-16 + 16.}{2} = 0.000999$$

Como puede verse, el resultado es prácticamente igual a la concentración inicial del ácido, esto significa que se disocia totalmente. El pH queda:

$$pH = -log\ [H^+] = -log\ [9.999\ x\ 10^{-4}] = 3 \sim$$

Esto quiere decir que el ácido clorhídrico es un ácido más fuerte que el ácido fluorhídrico, pues el pH para la misma concentración es menor en el caso de éste.

En el ejemplo anterior hemos cometido una omisión importante: el agua también actúa como un ácido, se disocia de acuerdo con un valor llamado constante de disociación del agua:

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

Su valor es de Kw = $1x10^{-14}$; sin embargo, la concentración de iones hidrógeno debida a la disociación del agua para los ejemplos anteriores es muy pequeña y puede considerarse despreciable. Pero esto no es necesariamente cierto en disoluciones aún más diluidas o para ácidos poco disociables.

Así como puede evaluarse el pH de los valores de concentración de iones H^+, también puede obtenerse pOH a partir de los valores de concentración de OH^-. Aún más:

$$pH+pOH=14$$

Esta relación resulta útil cuando en vez de tratarse con ácidos se tienen bases. El tratamiento numérico es el mismo.

Equilibrio para mezclas de sales de ácidos débiles con sus ácidos

En el caso de las sales, éstas son electrolitos fuertes, esto quiere decir que al momento de disolverse se disocian totalmente. Si se mezclan ácidos débiles y sales de los mismos, se afecta el equilibrio de forma que la concentración de iones H^+ es más o menos constante: pueden agregarse bases o ácidos a este tipo de mezclas y el pH no cambia demasiado dentro de ciertos límites. Este tipo de sistemas químicos se conocen como soluciones buffer, tampón o reguladoras.

Estos sistemas tienen importancia tanto industrial, como analítica y biológica, por ejemplo, las reacciones enzimáticas, que permiten la supervivencia de los seres vivos, ocurren en rangos muy estrechos de pH, por lo tanto, fluidos como la sangre son también sistemas reguladores.

EJERCICIO

Determina el pH de una disolución que tiene una concentración 0.25 de ácido acético y 0.12M de acetato de sodio.

Solución:

Al tratarse del ácido acético se tiene un ácido débil (Ka= $1.8x10^{-5}$), es aún mas débil que el ácido fluorhídrico; el equilibrio de disociación representando al ion acetato como Ac^- será:

$$HAc \rightleftharpoons H^+ + Ac^-$$

Podemos usar la misma simplificación para hablar del acetato de sodio (NaAc), al disociarse lo hace de la siguiente forma:

$$NaAc \rightleftharpoons Na^+ + Ac^-$$

El sistema químico representado en forma de tabla tiene las siguientes características:

Sustancia	Entrada	Reacciona	Salida
HAc	0.25	X	0.25-x
H	0	X	X
Ac-	0.12	x (se añade del ácido acético)	0.12+x

En el equilibrio

$$Keq = \frac{[H^+] * [Ac^-]}{[HAc]} = \frac{x * (0.12 + x)}{0.25 - x}$$

Desarrollando las matemáticas apropiadas queda:
$x^2 + (0.12+Keq)x - 0.25Keq = 0$;

entonces $x^2 + 0.120018x - 0.25*Keq = 0$, resolviendo:

$$x = \frac{-b \pm \sqrt{b^2 - 4ac}}{2a} = \frac{-0.120018 \pm \sqrt{(0.120018)^2 + 4(0.25 * 1.8\ x\ 10^{-5})}}{2} = 3.74\ x\ 10^{-5}$$

Aplicando la expresión para pH

$$pH = -\log[H+] = -\log[3.74x10\text{-}5] = 4.4$$

La ecuación de Henderson Hasselbach

Los cálculos de pH a partir de concentraciones de equilibrio para sistemas como el anterior, pueden simplificarse grandemente con la denominada ecuación de Henderson Hasselbach. Veamos:

Con base en la constante de equilibrio tenemos la siguiente expresión:

$$Keq = \frac{[H^+] * [X^-]}{[HX]}$$

Si de esta despejamos la concentración de iones H^+ nos queda:

$$\frac{Keq[HX]}{[X^-]} = [H^+]$$; de la definición de pH

$$-\log \frac{Keq[HX]}{[X^-]} = -\log [H^+] = pH$$; aplicando propiedades de los logaritmos:

$$pH = -log\,(Keq)\ \ -log\ \frac{[HX]}{[X^-]}$$

El término -log(Keq) también se conoce, en el caso de ácidos, como pKa. Algunos de estos valores se muestran en la tabla 2. También podemos cambiar el signo de negativo de la razón de concentraciones invirtiendo el orden entre denominador y numerador:

$$pH = pKa + log\ \frac{[X^-]}{[HX]}$$

La expresión anterior se conoce como ecuación de Henderson Hasselbach. Es particularmente útil para hacer cálculos de pH de mezclas de sales de ácidos débiles con éstos, pues abrevia el proceso de cálculo de equilibrio. Aunque se indican las concentraciones de equilibrio, si revisamos el ejemplo anterior, la contribución de ácido a la concentración del ion acetato es muy pequeña (del orden de 10^{-5}); y casi todo el ácido está sin disociar. Veamos cómo resulta el ejercicio anterior al usar esta ecuación:

$$pH = 4.74 + log\ \frac{0.12}{0.25}\ =\ 4.42$$

Que es prácticamente el mismo resultado que obtuvimos anteriormente.

REFERENCIAS

Benson, S. W. (1998). Cálculos químicos. México: Limusa Noriega.

Castro, S. (2017). Cinética química. Ecuación de velocidad ejercicios resueltos. Consultado 02b Profesor10demate. 4 de mayo de 2017 https://www.youtube.com/watch?v=aVVDJMNSaok

Castro, S. (2017). Cinética química. Ecuación de velocidad ejercicios resueltos. 02ª. Profesor10demate. Consultado 24 de abril de 2017 https://www.youtube.com/watch?v=H_g3XraLRMQ

Chamizo, J. A. y Garritz. (2001). Tú y la química. México: Pearson.

Chamizo, J. A., Garritz, A. y Vilar, R. (2001). Problemas de química. México: Prentice Hall/Pearson.

Chang, R. (1999). Química, 6ª ed. México: McGraw-Hill.

Chena, J. M. L. C., Aguilar, I. E. S. (2019). "Equilibrio de solubilidad". Junta de Andalucíia. Consultada el 20 de abril de 2019 desde http://www.juntadeandalucia.es/averroes/centros-tic/41008970/helvia/sitio/upload/equilibrio_solubilidad.pdf

Frey, P. (2009). Problemas de química y cómo resolverlos. Patria/CECSA: México.

Gavira, J. M. (2013). Cálculo del orden y de la ley de velocidad de una reacción química. Triple enlace. Consultada el 2 de septiembre de 2020 desde https://triplenlace.com/2013/04/05/calculo-del-orden-y-de-la-ley-de-la-velocidad-de-una-reaccion-quimica/

Generalic, E. (2019). "Constantes del producto de solubilidad." EniG. Tabla periódica de los elementos. KTF-Split. Consultada el 28 de abril de 2019 desde https://www.periodni.com/es/constantes_del_producto_de_solubilidad.html

Gobierno Vasco. Departamento de educación (2020). Velocidad de reacción. Ecuación de velocidad. Consultado - hiru.. Retrieved 27 September 2020, from https://www.hiru.eus/es/quimica/velocidad-de-reaccion-ecuacion-de-velocidad

Harris, D.C. (1992). Análisis químico cuantitativo. México: Grupo Editorial Iberoamérica.

Reina, M. (2019). Tema 4. Equilibrio químico. Departamento de Física y Química. Junta de Andalucía. Consultada el 26 de abril de 2019 desde http://www.juntadeandalucia.es/averroes/centros-tic/41008970/helvia/sitio/upload/equilibrio_solubilidad.pdf

Streitwieser, A. y Heathcock,C.H. (1989). Química orgánica. 3ra edición. México: McGraw-Hill Interamericana.

Summers, D.B. (1983). Manual de química. México: Grupo editorial Iberoamérica.

BIBLIOGRAFÍA GENERAL

ACS (2005). *Química. Un proyecto de la ACS*. Barcelona: Reverté.

Acompa, L.R. et al. (2019). *Programa de fortalecimiento a la calidad del egreso (PROFOCE): Estequiometría.* México: UNAM-CCH.

Becerril, O., Torres, F., Castellán, M., García, R. (2011). *Apoyando química 3*. México: CCH-UNAM.

Benson, S. W. (1993). *Cálculos químicos*. México: Editorial Limusa.

Chang, R. y Goldsby, K. (2017). *Química.* (12ª ed.) Perú: McGraw-Hill.

Chamizo, J. A. y Garritz. (2001). *Tú y la química*. México: Pearson.

Chamizo, J. A., Garritz, A. y Vilar, R. (2001). *Problemas de química*. México: Prentice Hall/Pearson.

Cruz, H. (2011). *Guía para la resolución de problemas de química*. México: Facultad de Ciencias-UNAM.

Dickson, T.R. (1976). *Introducción a la química*. México: Publicaciones Cultural.

Dingrando, L., Gregg, K.V., Hainen, N., Wistrom, Ch. (2010). *Química: materia y cambio*. México: McGraw-Hill Educación.

Flores, T. y García C. (1990). *Química*. (5ª ed). México: Publicaciones Cultural Hispanoamericana.

Garritz, A., Gasque, L., Martínez, A. (2005). *Química universitaria.* México: Pearson Educación.

González, R., Montagut, P., Sansón, M. Salcedo, R. (2013). *Química. Teoría, ejemplos y problemas*. México: Grupo Editorial Patria.

Gutiérrez, M.E. y López, L. (2019). *Química 2*. (3ª ed.). México: Pearson.

Harris, D.C. (1992). *Análisis químico cuantitativo.* México: Grupo Editorial Iberoamérica.

Kotz, J.C., Treichel, P.M., Weaver, G.C. (2005). *Química y reactividad química*. (6ª ed.). México: CENGAGE Learning.

Masterton, W.L., Hurley, C.N. y Neth, E.J. (2012). Chemistry: principles and reactions. (7ª ed.). California: CENGAGE Learning.

Miller, A. (1978). *Química elemental.* México: Editorial Harla.

Moore,J., Stanirski,C., Kotz, J., Joesten, M., Wood,J. (2000). *El mundo de la química. Conceptos y aplicaciones*. México: Pearson Education.

Oteyza, E., Lam, E., Hernández, C., Carrillo, A.(2018). *Álgebra*. México: Pearson-Prentice Hall.

Ortega, G. (s.f.). *Química III*. México: CCH Azcapotzalco-UNAM.

Phillips,J., Stroxak,V., Wistrom,C. (2012). *Química, conceptos y aplicaciones.* México: McGraw-Hill.

Silberberg, M.S. y Amateis, P. (2015). *Chemistry: the molecular nature of matter and change*. (7ª ed.). New York: McGraw-Hill.

Streitwieser, A. y Heathcock,C.H. (1989). *Química orgánica*. 3ra edición. México: McGraw-Hill Interamericana.

Summers, D.B. (1983). *Manual de química.* México: Grupo editorial Iberoamérica.

PÁGINAS ELECTRÓNICAS

Castro, S. (2017). *Cinética química. Ecuación de velocidad ejercicios resueltos*. Consultado 02b Profesor10demate. 4 de mayo de 2017 https://www.youtube.com/watch?v=aVVDJMNSaok

Castro, S. (2017). C*inética química. Ecuación de velocidad ejercicios resueltos*. 02ª. Profesor10demate. Consultado 24 de abril de 2017 https://www.youtube.com/watch?v=H_g3XraLRMQ

Chena, J. M. L. C., Aguilar, I. E. S. (2019). "Equilibrio de solubilidad". *Junta de Andalucíia*. Consultada el 20 de abril de 2019 desde http://www.juntadeandalucia.es/averroes/centros-tic/41008970/helvia/sitio/upload/equilibrio_solubilidad.pdf

Garduño, G. (2005). *Material de apoyo. Balanceo Redox. UNAM-FQ*: México. Tomado de http://depa.fquim.unam.mx/amyd/archivero/BALANCEO_REDOX_15138.pdf

Gavira, J. M. (2013). *Cálculo del orden y de la ley de velocidad de una reacción química. Triple enlace*. Consultada el 2 de septiembre de 2020 desde https://triplenlace.com/2013/04/05/calculo-del-orden-y-de-la-ley-de-la-velocidad-de-una-reaccion-quimica/

Generalic, E. (2019). "Constantes del producto de solubilidad." *EniG. Tabla periódica de los elementos. KTF-Split*. Consultada el 28 de abril de 2019 desde https://www.periodni.com/es/constantes_del_producto_de_solubilidad.html

Gobierno Vasco. Departamento de educación (2020). *Velocidad de reacción. Ecuación de velocidad*. Consultado - hiru.. Retrieved 27 September 2020, from https://www.hiru.eus/es/quimica/velocidad-de-reaccion-ecuacion-de-velocidad

Raviolo, A. y Lerzo, G. (2016). Enseñanza de la estequiometría: uso de analogías y comprensión conceptual. *Educación Química.* En https://www.sciencedirect.com/science/article/pii/S0187893X16300040

Reina, M. (2019). Tema 4. *Equilibrio químico. Departamento de Física y Química. Junta de Andalucía.* Consultada el 26 de abril de 2019 desde http://www.juntadeandalucia.es/averroes/centros-tic/41008970/helvia/sitio/upload/equilibrio_solubilidad.pdf

Estequiometría y equilibrio químico. Programa de Fortalecimiento para la Calidad del Egreso (PROFOCE) Estequiometría
Este texto fue editado por la Escuela Nacional
Colegio de Ciencias y Humanidades, en diciembre del 2021.
Se usó en la composición el tipo Minion Pro 13 pts.
La portada, portadillas e ilustraciones fueron diseñadas
usando imágenes de Freepik.com