

PROBLEMAS RESUELTOS DE QUÍMICA GENERAL: BALANCE DE REACCIONES QUÍMICAS

Autores



Altamirano Briones Alejandro

Químico puro de la Universidad Central del Ecuador, Máster en Medio Ambiente en la Universidad de las Fuerzas Armadas, en la actualidad es auditor de plantas químicas, farmacéuticas. Su área de investigación son los procesos de oxidación avanzada aplicados a la remediación ambiental.



Litardo Velásquez Rosa Mariuxi

Ingeniera Industrial, Magister en Administración Ambiental. Docente de la Universidad Técnica de Manabí de asignaturas del área de Química en carreras de Ingeniería, con participación en varios proyectos de investigación y artículos científicos.



Jean Carlos Pérez

Titulado en Ingeniería Química por la Universidad del Zulia, y como Doctor en Ciencias, mención Química por la Universidad Central de Venezuela. Docente investigador de pre y posgrado desde el 2000, con publicaciones en Química Analítica Ambiental y áreas afines.



Efraín Pérez Vega.

Ingeniero Metalúrgico y Master of Science en Ingeniería del Saint-Petersburg Mining University, Rusia. Master de Gerencia de la Ciencia e Innovación, Universidad Ignacio Agramonte y Loynaz, Cuba. Docente de la Facultad de Ciencias Básicas del Dpto. de Química y tutor de tesis de Posgrado



Cano de Torres Yulixis Nohemi

Química pura de la Universidad del Zulia Venezuela, Magister Scientiarum en Química Universidad del Zulia Venezuela, Doctora en Química Universidad del Zulia Venezuela. En la actualidad docente - investigador en la Universidad Técnica de Manabí. Directora de varios proyectos de investigación y con participación en diferentes artículos de investigación.



Cedeño Briones Blanca

Lic. Química y Biología Universidad Técnica de Manabí. Master Gerencia Educativa Universidad Estatal del Sur de Manabí. Doctora en Educación-Universidad Autónoma de Madrid (2020) Coordinadora del Departamento de Química de la Universidad Técnica de Manabí.



Cobo Intriago Richard Alejandro.

Biólogo Pesquero de la Universidad Laica Eloy Alfaro de Manabí en Ecuador, Magister en Ecología de Sistemas Acuáticos en Chile. En la actualidad Docente en la Universidad Técnica de Manabí. Encargado de las instalaciones de Experimentación Acuicola, tutor de varias tesis acuícolas y líder de proyecto de Monitoreo de Fauna Silvestre.



Cecilio Andrés Viteri Uquillas

Ingeniero Químico, Magister en Seguridad y Salud Ocupacional. Docente de la Universidad Técnica de Manabí de asignaturas del área de Química en carreras de ingeniería, participación en proyectos ambientales, consultor en procesos de extracción-tratamiento de grasas y aceites.



Torres Puentes Julio Cesar

Licenciado en Química, Magister Scientiarum en Química y Doctor en Química Universidad del Zulia Venezuela. En la actualidad docente - investigador en la Universidad Técnica de Manabí. Director de varios proyectos de investigación, participación en diferentes artículos de investigación.



Freddy Eduardo Santana Giler

Licenciado en ciencias de la Educación mención Química y Biología. Máster en Tecnología Educativa y Competencias Digitales por la Universidad Internacional de la Rioja, España. Docente de la Universidad Técnica de Manabí de asignaturas de Química en carreras de Pedagogía, con participación en publicaciones de artículos científicos.



Binnie Luzardo Gorozabel

Ingeniera Química y Magister en Química mención Química Ambiental por la Universidad Técnica de Manabí. Colaboró como docente de apoyo en los laboratorios de Química de la Facultad de Ciencias Básicas. Actualmente docente en la Universidad Técnica de Manabí.



Larissa Sacoto-Palacios

Docente investigadora en la Universidad Técnica de Manabí, con maestrías en química ambiental y sistemas de gestión ambiental. Miembro del grupo de investigación de química ambiental, tutora de tesis, autora de investigaciones y colaboradora en libros. Además, se destaca como ponente en eventos científicos y ha sido responsable de los Laboratorios de Química Orgánica.

PROBLEMAS RESUELTOS DE QUÍMICA GENERAL: BALANCE DE REACCIONES QUÍMICAS



Copyright de AutanaBooks
Editora en jefe: Dra. Franyelit Suárez
Diagramación: Adrián Hauser
Primera Edición, Quito-Ecuador
Todos los derechos reservados

ISBN: 978-9942-45-383-9

DOI: <https://doi.org/10.47460/Autana.Book.15>



No se permite la reproducción total o parcial de esta obra, ni su incorporación a un sistema informático, ni su transmisión en cualquier forma o por cualquier medio (electrónico, mecánico, fotocopia, grabación u otros) sin autorización previa y por escrito de los titulares del copyright. La infracción de dichos derechos puede constituir un delito contra la propiedad intelectual.

Previo a la publicación de este libro todos los capítulos y el material en general fueron sometidos a la revisión por pares ciegos.

Todas las imágenes de portadas utilizadas en el diseño de este documento, son tomadas de la galería del software CANVA, Número de licencia: 03422-17578080



Contenido

INTRODUCCIÓN.

CAPÍTULO I: Reacciones Químicas.

CAPÍTULO II: Balance por simple inspección y métodos algebraicos.

Introducción.

- 2.1. Balanceo por simple inspección o tanteo.
- 2.2. Reacciones con número infinito de balanceos.
- 2.3. Balanceo por el método algebraico.
- 2.4. Reacciones mineralógicas.
- 2.5. Balanceo por el método de Gauss-Jordan.

Lecturas recomendadas.

Referencias bibliográficas.

Actividades.

Glosario.

Solucionario.

CAPÍTULO III: Método REDOX o intercambio de valencia.

Introducción.

- 3.1. Conceptos previos, números de oxidación, electrones de valencia y valencia.
- 3.2. Método REDOX o de números de oxidación.

Lecturas recomendadas.

Referencias bibliográficas.

Actividades.

Glosario.

Solucionario.

CAPÍTULO IV: Método Ion-Electrón.

Introducción.

- 4.1. Conceptos previos al Ion-electrón: Ionización y semirreacciones.
- 4.2. Método del Ion-electrón en medio ácido.
- 4.3. Método del Ion-electrón en medio básico.
- 4.4. Método del Ion-electrón en moléculas orgánica e inorgánicas complejas.

Lecturas recomendadas.

Referencias bibliográficas.

Actividades.

Glosario.

Solucionario.

*“En la danza molecular de la química, cada
elemento es un protagonista.”*

Anónimo

Prólogo

Este libro, "Problemas Resueltos de Química General: Balance de Reacciones Químicas", representa una herramienta esencial en el proceso de aprendizaje y dominio de los fundamentos de la química. En él, se presentan una serie de problemas cuidadosamente seleccionados para abordar aspectos clave del balance de reacciones químicas, uno de los pilares fundamentales en el estudio de esta disciplina.

El objetivo principal de esta obra es proporcionar al estudiante una guía sistemática y práctica para comprender y aplicar los principios detrás del balance de reacciones químicas. Cada problema planteado se acompaña de una solución detallada y explicativa, que no solo demuestra el proceso de resolución, sino que también profundiza en los conceptos subyacentes involucrados en la reacción química.

A lo largo de este texto, se abordan diferentes tipos de reacciones químicas, desde simples combinaciones hasta procesos más complejos, como las reacciones REDOX. Además, se incluyen ejercicios que permiten al estudiante explorar diversos escenarios y aplicaciones prácticas del balance de reacciones químicas en el mundo real.

El enfoque de resolución de problemas adoptado en este libro fomenta el pensamiento crítico y la habilidad para aplicar los conceptos teóricos a situaciones concretas. Se anima al lector a practicar activamente la resolución de problemas, lo que contribuirá no solo a consolidar su comprensión de la química, sino también a desarrollar habilidades analíticas y de resolución de problemas que son fundamentales en el campo científico.

Este libro, "Problemas Resueltos de Química General: Balance de Reacciones Químicas" se presenta como una herramienta invaluable para estudiantes y profesionales que buscan fortalecer su comprensión de los procesos químicos fundamentales. Confiamos en que este libro servirá como un recurso útil y práctico en el viaje de aprendizaje y descubrimiento en el campo de la química.

Dra. Anabella Bartolotta

Introducción

Al iniciar una carrera universitaria una de las materias más complejas es la química básica, ¿Cómo transformar una cátedra abstracta y compleja en algo sencillo y lógico? Para contestar estas interrogantes es importante entender y manejar herramientas como conceptos, leyes, procedimientos y la matemática la cual es el fundamento base de muchos problemas de química general.

Esta obra busca nivelar los conocimientos elementales de química preuniversitaria enfocándose en la resolución y comprensión de ejercicios con una profunda base matemática sin deslindarse del concepto químico, siendo su principal objetivo contribuir con el desarrollo de estudiantes que toman la cátedra por primera vez.

La obra, que tiene como objetivo primordial, proporcionar a los estudiantes y maestros, una alternativa pedagógica y académica, que contiene: ejercicios resueltos mediante procesos sencillos, que permitan entender los conceptos de química. Además, encontrarán ejercicios de mayor complejidad a fin de desarrollar de mejor manera la capacidad de resolver y enfrentar evaluaciones de alto nivel académico. Los ejercicios son explicados en detalle, además contiene teoría para que el estudiante al utilizar este texto se familiarice con la nomenclatura aquí mostrada. El uso de este texto no pretende únicamente facilitar respuestas a ejercicios propuestos, sino impulsar a descubrir e incentivar la capacidad de resolverlos por parte del estudiante de manera independiente; y como último recurso después de intentarlo varias veces, revisar su resolución. Sólo así podrán explotar sus capacidades de razonamiento; muchos ejercicios pueden resolverse por varios caminos, no sólo por el proceso mostrado en este texto.

Este libro está compuesto por elementos teóricos y prácticos que conformaron un proceso de investigación detallado y extenso para descubrir una propuesta que analiza y estudia la química. Para esto se ha estructurado el libro con los siguientes capítulos:

Capítulo 1: Reacciones Químicas

Se exponen los conceptos básicos y se da inicio a la comprensión de las reacciones químicas.

Capítulo 2: Balance por simple inspección y métodos algebraicos

Se muestran los conceptos básicos para realizar balanceos de reacciones químicas por el método de simple inspección y los métodos matemáticos.

Capítulo 3: Método REDOX o intercambio de valencia

se presentan los métodos de balanceo para reacciones REDOX, que involucran procesos de oxidación y reducción.

CAPÍTULO 1

REACCIONES QUÍMICAS



La química estudia la materia, sus propiedades y cambios, centrándose en los átomos y moléculas. Las reacciones químicas revelan la relación entre las masas de los elementos y compuestos, así como la composición y cantidad de sustancias involucradas. Es una ciencia que busca comprender la naturaleza y el comportamiento de la materia a nivel molecular.

INTRODUCCIÓN

La química es la ciencia que se encarga del estudio de la materia, sus propiedades, composición, estructura y los cambios que experimenta durante las reacciones químicas. Se centra en entender la naturaleza y el comportamiento de los átomos y las moléculas que constituyen a las sustancias, así como en las fuerzas que gobiernan sus interacciones.

Las reacciones químicas muestran la relación numérica entre las masas de los elementos que forman una sustancia y las proporciones en las que estos elementos y compuestos se combinan. Estas reacciones no solo revelan los aspectos cuantitativos de cómo una sustancia se forma a partir de otras, sino también centran la atención en la composición y cantidad de las sustancias involucradas o generadas en un proceso químico.

Las ecuaciones químicas, al ofrecer relaciones cuantitativas y cualitativas, permiten abordar temas como estequiometría, fórmulas químicas, reactivos y productos, así como subíndices y coeficientes estequiométricos [1] .

En todos los procedimientos industriales relacionados con la fabricación de productos de uso cotidiano, como jabones, papel, pinturas, textiles, fibras, automóviles y computadoras, se emplean reacciones químicas que pueden ser representadas mediante ecuaciones químicas. La materia prima en estos procesos se refiere a los reactivos involucrados. Los contaminantes pueden manifestarse como parte integral de los productos generados por la reacción o pueden encontrarse en los propios reactivos.

Las ecuaciones químicas son las representaciones de las reacciones químicas. Para que una reacción química esté perfectamente representada por una ecuación química se deben cumplir con la ley de conservación de masa, para ello se aplican los siguientes pasos:

- a. Determinar las sustancias iniciales (reactantes) y las sustancias generadas (productos).
- b. Escribir los reactantes en el lado izquierdo de la ecuación química y los productos a la derecha.
- c. Balancear la ecuación química, esto implica asegurarse de que contenga el mismo tipo y número de átomos en ambos lados de la reacción. Esto se logra ajustando los coeficientes estequiométricos, los cuales determinan la cantidad de cada sustancia que se consume y se forma en la reacción.

Una reacción química es, entonces, todo proceso en el que una o más sustancias (reactivos o reactantes) se combinan y sufren transformaciones químicas para convertirse en otras sustancias (productos), tal como se muestra en la Figura 1.

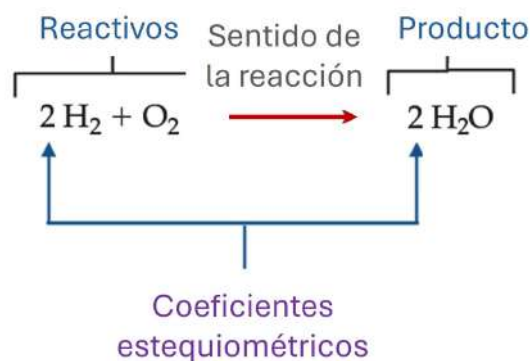


Figura 1. Ejemplo de reacción química: formación de agua a partir de hidrógeno y oxígeno.
Fuente: Elaboración propia

Los coeficientes estequiométricos en la ecuación de la Figura 1 se ven representados por: el número 2 colocado delante de la fórmula química del hidrógeno en los reactivos y el número 2 ubicado delante de la fórmula del agua en los productos, en el caso del oxígeno el coeficiente sería el número 1, sin embargo, este no sería necesario colocarlo debido a que la molécula ya está representada en la reacción. A partir de estos coeficientes se puede escribir una ecuación que cumpla la ley de conservación de masa, es decir que el número de átomos de hidrógeno y oxígeno tanto en los reactivos como en los productos sea el mismo. En este caso la reacción se lleva a cabo entre dos moléculas de hidrógeno y una molécula de oxígeno para formar dos moléculas de agua.

Normalmente, las cantidades que manejamos en el laboratorio y la vida real contienen grandes cantidades de átomos, iones o moléculas. Por ejemplo, una cucharadita de agua (aproximadamente 5 mL) contiene 2×10^{23} moléculas de agua, un número tan grande que casi resulta imposible de entender. Es por ello que en química se ha ideado una unidad especial que permite describir números tan grandes de átomos o moléculas, y se ha denominado mol. Un mol es la cantidad de materia que contiene tantos objetos (átomos, moléculas o cualquier objeto a considerar) como el número de átomos en exactamente 12 g de ^{12}C isotópicamente puro. Mediante experimentos se ha determinado que este número es 6.0221421×10^{23} , el cual generalmente se redondea a 6.02×10^{23} . A esta magnitud se le conoce como el número de Avogadro, en honor del científico italiano Amadeo Avogadro (1776-1856). Un mol de átomos, un mol de moléculas o un mol de cualquier otra cosa contiene el número de Avogadro de esos objetos:

$$1 \text{ mol de átomos de } ^{12}\text{C} = 6.02 \times 10^{23} \text{ átomos de } ^{12}\text{C}$$

$$1 \text{ mol de moléculas de } \text{H}_2\text{O} = 6.02 \times 10^{23} \text{ moléculas de } \text{H}_2\text{O}$$

$$1 \text{ mol de iones } \text{NO}_3^- = 6.02 \times 10^{23} \text{ iones } \text{NO}_3^-$$

¡El número de Avogadro es tan grande que es difícil imaginarlo!

La ecuación química puede completarse también indicando el estado físico de las sustancias, si la reacción libera energía, entre otros aspectos, como puede observarse en la Tabla 1.

Tabla 1. Simbología y significado de cada parámetro.

Símbolo	Explicación
+	Se utiliza para separar dos reactivos o dos productos
$\rightarrow$ $\Rightarrow$ $=$	Flecha de reacción y se usan para separar los reactivos de los productos.
$\leftrightarrow$	Se utiliza para indicar que la reacción es reversible
(s)	Colocado después de la fórmula de un reactivo o producto indica que se encuentra en estado sólido.
↓	Símbolo alternativo a (s). Se usa solamente para productos en estado sólido.
(l)	Se designa si un reactivo o producto en estado líquido, se debe colocar después de la fórmula química.
(ac)	Se indica si la sustancia se encuentra disuelta en agua
(g)	Señala si un reactivo o producto está en estado gaseoso, se sitúa después de la fórmula del compuesto
↑	Símbolo alternativo a (g). Se usa sólo para productos en estado gaseoso.
Δ	Si se coloca en el lado de los productos es indicativo de que en el transcurso de la reacción se desprende calor (Reacción Exotérmica).
$\xrightarrow{\Delta}$	Si se coloca sobre la flecha de reacción o en el lado de los reactivos esto indica que en las condiciones de reacción hay que aplicar calor (Reacción Endotérmica).
$\xrightarrow{Pt}$	Un elemento o fórmula escrita encima o debajo de la flecha indica su uso como catalizador (sustancia que aumenta la velocidad de reacción)

Fuente: Elaboración Propia.

En toda reacción química se cumplen las leyes ponderales y las más importantes a la hora de entender las reacciones químicas son:

- a. **Ley de conservación de masa:** concebida a partir de la experimentación cuantitativa de las reacciones químicas en un sistema cerrado por parte de Lavoisier a mediados de la década de 1770 [2]. **Enunciado:** “La masa de un sistema permanece invariable cualquiera que sea la transformación que ocurra dentro de él; esto es, en términos químicos, la masa de los cuerpos reaccionantes es igual a la masa de los productos de la reacción” [3], [4].

b. **Ley de las proporciones definidas (o de Proust):** indica que cuando un elemento se une a otro para formar un compuesto, lo hace siempre en una proporción fija e invariable, que no se modifica por exceso de alguno de ellos. Esto mismo lo podemos expresar diciendo que todo compuesto químico contiene siempre la misma proporción de cada uno de sus constituyentes [1], [3].

Para formar un determinado compuesto, dos o más elementos químicos se unen siempre en la misma proporción de peso o porcentaje. La relación en que se combinan las sustancias durante una reacción química, para formar un producto, siempre mantendrá una relación proporcional y constante.

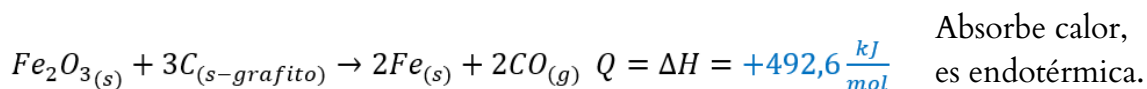
Enunciado: “Cuando dos o más sustancias se combinan para formar un compuesto, lo hacen siempre en una proporción en masa fija, constante”. Ejemplo: El agua H_2O , como se puede observar el oxígeno e hidrógeno se combinan según la relación en masa 8/1

En resumen, el balanceo de una ecuación química para que la misma cumpla con la ley de conservación de la materia se puede llevar a cabo mediante varios procedimientos, los cuales se fundamentan en buscar los coeficientes estequiométricos adecuados; que pueden ser números enteros o fracciones, y que se colocan delante de cada sustancia, para igualar el número de átomos en ambos lados de la reacción. Existen varios métodos para realizar el balanceo, en este texto se estudiarán los métodos:

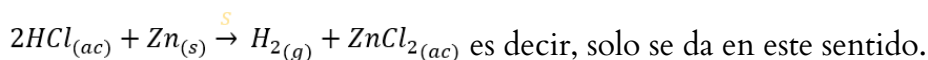
- Método de simple inspección o tanteo.
- Método algebraico.
- Método de matrices.
- Método de cambio en el número de oxidación para reacciones que involucren transferencia de electrones (Reacciones de óxido-reducción).
- Método Ion-Electrón.

Dentro del vasto campo de la química, nos encontramos con una amplia variedad de reacciones químicas. Dado que la ciencia tiene la tendencia inherente a ordenar y clasificar fenómenos, resulta pertinente revisar una clasificación breve de estas reacciones, considerando diversos criterios. Es importante tener en cuenta que estas clasificaciones no son mutuamente excluyentes; es decir, una reacción puede ser clasificada según cada uno de los criterios establecidos.

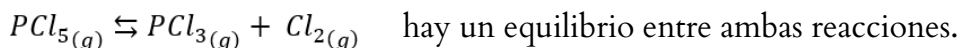
Según la energía implicada en el proceso: Si la reacción desprende energía, se denomina exotérmica y cuando la absorbe se define como endotérmica. Por ejemplo:



De acuerdo al sentido de la reacción: Si la reacción se da sólo de reactivos a productos, sería irreversible, por ejemplo:

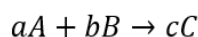


Pero si se da también de productos a reactivos (en ambos sentidos), se denominan reversible, como por ejemplo

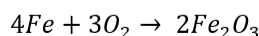
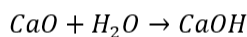
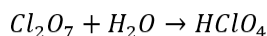


Según el comportamiento de las sustancias reaccionantes: Las clasificamos según la transformación o mecanismo por el que se da la reacción:

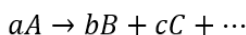
1. Reacción de Combinación o Síntesis: Ocurre cuando donde dos o más sustancias se combinan para formar un solo producto:



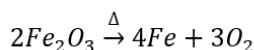
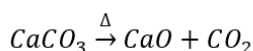
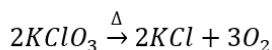
Ejemplos:



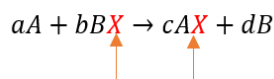
2. Reacción de Descomposición: Cuando un solo reactante se descompone para formar dos o más productos:



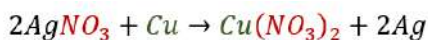
Ejemplos:



3. Reacción de Desplazamiento Simple: Un elemento sustituye a otro en un compuesto



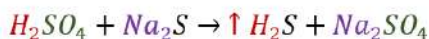
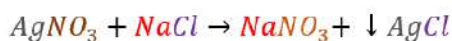
Ejemplos:



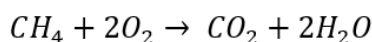
4. Reacción de Desplazamiento Doble: Se produce un intercambio de iones entre los compuestos:



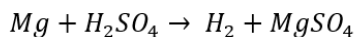
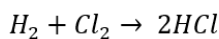
Ejemplos:



5. Reacciones de Combustión: Es el proceso químico donde el oxígeno reacciona con una sustancia orgánica y se desprende gran cantidad de energía, a menudo en forma de luz y calor. Y se produce CO^2 y vapor de H_2O .



6. Reacciones REDOX: En estas reacciones la especie que se reduce gana el mismo número de electrones que pierde la especie que se oxida. Estas ecuaciones se pueden balancear o ajustar por simple inspección.



Lecturas Recomendadas

P. Amrozik, K. Hałagan, P. Maczugowska, G. Jabłoński, R. Kiełbik, y K. Rudnicki, «Parallel model of chemical reactions on a grained molecular level», Comput Phys Commun, vol. 292, nov. 2023, doi: 10.1016/j.cpc.2023.108884.

S. K. Sen, H. Agarwal, y S. Sen, «Chemical equation balancing: An integer programming approach», Math Comput Model, vol. 44, n.o 7-8, pp. 678-691, oct. 2006, doi: 10.1016/j.mcm.2006.02.004.

A. Ferouni, A. Khyati, M. Talbi, S. El Jamali, y M. Radid, «Identification of a few difficulties in chemistry in Moroccans high school: Case of the redox», Procedia Soc Behav Sci, vol. 46, pp. 101-107, 2012, doi: 10.1016/j.sbspro.2012.05.075.

S. Tamani, S. El Jamali, N. Dihaj, y M. Radid, «Chemical Thermodynamic Concept Mastering by Chemistry Students», Procedia Soc Behav Sci, vol. 197, pp. 281-285, jul. 2015, doi: 10.1016/j.sbspro.2015.07.137.

Referencias Bibliográficas

- [1] A. Raviolo y G. Lerzo, «Enseñanza de la estequiometría: Uso de analogías y comprensión conceptual», *Educacion Quimica*, vol. 27, n.o 3, pp. 195-204, jul. 2016, doi: 10.1016/j.eq.2016.04.003.
- [2] L. Galagovsky, *Química y civilización*, 1a ed. Argentina: Asociación Química Argentina, 2011.
- [3] R. Chang y K. A. Goldsby, *Chemistry*, 12th ed. USA: McGraw Hill, 2016.
- [4] L. Galagovsky y J. Giudice, «Estequiometría y ley de conservación de la masa: una relación a analizar desde la perspectiva de los lenguajes químicos», *Ciência & Educação (Bauru)*, vol. 21, n.o 1, pp. 85-99, mar. 2015, doi: 10.1590/1516-731320150010006.
- [5] I. B. Risteski, «A New Singular Matrix Method for Balancing Chemical Equations and Their Stability», *Journal of the Chinese Chemical Society*, vol. 56, pp. 65-79, 2009.
- [6] IUPAC, *Compendium of Chemical Terminology*. Gold Book. 2014.
- [7] S. S. Kaushal et al., «Watershed ‘chemical cocktails’: forming novel elemental combinations in Anthropocene fresh waters», *Biogeochemistry*, vol. 141, n.o 3, pp. 281-305, dic. 2018, doi: 10.1007/s10533-018-0502-6.

CAPÍTULO 2

BALANCE POR SIMPLE INSPECCIÓN Y MÉTODOS ALGEBRAICOS



En una ecuación química balanceada, el número de átomos de cada elemento en los reactivos es igual al número de átomos de esos mismos elementos en los productos. Este proceso garantiza que no se pierdan ni se creen átomos durante la reacción.

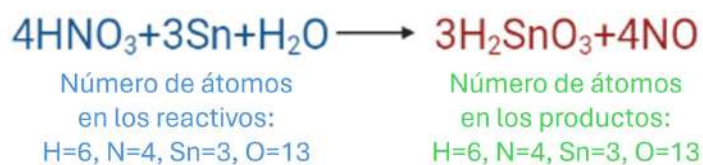
INTRODUCCIÓN

El presente capítulo busca mostrar los conceptos básicos para realizar balanceos de reacciones químicas por el método de simple inspección y los métodos matemáticos, se hará enfoque en las reacciones de combustión incompletas como un caso especial de balanceo de reacciones. Dentro de los métodos matemáticos, se mencionará el método de eliminación de Gauss-Jordan como aplicación del álgebra lineal en la química. Las actividades de este capítulo se separaron por temas y grados de dificultad.

Balanceo de reacciones químicas

Antes de revisar los distintos métodos de balanceo, es crucial señalar que el coeficiente estequiométrico refleja la relación mínima de moles o moléculas entre cada reactivo y producto involucrado en una reacción química.

El balanceo de una reacción química es ajustar los coeficientes estequiométricos para que el número de átomos de cada elemento sea igual tanto en los reactivos como productos. Siguiendo la ley de conservación de la materia, en una reacción química, el número de átomos contenidos en las moléculas en reacción, debe ser el mismo al concluir el proceso, por ejemplo, la siguiente reacción química:



La reacción química tiene igual número de átomos de cada elemento tanto en reactivos como en productos, cuando esta condición se cumple se dice que la reacción química está igualada o balanceada y cumple la ley de la conservación de la materia.

Existen 5 métodos principales para balancear reacciones químicas y estas son:

- Método de simple inspección o tanteo.
- Método algebraico.
- Método de eliminación de Gauss-Jordan.
- Método REDOX o de intercambio de estados de oxidación.
- Método de ion-electrón.

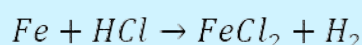
2.1. Balanceo por simple inspección o tanteo

El método de simple inspección o tanteo es el más sencillo para balancear reacciones simples, reacciones que no tienen un proceso de óxido-reducción, consiste en inspeccionar visualmente la reacción e ir ajustando cada coeficiente estequiométrico de tal manera que se ajusten los números de átomos tanto en reactivos como en productos, sin embargo, existen algunas reglas para balancear reacciones por este método:

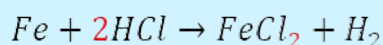
- Se balancea los metales y no metales, esto es debido a que generalmente no se repiten mucho dentro de los reactivos y productos, también son los que cambian sus estados de oxidación.
- En reacciones de combustión de hidrocarburos, primero se balancea el carbono, esto permite calcular rápidamente los coeficientes de hidrógeno y oxígeno de manera indirecta y facilita determinar si la reacción tendrá números fraccionarios.
- Se balancea el hidrógeno, en general el hidrógeno no cambia su estado de oxidación y no suele repetirse a lo largo de la reacción.
- Al final se balancea el oxígeno, pues el oxígeno es el elemento que más se repite tanto en reactivos como en productos, siendo el más complicado de balancear.

Cabe recalcar que en algunas reacciones podremos encontrar a los metales y no metales ya balanceados, y al iniciar con el balanceo del hidrógeno se pueden ver afectados el total de átomos de los metales y no metales, para lo cual, se debe hacer una nueva inspección visual de estos elementos para constatar que el total de átomos siga siendo igual tanto en reactivos como en productos.

Ejercicio 2.1. Balancear la ecuación por el método de simple inspección:



Paso 1: Balancear los metales y no metales: En este caso el hierro está ajustado con un átomo en cada lado de la reacción, sin embargo, en los átomos de cloro en los productos existen 2 contenidos en el $FeCl_2$ mientras que en los reactivos solo tenemos 1 átomo de cloro en el HCl , para ajustar el número de átomos de cloro añadimos un 2 en el coeficiente estequiométrico del HCl .



Para facilitar el conteo de elementos en los ejemplos se utilizará una pequeña “tabla” donde se evidencie en el lado izquierdo el número de átomos en los reactivos y el derecho los productos del elemento en cuestión:

Número de átomos
en los reactivos

1-Fe-1
2-Cl-2

Número de átomos
en los productos

Paso 2: Balancear al hidrógeno:

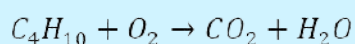
Como se puede ver en el lado de los productos existen 2 átomos de hidrógeno en los reactivos y 2 en los productos:



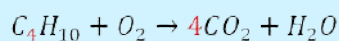
2-H-2

¡La ecuación ha sido balanceada!

Ejercicio 2.2. Balancear la ecuación por el método de simple inspección:

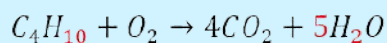


Paso 1: Balancear el carbono: En los reactivos tenemos 4 átomos de carbono en el C_4H_{10} , por tal motivo añadimos un 4 al coeficiente estequiométrico del CO_2 .



4-C-4

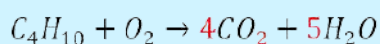
Paso 2: Balancear el hidrógeno: En los reactivos tenemos 10 átomos de carbono en el C_4H_{10} , por tal motivo añadimos un 5 al coeficiente estequiométrico del H_2O , el 5 multiplicará al 2 del subíndice en la molécula agua



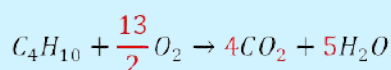
4-C-4

10-H-10

Paso 3: Balancear el oxígeno: Para este paso sumamos los átomos de oxígeno contenidos en el lado de los productos, $4 \cdot 2 + 5 \cdot 1 = 13$



Ya que en los reactivos tenemos una molécula de oxígeno para ajustar la reacción es necesario modificar su coeficiente estequiométrico a $13/2$, la ecuación técnicamente está balanceada.

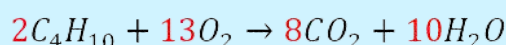
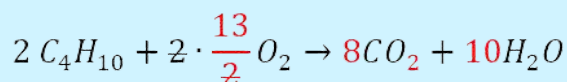
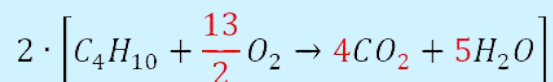


4-C-4

10-H-10

13-O-13

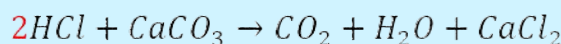
Paso 4: Opcional para evitar dejar la respuesta en fracciones se puede multiplicar toda la reacción por el denominador más alto



Ejercicio 2.3. Balancear la ecuación por el método de simple inspección:



Paso 1: Balancear los metales y no metales: En el lado de los productos contenido en el $CaCl_2$ se tiene 2 átomos de cloro, por tal motivo se debe añadir un 2 al coeficiente estequiométrico del HCl.



2-Cl-2

1-Ca-1

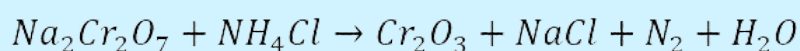
1-C-1

2-H-2

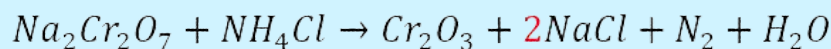
3-O-3

Como se puede ver, al ajustar el Cl la reacción ya fue balanceada.

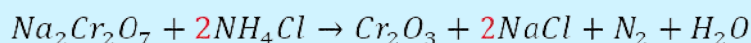
Ejercicio 2.4. Balancear la ecuación por el método de simple inspección:



Paso 1: Balancear los metales y no metales: En los reactivos se tiene 2 átomos de Na contenidos en el $Na_2Cr_2O_7$, de tal manera que se añade un 2 al coeficiente estequiométrico del NaCl.



Debido a este cambio ahora se tiene 2 átomos de Cl en los productos, para ajustar el número de átomos de Cl se añade un 2 al NH_4Cl para balancear el Cl.



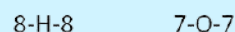
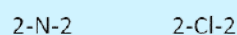
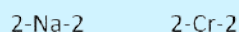
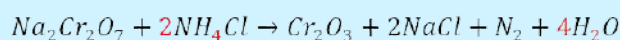
2-Na-2

2-Cr-2

2-N-2

2-Cl-2

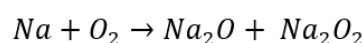
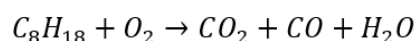
Paso 2: Balancear el hidrógeno: se tienen 8 átomos de H en los reactivos, estos resultan de la multiplicación de 2 . 4 en la molécula de NH_4Cl , para equilibrar la reacción se añade un 4 en el coeficiente del agua.



Con los ajustes realizados la reacción fue balanceada.

2.2 Reacciones con número infinito de balanceos

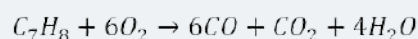
En general una reacción química solo tiene un único balanceo o reacción ajustada, sin embargo, existen reacciones químicas que a partir de un reactivo se generan dos o más productos con los mismos átomos, estas reacciones tienen un número infinito de balanceos o reacciones ajustadas, el caso más común son las reacciones de combustión incompleta, como algunos ejemplos tenemos:



En el caso de las combustiones incompletas se genera CO e incluso C y tienen un número prácticamente infinito de igualaciones. Cada igualación de ecuaciones depende de la relación entre el C, CO_2 y CO formados, para esto se analizará el caso de la combustión incompleta del tolueno:



Si se desea balancear la reacción con una relación $\text{CO}:\text{CO}_2$ 6:1 se tendrá:



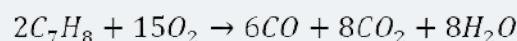
Si se desea balancear la reacción con una relación $\text{CO}:\text{CO}_2$ 5:2 se tendrá:



Si se desea balancear la reacción con una relación $\text{CO}:\text{CO}_2$ 4:3 se tendrá:



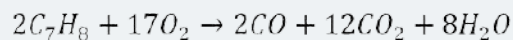
Si se desea balancear la reacción con una relación $\text{CO}:\text{CO}_2$ 3:4 se tendrá:



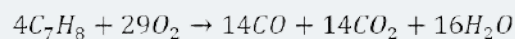
Si se desea balancear la reacción con una relación $\text{CO}:\text{CO}_2$ 2:5 se tendrá:



Si se desea balancear la reacción con una relación $\text{CO}:\text{CO}_2$ 1:6 se tendrá:



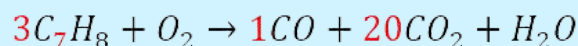
Si se desea balancear la reacción con una relación $\text{CO}:\text{CO}_2$ 1:1 se tendrá:



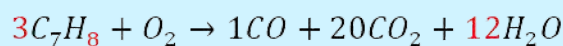
Todas las reacciones se pueden balancear por un simple tanteo, cuando se solicite balancear una reacción incompleta, es necesario especificar qué relación entre C, CO y CO_2 se desea calcular.

Ejercicio 2.5. Balancear la reacción de combustión incompleta del tolueno, sabiendo que sus productos de reacción son monóxido de carbono, dióxido de carbono y agua, la relación $\text{CO}:\text{CO}_2$ debe ser 1:20.

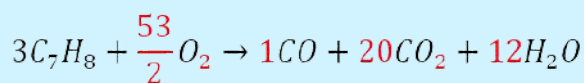
Para resolver este ejercicio se analiza que 1:20 significa; 1 CO y 20 CO_2 , esto indica 21 átomos de carbono, para ajustas en el lado de los reactivos se añadirá un 3 en el C_7H_8 .



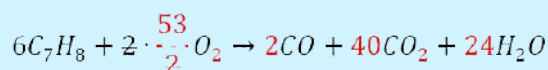
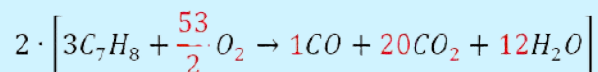
Para balancear el hidrógeno: En el lado de los reactivos se tiene 24 átomos de H, provenientes de la multiplicación 3·8, para ajustar los átomos de hidrógeno se añade 12 al coeficiente del agua.



Finalmente, para el oxígeno: Se suman los átomos de oxígeno en los productos teniendo 53, posteriormente, se añade 53/2 al coeficiente del O_2 .



Multiplicamos por el denominador más alto a toda la reacción:

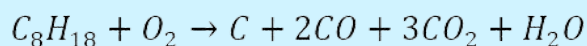


42-C-42

48-H-48

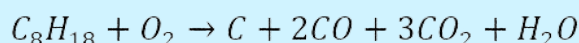
106-O-106

Ejercicio 2.6. Balancear la reacción de combustión incompleta del octano, sabiendo que sus productos de reacción son, carbono, monóxido de carbono, dióxido de carbono y agua, la relación C:CO:CO₂ debe ser 1:2:3.

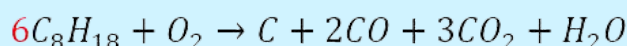


Paso 1: Se inicia balanceando el carbono, sin embargo, para cumplir la condición de la combustión, se sumarán los coeficientes de cada producto que contenga carbono:

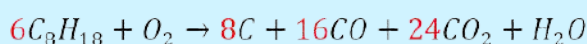
Total: 6



El número obtenido se multiplica por el sub índice dentro del reactivo precursor (en este caso el octano) 6·8= 48, este número será la cantidad de átomos que deben existir tanto en reactivos como en productos:



Para los productos, se tomará el 8 como base a multiplicar:

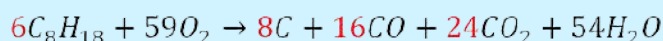


48-C-48

Paso 2: Se balancea el hidrógeno, 6 moléculas de octano contienen 108 átomos de hidrógeno, por tanto, se multiplica la molécula del agua por 54:



Paso 3: Se balancea el oxígeno, se suma todo el oxígeno del lado de los productos: 16+48+54=118, debido a que se tiene en el lado de los productos oxígeno molecular, 118/2=59 moléculas de oxígeno:



48-C-48

108-H-108

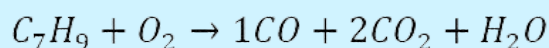
118-O-118

Un ejemplo interesante es cuando en una combustión el hidrocarburo tiene H impar:

Ejercicio 2.7. Balancear la reacción de combustión incompleta 1:2 para:



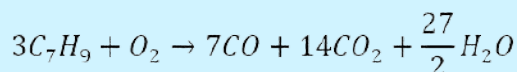
Paso 1: Balancear los carbonos:



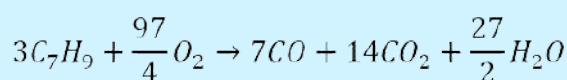
La suma de la proporción es 3, multiplicamos por 3 al 2-metilciclohexa-1,3-dieno, multiplicamos por 7 a los coeficientes del monóxido y dióxido de carbono:



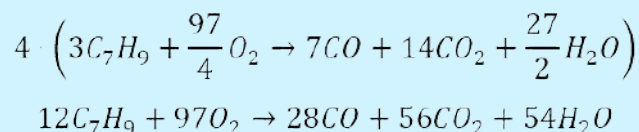
Paso 2: Balancear el hidrógeno, nótese que al ser un número impar el hidrógeno quedará en fraccionario:



Paso 3: Balancear el oxígeno, se suma todos los oxígenos del lado de los productos $7+28+\frac{27}{2}=97/2$, para poder balancear los reactivos se toma el número anterior y se lo divide para 2 (esto es debido a que el oxígeno es molecular O_2).



La reacción fue igualada, sin embargo, se pueden eliminar las fracciones multiplicando toda la reacción por el denominador más alto:



Comprobamos el número de átomos tanto en reactivos como en productos:

84-C-84

108-H-108

194-O-194

2.3. Balanceo por el método algebraico

El método algebraico o el método de eliminación son los más apropiados para personas que tengan facilidad y agilidad en la resolución de sistemas de ecuaciones o matrices y presenten dificultades en determinar los estados de oxidación de los elementos, es también muy útil en reacciones químicas que contengan óxidos salinos, sesquióxidos o ciertas especies como N_3^- , donde los métodos REDOX o Ion-electrón se vuelven muy complicados [1]. El método de eliminación fue desarrollado por el matemático alemán Carl Friedrich Gauss, el cual plantea matrices para resolver la igualación de reacciones químicas. El método algebraico se deriva de la eliminación de Gauss y se fundamenta en la construcción de sistemas de ecuaciones [2].

Para el método algebraico se tienen los siguientes pasos:

1. Asignar letras a los coeficientes estequiométricos de reactivos y productos, estas serán las variables para construir ecuaciones matemáticas.
2. Listar los elementos que intervienen en la reacción, para facilitar visualmente los elementos y evitar omitirlos.

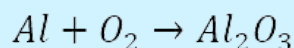
3. Plantear ecuaciones para cada elemento multiplicando la letra que precede a cada compuesto por el subíndice del elemento en cuestión, se recomienda dejar para el final los elementos oxígeno e hidrógeno, esto permite la construcción de ecuaciones.

4. Se asigna un número arbitrario a la letra que más se repita entre las ecuaciones; de preferencia el valor 2, es el más utilizado, puesto que permite volver par a resultados impares. Si varias letras se repiten la misma cantidad de veces en el sistema de ecuaciones formado, se recomienda seleccionar por orden alfabético. Ejemplo, si se repiten 3 veces la letra b, c y e, debemos escoger la letra b.

5. Se reducen las variables y se resuelve el sistema de ecuaciones, en caso de tener dos o más ecuaciones sin posible solución, las mismas se pueden unificar por métodos matemáticos para simplificar el cálculo.

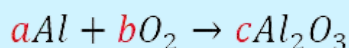
6. Una vez obtenidos los coeficientes de cada compuesto, se los coloca en la reacción química y se comprueba que esté igualada.

Ejercicio 2.8. Balancear la ecuación por el método algebraico:



Esta ecuación es bastante sencilla y solo por simple vista puede ser igualada, sin embargo, utilizaremos el método algebraico para explicar su procedimiento:

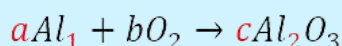
Paso 1: Se asignan letras a cada coeficiente estequiométrico de la ecuación:



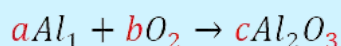
Paso 2: Se enlistan todos los elementos que intervienen en la reacción:

Al
O

Paso 3: Se crean ecuaciones para cada elemento multiplicando la letra que precede a cada compuesto por el subíndice del elemento en cuestión:



Al: $1a=2c$, nótese que el sentido de la reacción ($\rightarrow$) corresponde al igual en la ecuación matemática:



$$\text{O: } 2b = 3c$$

Ahora tenemos dos ecuaciones con dos incógnitas:

$$\text{Al: } 1a = 2c$$

$$\text{O: } 2b = 3c$$

Paso 4: Se asigna un número arbitrario a la **letra que más se repita** entre las ecuaciones; Se recomienda utilizar números enteros pares, preferentemente el número 2:

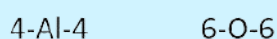
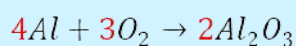
$$c = 2$$

Paso 5: Se reducen las variables y se resuelve el sistema de ecuaciones:

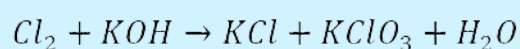
$$\text{Al: } 1a = 2c = 2(2) \therefore a = 4$$

$$\text{O: } 2b = 3c = 3(2) = 6 \therefore b = 3$$

Paso 6: Una vez obtenidos los coeficientes de cada compuesto, se los coloca en la reacción química y se comprueba que esté igualada:



Ejercicio 2.9. Balancear la ecuación por el método algebraico:



Paso 1:



Paso 2:

Cl

K

O

H

Paso 3:

$$\text{Cl: } 2a = c + d$$

$$\text{K: } b = c + d$$

$$\text{O: } b = 3d + e$$

$$\text{H: } b = 2e$$

$$\text{Paso 4} \qquad b = 2$$

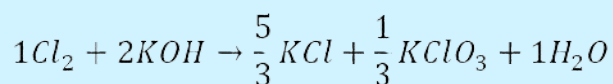
$$\text{Paso 5:} \qquad \text{Cl: } 2a = c + d = \frac{5}{3} + \frac{1}{3} \therefore a = \frac{6}{3} \left(\frac{1}{2} \right) = 1$$

$$\text{K: } 2 = c + d = c + \frac{1}{3} \therefore c = 2 - \frac{1}{3} = \frac{5}{3}$$

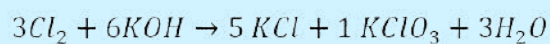
$$\text{O: } 2 = 3d + e = 3d + 1 \therefore d = \frac{2-1}{3} = \frac{1}{3}$$

$$\text{H: } 2 = 2e \therefore e = 1$$

Paso 6:



Adicionalmente, multiplicamos todo por 3 para eliminar la fracción:



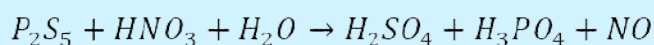
6-Cl-6

6-K-6

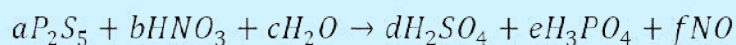
6-H-6

6-O-6

Ejercicio 2.10. Balancear la ecuación por el método algebraico:



Paso 1:



Paso 2:

P

S

H

N

O

Paso 3:

$$P: 2a = e$$

$$S: 5a = d$$

$$H: b + 2c = 2d + 3e$$

$$N: b = f$$

$$O: 3b + c = 4d + 4e + f$$

Paso 4:

$$a = 2$$

Paso 5:

$$P: 2(2) = e \therefore e = 4$$

$$S: 5(2) = d \therefore d = 10$$

$$H: b + 2c = 2(10) + 3(4) \therefore c = \frac{32-b}{2}$$

$$N: b = f$$

$$O: 3b + c = 4(10) + 4(4) + (b) \therefore c = 56 - 2b$$

Las ecuaciones de O: y H: nos permiten encontrar b:

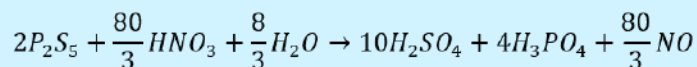
$$c = \frac{32 - b}{2} \text{ y } c = 56 - 2b \therefore \frac{32 - b}{2} = 56 - 2b$$

$$\frac{32 - b}{2} = 56 - 2b$$

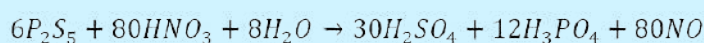
$$32 - b = 112 - 4b$$

$$3b = 112 - 32 \therefore b = \frac{112 - 32}{3} = \frac{80}{3}$$

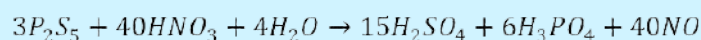
$$c = 56 - 2\frac{80}{3} = \frac{8}{3}$$



Paso 6: Adicionalmente eliminamos las fracciones:



Si todos los coeficientes son pares se simplifican:

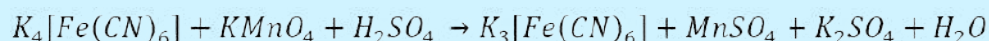


$$6\text{-P-}6 \qquad 15\text{-S-}15$$

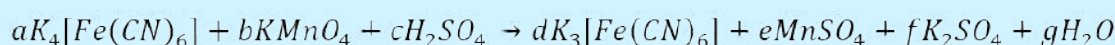
$$48\text{-H-}48 \qquad 40\text{-N-}40$$

$$124\text{-O-}124$$

Ejercicio 2.11. Balancear la ecuación por el método algebraico:



Paso 1:



Paso 2 y 3:

$$\text{Fe: } a = d$$

$$\text{C: } 6a = 6d$$

$$\text{N: } 6a = 6d$$

$$\text{Mn: } b = e$$

$$\text{H: } 2c = 2g$$

$$\text{O: } 4b + 4c = 4e + 4f + g$$

$$\text{K: } 4a + b = 3d + 2f$$

$$\text{S: } c = e + f$$

Paso 4: $a = 1$

Paso 5:

$$\text{Fe: } a = 1$$

$$\text{C: } d = 1$$

$$\text{N: } a = d = 1$$

$$\text{Mn: } b = e$$

$$\text{H: } c = g$$

$$\text{K: } 4(1) + b = 3(1) + 2f \therefore b = 2f - 1$$

$$\text{S: } c = e + f$$

$$\text{O: } 4b + 4c = 4e + 4f + g \therefore 4(e) + 4(e + f) = 4e + 4f + (e + f)$$

$$\text{O: } 8e - 5e = 5f \therefore 4f$$

$$\text{O: } 3e = f$$

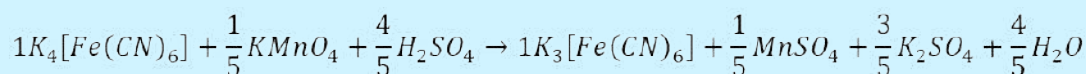
Mn: y K: reemplazados en O:

$$\text{Si } b = 2f - 1; b = e \text{ y } 3e = f \therefore -5f = -3$$

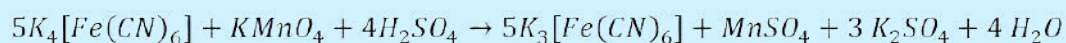
$$f = \frac{3}{5}; e = \frac{1}{5}; b = \frac{1}{5}$$

$$\text{S: } c = (b) + f = \frac{1}{5} + \frac{3}{5} = \frac{4}{5}; g = \frac{4}{5}$$

Paso 6: Eliminamos fracciones:



Multiplicamos por 5 toda la reacción:



5-Fe-5

21-K-21

30-C-30

30-N-30

1-Mn-1

4-S-4

8-H-8

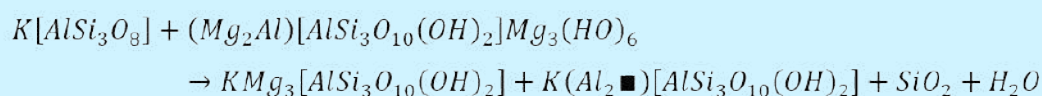
20-O-20

2.4. Reacciones mineralógicas

Las reacciones en mineralogía tienden a ser muy complejas por las estructuras de los minerales, los métodos Redox o Ion electrón, no son sencillos de aplicar por la complejidad de las estructuras inorgánicas, por tal motivo, el método algebraico modificado es el método más adecuado para el balanceo de este tipo de reacciones químicas [3].

Para explicar el balanceo de reacciones mineralógicas se presentará un ejercicio:

Ejercicio 2.12. En la síntesis mineralógica el feldespato-K y la clorita reaccionan para formar biotita, moscovita, cuarzo y agua:



Donde $\blacksquare$ significa un espacio vacante dentro del mineral, balancear dicha reacción.

Paso 1: Se desarrolla una tabla ordenada con los minerales complejos, el agua o el cuarzo se pueden ignorar, solo se enfoca en los metales:

	$K[AlSi_3O_8]$	$(Mg_2Al)[AlSi_3O_{10}(OH)_2]Mg_3(HO)_6$	$KMg_3[AlSi_3O_{10}(OH)_2]$	$K(Al_2\blacksquare)[AlSi_3O_{10}(OH)_2]$
Elemento	Feldespato-k	Clorita	Biotita	Moscovita
K	1F		1B	1M
Mg		5C	3B	
Al	1F	2C	1B	3M

Paso 2: Se construye ecuaciones con cada fila de la tabla igualada a cero:

$$0 = 1F + 1B + 1M \quad (1)$$

$$0 = 5C + 3B \quad (2)$$

$$0 = 1F + 2C + 1B + 3M \quad (3)$$

Paso 3: Se asigna el valor de 1 a la variable que más facilite el desarrollo algebraico: Para este caso la variable B=1 y la reemplazamos en la ecuación (2)

$$B = 1$$

$$0 = 5C + 3(1)$$

$$C = -\frac{3}{5}$$

Ahora reemplazamos estos valores en la ecuación (3):

$$0 = 1F + 2\left(-\frac{3}{5}\right) + 1(1) + 3M$$

$$0 = 1F - \frac{1}{5} + 3M$$

$$F = \frac{1}{5} - 3M$$

Se resuelve el sistema entre (1) y (4):

$$\begin{aligned}0 &= 1F + 1 + 1M \\0 &= \frac{1}{5} - 3M + 1 + 1M \\0 &= \frac{6}{5} - 2M \\\frac{6}{5} &= 2M \\M &= \frac{3}{5}\end{aligned}$$

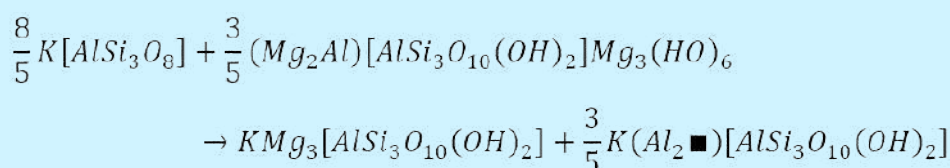
Se reemplaza el valor de M en F:

$$\begin{aligned}F &= \frac{1}{5} - 3M \\F &= \frac{1}{5} - 3\left(\frac{3}{5}\right) = -\frac{8}{5}\end{aligned}$$

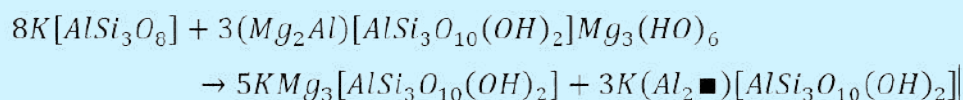
Los signos negativos indican que los minerales son reactivos, el positivo son productos teniendo:

$$\begin{aligned}0 &= -\frac{8}{5}Feldespatos + 1biotita + \frac{3}{5}moscovita - \frac{3}{5}clorita \\\frac{8}{5}Feldespatos + \frac{3}{5}clorita &\rightarrow 1biotita + \frac{3}{5}moscovita\end{aligned}$$

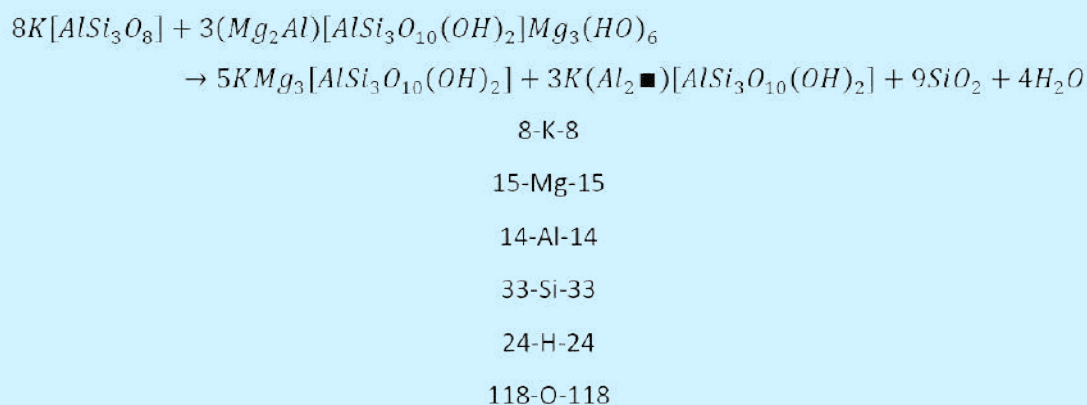
Paso 4: Se cambia a estructuras químicas y se termina de balancear por simple inspección:



Multiplicamos por 5 a toda la reacción:



Balanceamos el agua y el cuarzo:

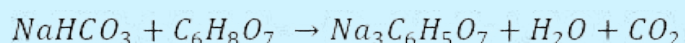


2.2. Balanceo por el método de Gauss-Jordan

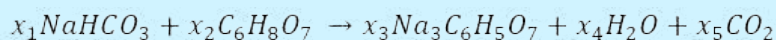
Este método se basa en plantear matrices y resolverlas, generalmente es utilizado en la programación de softwares que resuelven balanceos y es una aplicación del álgebra lineal [4], sin embargo, no es práctico para resolver manualmente en un examen, sus pasos son los siguientes:

1. Los valores estequiométricos se los colocan como incógnitas con la variable x.
2. Al igual que en el método algebraico se plantean ecuaciones.
3. Se igualan las ecuaciones a cero.
4. Se reescribe el sistema de ecuaciones a su forma de matriz:
5. Se resuelve la matriz.

Ejercicio 2.13. Balancear la ecuación por el método de eliminación de Gauss-Jordan:



Paso 1: Los valores estequiométricos se los colocan como incógnitas con la variable x:



Paso 2: Al igual que en el método algebraico se plantean ecuaciones, solo que estas deben quedar igualadas a cero:

$$\text{Na: } x_1 = 3x_3$$

$$\text{H: } x_1 + 8x_2 = 5x_3 + 2x_4$$

$$\text{C: } x_1 + 6x_2 = 6x_3 + x_5$$

$$\text{O: } 3x_1 + 7x_2 = 7x_3 + x_4 + 2x_5$$

Paso 3: Igualamos las ecuaciones a cero:

$$\text{Na: } x_1 - 3x_3 = 0$$

$$\text{H: } x_1 + 8x_2 - 5x_3 - 2x_4 = 0$$

$$\text{C: } x_1 + 6x_2 - 6x_3 - x_5 = 0$$

$$\text{O: } 3x_1 + 7x_2 - 7x_3 - x_4 - 2x_5 = 0$$

Paso 4: Reescribimos el sistema de ecuaciones a su forma de matriz:

	x_1	x_2	x_3	x_4	x_5	
$1x_1 - 3x_3 = 0$	1	0	-3	0	0	$\rightarrow f_1$
$1x_1 + 8x_2 - 5x_3 - 2x_4 = 0$	1	8	-5	-2	0	$\rightarrow f_2$
$1x_1 + 6x_2 - 6x_3 - 1x_5 = 0$	1	6	-6	0	-1	$\rightarrow f_3$
$3x_1 + 7x_2 - 7x_3 - 1x_4 - 2x_5 = 0$	3	7	-7	-1	-2	$\rightarrow f_4$

Paso 5: Resolvemos la matriz:

1	0	-3	0	0	$\rightarrow f_1$
0	8	-2	-2	0	$\rightarrow -f_1 + f_2 = f_5$
0	6	-3	0	-1	$\rightarrow -f_1 + f_3 = f_6$
0	7	2	-1	-2	$\rightarrow -3f_1 + f_4 = f_7$

Multiplicamos por $1/8$ la fila 2 de la segunda matriz:

$$\begin{array}{ccccc} 1 & 0 & -3 & 0 & 0 \\ 0 & 1 & -1/4 & -1/4 & 0 \rightarrow \frac{1}{8}f_5 = f_8 \\ 0 & 6 & -3 & 0 & -1 \\ 0 & 7 & 2 & -1 & -2 \end{array}$$

Continuamos operando entre filas para llegar a cero en los dos últimos números de la segunda columna:

$$\begin{array}{ccccc} 1 & 0 & -3 & 0 & 0 \\ 0 & 1 & -1/4 & -1/4 & 0 \\ 0 & 0 & -3/2 & 3/2 & -1 \rightarrow -6f_8 + f_6 = f_9 \\ 0 & 0 & 15/4 & 3/4 & -2 \rightarrow -7f_8 + f_7 = f_{10} \end{array}$$

Modificamos la fila 9 multiplicándola por $-2/3$:

$$\begin{array}{ccccc} 1 & 0 & -3 & 0 & 0 \\ 0 & 1 & -1/4 & -1/4 & 0 \\ 0 & 0 & 1 & -1 & 2/3 \rightarrow -\frac{2}{3}f_9 = f_{11} \\ 0 & 0 & 15/4 & 3/4 & -2 \end{array}$$

Ahora modificamos la fila 10, restándoles $-15/4$ de la fila 11:

$$\begin{array}{ccccc} 1 & 0 & -3 & 0 & 0 \\ 0 & 1 & -1/4 & -1/4 & 0 \\ 0 & 0 & 1 & -1 & 2/3 \\ 0 & 0 & 0 & 9/2 & -9/2 \rightarrow f_{10} - \frac{15}{4}f_{11} = f_{12} \end{array}$$

Ahora modificamos la fila 12, multiplicándole por $2/9$:

$$\begin{array}{ccccc} 1 & 0 & -3 & 0 & 0 \\ 0 & 1 & -1/4 & -1/4 & 0 = f_8 \\ 0 & 0 & 1 & -1 & 2/3 = f_{11} \\ 0 & 0 & 0 & 1 & -1 \rightarrow \frac{2}{9}f_{12} = f_{13} \end{array}$$

Continuamos modificando las filas 8 y 11:

$$1 \quad 0 \quad -3 \quad 0 \quad 0$$

$$0 \quad 1 \quad -1/4 \quad 0 \quad -1/4 \rightarrow \frac{1}{4}f_{13} + f_8 = f_{14}$$

$$0 \quad 0 \quad 1 \quad 0 \quad -1/3 \rightarrow f_{13} + f_{11} = f_{15}$$

$$0 \quad 0 \quad 0 \quad 1 \quad -1$$

Finalmente, modificamos la fila 1 y la fila 14 y la matriz será resuelta:

$$1 \quad 0 \quad 0 \quad 0 \quad -1 \rightarrow 3f_{15} + f_1$$

$$0 \quad 1 \quad 0 \quad 0 \quad -1/3 \rightarrow \frac{1}{4}f_{15} + f_{14}$$

$$0 \quad 0 \quad 1 \quad 0 \quad -1/3$$

$$0 \quad 0 \quad 0 \quad 1 \quad -1$$

Reescribimos la matriz a su forma de sistema de ecuaciones:

$$x_1 \quad x_2 \quad x_3 \quad x_4 \quad x_5$$

$$1 \quad 0 \quad 0 \quad 0 \quad -1 \rightarrow x_1 - x_5 = 0$$

$$0 \quad 1 \quad 0 \quad 0 \quad -1/3 \rightarrow x_2 - \frac{1}{3}x_5 = 0$$

$$0 \quad 0 \quad 1 \quad 0 \quad -1/3 \rightarrow x_3 - \frac{1}{3}x_5 = 0$$

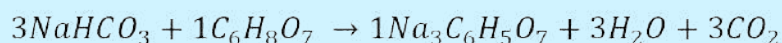
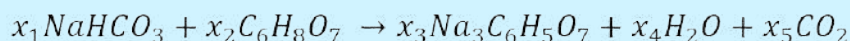
$$0 \quad 0 \quad 0 \quad 1 \quad -1 \rightarrow x_4 - x_5 = 0$$

Resolvemos el sistema de ecuaciones:

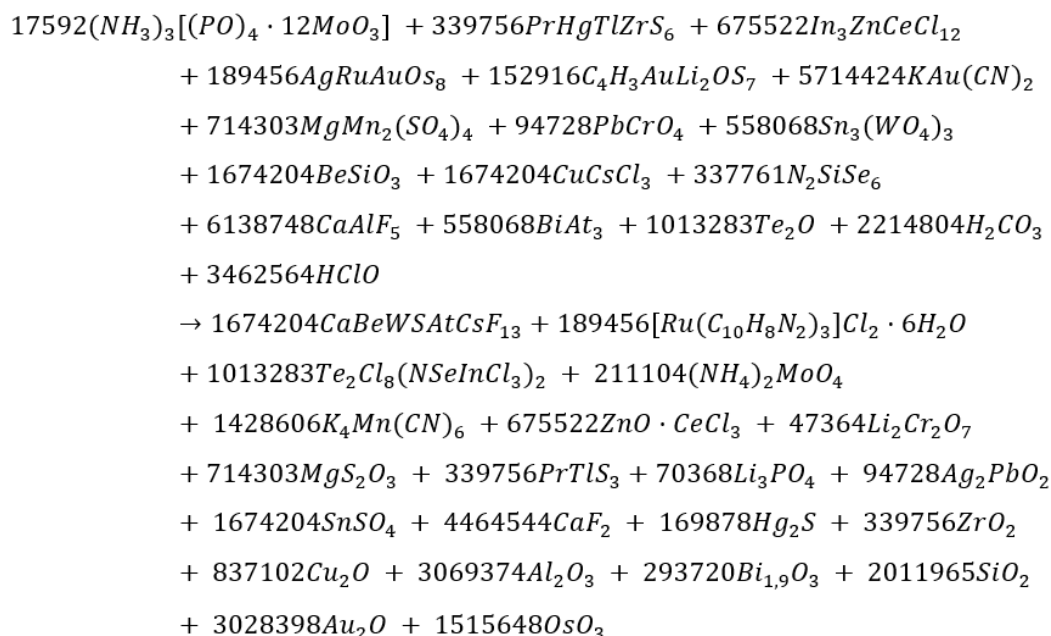
$$x_1 = x_5 = x_4$$

$$x_2 = x_3 = \frac{1}{3}x_5$$

Asignamos un número a la variable x_5 ; matemáticamente este puede ser cualquier valor. Químicamente, como hablamos de átomos, estos deben ser enteros; el valor que daremos a x_5 debe permitir que cada incógnita sea un número entero. En este caso x_5 debe tener un valor de 3.



Si bien el método de eliminación es muy complejo para una persona, es muy apropiado para software y permite el balanceo de reacciones químicas extremadamente complejas [5], [6]; por ejemplo:



La reacción anterior es prácticamente imposible de balancear para una persona de manera manual, sin embargo, es resuelta por ordenadores.

Lecturas complementarias

B. Chibuye y K. Mupela, «Effect of using Algebraic Method on Secondary School Students' Performance in Balancing Chemical Equations in Chemistry», *Journal of Education and Practice*, vol. 10, n.o 23, 2019, doi: 10.7176/JEP.

T. L. Brown et al., *Chemistry: The Central Science*, 14th ed. USA: PEARSON, 2017.

R. A. Burns, *Fundamentos de Química*, 5ta ed. México: PEARSON, 2011. [En línea]. Disponible en: www.pearsoneducacion.latino.com

J. Ibarz, *Problemas de Química General*, 2da ed. España, 1964.

J. O. Obimakinde y S. O. Obimakinde, *Calculations in Chemistry*. New Delhi (India): I.K. International Publishing House Pvt. Ltd., 2014.

R. H. Petrucci, F. G. Herring, J. D. Madura, y C. Bissonnette, *General chemistry: principles and modern applications*, Eleventh. Toronto: PEARSON, 2017.

J. L. Rosenberg, L. M. Epstein, y P. J. Krieger, *Química*, 9na ed. México: McGraw-Hill, 2009

Referencias Bibliográficas

- [1] N. L. Charnock, «Teaching Methods for Balancing Chemical Equations: An Inspection versus an Algebraic Approach», American Journal of Educational Research, Vol. 4, 2016, Pages 507-511, vol. 4, n.o 7, pp. 507-511, may 2016, doi: 10.12691/EDUCATION-4-7-2.
- [2] M. Kebede Weldeesemaet, «The Importance of Gauss-Jordan Elimination Methods for Balancing Chemical Reaction Equation», 2018. [En línea]. Disponible en: www.ijedr.org
- [3] M. Demange, Mineralogy for Petrologists. Optics, chemistry and occurrences of rock-forming minerals. Boca Ratón: CRC Press. Taylor & Francis Group, 2012.
- [4] B. Udawat, J. Begani, M. Mansinghka, N. Bhatia, H. Sharma, y A. Hadap, «Gauss Jordan method for balancing chemical equation for different materials», en Materials Today: Proceedings, Elsevier Ltd, 2021, pp. 451-454. doi: 10.1016/j.matpr.2021.05.576.
- [5] W. L. Masterton y C. N. Hurlye, Chemistry: Principles and Reactions, 8th ed. USA: Cengage Learning, 2016.
- [6] I. B. Risteski, «A New Singular Matrix Method for Balancing Chemical Equations and Their Stability», Journal of the Chinese Chemical Society, vol. 56, pp. 65-79, 2009.

Actividades

Las actividades se clasifican por tema y por color identificando su grado de dificultad como:
Negro = fácil, Azul = normal, Rojo = Difícil:

Por grado de dificultad:

Fácil: 2.14-2.17; 2.26-2.28; 2.37-2.39; 2.53

Normal: 2.18-2.23; 2.29-2.35; 2.40-2.49; 2.54

Difícil: 2.24-2.25; 2.50-2.52; 2.55-2.80

Por tema:

Método de simple inspección: 2.14-2.25

Método de simple inspección con moléculas orgánicas: 2.15-2.35

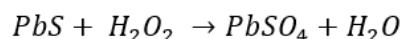
Método de simple inspección en reacciones con número infinito de balanceos: 2.36-2.52

Método algebraico: 2.53-2.69

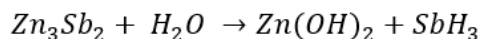
Método algebraico para reacciones mineralógicas: 2.70-2.74

Método de simple inspección

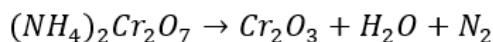
2.14. Iguale la siguiente reacción química:



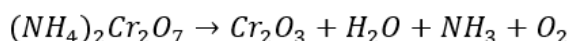
2.15. Iguale la siguiente reacción química:



2.16. Iguale la siguiente reacción química:



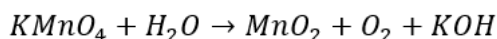
2.17. Iguale la siguiente reacción química:



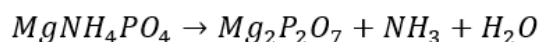
2.18. Iguale la siguiente reacción por el método de tanteo



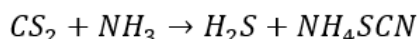
2.19. El permanganato de potasio es muy oxidante y tiende a reaccionar con el agua de su propia disolución. Balancear por el método de tanteo, la reacción de descomposición del $KMnO_4$ con agua:



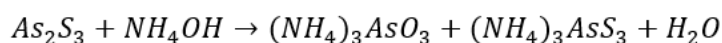
2.20. Iguale la siguiente reacción por el método de tanteo.



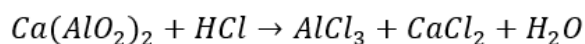
2.21. Iguale la siguiente reacción por el método de tanteo



2.22. Iguale la siguiente reacción por el método de tanteo.



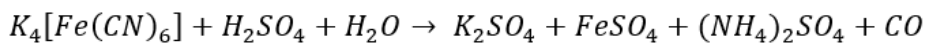
2.23. Iguale la siguiente reacción por el método de tanteo.



2.24. Iguale la siguiente reacción por el método de tanteo.

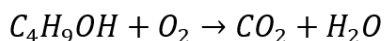


2.25. Iguala la reacción química del ferrocianuro de potasio en ácido sulfúrico acuoso, sabiendo que como productos se tendrá, sulfato de potasio, sulfato ferroso, sulfato de amonio y monóxido de carbono.

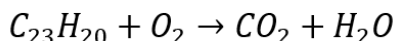


Método de simple inspección con moléculas orgánicas

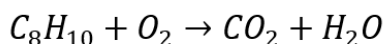
2.26. Iguala la siguiente reacción química:



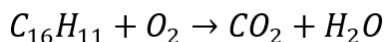
2.27. Iguala la siguiente reacción química:



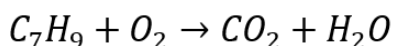
2.28. Iguala la siguiente reacción química:



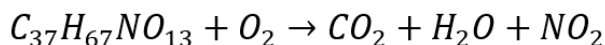
2.29. Iguala la siguiente reacción química:



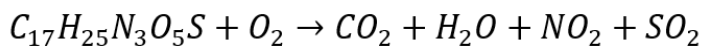
2.30. Iguala la siguiente reacción química:



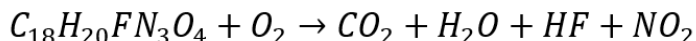
2.31. Iguala la siguiente reacción química:



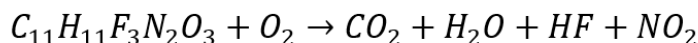
2.32. Iguala la siguiente reacción química:



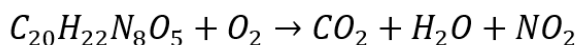
2.33. Iguala la siguiente reacción química:



2.34. Iguala la siguiente reacción química:

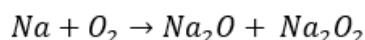


2.35. Iguala la siguiente reacción química:

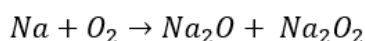


Método de simple inspección en reacciones con número infinito de balanceos

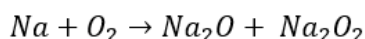
2.36. Iguale la siguiente reacción química, sabiendo que la relación Na_2O , Na_2O_2 es 3:1.



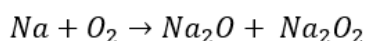
2.37. Iguale la siguiente reacción química, sabiendo que la relación Na_2O , Na_2O_2 es 2:3.



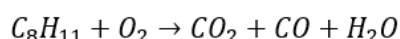
2.38. Iguale la siguiente reacción química, sabiendo que la relación Na_2O , Na_2O_2 es 2:1.



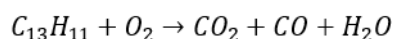
2.39. Iguale la siguiente reacción química, sabiendo que la relación Na_2O , Na_2O_2 es 1:1.



2.40. Iguale la siguiente reacción química, sabiendo que la relación CO , CO_2 es 2:1.



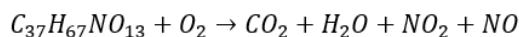
2.41. Iguale la siguiente reacción química, sabiendo que la relación CO , CO_2 es 10:3.



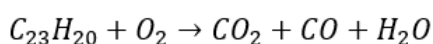
2.42. Iguale la siguiente reacción química, sabiendo que la relación CO , CO_2 es 3:4.



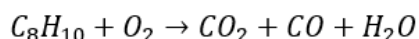
2.43. Iguale la siguiente reacción química, sabiendo que la relación CO , CO_2 es 4:1.



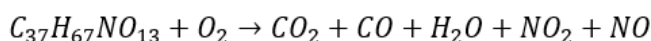
2.44. Iguale la siguiente reacción química, sabiendo que la relación CO , CO_2 es 20:3.



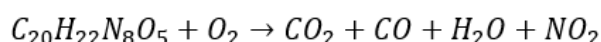
2.45. Iguale la siguiente reacción química, sabiendo que la relación CO , CO_2 es 2:1.



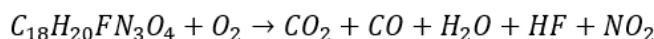
2.46. Iguale la siguiente reacción química, sabiendo que la relación CO , CO_2 es 3:1 y NO , NO_2 es 1:3



2.47. Iguale la siguiente reacción química, sabiendo que la relación CO , CO_2 es 1:2



2.48. Iguale la siguiente reacción química, sabiendo que la relación CO , CO_2 es 1:2



2.49. Escribir y Balancear la reacción de combustión incompleta del antraceno sabiendo que sus productos son agua, CO, CO₂ y su relación será 3:1 y 1:1.

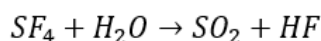
2.50. El 2,2,4-trimetilpentano “isooctano” es el componente principal de la gasolina y su función es evitar detonaciones violentas en un motor, escribir la reacción de combustión incompleta de este compuesto sabiendo que sus productos son agua, C, CO, CO₂, la proporción será: 2:2:1 (C:CO:CO₂)

2.51. Escribir y Balancear la reacción de combustión incompleta del 1,1,2-trifeniletano sabiendo que sus productos son agua, CO, CO₂ y su relación será 5:15 y 1:1.

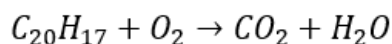
2.52. Escribir y Balancear la reacción de combustión incompleta del 3-[9-antracil]-1-[2-naftil]-1-propeno sabiendo que sus productos son agua, CO, CO₂ y su relación será 3:1.

Método algebraico

2.53. Iguale la siguiente reacción química:



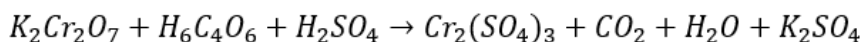
2.54. Iguale la siguiente reacción química:



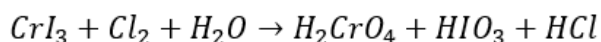
2.55. Iguale la siguiente reacción química:



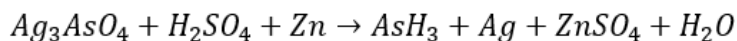
2.56. Iguale la siguiente reacción química:



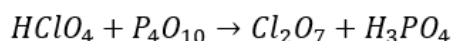
2.57. Iguale la siguiente reacción química:



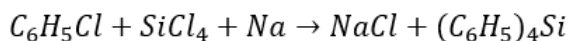
2.58. Iguale la siguiente reacción química:



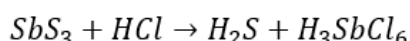
2.59. Iguale la siguiente reacción química:



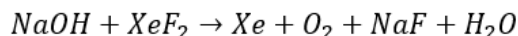
2.60. Iguale la siguiente reacción química:



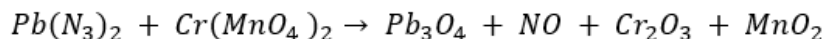
2.61. Iguale la siguiente reacción química:



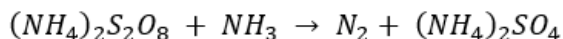
2.62. Iguala la siguiente reacción química:



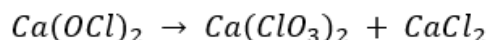
2.63. Iguala la siguiente reacción química:



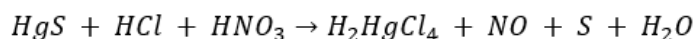
2.64. Iguala la siguiente reacción química:



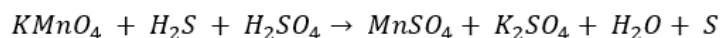
2.65. Iguala la siguiente reacción química:



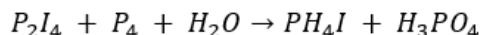
2.66. Iguala la siguiente reacción química:



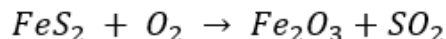
2.67. Iguala la siguiente reacción química:



2.68. Iguala la siguiente reacción química:

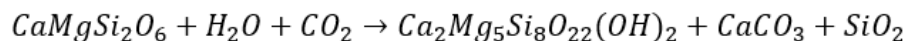


2.69. Iguala la siguiente reacción química:

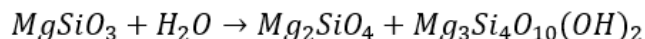


Método algebraico para reacciones mineralógicas

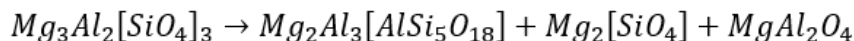
2.70. Iguala la siguiente reacción química:



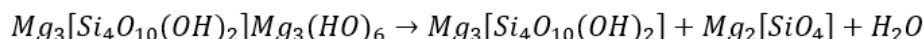
2.71. Iguala la siguiente reacción química:



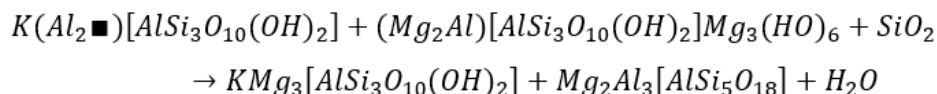
2.72. Iguala la siguiente reacción química:



2.73. Iguala la siguiente reacción química:



2.74. Iguala la siguiente reacción química:



Glosario

Reacción balanceada: Reacción química que posee el mismo número átomos de cada elemento tanto en los reactivos como en los productos.

Coeficiente estequiométrico: Es el número localizado antes de los símbolos o fórmulas químicas que indican sus cantidades relativas.

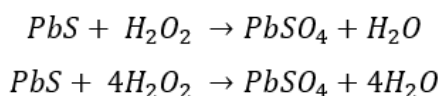
Productos: Sustancias generada por un cambio físico o químico, se muestra en el lado derecho de la reacción química.

Reactivos: Sustancias que sufrirá un cambio físico o químico, se muestra en el lado izquierdo de la reacción química.

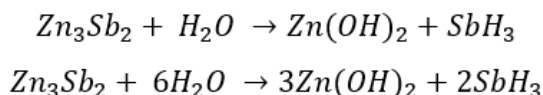
SOLUCIONARIO

Método de simple inspección

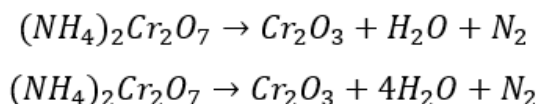
2.14. Iguale la siguiente reacción química:



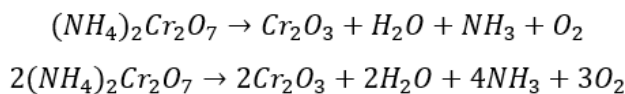
2.15. Iguale la siguiente reacción química:



2.16. Iguale la siguiente reacción química:



2.17. Iguale la siguiente reacción química:



2.18. Iguale la siguiente reacción química:

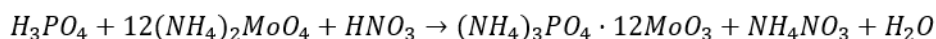


Por tanteo iniciamos con el molibdeno y el fósforo:



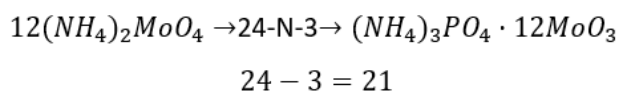
12-Mo-12

1-P-1

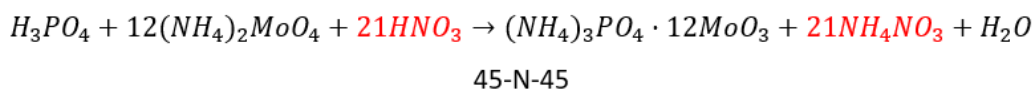


25-N-5

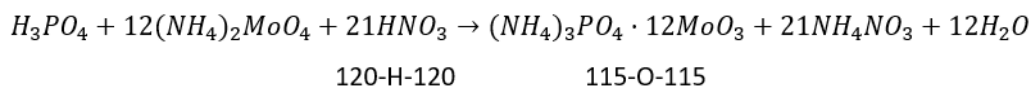
Mantenemos constantes los coeficientes estequiométricos para Mo y P, los nitrógenos constantes serán:



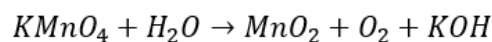
Multiplicamos por 21 a las moléculas que tengan nitrógeno:



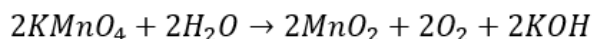
Igualamos el hidrógeno y oxígeno



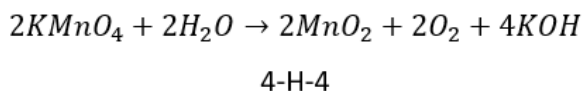
2.19. El permanganato de potasio es muy oxidante y tiende a reaccionar con el agua de su propia disolución. Balancear por el método de tanteo, la reacción de descomposición del $KMnO_4$ con agua:



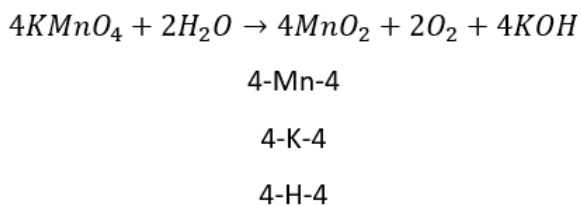
Para eliminar el número impar del oxígeno, multiplicamos todo por 2:



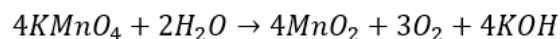
Ajustamos el hidrógeno:



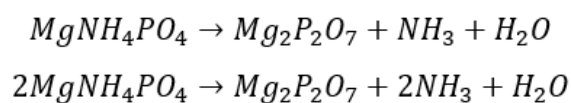
Ajustamos los metales:



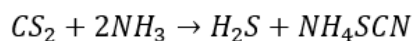
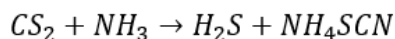
Ajustamos el oxígeno:



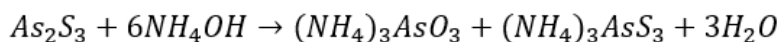
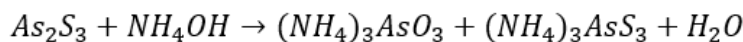
2.20. Iguale la siguiente reacción por el método de tanteo.



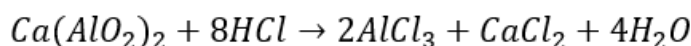
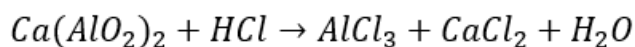
2.21. Iguala la siguiente reacción por el método de tanteo.



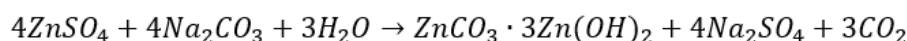
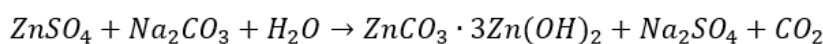
2.22. Iguala la siguiente reacción por el método de tanteo.



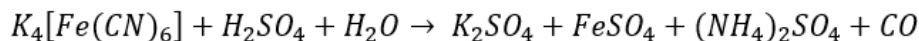
2.23. Iguala la siguiente reacción por el método de tanteo.



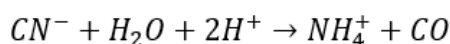
2.24. Iguala la siguiente reacción por el método de tanteo.



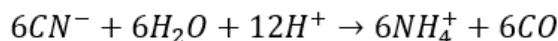
2.25. Iguala la reacción química del ferrocianuro de potasio en ácido sulfúrico acuoso, sabiendo que como productos se tendrá, sulfato de potasio, sulfato ferroso, sulfato de amonio y monóxido de carbono.



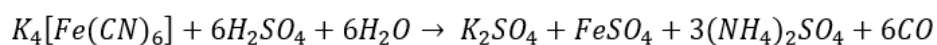
Descomponemos la reacción solo en términos del anión cianuro y la igualamos por tanteo:



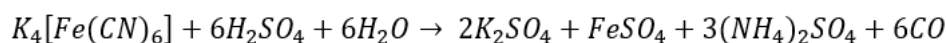
Multiplicamos por 6 la reacción anterior por los 6 aniones cianuro contenidos en el ferrocianuro de potasio.



Ingresamos esta semirreacción en la ecuación principal:

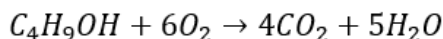
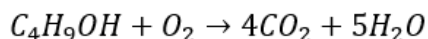
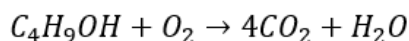
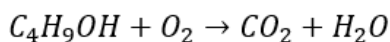


Terminamos de Balancear por tanteo:

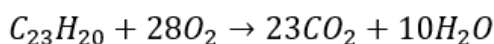
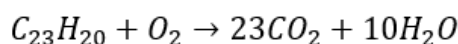
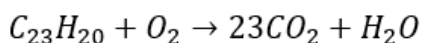
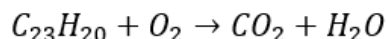


Método de simple inspección con moléculas orgánicas

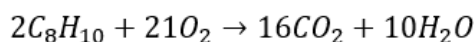
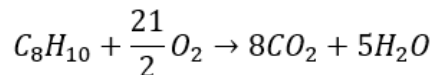
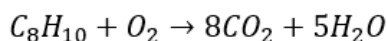
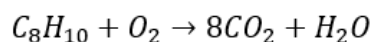
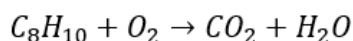
2.26. Iguale la siguiente reacción química:



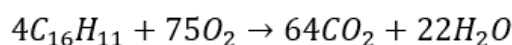
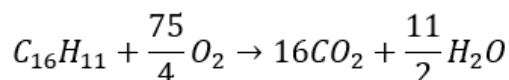
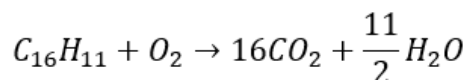
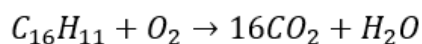
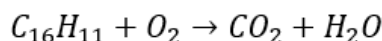
2.27. Iguale la siguiente reacción química:



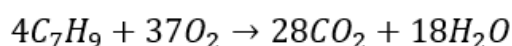
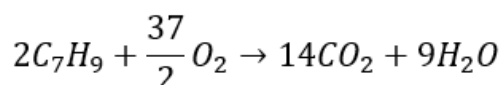
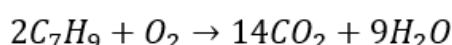
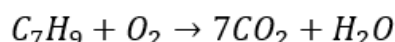
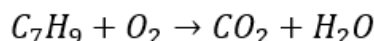
2.28. Iguale la siguiente reacción química:



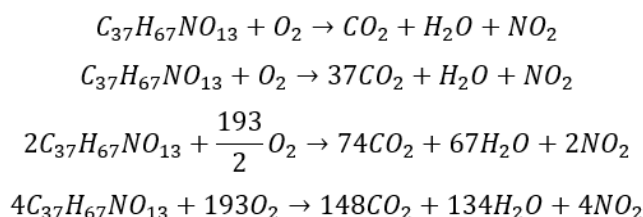
2.29. Iguale la siguiente reacción química:



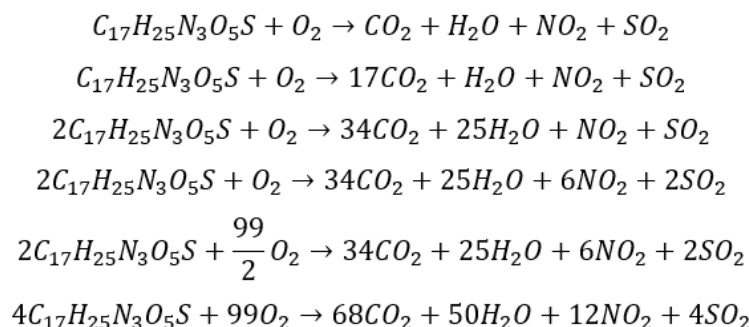
2.30. Iguale la siguiente reacción química:



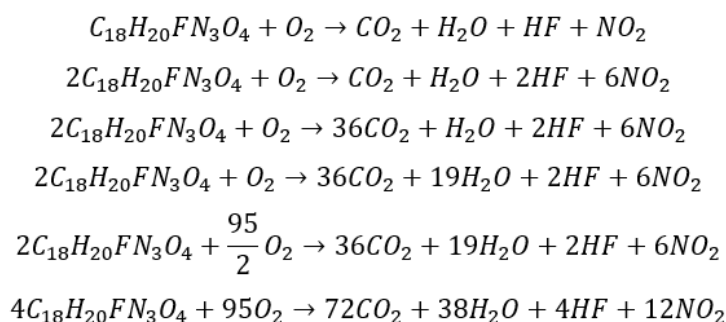
2.31. Iguale la siguiente reacción química:



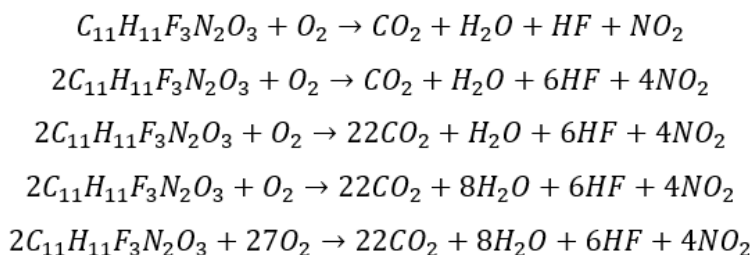
2.32. Iguale la siguiente reacción química:



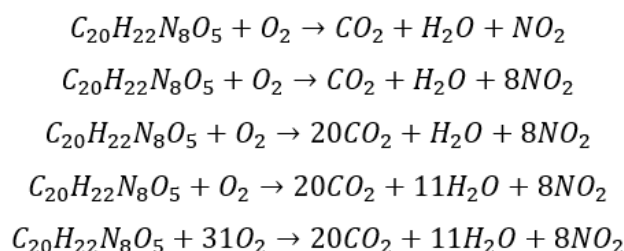
2.33. Iguale la siguiente reacción química:



2.34. Iguale la siguiente reacción química:

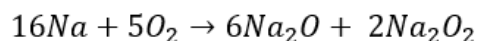
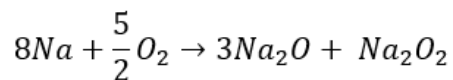
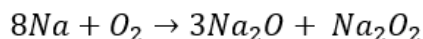
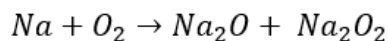


2.35. Iguale la siguiente reacción química:

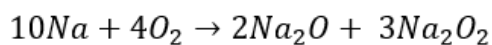
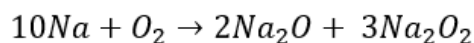
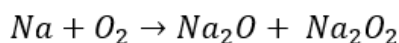


Método de simple inspección en reacciones con número infinito de balanceos

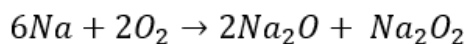
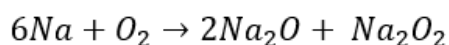
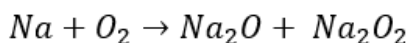
2.36. Iguale la siguiente reacción química, sabiendo que la relación Na_2O , Na_2O_2 es 3:1.



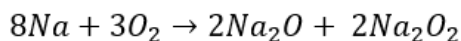
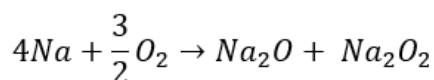
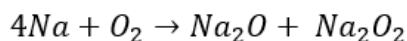
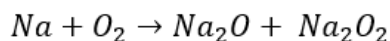
2.37. Iguale la siguiente reacción química, sabiendo que la relación Na_2O , Na_2O_2 es 2:3.



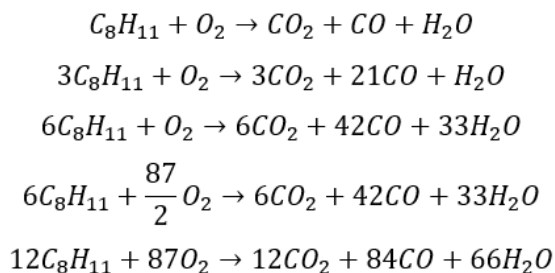
2.38. Iguale la siguiente reacción química, sabiendo que la relación Na_2O , Na_2O_2 es 2:1.



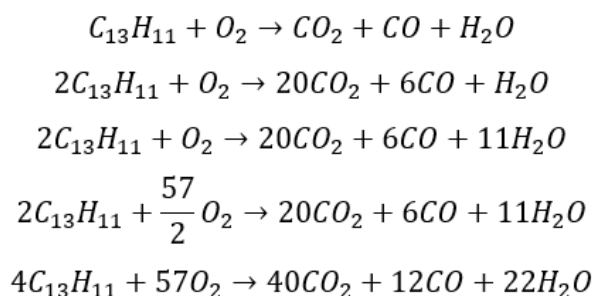
2.39. Iguale la siguiente reacción química, sabiendo que la relación Na_2O , Na_2O_2 es 1:1.



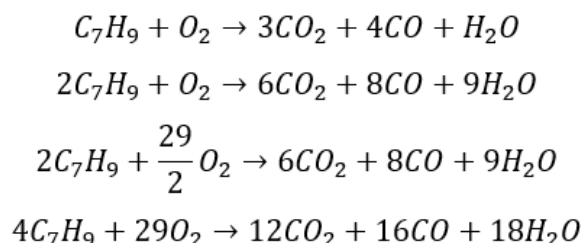
2.40. Iguala la siguiente reacción química, sabiendo que la relación CO , CO_2 es 2:1



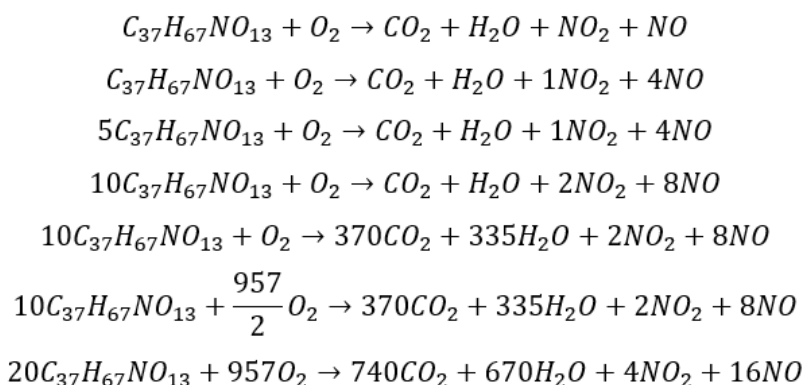
2.41. Iguala la siguiente reacción química, sabiendo que la relación CO , CO_2 es 10:3



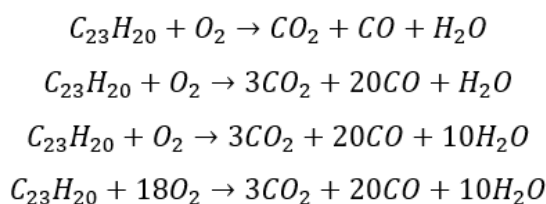
2.42. Iguala la siguiente reacción química, sabiendo que la relación CO , CO_2 es 3:4



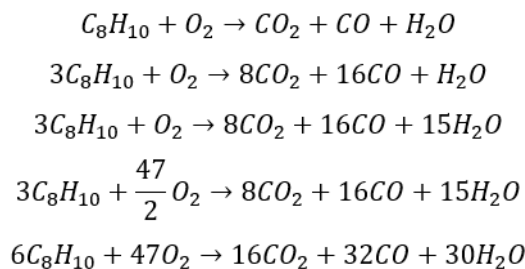
2.43. Iguala la siguiente reacción química, sabiendo que la relación NO , NO_2 es 4:1



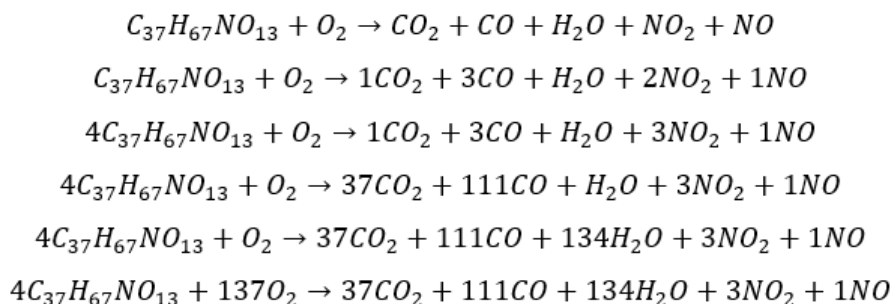
2.44. Iguala la siguiente reacción química, sabiendo que la relación CO , CO_2 es 20:3



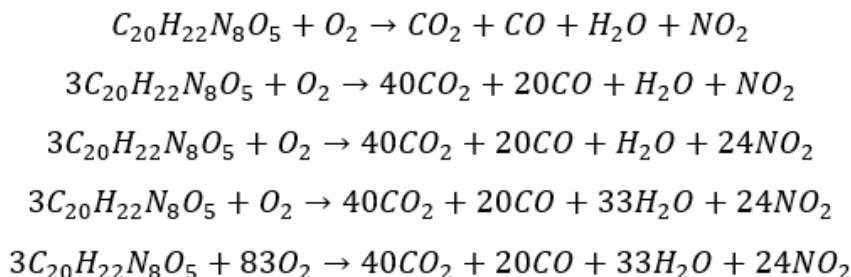
2.45. Iguala la siguiente reacción química, sabiendo que la relación CO , CO_2 es 2:1



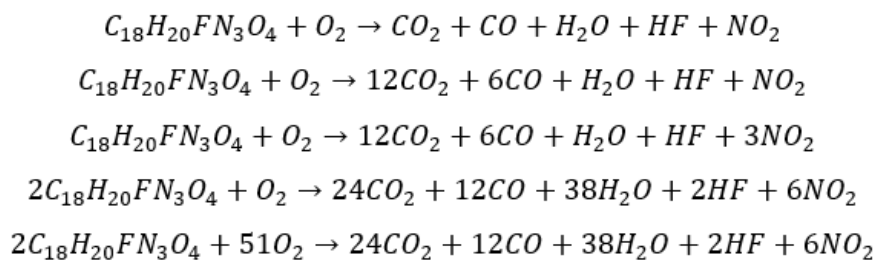
2.46. Iguala la siguiente reacción química, sabiendo que la relación CO , CO_2 es 3:1 y NO , NO_2 1:3.



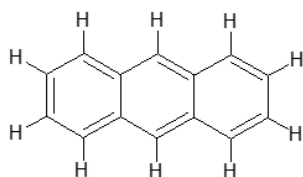
2.47. Iguala la siguiente reacción química, sabiendo que la relación CO , CO_2 es 1:2



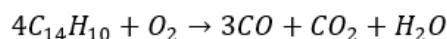
2.48. Iguala la siguiente reacción química, sabiendo que la relación CO , CO_2 es 1:2



2.49. Escribir e Balancear la reacción de combustión incompleta del antraceno sabiendo que sus productos son agua, CO , CO_2 y su relación será 3:1 y 1:1



Para el primer caso, 3:1 (3 CO, CO₂) sabremos entonces que 3+1= 4, con este antecedente multiplicamos por 4 a la molécula de antraceno:



Repartimos los 56 C de los reactivos en la proporción deseada:



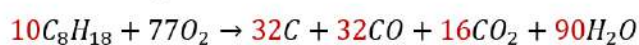
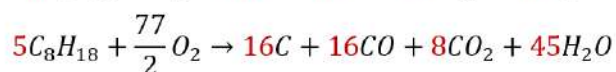
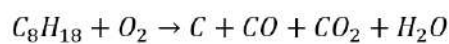
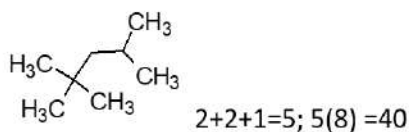
Igualamos el oxígeno:



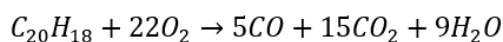
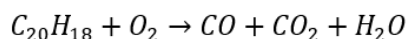
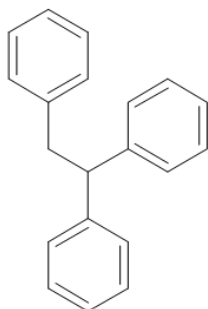
Para 1:1 (CO, CO₂)



2.50. El 2,2,4-trimetilpentano “isooctano” es el componente principal de la gasolina y su función es evitar detonaciones violentas en un motor, escribir la reacción de combustión incompleta de este compuesto sabiendo que sus productos son agua, C, CO, CO₂, la proporción será: 2:2:1 (C:O:CO₂)



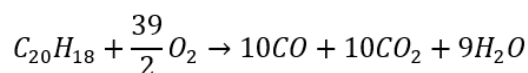
2.51. Escribir e Balancear la reacción de combustión incompleta del 1,1,2-trifeniletano sabiendo que sus productos son agua, CO, CO₂ y su relación será 5:15 y 1:1. 5:15 (5CO:15 CO₂) 1:1 (CO, CO₂)



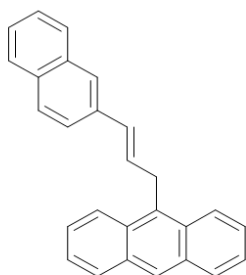
20-C-20

18-H-18

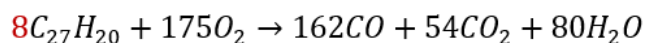
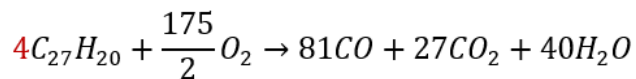
44-O-44



2.52. Escribir e Balancear la reacción de combustión incompleta del 3-[9-antracil]-1-[2-naftil]-1-propeno sabiendo que sus productos son agua, CO, CO₂ y su relación será 3:1.

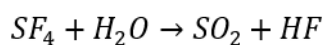


3:1 (3CO:CO₂); 3+1= 4

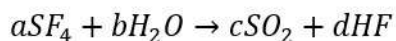


Método algebraico

2.53. Iguale la siguiente reacción química:



Paso 1:



Paso 2:

S:

F:

H:

O:

Paso 3:

S: $a = c$

F: $4a = d$

H: $2b = d$

O: $b = 2c$

Paso 4:

$$b = 2$$

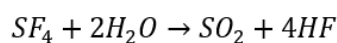
Paso 5:

S: $a = 1$

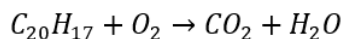
F: $a = 1$

H: $4 = d$

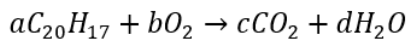
O: $1 = c$



2.54. Iguale la siguiente reacción química:



Paso 1 al 3:



$$C: 20a = c$$

$$H: 17a = 2d$$

$$O: 2b = 2c + d$$

Paso 4:

$$a = 2$$

Paso 5:

$$C: 20(2) = c$$

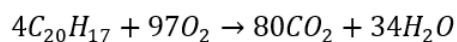
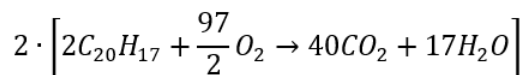
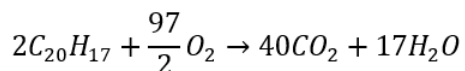
$$c = 40$$

$$H: 17(2) = 2d$$

$$d = 17$$

$$O: 2b = 2c + d$$

$$b = \frac{2(40) + 17}{2} = \frac{97}{2}$$



2.55. Iguale la siguiente reacción química:



Paso 1 al 3:



$$Na: a + 2b + c = 2f$$

$$I: a = 2d$$

$$O: 3a + 3b + 3c = e + 4f$$

$$S: b + c = f$$

$$H: c = 2e$$

Paso 4:

$$d = 1$$

Paso 5:

Na: $2 + 2b + c = 2f$ (1)

I: $a = 2$

O: $6 + 3b + 3c = e + 4f$ (2)

S: $b + c = f$ (3)

H: $c = 2e$ (4)

(1) y (4)

$$2 + 2b + 2e = 2f$$

$$1 + b + e = f \text{ (5)}$$

(2) y (4)

$$6 + 3b + 6e = e + 4f$$

$$6 + 3b + 5e = 4f \text{ (6)}$$

(3) y (4)

$$b + 2e = f \text{ (7)}$$

(7) y (6)

$$6 + 3b + 5e = 4(b + 2e)$$

$$6 + 3b + 5e = 4b + 8e$$

$$6 = b + 3e \text{ (8)}$$

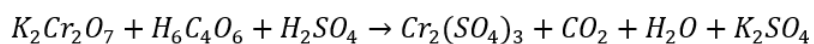
(7) y (5)

$$1 = e; b = 6 - 3 = 3; c = 2$$

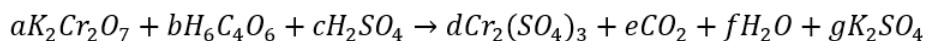
$$f = 3 + 2 = 5$$



2.56. Iguala la siguiente reacción química:



Paso 1 al 3:



K: $2a = 2g$

Cr: $2a = 2d$

S: $c = 3d + g$

O: $7a + 6b + 4c = 12d + 2e + f + 4g$

H: $6b + 2c = 2f$

C: $4b = e$

Paso 4:

$$c = 2$$

Paso 5:

$$\text{K: } a = g = d$$

$$\text{Cr: } a = d$$

$$\text{S: } 2 = 4g; g = \frac{1}{2}$$

$$\text{O: } \frac{7}{2} + 6b + 8 = 6 + 2e + f + 2$$

$$\text{O: } \frac{7}{2} + 6b = 2e + f \quad (1)$$

$$\text{H: } 3b + 2 = f \quad (2)$$

$$\text{C: } 4b = e \quad (3)$$

$$(1) \text{ y } (2)$$

$$\frac{7}{2} + 6b = 2e + 3b + 2$$

$$\frac{7}{2} + 3b = 2e + 2$$

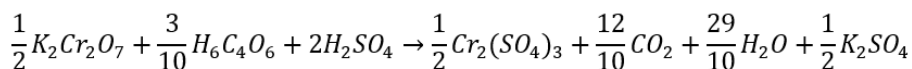
$$\frac{3}{2} + 3b = 2e \quad (4)$$

$$(4) \text{ y } (3)$$

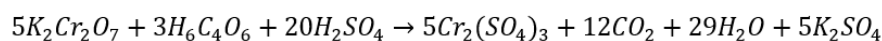
$$\frac{3}{2} + 3b = 2(4b)$$

$$\frac{3}{2} = 5b; b = \frac{3}{10}; e = \frac{12}{10}$$

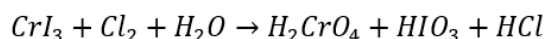
$$\frac{9}{10} + 2 = f; f = \frac{29}{10}$$



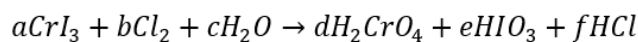
$$10 \cdot \left[\frac{1}{2}K_2Cr_2O_7 + \frac{3}{10}H_6C_4O_6 + 2H_2SO_4 \rightarrow \frac{1}{2}Cr_2(SO_4)_3 + \frac{12}{10}CO_2 + \frac{29}{10}H_2O + \frac{1}{2}K_2SO_4 \right]$$



2.57. Iguale la siguiente reacción química:



Paso 1 al 3:



$$\text{Cr: } a = d$$

$$\text{I: } 3a = e$$

$$\text{Cl: } 2b = f$$

$$\text{H: } 2c = 2d + e + f$$

$$\text{O: } c = 4d + 3e$$

Paso 4:

$$a = 2$$

Paso 5:

$$\text{Cr: } a = d = 2$$

$$\text{I: } 3a = e; e = 6$$

$$\text{Cl: } 2b = f$$

$$\text{H: } 2c = 2(2) + 6 + f$$

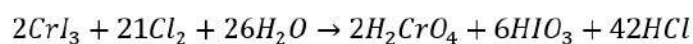
$$\text{O: } c = 4(2) + 3(6) = 26$$

Para H:

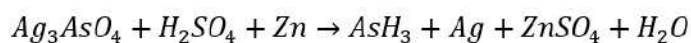
$$\text{H: } 2(26) = 2(2) + 6 + f$$

$$f = 42$$

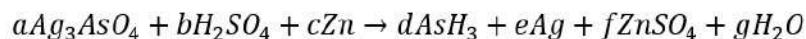
$$\text{Cl: } 2b = f; b = 21$$



2.58. Iguale la siguiente reacción química:



Paso 1 al 3:



$$\text{Ag: } 3a = e$$

$$\text{As: } a = d$$

$$\text{Zn: } c = f$$

$$\text{S: } b = f$$

$$\text{H: } 2b = 3d + 2g$$

$$\text{O: } 4a + 4b = 4f + g$$

Paso 4:

$$a = 2$$

Paso 5:

$$\text{Ag: } 3(2) = e; e = 6$$

$$\text{As: } a = d = 2$$

$$\text{Zn: } c = f$$

$$\text{S: } b = f$$

$$\text{H: } 2b = 3(2) + 2g$$

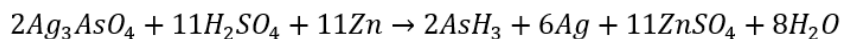
$$\text{O: } 4(2) + 4f = 4f + g$$

$$\text{O: } 8 = g$$

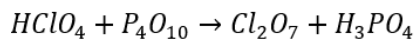
$$2b = 6 + 2g$$

$$2b = 6 + 2(8) = 22 ; b = 11$$

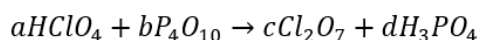
$$b = c = f = 11$$



2.59. Iguala la siguiente reacción química:



Paso 1 al 3:



$$H: a = 3d$$

$$Cl: a = 2c$$

$$O: 4a + 10b = 7c + 4d$$

$$P: 4b = d$$

Paso 4:

$$c = 2$$

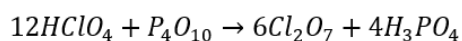
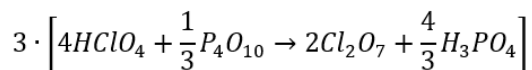
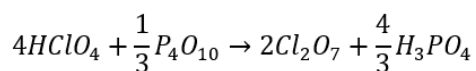
Paso 5:

$$H: a = 3d; d = \frac{4}{3}$$

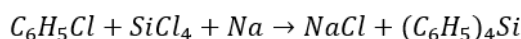
$$Cl: a = 2(2) = 4$$

$$O: 4(4) + 10b = 7(2) + 4\left(\frac{4}{3}\right)$$

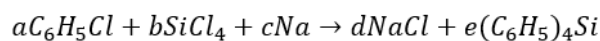
$$P: 4b = \frac{4}{3}; b = \frac{1}{3}$$



2.60. Iguala la siguiente reacción química:



Paso 1 al 3:



$$C: 6a = 24e$$

$$H: 5a = 20e$$

$$Cl: a + 4b = d$$

$$Si: b = e$$

Paso 4:

$$a = 1$$

Paso 4:

$$a = 1$$

Paso 5:

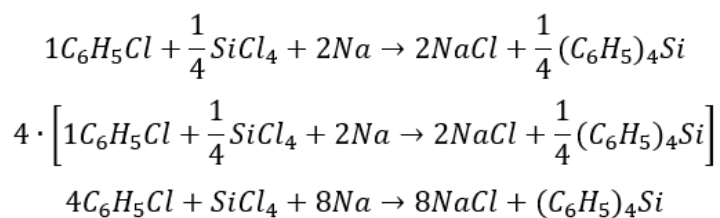
$$\text{C: } 6(1) = 24e ; e = \frac{1}{4}$$

$$\text{H: } 5a = 20e$$

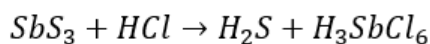
$$\text{Cl: } 1 + 4\left(\frac{1}{4}\right) = d; d = 2$$

$$\text{Si: } b = e = \frac{1}{4}$$

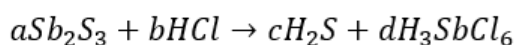
$$\text{Na: } c = d = 2$$



2.61. Iguale la siguiente reacción química:



Paso 1 al 3:



$$\text{Sb: } 2a = d$$

$$\text{S: } 3a = c$$

$$\text{H: } b = 2c + 3d$$

$$\text{Cl: } b = 6d$$

Paso 4:

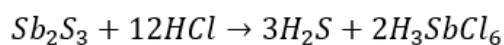
$$d = 2$$

Paso 5:

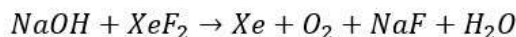
$$\text{Sb: } 2a = 2 : a = 1$$

$$\text{S: } 3a = c ; c = 3$$

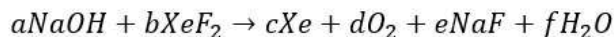
$$\text{H: } b = 2(3) + 3(2) = 12$$



2.62. Iguala la siguiente reacción química:



Paso 1 al 3:



$$\text{Na: } a = e$$

$$\text{O: } a = 2d + f$$

$$\text{H: } a = 2f$$

$$\text{Xe: } b = c$$

$$\text{F: } 2b = e$$

Paso 4:

$$a = 2$$

Paso 5:

$$\text{Na: } a = e = 2$$

$$\text{O: } 2 = 2d + f$$

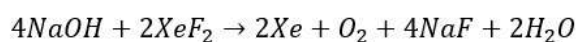
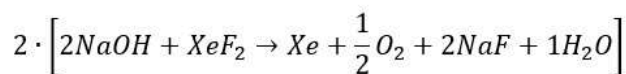
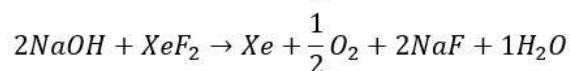
$$\text{H: } 2 = 2f; f = 1$$

$$\text{Xe: } b = c = 1$$

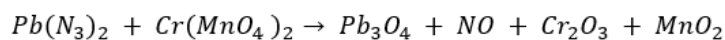
$$\text{F: } 2b = 2; b = 1$$

$$2 = 2d + 1$$

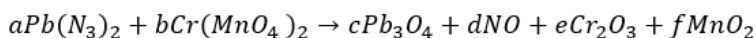
$$d = \frac{1}{2}$$



2.63. Iguala la siguiente reacción química:



Paso 1 al 3:



$$\text{Pb: } a = 3c$$

$$\text{N: } 6a = d$$

$$\text{Cr: } b = 2e$$

$$\text{Mn: } 2b = f$$

$$\text{O: } 8b = 4c + d + 3e + 2f$$

Paso 4:

$$a = 2$$

Paso 5:

$$\text{Pb: } a = 3c ; c = \frac{2}{3}$$

$$\text{N: } 6a = d ; d = 12$$

$$\text{Cr: } b = 2e$$

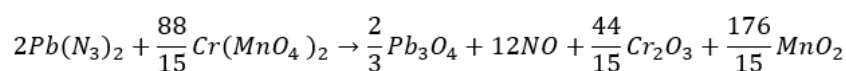
$$\text{Mn: } 2b = f$$

$$\text{O: } 8b = \frac{8}{3} + 12 + 3e + 2f$$

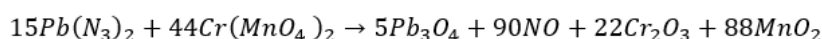
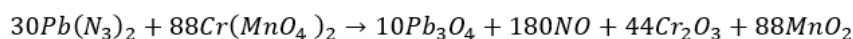
$$\text{O: } 8b = \frac{8}{3} + 12 + \frac{3}{2}b + 4b$$

$$\text{O: } \frac{5}{2}b = \frac{44}{3} ; b = \frac{88}{15}$$

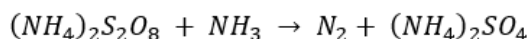
$$\text{Mn: } 2\left(\frac{88}{15}\right) = f ; f = \frac{176}{15} ; e = \frac{44}{15}$$



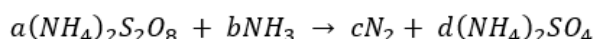
$$15 \cdot \left[2\text{Pb}(\text{N}_3)_2 + \frac{88}{15}\text{Cr}(\text{MnO}_4)_2 \rightarrow \frac{2}{3}\text{Pb}_3\text{O}_4 + 12\text{NO} + \frac{44}{15}\text{Cr}_2\text{O}_3 + \frac{176}{15}\text{MnO}_2 \right]$$



2.64. Iguale la siguiente reacción química:



Paso 1 al 3:



$$\text{N: } 2a + b = 2c + 2d$$

$$\text{H: } 8a + 3b = 8d$$

$$\text{S: } 2a = d$$

$$\text{O: } 8a = 4d$$

Paso 4:

$$d = 2$$

Paso 5:

$$\text{N: } 2a + b = 2c + 2d$$

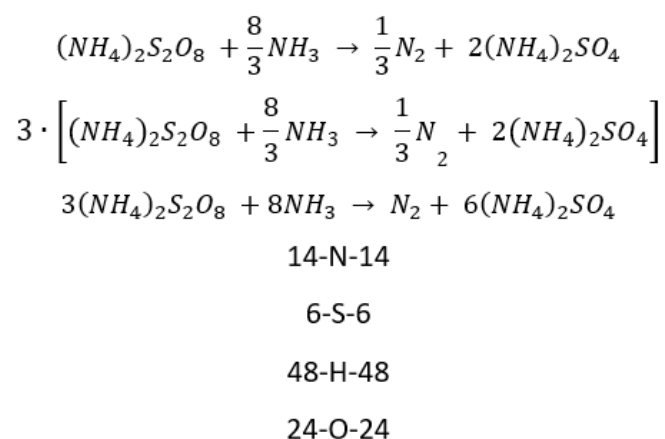
$$\text{H: } 8 + 3b = 16 ; b = \frac{8}{3}$$

$$\text{S: } 2a = 2 ; a = 1$$

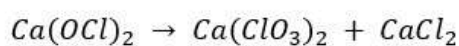
$$\text{O: } 8a = 4d$$

$$\text{N: } 2 + \frac{8}{3} = 2c + 4$$

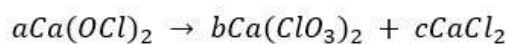
$$\text{N: } \frac{2}{3} = 2c ; c = \frac{1}{3}$$



2.65. Iguala la siguiente reacción química:



Paso 1 al 3:



$$Ca: a = b + c$$

$$O: 2a = 6b$$

$$Cl: 2a = 2b + 2c$$

Paso 4:

$$c = 2$$

Paso 5:

$$Ca: a = b + 2$$

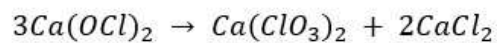
$$O: 2a = 6b$$

$$Cl: 2a = 2b + 2c$$

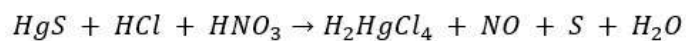
$$Ca: 3b = b + 2$$

$$Ca: 2b = 2; b = 1$$

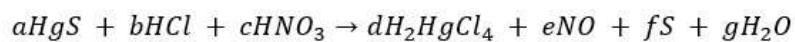
$$Ca: a = 1 + 2 = 3$$



2.66. Iguala la siguiente reacción química:



Paso 1 al 3:



$$\text{Hg: } a = d$$

$$\text{S: } a = f$$

$$\text{H: } b + c = 2d + 2g$$

$$\text{Cl: } b = 4d$$

$$\text{N: } c = e$$

$$\text{O: } 3c = e + g$$

Paso 4:

$$e = 2$$

Paso 5:

$$\text{Hg: } a = d$$

$$\text{S: } a = f$$

$$\text{H: } 4d + 2 = 2d + 2g$$

$$\text{Cl: } b = 4d$$

$$\text{N: } c = e = 2$$

$$\text{O: } 6 = 2 + g$$

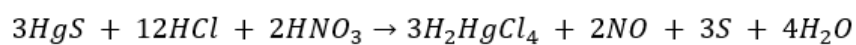
$$\text{O: } 4 = g$$

$$\text{H: } 4d + 2 = 2d + 2(4)$$

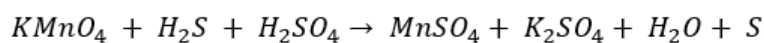
$$\text{H: } 2d = 6 ; d = 3$$

$$a = d = f = 3$$

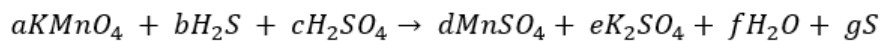
$$\text{Cl: } b = 4(3) = 12$$



2.67. Iguala la siguiente reacción química:



Paso 1 al 3:



$$K: a = 2e$$

$$Mn: a = d$$

$$O: 4a + 4c = 4d + 4e + f$$

$$H: 2b + 2c = 2f$$

$$S: b + c = d + e + g$$

Paso 4:

$$a = 2$$

Paso 5:

$$K: a = 2e; e = 1$$

$$Mn: a = d$$

$$O: 4a + 4c = 4a + 2a + f$$

$$O: 4c = 4 + f$$

$$H: b + c = f$$

$$S: f = 3 + g$$

$$O: 4c = 4 + b + c$$

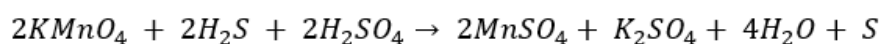
$$O: 3c = 4 + b$$

$$b = 2$$

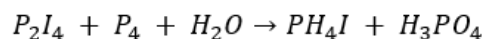
$$O: 3c = 4 + 2; c = 2; f = 4$$

$$S: 4 = 3 + g$$

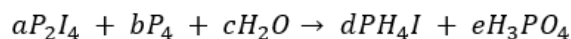
$$S: 1 = g$$



2.68. Iguale la siguiente reacción química:



Paso 1 al 3:



$$P: 2a + 4b = d + e$$

$$I: 4a = d$$

$$H: 2c = 4d + 3e$$

$$O: c = 4e$$

Paso 4:

$$a = 2$$

Paso 5:

$$P: 4 + 4b = 8 + e$$

$$I: 8 = d$$

$$H: 2c = 32 + 3e$$

$$O: c = 4e$$

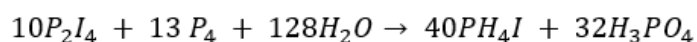
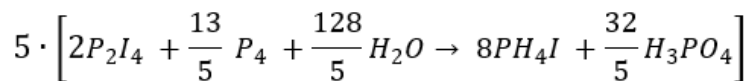
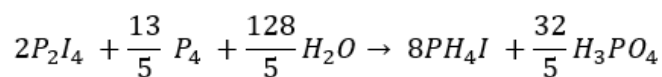
$$H: 8e = 32 + 3e$$

$$H: 5e = 32 ; e = \frac{32}{5}$$

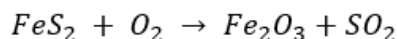
$$O: c = \frac{128}{5}$$

$$P: 4 + 4b = 8 + \frac{32}{5}$$

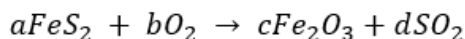
$$b = \frac{13}{5}$$



2.69. La pirita es un mineral del grupo de los sulfuros cuya fórmula química es FeS_2 . Se compone de un 53,48 % de azufre y un 46,52 % de hierro. A partir de la oxidación del Fe a óxido de hierro (III), se puede obtener tener de forma Metálica. Iguale la reacción química:



Paso 1 al 3:



$$\text{Fe: } a = 2c$$

$$\text{S: } 2a = d$$

$$\text{O: } 2b = 3c + 2d$$

Paso 4:

$$c = 2$$

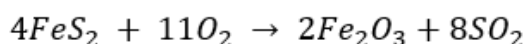
Paso 5:

$$\text{Fe: } a = 2c; a = 4$$

$$\text{S: } 2a = d; d = 8$$

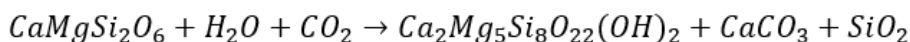
$$\text{O: } 2b = 3c + 2d$$

$$\text{O: } 2b = 3(2) + 2(8) = 22; b = 11$$



Método algebraico para reacciones mineralógicas

2.70. La disociación natural de la dolomita por la acción del agua carbónica en rocas sedimentarias, da lugar a numerosas formaciones cárticas, para dar calcita y magnesita pura, según la reacción:



Iguala la reacción planteada.

Paso 1: Se desarrolla una tabla ordenada con los minerales complejos, el agua o el cuarzo se pueden ignorar, solo se enfoca en los metales:

	$\text{CaMgSi}_2\text{O}_6$	$\text{Ca}_2\text{Mg}_5\text{Si}_8\text{O}_{22}(\text{OH})_2$	CaCO_3
	A	B	C
Mg	A	5B	
Ca	A	2B	C

Paso 2: Se construye ecuaciones con cada fila de la tabla igualada a cero:

$$0 = A + 5B \quad (1)$$

$$0 = A + 2B + C \quad (2)$$

Paso 3: Se asigna el valor de 1 a la variable que más facilite el álgebra:

Para este caso la variable B=1:

$$0 = A + 5 \quad (1)$$

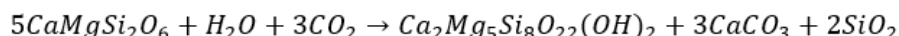
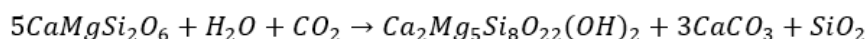
$$A = -5$$

$$A = -2 - C$$

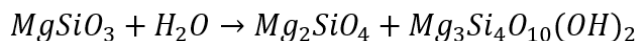
$$-5 + 2 = -C \quad (2)$$

$$C = 3$$

Paso 4: Se cambia a estructuras químicas y se termina de balancear por simple inspección:



2.71. La enstatita es un mineral de la clase de los silicatos. Es un silicato de magnesio, MgSiO_3 , con el magnesio parcialmente remplazado por pequeñas cantidades (hasta un 12 %) de Fe^{+2} , iguale la siguiente reacción química:



Paso 1: Se desarrolla una tabla ordenada con los minerales complejos, el agua o el cuarzo se pueden ignorar, solo se enfoca en los metales:

	MgSiO_3	Mg_2SiO_4	$\text{Mg}_3\text{Si}_4\text{O}_{10}(\text{OH})_2$
	A	B	C
Mg	A	2B	3C
Si	A	B	4C

Paso 2: Se construye ecuaciones con cada fila de la tabla igualada a cero:

$$0 = A + 2B + 3C \quad (1)$$

$$0 = A + B + 4C \quad (2)$$

Paso 3: Se asigna el valor de 1 a la variable que más facilite el álgebra:

Para este caso la variable B=1:

$$0 = A + 2 + 3C \quad (1)$$

$$0 = A + 1 + 4C \quad (2)$$

$$A = -1 - 4C \quad (2)$$

Ahora reemplazamos estos valores en la ecuación (2 en 1):

$$0 = A + 2 + 3C$$

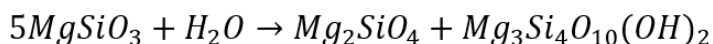
$$0 = -1 - 4C + 2 + 3C$$

$$0 = -C + 1$$

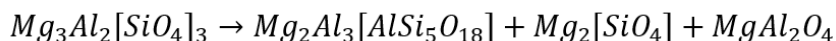
$$C = 1$$

$$A = -1 - 4 = -5$$

Paso 4: Se cambia a estructuras químicas y se termina de balancear por simple inspección:



2.72. Los granates $Mg_3Al_2[SiO_4]_3$, son quizás los minerales y piedras preciosas más queridas por los coleccionistas, esto es debido a su variedad y abundancia en el planeta. A pesar de ello las personas desconocen de todos los beneficios, aplicaciones, propiedades y características que tienen. Iguale la reacción química de descomposición de un granate:



Paso 1: Se desarrolla una tabla ordenada con los minerales complejos, el agua o el cuarzo se pueden ignorar, solo se enfoca en los metales:

	$Mg_3Al_2[SiO_4]_3$	$Mg_2Al_3[AlSi_5O_{18}]$	$Mg_2[SiO_4]$	$MgAl_2O_4$
	A	B	C	D
Mg	3A	2B	2C	D
Al	2A	4B		2D
Si	3A	5B	C	

Paso 2: Se construyen ecuaciones con cada fila de la tabla igualada a cero:

$$0 = 3A + 2B + 2C + D \quad (1)$$

$$0 = 2A + 4B + 2D \quad (2)$$

$$0 = 3A + 5B + C \quad (3)$$

Paso 3: Se asigna el valor de 1 a la variable que más facilite el álgebra:

Para este caso la variable B=1:

$$0 = 3A + 2 + 2C + D \quad (1)$$

$$0 = 2A + 4 + 2D \quad (2)$$

$$0 = 3A + 5 + C \quad (3)$$

$$C = -3A - 5 \quad (3)$$

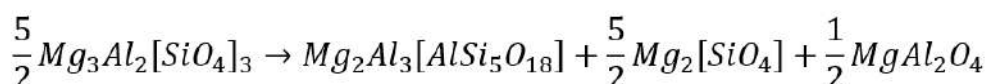
Ahora reemplazamos estos valores en la ecuación (1):

$$\begin{aligned}
 0 &= 3A + 2 + 2C + D \\
 0 &= 3A + 2 + 2(-3A - 5) + D \\
 0 &= 3A + 2 - 6A - 10 + D \\
 0 &= -3A - 8 + D \\
 D &= 3A + 8
 \end{aligned}$$

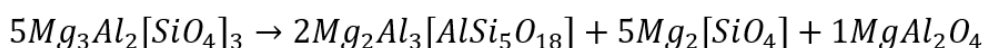
Ahora reemplazamos estos valores en la ecuación (2):

$$\begin{aligned}
 0 &= 2A + 4 + 2D \\
 0 &= 2A + 4 + 2(3A + 8) \\
 0 &= 2A + 4 + 6A + 16 \\
 -8A &= 20 \\
 A &= -\frac{5}{2} \\
 D &= 3\left(-\frac{5}{2}\right) + 8 = \frac{1}{2} \\
 C &= -3A - 5 \\
 C &= -3\left(-\frac{5}{2}\right) - 5 = \frac{5}{2}
 \end{aligned}$$

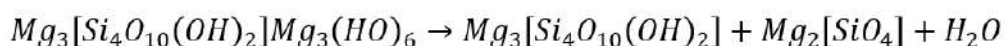
Paso 4: Se cambia a estructuras químicas y se termina de balancear por simple inspección:



Multiplicamos por 2 a toda la reacción:



2.73. Iguale la siguiente reacción química:



Paso 1: Se desarrolla una tabla ordenada con los minerales complejos, el agua o el cuarzo se pueden ignorar, solo se enfoca en los metales:

	$Mg_3[Si_4O_{10}(OH)_2]Mg_3(HO)_6$	$Mg_3[Si_4O_{10}(OH)_2]$	$Mg_2[SiO_4]$
	A	B	C
Mg	6A	3B	2C
Si	4A	4B	C

Paso 2: Se construye ecuaciones con cada fila de la tabla igualada a cero:

$$0 = 6A + 3B + 2C \quad (1)$$

$$0 = 4A + 4B + C \quad (2)$$

Paso 3: Se asigna el valor de 1 a la variable que más facilite el álgebra:

Para este caso la variable B=1:

$$0 = 6A + 3 + 2C \quad (1)$$

$$0 = 4A + 4 + C \quad (2)$$

$$C = -4A - 4 \quad (2)$$

Ahora reemplazamos estos valores en la ecuación (1):

$$0 = 6A + 3 + 2C$$

$$0 = 6A + 3 + 2(-4A - 4)$$

$$0 = 6A + 3 - 8A - 8$$

$$0 = -2A - 5$$

$$2A = -5$$

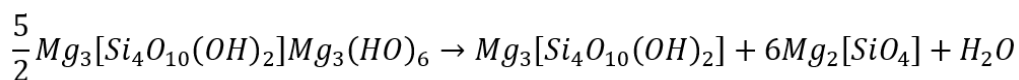
$$A = -\frac{5}{2}$$

$$C = -4\left(-\frac{5}{2}\right) - 4$$

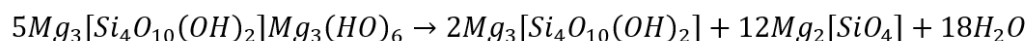
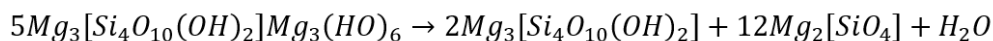
$$C = -4\left(-\frac{5}{2}\right) - 4$$

$$C = 6$$

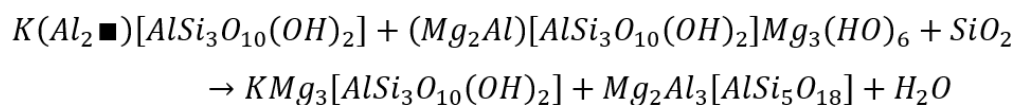
Paso 4: Se cambia a estructuras químicas y se termina de balancear por simple inspección:



Multiplicamos por 2 a toda la reacción:



2.74. Iguale la siguiente reacción química:



Paso 1: Se desarrolla una tabla ordenada con los minerales complejos, el agua o el cuarzo se pueden ignorar, solo se enfoca en los metales:

	$K(Al_2\blacksquare)[AlSi_3O_{10}(OH)_2]$	$(Mg_2Al)[AlSi_3O_{10}(OH)_2]Mg_3(HO)_6$	$KMg_3[AlSi_3O_{10}(OH)_2]$	$Mg_2Al_3[AlSi_5O_{18}]$
	A	B	C	D
K	A		C	
Al	3A	2B	C	4D
Mg		5B	3C	2D

Paso 2: Se construye ecuaciones con cada fila de la tabla igualada a cero:

$$0 = A + C \quad (1)$$

$$0 = 3A + 2B + C + 4D \quad (2)$$

$$0 = 5B + 3C + 2D \quad (3)$$

Paso 3: Se asigna el valor de 1 a la variable que más facilite el álgebra:

Para este caso la variable C=1:

$$-1 = A \quad (1)$$

$$0 = -3 + 2B + 1 + 4D \quad (2)$$

$$0 = 5B + 3 + 2D \quad (3)$$

Ahora reemplazamos estos valores en la ecuación (2 y 3):

$$2 = 2B + 4D \quad (4)$$

$$\frac{-3 - 5B}{2} = D \quad (5)$$

Se resuelve el sistema:

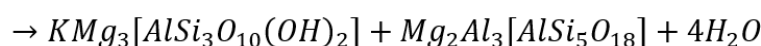
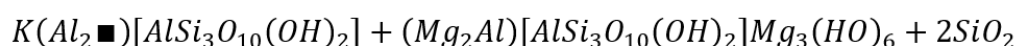
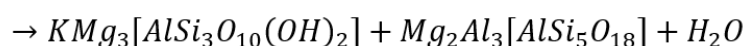
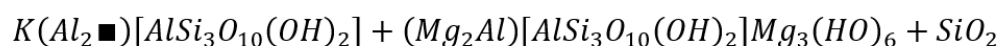
$$2 = 2B + 4\left(\frac{-3 - 5B}{2}\right)$$

$$2 = 2B - 6 - 10B$$

$$8 = -8B$$

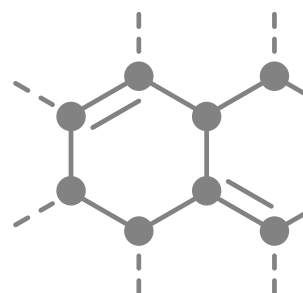
$$B = 1$$

Paso 4: Se cambia a estructuras químicas y se termina de balancear por simple inspección:



CAPÍTULO 3

MÉTODO REDOX O INTERCAMBIO DE VALENCIA



El método químico redox (reducción-oxidación), de gran importancia en la química analítica, es una herramienta muy útil para determinar la cantidad de sustancias químicas que están presentes en una muestra. Este método se basa en la transferencia de electrones entre especies químicas, lo que resulta en cambios en los estados de oxidación de los elementos involucrados.

INTRODUCCIÓN

Este capítulo se presentan los métodos de balanceo para reacciones REDOX, que involucran procesos de oxidación y reducción. Se explorarán los conceptos fundamentales necesarios para comprender y aplicar el método de número de oxidación o REDOX en diversos casos de dificultad. Posteriormente, se presentarán actividades con niveles crecientes de complejidad para poner a prueba progresivamente las habilidades adquiridas.

3.1. Conceptos previos, números de oxidación, electrones de valencia y valencia

3.1.1. Número o estado de oxidación

El número de oxidación es la carga eléctrica que contiene un elemento cuando gana o pierde electrones, cuando un elemento gana electrones su carga eléctrica será negativa, cuando pierda electrones su carga será positiva, en el caso de enlaces covalentes el elemento que gane densidad electrónica será el más electronegativo, por ejemplo:

Para iones:



Para moléculas con enlaces covalentes:

En el H_2O el oxígeno es el más electronegativo.

$\therefore$ Número de oxidación del oxígeno es 2 - y del hidrógeno 1 +

Según la IUPAC International Union of Pure and Applied Chemistry, el número de oxidación tiene la siguiente definición: “De un átomo central en una entidad de coordinación, la carga que soportaría si todos los ligandos se eliminaran junto con los pares de electrones que se compartieron con el átomo central, está representado por un número romano” [5]. Para un mejor entendimiento de la definición textual de la IUPAC, el número de oxidación es la carga eléctrica que tendría un átomo dentro de un compuesto químico.

Para determinar los números de oxidación en los átomos contenidos en una molécula, es conveniente memorizar los números de oxidación más sencillos como los del hidrógeno (+1, -1), oxígeno (-2, -1), metales alcalinos y alcalino térreos, estos permiten determinar el número de oxidación de elementos que no se conocen, sabiendo que la suma de estos números dentro de la molécula debe ser cero, por ejemplo:

Para el caso de $H_2Cr_2O_7$ se sabe el estado de oxidación del hidrógeno es 1+ y oxígeno 2-:

$$\begin{array}{ccc} (1+) & + & (x) & + & (2-) \\ H_2 & & Cr_2 & & O_7 \end{array}$$

Se sabe que la suma de estados de oxidación multiplicados por el subíndice de cada elemento debe ser cero, en color rojo se muestra esta multiplicación:

$$\begin{array}{ccc} 2(1+) & + & 2(x) & + & 7(2-) & = & 0 \\ H_2 & & Cr_2 & & O_7 \end{array}$$

Se sabe que la suma de estados de oxidación multiplicados por el subíndice de cada elemento debe ser cero, en color rojo se muestra esta multiplicación:

$$2 + 2x - 14 = 0$$

$$2x = 14 - 2 = 12$$

$$x = \frac{12}{2} = 6 \therefore \begin{array}{c} 6+ \\ Cr \end{array}$$

Ahora vamos analizar el caso del manganeso en el siguiente compuesto:



Se sabe que el estado de oxidación del hidrógeno es +1 y el oxígeno -2:

$$\begin{array}{ccc} (1+) & + & (x) & + & (2-) \\ H & & Mn & & O_4 \end{array}$$

Se sabe que la suma de estados de oxidación multiplicados por el subíndice de cada elemento debe ser cero, en color rojo se muestra esta multiplicación:

$$\begin{array}{ccc} (1+) & + & (x) & + & 4(2-) & = & 0 \\ H & & Mn & & O_4 \end{array}$$

Se procede a despejar la incógnita (el número de oxidación del manganeso):

$$1 + x - 8 = 0$$

$$x = 8 - 1 = 7 \therefore \begin{array}{c} 7+ \\ Mn \end{array}$$

Es importante mencionar que moléculas mono elementales como O_2 , N_2 , I_2 , Cl_2 , H_2 , Br_2 , P_4 , P_8 , S_4 y elementos puros como C, Sn, Ag, Xe siempre tienen un número de oxidación cero.

3.1.2. Electrones de valencia

Los electrones de valencia, son aquellos que se encuentran en el último nivel de energía de un átomo e intervienen en las reacciones químicas, es decir, se ganan, pierden o comparten al interactuar con otros átomos.

3.1.3.Valencia

Es el número combinatorio o la capacidad de un átomo de combinarse con otros y no posee un signo, Según la IUPAC, la valencia tiene la siguiente definición: “El número máximo de átomos univalentes (originalmente átomos de hidrógeno o cloro) que pueden combinarse con un átomo del elemento” [5] por ejemplo:

En la molécula de agua (H_2O), el oxígeno solo puede combinarse con dos átomos de hidrógeno, por lo tanto, su valencia es 2; por otro lado, el hidrógeno solo puede combinarse con otro elemento por lo cual su valencia es 1.

En la tabla 3.1. se resumen las valencias y números de oxidación de los principales elementos:

Tabla 3.1. Resumen de números de oxidación y valencias de algunos elementos.

Símbolo	Valencia	Número de oxidación
H	1	1-, 1+
F	1	1-
Li, Na, K, Rb, Cs, Fr, Ag	1	1+
Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra, Zn, Cd	2	2+
B, Al, Ga, In	3	3+
O	2	1-, 2-
N	1, 2, 3, 4, 5	3-, 1+, 2+, 3+, 4+, 5+
Mn	2, 3, 4, 6, 7	2+, 3+, 4+, 6+, 7+
Cl, Br, I	1, 3, 5, 7	1-, 1+, 3+, 5+, 7+
V	2, 3, 4, 5	2+, 3+, 4+, 5+
S, Se, Te	2, 4, 6	2-, 2+, 4+, 6+
P, As, Sb	3, 5	3-, 3+, 5+
Cr	2, 3, 6	2+, 3+, 6+
Cl, Br, I	1, 3, 5, 7	1-, 1+, 3+, 5+, 7+
V	2, 3, 4, 5	2+, 3+, 4+, 5+
S, Se, Te	2, 4, 6	2-, 2+, 4+, 6+
P, As, Sb	3, 5	3-, 3+, 5+
Cr	2, 3, 6	2+, 3+, 6+
C	2, 4	4-, 2+, 4+
Au, Tl	1, 3	1+, 3+
Cu, Hg	1, 2	1+, 2+
Fe, Co, Ni	2, 3	2+, 3+
Pb, Pd, Pt, Sn	2, 4	2+, 4+

Fuente: Elaboración propia.

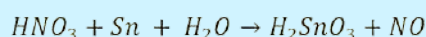
3.2. Método REDOX o de números de oxidación

En el método REDOX se fundamenta en el intercambio de electrones en una reacción química, para su aplicación se recomienda seguir la siguiente serie de pasos [2], [3]:

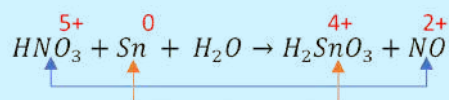
- **Paso 1** Identificar los estados de oxidación antes y después de la reacción tanto del oxidante como del reductor.
- **Paso 2** Se escriben los elementos que sufren un cambio. La diferencia entre estados de oxidación son los electrones intercambiados y se multiplica cada elemento de manera cruzada.
- **Paso 3** Se coloca los números de la multiplicación cruzada en la ecuación.
- **Paso 4** Se termina el balanceo por el método de simple inspección.

Para demostrar el procedimiento se analizarán los siguientes ejercicios resueltos:

Ejercicio 3.1. Igualar la ecuación por el método REDOX:



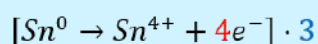
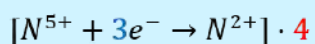
Paso 1: Se escriben los elementos que sufren un cambio. La diferencia entre estados de oxidación son los electrones intercambiados y se multiplica cada elemento de manera cruzada:



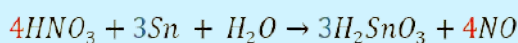
Agente oxidante: $HNO_3 \therefore N^{5+} + 3e^- \rightarrow N^{2+}$

Agente reductor: $Sn \therefore Sn^0 \rightarrow Sn^{4+} + 4e^-$

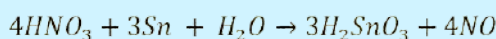
Paso 2: Se escriben los elementos que sufren un cambio. La diferencia entre estados de oxidación son los electrones intercambiados y se multiplica cada elemento de manera cruzada, con colores se muestra la multiplicación cruzada:



Paso 3: Se coloca los números de la multiplicación cruzada en la ecuación:



Paso 4: Se termina el balanceo por el método de simple inspección:



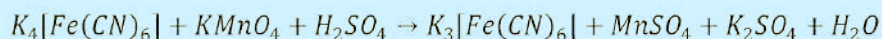
4-N-4

3-Sn-3

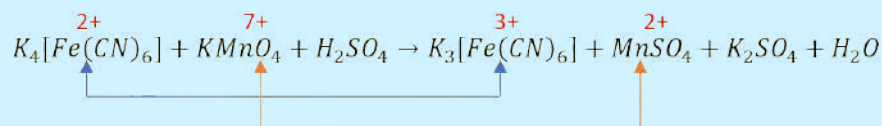
6-H-6

13-O-13

Ejercicio 3.2. Igualar la ecuación por el método REDOX:



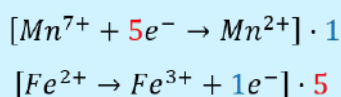
Paso 1:



Agente oxidante: $Mn \therefore Mn^{7+} + 5e^- \rightarrow Mn^{2+}$

Agente reductor: $Fe \therefore Fe^{2+} \rightarrow Fe^{3+} + 1e^-$

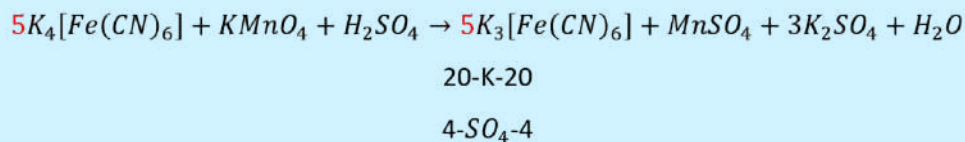
Paso 2:



Paso 3:



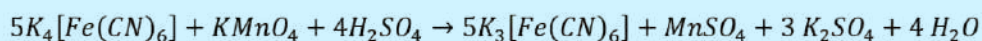
Paso 4:



Ahora igualamos los hidrógenos:



Ahora igualamos los oxígenos:



5-Fe-5

21-K-21

30-C-30

30-N-30

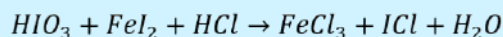
1-Mn-1

4-S-4

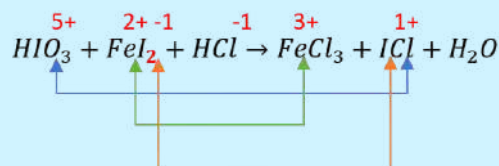
8-H-8

Caso en el que se tiene más de un proceso REDOX

Ejercicio 3.3. Igualar la ecuación por el método REDOX:



Paso 1:



Agente oxidante: $I \therefore I^{5+} + 4e^- \rightarrow I^{1+}$

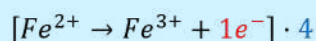
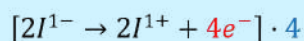
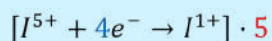
Agentes reductores: $Fe \therefore Fe^{2+} \rightarrow Fe^{3+} + 1e^-$

Agentes reductores: $I \therefore 2I^{1-} \rightarrow 2I^{1+} + 4e^-$

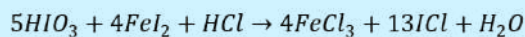
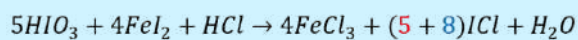
Nota: Se multiplica por **2** a yoduro (I^{1-}) debido a que en el compuesto FeI_2 existen dos **átomos** de yodo con estado de oxidación (1-).

Paso 2:

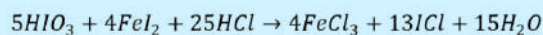
$1e^- + 4e^- = 5e^-$ los números 4 y 5



Paso 3:



Paso 4:



4-Fe-4

13-I-13

25-Cl-25

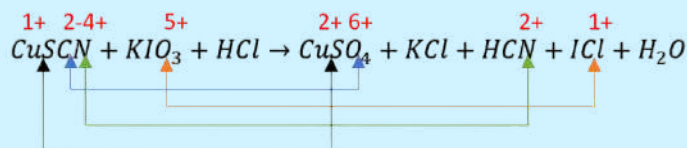
30-H-30

15-O-15

Ejercicio 3.4. Igualar la ecuación por el método REDOX:



Paso 1: Identificar los estados de oxidación antes y después de la reacción tanto del oxidante como del reductor:



Agentes oxidantes: $C \therefore C^{4+} + 2e^- \rightarrow C^{2+}$

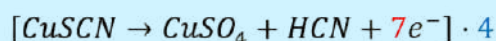
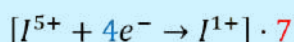
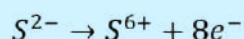
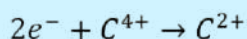
Agentes oxidantes: $I \therefore I^{5+} + 4e^- \rightarrow I^{1+}$

Agentes reductores: $Cu \therefore Cu^+ \rightarrow Cu^{2+} + 1e^-$

Agentes reductores: $S \therefore S^{2-} \rightarrow S^{6+} + 8e^-$

Paso 2: En el caso de sulfocianuro conviene sumar las semireacciones REDOX involucradas:

$$1e^- + 8e^- - 2e^- = 7e^-$$



Paso 3:



Paso 4:



LECTURAS RECOMENDADAS

E. Generalić y N. Vladislavic, «Aggregate Redox Species Method-An Improved Oxidation Number Change Method for Balancing Redox Equations», Chemistry Journal, vol. 4, n.o 3, pp. 43-49, 2018, [En línea]. Disponible en:

<http://www.aiscience.org/journal/cj><http://creativecommons.org/licenses/by/4.0/>

C. Guo, «A New Inspection Method for Balancing Redox Equations», Journal Chemical Education, vol. 74, n.o 11, pp. 1365-1366, 1997.

D. Kolb, «The chemical equation. Part II: Oxidation-Reduction Reactions», J Chem Educ, vol. 55, n.o 5, 1978, doi: <https://doi.org/10.1021/ed055p326>.

W. C. Herndon, «On Balancing Chemical Equations: Past And Present», J Chem Educ, vol. 74, n.o 11, 1997, [En línea]. Disponible en: <http://jchemed.chem.wisc.edu/Journal/Search/>

A. Mousavi, «Revival of the oxidation number method for balancing redox equations», Transactions of the Royal Society of South Africa, vol. 73, n.o 1, pp. 86-89, ene. 2018, doi: 10.1080/0035919X.2017.1363094.

R. Chang y K. A. Goldsby, Chemistry, 12th ed. USA: McGraw Hill, 2016.

REFERENCIAS BIBLIOGRÁFICAS

- [1] IUPAC, Compendium of Chemical Terminology. Gold Book. 2014.
[2] J. Ibarz, Problemas de Química General, 2da ed. España, 1964.
[3] S. Zheng, «Balancing redox equations through zero oxidation number method», Chemistry Teacher International, vol. 4, n.o 1, pp. 55-59, mar. 2022, doi: 10.1515/cti-2021-0031.

ACTIVIDADES

Las actividades se clasifican por tema y por color identificando su grado de dificultad como:

Negro = fácil, Azul = **Normal**, Rojo = **Difícil**:

Por grado de dificultad:

Fácil: 3.5-3.9; 3.20-3.22

Normal: 3.10-3.14

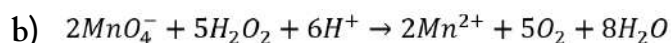
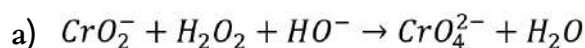
Difícil: 3.15-3.19

POR TEMA:

Método REDOX: 3.5-3.19

Algunas reacciones aplicadas en sistemas Acuáticos: 3.20-3.22

3.5. Iguale la siguiente reacción química e identifique el agente reductor y oxidante de cada una de las dos reacciones:



3.6. Iguale la siguiente reacción:



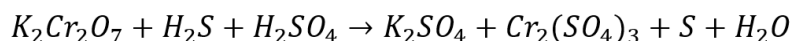
3.7. Iguale la siguiente reacción:



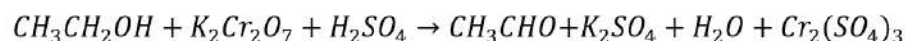
3.8. Iguale la siguiente reacción:



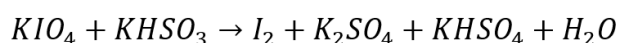
3.9. Ajustar la siguiente ecuación:



3.10. Iguale la ecuación de oxidación del etanol en presencia de dicromato de potasio en medio ácido por el método REDOX.



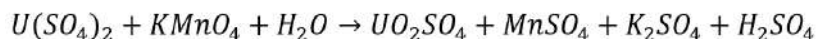
3.11. Iguale la siguiente reacción:



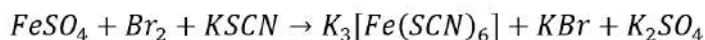
3.12. Ajustar la siguiente reacción por el método REDOX.



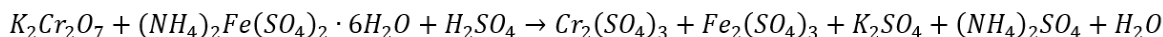
3.13. Ajustar la siguiente reacción por el método REDOX.



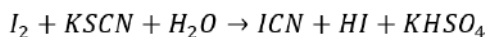
3.14. Ajustar la siguiente reacción por el método REDOX.



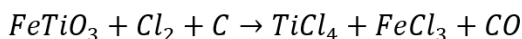
3.15. Ajustar la siguiente reacción por el método REDOX.



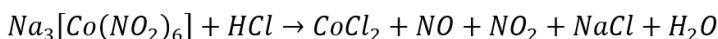
3.16. Ajustar la siguiente reacción por el método REDOX.



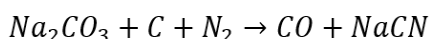
3.17. Ajustar la siguiente reacción por el método REDOX.



3.18. Ajustar la siguiente reacción por el método REDOX.

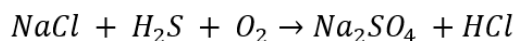


3.19. Ajustar la siguiente reacción por el método REDOX.

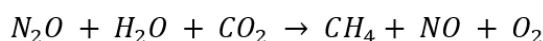
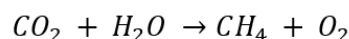


Algunas reacciones aplicadas en sistemas Acuáticos

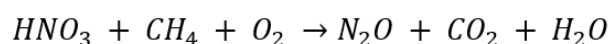
3.20. Oxidación del Azufre: esto ocurre cuando aumentan las precipitaciones y ocurre la escorrentía de los ríos, esto causa que se disuelvan iones (ej. SiO_2 , Cl , Na , K , Mg , $CaSO_4$) que anteriormente estaban en el suelo, esto puede ser utilizada por bacterias sulfato reductoras.



3.21. Respiración anaerobia: A causa de la sedimentación en una zona insaturada la respiración es aerobia, por el contrario, la zona saturada es anaerobia donde ocurre la reducción del azufre y la desnitrificación. El suelo también captura CO_2 de la atmósfera, luego es reducido por bacterias cuyo subproducto metabólico es el CH_4 (Kaushal et al., 2018).



3.22. Drenaje y sequía: Dentro de las zonas insaturadas la respiración aerobia domina, si en el sedimento se fija el CH_4 , se eliminará N_2O y CO_2 . Además, existe una acumulación de productos oxidados tales como NO_3^{1-} , SO_4^{2-} y CO_2 junto con Mn^{3+} y Fe^{3+} , luego se fijará en el sedimento productos oxidados.



GLOSARIO

Agente oxidante: Especie química que gana electrones y produce la oxidación en otro elemento.

Agente reductor: Especie química que pierde electrones y produce la reducción en otro elemento.

Estado de oxidación: Número de oxidación, es la carga eléctrica o densidad electrónica que soporta un elemento químico al ganar, perder o compartir electrones.

Electrones de valencia: Electrones ubicados en el último nivel de energía de un átomo y que intervienen en las reacciones químicas.

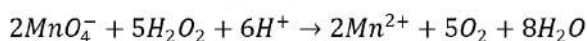
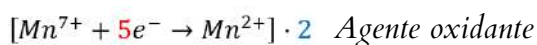
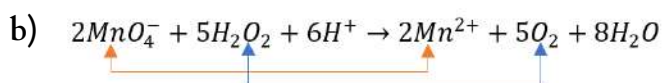
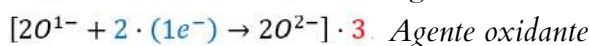
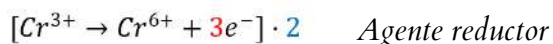
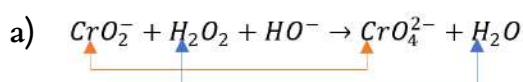
Oxidación: Es la pérdida de electrones que sufre un átomo en una reacción química.

Reducción: Es la ganancia de electrones que sufre un átomo en una reacción química.

Valencia: Es el número combinatorio de un átomo y carece de un signo.

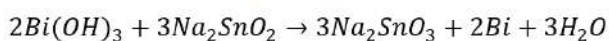
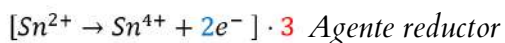
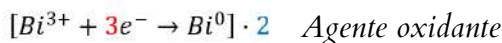
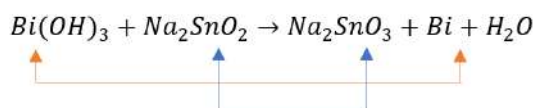
SOLUCIONARIO

3.5. Iguale la siguiente reacción química e identifique el agente reductor y oxidante de cada una de las dos reacciones:

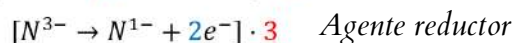
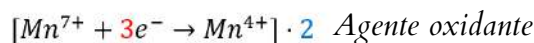
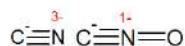
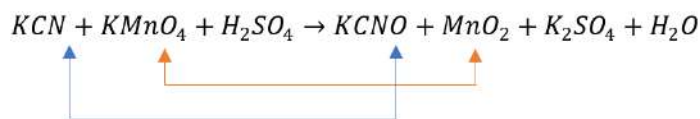


¡Nótese que el peróxido de hidrógeno puede actuar como agente oxidante o reductor!

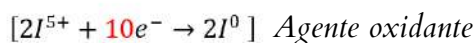
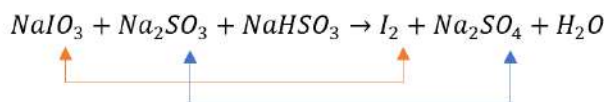
3.6. Iguale la siguiente reacción:



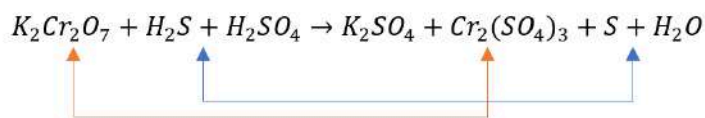
3.7. Iguala la siguiente reacción:



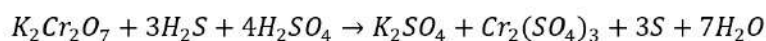
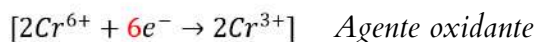
3.8. Iguala la siguiente reacción:



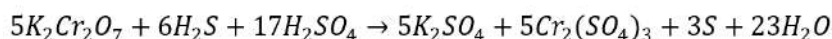
3.9. Ajustar la siguiente ecuación:



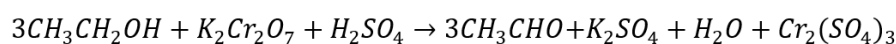
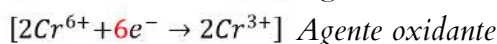
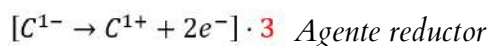
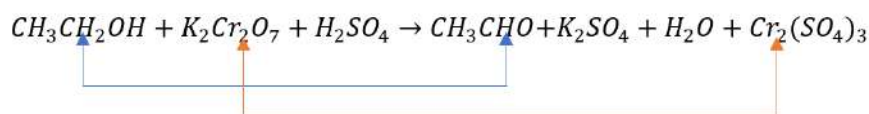
$\text{Cr}^{6+} \rightarrow \text{Cr}^{3+} \rightarrow 3$ este número solo afectará al azufre que cambia su estado de oxidación:



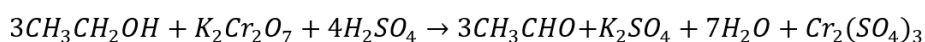
Otra respuesta es:



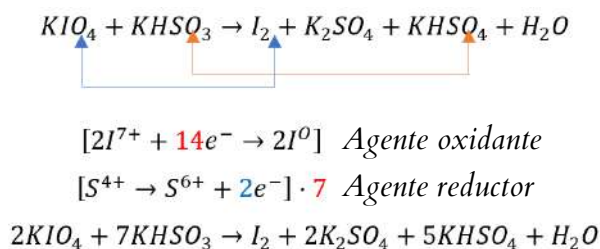
3.10. Ajustar la siguiente ecuación:



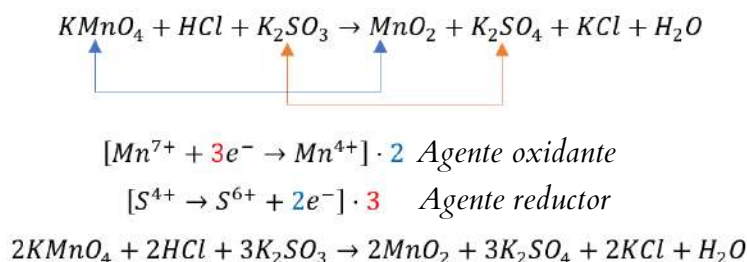
Igualamos por tanteo:



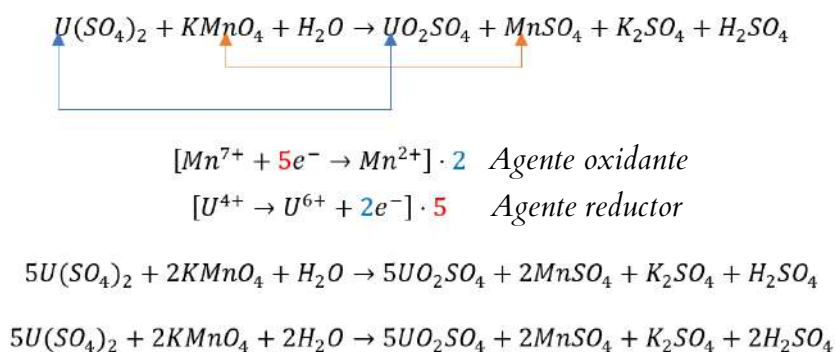
3.11. Iguale la siguiente reacción:



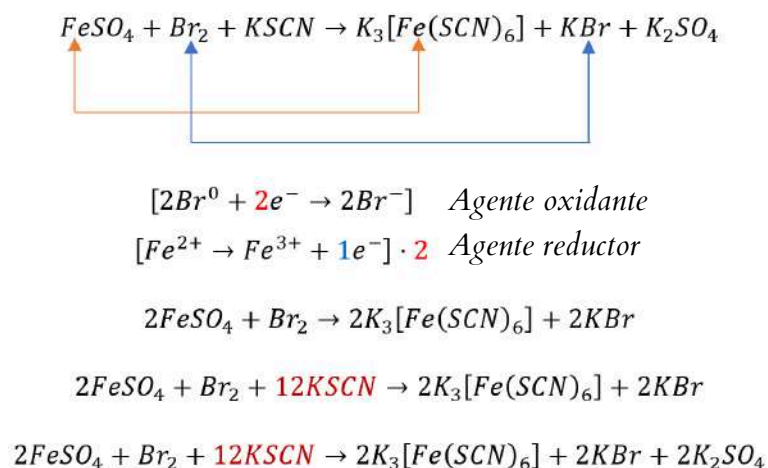
3.12. Ajustar la siguiente reacción por el método REDOX.



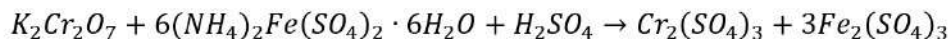
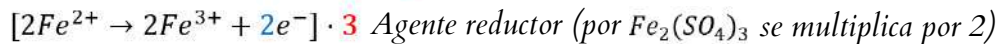
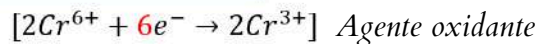
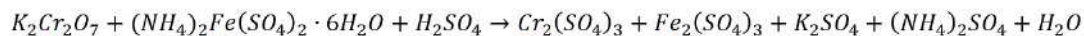
3.13. Ajustar la siguiente reacción por el método REDOX.



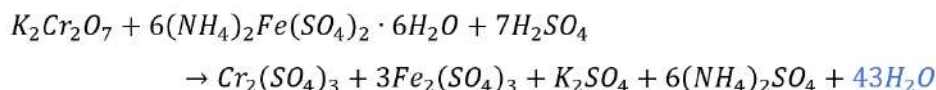
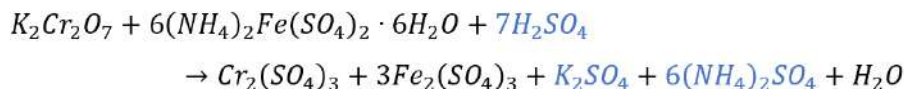
3.14. Ajustar la siguiente reacción por el método REDOX.



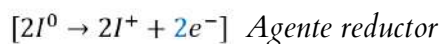
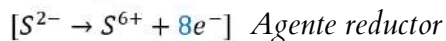
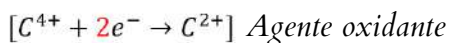
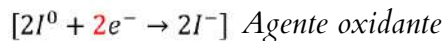
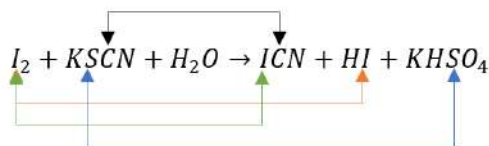
3.15. Iguale la siguiente reacción:



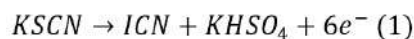
Por tanteo:



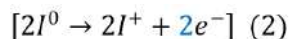
3.16. Ajustar la siguiente reacción por el método REDOX.



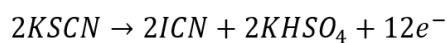
Reunificamos El SCN:



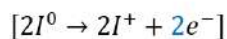
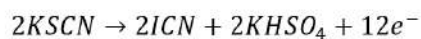
Para el yodo como reductor:



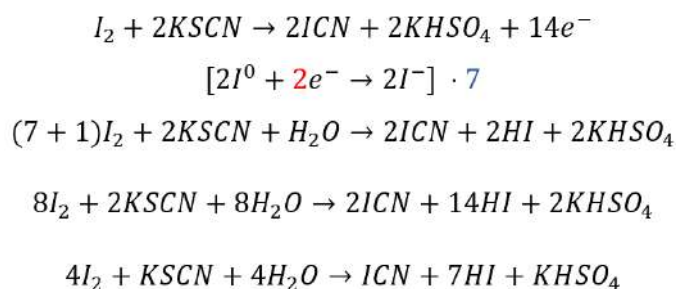
Entre las ecuaciones 1 y 2 deducimos que se forman 2 ICN:



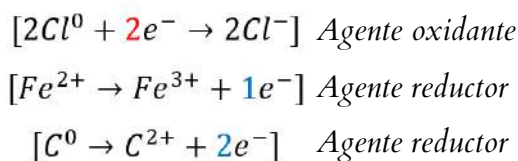
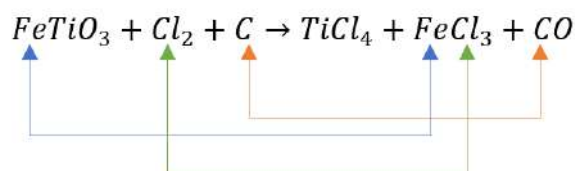
Unificamos los reductores:



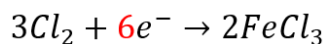
Finalmente, para el intercambio de electrones:



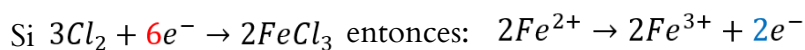
3.17. Ajustar la siguiente reacción por el método REDOX.



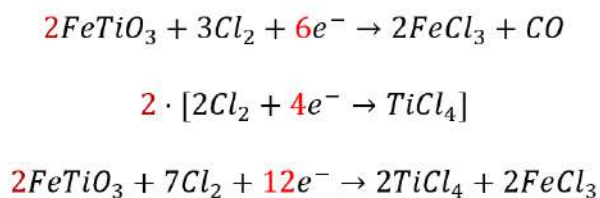
El cloro se reduce para dos compuestos cloruro de hierro (III) y cloruro de titanio (VI):



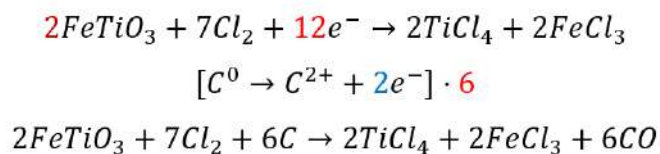
Para el hierro:



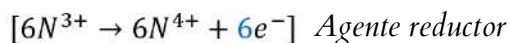
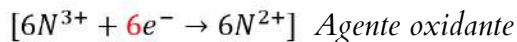
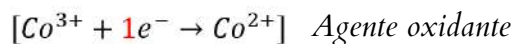
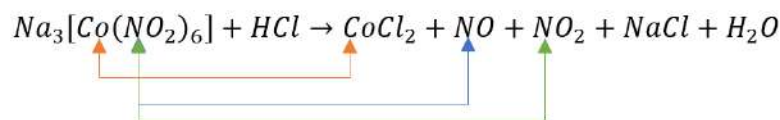
Unificamos al $2FeCl_3$:



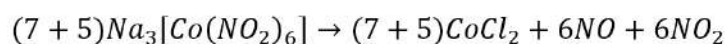
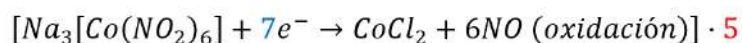
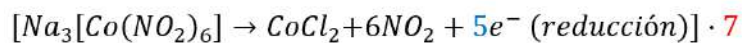
Ahora intercambiamos los electrones con el carbono:



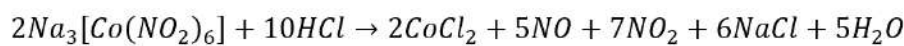
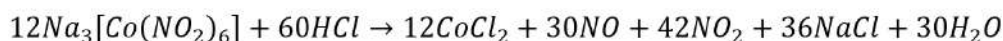
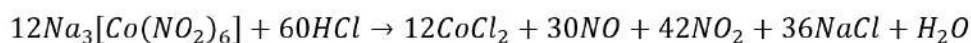
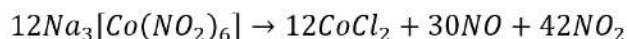
3.18. Ajustar la siguiente reacción por el método REDOX.



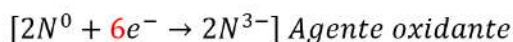
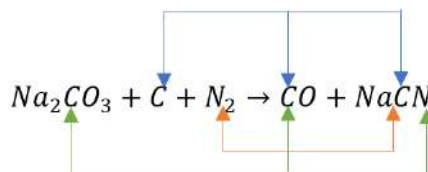
Unificamos el complejo de coordinación:



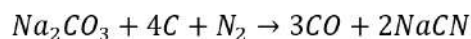
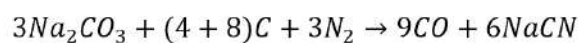
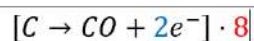
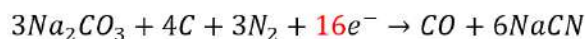
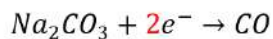
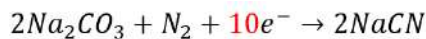
Igualamos el resto por tanteo:



3.19. Ajustar la siguiente reacción por el método REDOX.

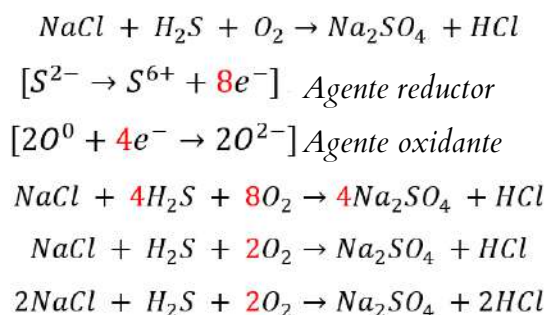


Unificamos es los oxidantes:

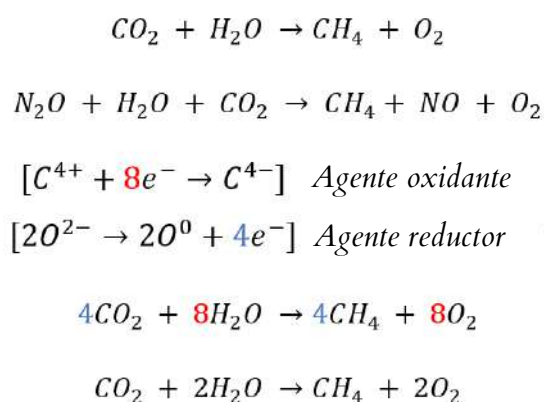


Algunas reacciones aplicadas en sistemas Acuáticos

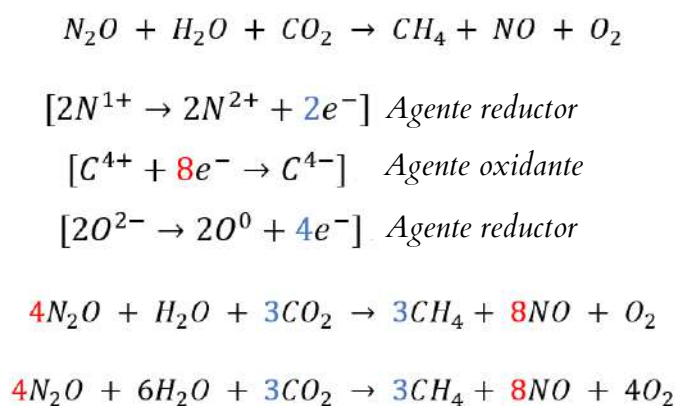
3.20. Oxidación del Azufre: esto ocurre cuando aumentan las precipitaciones y ocurre la escorrentía de los ríos, esto causa que se disuelvan iones (ej. SiO_2 , Cl , Na , K , Mg , CaSO_4) que anteriormente estaban en el suelo, esto puede ser utilizada por bacterias sulfato reductoras.



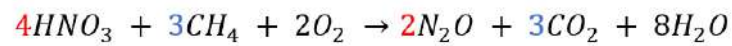
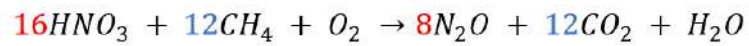
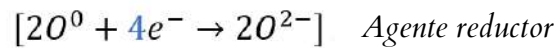
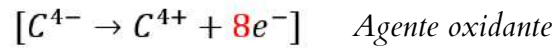
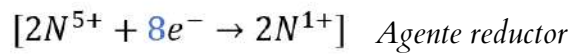
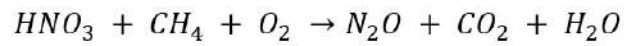
3.21. A causa de la sedimentación en una zona insaturada la respiración es aerobia, por el contrario, la zona saturada es anaerobia donde ocurre la reducción del azufre y la desnitrificación. El suelo también captura CO_2 de la atmosfera, luego es reducido por bacterias cuyo subproducto metabólico es el CH_4 [6].



Para la segunda reacción:

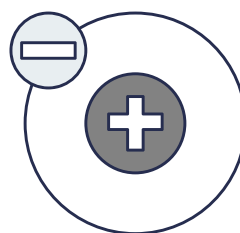


3.22. Drenaje y sequía: Dentro de las zonas insaturadas la respiración aerobia domina, si en el sedimento se fija el CH₄, se eliminará N₂O y CO₂. Además, existe una acumulación de productos oxidados tales como NO₃¹⁻, SO₄²⁻ y CO₂ junto con Mn³⁺ y Fe³⁺, luego se fijará en el sedimento productos oxidados.



CAPÍTULO 4

MÉTODO ION-ELECTRÓN



El método ion-electrón permite balancear ecuaciones químicas al considerar tanto la transferencia de electrones como las especies iónicas presentes en el medio ácido o básico, asegurando así que la cantidad de materiales reaccionantes sea igual a la cantidad de productos formados.

INTRODUCCIÓN

El capítulo presenta conceptos clave para entender y aplicar el método de ion-electrón en medio ácido, básico y moléculas orgánicas e inorgánicas complejas, con la finalidad de preparar las bases adecuadas para estudiantes que cursen asignaturas como electroquímica, química analítica y química general de las diferentes carreras universitarias, el capítulo presenta ejercicios para resolver clasificados por grado de dificultad y tema, sus respectivas resoluciones se presentan al final del capítulo.

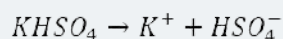
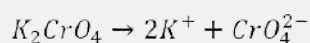
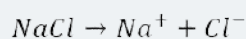
4.1. Conceptos previos al Ion-electrón: Ionización y semirreacciones

El método de ion-electrón es el más práctico, permite no solo igualar la ecuación, sino también encontrar productos que no se conocen o no se indican en los ejercicios. Consiste en dividir la reacción general en semirreacciones (una de oxidación y otra de reducción) [1], [2]. Para estudiar el método de ion-electrón es necesario revisar el concepto de ionización y de las semirreacciones.

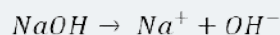
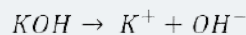
4.1.1. Ionización

Cuando se tienen sales, ácidos, bases en solución acuosa, estos forman iones; por otro lado, las moléculas con enlaces covalentes como óxidos moléculas o átomos en solitario, no se ionizan. Por ejemplo:

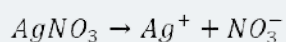
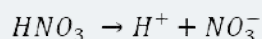
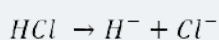
Sales:



Bases o hidróxidos



Ácidos:



Iones formados

Óxidos y moléculas con enlaces covalentes



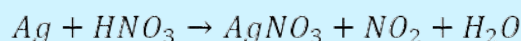
4.1.1.Semirreacciones

Ahora, si analizamos una reacción química global puede descomponerse en reacciones más sencillas donde, se analiza de forma individual qué ocurre con los elementos que cambian su estado de oxidación [1], [2].

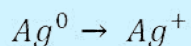
Para plantear las semirreacciones de oxidación y reducción se deben seguir los siguientes pasos:

1. Analizar los estados de oxidación de los elementos que cambian e identificar los agentes oxidante y reductor.
2. Ionizar los compuestos que sufrieron un cambio en sus estados de oxidación.
3. Escribir las semirreacciones de oxidación y reducción.
4. Una vez escritas las semirreacciones, en el método ion-electrón estas se balancean dependiendo del medio.

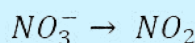
Ejemplo 4.1. Desglosar las semirreacciones sin igualar de la siguiente reacción global:



Semirreacción oxidación:

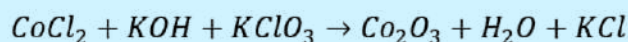


Semirreacción reducción:

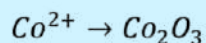


**Semirreacciones
Sin igualar**

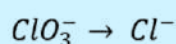
Ejemplo 4.2. Desglosar las semirreacciones sin igualar de la siguiente reacción global:



Semirreacción oxidación:

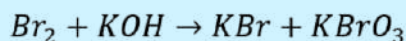


Semirreacción reducción:

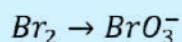


**Semirreacciones
Sin igualar**

Ejemplo 4.3. Desglosar las semirreacciones **sin igualar** de la siguiente reacción global:



Semirreacción oxidación:

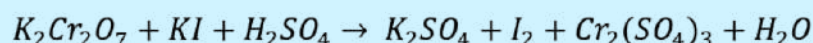


Semirreacción reducción:

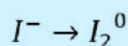


**Semirreacciones
Sin igualar**

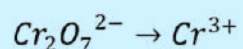
Ejemplo 4.4. Desglosar las semirreacciones **sin igualar** de la siguiente reacción global::



Semirreacción oxidación:



Semirreacción reducción:



**Semirreacciones
Sin igualar**

4.1. Método del Ion-electrón en medio ácido

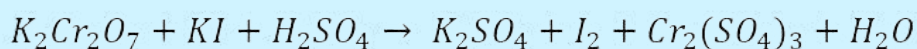
Las semirreacciones se igualan según el medio de reacción: medio ácido y medio básico.

4.2. Método del Ion-electrón en medio ácido

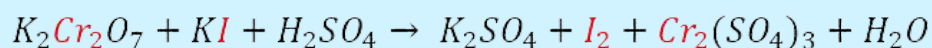
Las semirreacciones se igualan según el medio de reacción: medio ácido y medio básico.

Caso del medio ácido

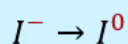
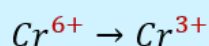
Ejemplo 4.5. Igualar la ecuación por el método ion-electrón en medio ácido:



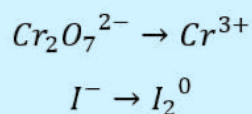
Paso 1: Se determinan los estados de oxidación de los elementos que cambian. Si es una sustancia en estado fundamental como elementos puros (metales) o moléculas diatómicas (N_2 , O_2 , I_2 etc.) se asigna un estado de oxidación de 0:



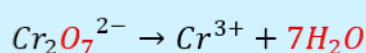
Desglosamos cada elemento y su cambio de estado de oxidación:



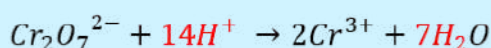
Paso 2: Se escriben las semirreacciones sin igualar de las especies que cambian sus estados de oxidación, en forma de iones:



Paso 3: Se igualan las semirreacciones planteadas iniciando por todos los elementos diferentes al oxígeno e hidrógeno. En el caso de tener **oxígenos**, se igualan añadiendo tantas moléculas de agua como átomos de oxígeno falten en el lado opuesto. Los hidrógenos se ajustan **añadiendo iones H^+** en el lado opuesto:



Ajustamos el hidrógeno:

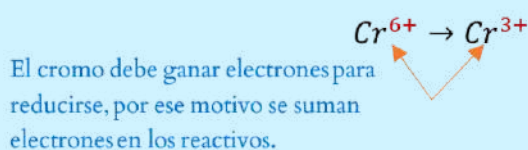


Trucos del medio ácido:

Adicionar moléculas de agua en el lado de la reacción que falten oxígenos, e H^+ en el lado opuesto.

Paso 4: Igualamos la **carga eléctrica** en ambos lados de la reacción añadiendo electrones en el lado correspondiente:

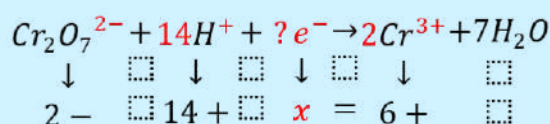
En la semirreacción de reducción sufre el siguiente cambio en su estado de oxidación:



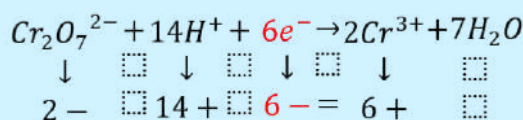
Nota:

Cuando la especie se **oxida** los **electrones se suman de los productos**; cuando la especie se **reduce** los **electrones se suman al lado reactivos**.

Regresamos a la semirreacción del cromo e igualamos las cargas:



En el lado de los reactivos la carga es $(2-)+(14+)= (12+)$, y en los productos la carga es $(6+)$; por lo tanto, el valor de x debe ser $(6-)$ para que se cumpla la igualdad y considerando que la carga del electrón es negativa, se deben añadir 6 electrones.

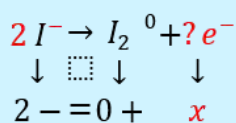


Ahora se procede a igualar la carga eléctrica de la semirreacción de oxidación:

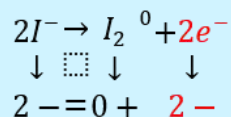


El yodo pierde electrones para oxidarse por ese motivo se suman electrones en los productos

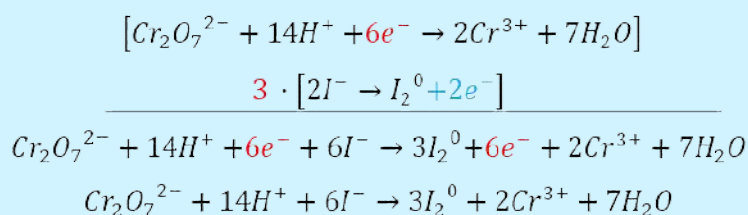
Regresamos a la semirreacción del yodo e igualamos las cargas:



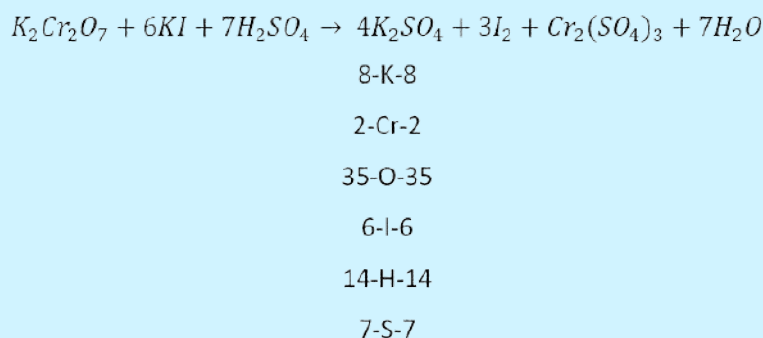
Para que se cumpla la igualdad debemos añadir 2 electrones:



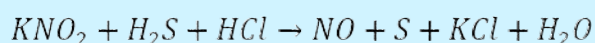
Paso 5: Se suman ambas semirreacciones y se debe eliminar los electrones multiplicando ambas semirreacciones como se muestra a continuación:



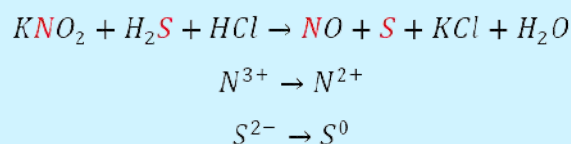
Paso 6: Los coeficientes obtenidos en la reacción anterior, se los trasladan a la reacción original y se completa por tanteo los elementos restantes:



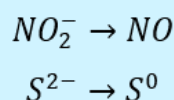
Ejemplo 4.6. Iguale la siguiente reacción química:



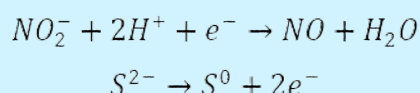
Paso 1: Determinamos el número de oxidación de los elementos que cambian su estado de oxidación:



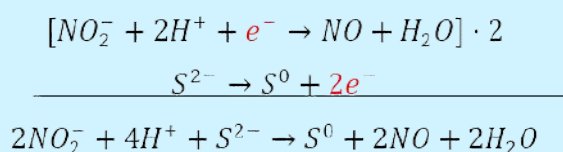
Paso 2: Escribimos las semirreacciones:



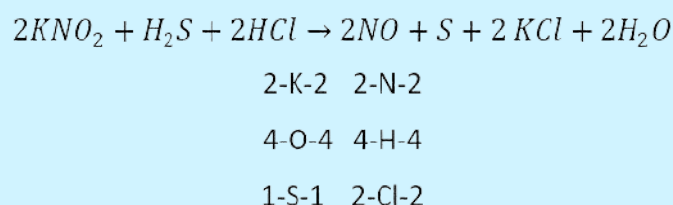
Paso 3 y 4: Igualamos las semirreacciones:



Paso 5: Se suman ambas semirreacciones y se eliminan los electrones multiplicando ambas semirreacciones como se muestra a continuación



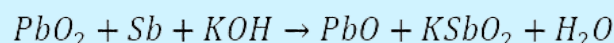
Paso 6: Completamos la reacción original:



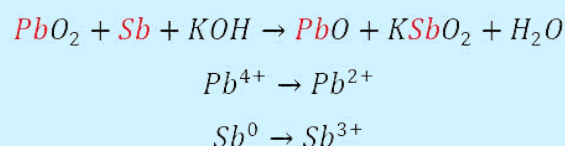
4.3. Método del Ion-electrón en medio básico

Caso del medio básico

Ejemplo 4.7. Igualar la siguiente reacción por el método ion-electrón en medio básico:

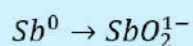
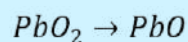


Paso 1: Determinamos el número de oxidación de los elementos que cambian su estado de oxidación

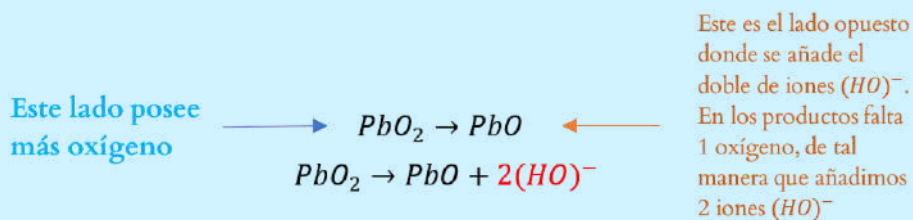


Trucos del medio básico:
Sumar iones OH^- en el lado de la reacción que **contenga menos oxígenos**, y moléculas de agua en el lado opuesto.

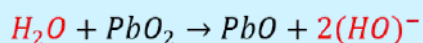
Paso 2: Escribimos las semirreacciones:



Paso 3: Se igualan las semirreacciones planteadas iniciando por todos los elementos diferentes al oxígeno e hidrógeno. En el caso de tener **oxígenos**, se igualan añadiendo el **doble de iones $(HO)^-$** como átomos de oxígeno falten en lado opuesto.



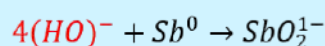
En el lado contrario donde se añadió los iones $(HO)^-$, se procede a adicionar **la mitad de las moléculas de agua**:



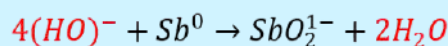
Para la semirreacción de oxidación se repite el mismo proceso descrito en la semirreacción de reducción:



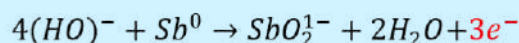
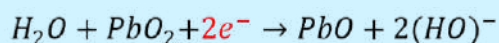
Añadimos el doble de iones $(HO)^-$:



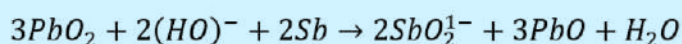
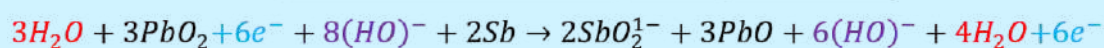
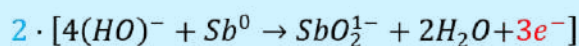
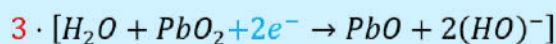
Y añadimos la mitad de moléculas de agua en el lado contrario:



Paso 4: Luego igualamos la carga eléctrica en ambos lados de la reacción añadiendo electrones.



Paso 5: Se suman ambas semirreacciones y se **eliminan los electrones** multiplicando ambas semirreacciones como se muestra a continuación:



Paso 6: Los coeficientes obtenidos en la reacción anterior, se los trasladan a la reacción original y se completa por tanteo los elementos restantes:



3-Pb-3

8-O-8

2-H-2

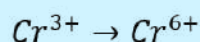
2-K-2

2-Sb-2

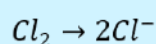
Ejemplo 4.8. Igualar la siguiente reacción por el método ion-electrón en medio básico:



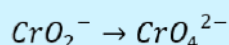
Paso 1: Determinamos el número de oxidación de los elementos que cambian su estado de oxidación:



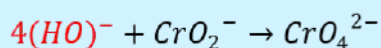
Paso 2: Se escribe las semirreacciones:



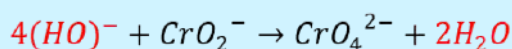
Paso 3: Se igualan las semirreacciones:



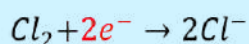
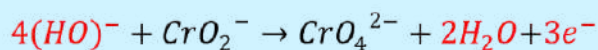
Añadimos $(HO)^-$:



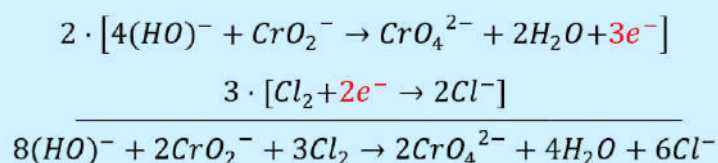
Añadimos agua en el lado contrario:



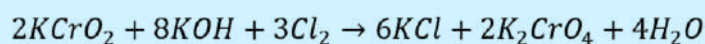
Paso 4: Luego igualamos la carga eléctrica en ambos lados de la reacción añadiendo electrones.



Paso 5: Se suman ambas semirreacciones y se eliminan los electrones multiplicando ambas semirreacciones como se muestra a continuación:



Paso 6: Completamos la reacción original:



10-K-10

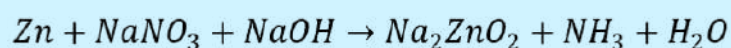
6-Cl-6

2-Cr-2

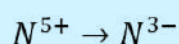
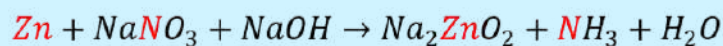
8-H-8

12-O-12

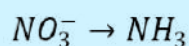
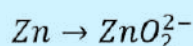
Ejemplo 4.9. Igualar la ecuación por el método ion-electrón en medio básico:



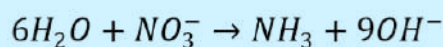
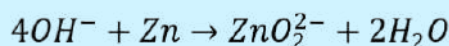
Paso 1: Determinamos el número de oxidación de los elementos que cambian su estado de oxidación:



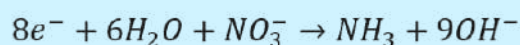
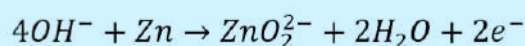
Paso 2: Se escribe las semirreacciones:



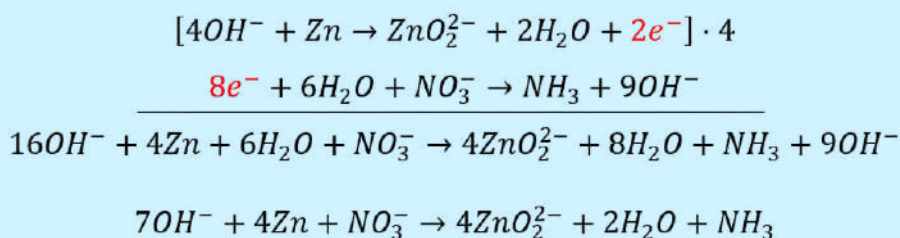
Paso 3: Se igualan las semirreacciones:



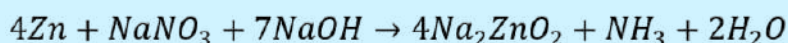
Paso 4: Luego igualamos la carga eléctrica en ambos lados de la reacción añadiendo electrones.



Paso 5: Se suman ambas semirreacciones y se eliminan los electrones multiplicando ambas semirreacciones como se muestra a continuación:



Paso 6: Completamos la reacción original:



8-Na-8

4-Zn-4

1-N-1

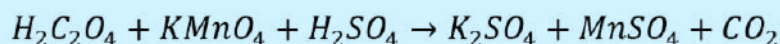
7-H-7

10-O-10

4.4. Método del Ion-electrón en moléculas orgánica e inorgánicas complejas

Caso que involucra moléculas orgánicas

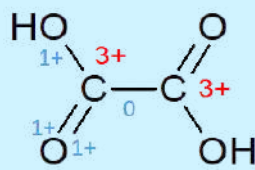
Ejemplo 4.10. Iguale la siguiente reacción química entre ácido oxálico, permanganato de potasio y ácido sulfúrico, sabiendo que sus productos son sulfato de potasio, sulfato de manganeso (IV) dióxido de carbono y agua.



Para compuestos orgánicos podemos determinar el “estado de oxidación” del carbono asignando 0 a uniones entre C-C, -1 cuando tenemos H-C y +1 cuando se tiene uniones con X-C o O-C; luego se suma, para cada átomo de carbono, los estados de oxidación aportados por cada enlace, para así tener el estado de oxidación global sobre dicho carbono [3]. Para el caso del ácido oxálico tendremos:

Nota:

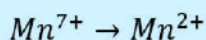
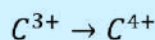
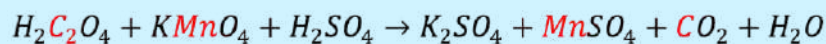
Para moléculas covalentes complejas como $\text{NH}_2\text{-NH}_2$ el “estado de oxidación” se determina similar que el carbono. Enlaces entre el mismo átomo aporta con 0, cuando el elemento está enlazado con otro elemento más electronegativo se aporta con una carga positiva (1+), y cuando el elemento es menos electronegativo aporta con una carga



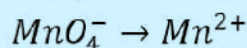
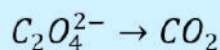
El primer carbono posee tres enlaces con el oxígeno, esto aporta una carga de 3+ y un enlace con el carbono que no aporta carga eléctrica; de tal manera que, su estado de oxidación es 3+.

En el segundo carbono se repiten los mismos enlaces del carbono uno, así su estado de oxidación será 3+.

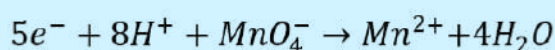
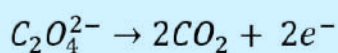
Paso 1: Determinamos el número de oxidación de los elementos que cambian su estado de oxidación



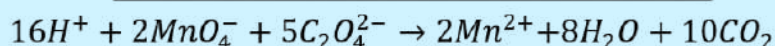
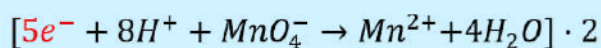
Paso 2: Escribimos las semirreacciones:



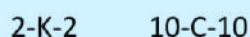
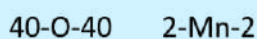
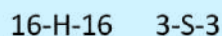
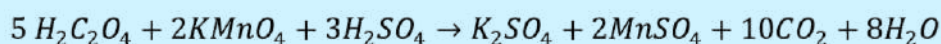
Paso 3 y 4: Igualamos las semirreacciones:



Paso 5: Se suman ambas semirreacciones y se eliminan los electrones multiplicando ambas semirreacciones como se muestra a continuación:



Paso 6: Completamos la reacción:



LECTURAS RECOMENDADAS

R. Stout, «Redox Challenges: Good Times for Puzzle Fanatics», Journal Chemical Education, vol. 72, n.o 12, p. 1125, 1995.

S. G. Nair, T. S. More, V. R. Jadhav, M. M. Rayate, y B. A. More, «A Procedure Employing for Redox Titration: Balancing the Redox Chemical Equation in Acidic or Basic Medium», International Journal of Research and Review (ijrrjournal.com), vol. 7, n.o 5, p. 5, 2020.

R. Chang y K. A. Goldsby, Chemistry, 12th ed. USA: McGraw Hill, 2016

T. L. Brown et al., Chemistry: The Central Science, 14th ed. USA: PEARSON, 2017.

R. H. Petrucci, F. G. Herring, J. D. Madura, y C. Bissonnette, General chemistry: principles and modern applications, Eleventh. Toronto: PEARSON, 2017.

REFERENCIAS BIBLIOGRÁFICAS

- [1] D. C. Harris y C. A. Lucy, Quantitative Chemical Analysis, 9th ed. W. H. Freeman & Company, 2016.
- [2] D. A. Skoog, D. M. West, F. J. Holler, y S. R. Crouch, Fundamentos de Química Analítica, 9th ed. México: CENGAGE Learning, 2015.
- [3] J. Ibarz, Problemas de Química General, 2da ed. España, 1964.

ACTIVIDADES

Las actividades se clasifican por tema y por color identificando su grado de dificultad como:

Negro = fácil, Azul = Normal, Rojo = Difícil.

Por grado de dificultad:

Fácil: 4.11–4.24; 4.39–4.47; 4.56; 4.74

Normal: 4.25–4.28; 4.48–4.50; 4.57–4.68

Difícil: 4.29–4.38; 4.51–4.55; 4.69–4.73

Por tema:

Método de Ion-electrón en medio ácido: 4.11–4.38

Método del Ion-electrón en medio básico: 4.39–4.55

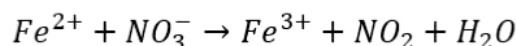
Método del Ion-electrón en moléculas orgánica e inorgánicas complejas: 4.56–4.74

Método de Ion-electrón en medio ácido

4.11. Balancear la siguiente reacción química:



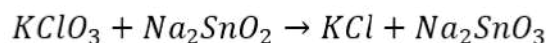
4.12. Balancear la siguiente reacción química iónica:



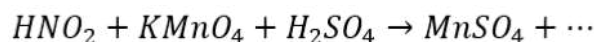
4.13. Balancear la reacción química entre hierro metálico y ácido nítrico, sabiendo que los productos serán, nitrato de amonio, nitrato férrico y agua.



4.14. Ajustar la siguiente ecuación:



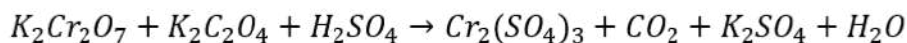
4.15. Ajustar la siguiente ecuación:



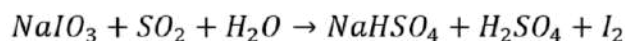
4.16. Balancear la siguiente reacción química:



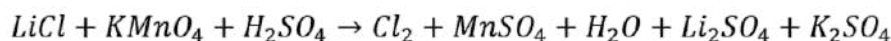
4.17. Ajustar la siguiente ecuación:



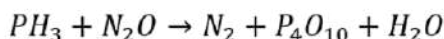
4.18. Ajustar la siguiente ecuación:



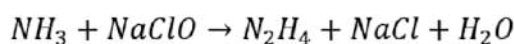
4.19. Ajustar la siguiente ecuación:



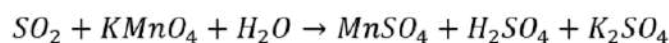
4.20. Ajustar la siguiente ecuación:



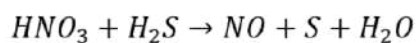
4.21. Ajustar la siguiente ecuación:



4.22. Ajustar la siguiente ecuación:



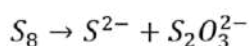
4.23. Ajustar la siguiente ecuación:



4.24. Ajustar la siguiente ecuación:



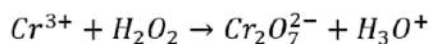
4.25. Ajustar la siguiente ecuación iónica:



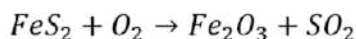
4.26. Ajustar la siguiente ecuación:



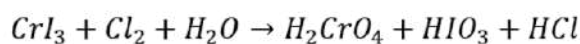
4.27. Ajustar la siguiente ecuación:



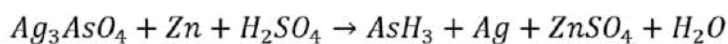
4.28. Ajustar la siguiente ecuación:



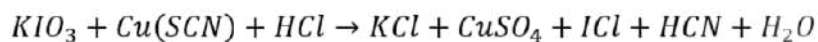
4.29. Balancear la siguiente reacción:



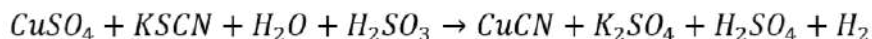
4.30. Balancear la siguiente reacción:



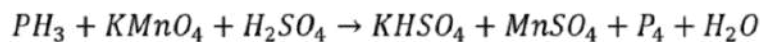
4.31. Balancear la siguiente reacción:



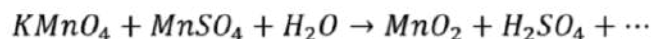
4.32. Ajustar la siguiente reacción:



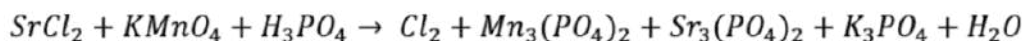
4.33. Ajustar la siguiente ecuación:



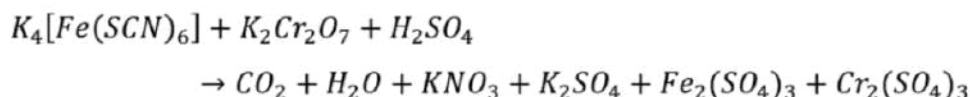
4.34. Ajustar la siguiente ecuación:



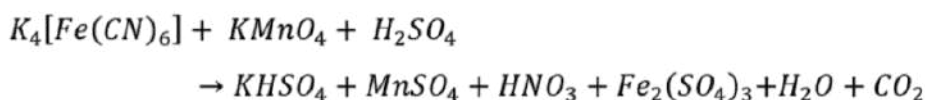
4.35. Ajustar la siguiente ecuación:



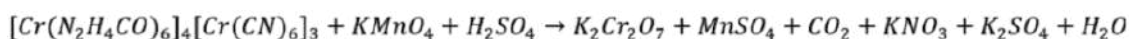
4.36. Ajustar la siguiente reacción:



4.37. Balancear la siguiente reacción química:



4.38. Ajustar la siguiente reacción:



Método del Ion-electrón en medio básico

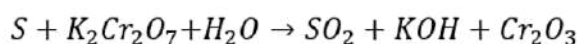
4.39. Ajustar la siguiente ecuación iónica:



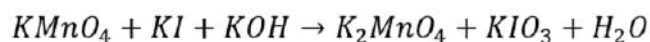
4.40. Ajustar la siguiente ecuación:



4.41. Ajustar la siguiente ecuación:



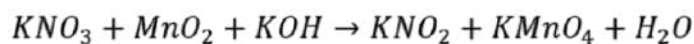
4.42. Ajustar la siguiente ecuación:



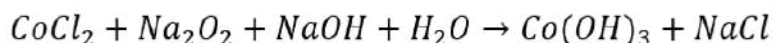
4.43. Ajustar la siguiente ecuación:



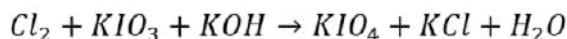
4.44. Ajustar la siguiente ecuación:



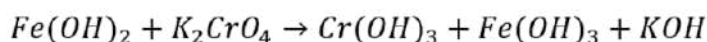
4.45. Ajustar la siguiente reacción:



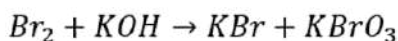
4.46. Ajustar la siguiente ecuación:



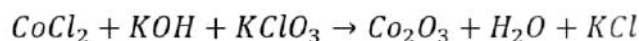
4.47. Balancear y complete la siguiente reacción química:



4.48. Balancear la siguiente reacción e identifique el agente oxidante y reductor:



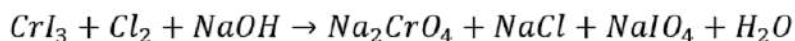
4.49. Balancear la siguiente reacción química:



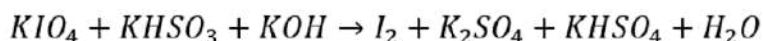
4.50. Ajustar la siguiente ecuación iónica:



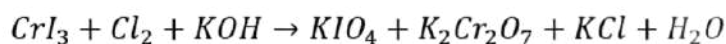
4.51. Ajustar la siguiente ecuación:



4.52. Balancear la siguiente reacción química:

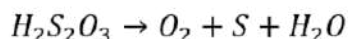


4.53. Ajustar la siguiente ecuación:

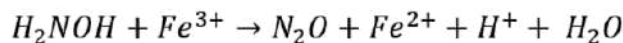


Método del Ion-electrón en moléculas orgánica e inorgánicas complejas

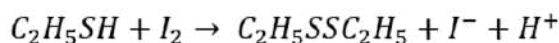
4.56. Ajustar la siguiente ecuación:



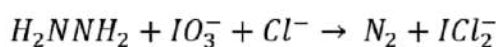
4.57. Ajustar la siguiente ecuación e identifique el agente oxidante y reductor:



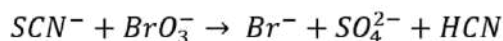
4.58. Ajustar la siguiente ecuación e identifique el agente oxidante y reductor:



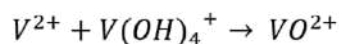
4.59. Ajustar la siguiente ecuación e identifique el agente oxidante y reductor:



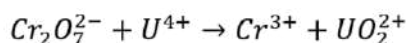
4.60. Ajustar la siguiente ecuación e identifique el agente oxidante y reductor:



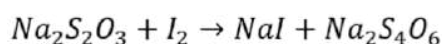
4.61. Ajustar la siguiente ecuación e identifique el agente oxidante y reductor:



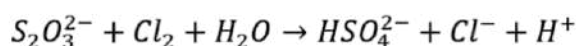
4.62. Ajustar la siguiente ecuación e identifique el agente oxidante y reductor:



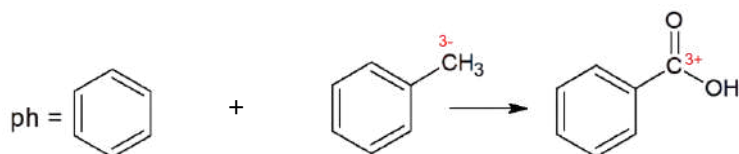
4.63. Balancear la reacción química por el método de ion-electrón entre; yodo molecular y tiosulfato de sodio, sabiendo que sus productos son tetratiónato de sodio y yoduro de sodio.



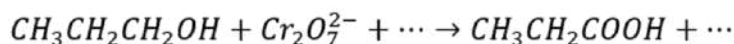
4.64. Balancear la reacción iónica entre el tiosulfato, el cloro gaseoso y agua, sabiendo que como productos se tendrá iones ácidos (H^+), iones cloruro y sulfato ácido.



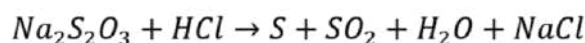
4.65. Balancear la siguiente reacción química:



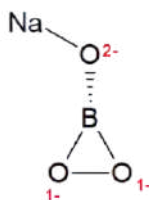
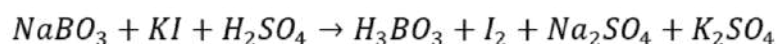
4.66. Balancear la reacción química entre el propan-1-ol y el dicromato de potasio, sabiendo que como productos se tendrá el ácido propanoico, identifique que otros productos se formarán.



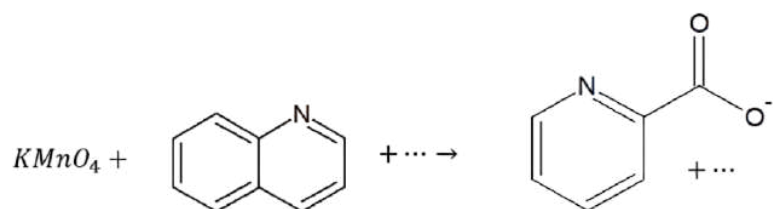
4.67. Ajustar la siguiente ecuación:



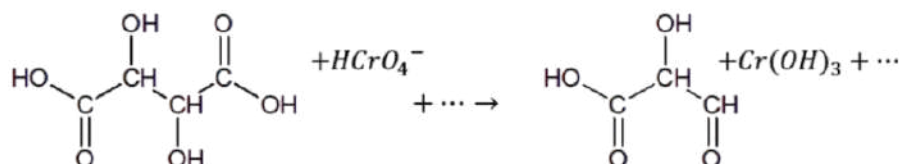
4.68. Ajustar la siguiente reacción por el método REDOX.



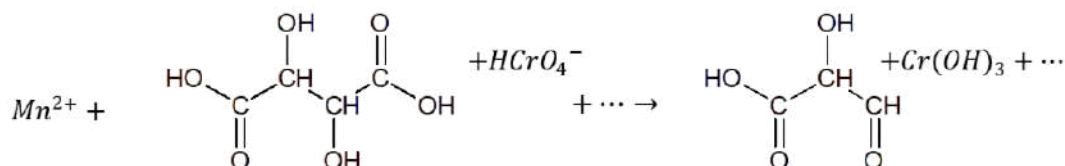
4.69. Balancear la siguiente reacción química:



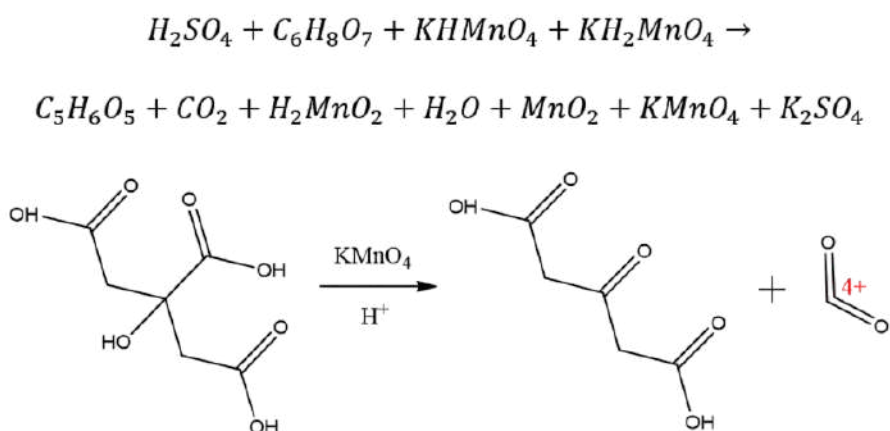
4.70. Balancear la siguiente reacción química, sabiendo que en la reacción se desprende dióxido de carbono, manganeso 3+.



4.70. Balancear la siguiente reacción química, sabiendo que en la reacción se desprende dióxido de carbono, manganeso 3+.

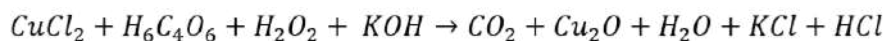


4.71. Se tiene el siguiente proceso orgánico de oxidación del ácido cítrico:

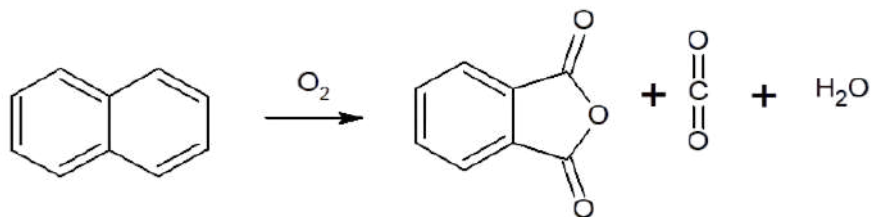


4.72. Balancear la siguiente de combustión incompleta del tolueno por el método de ion-electrón en medio ácido:

4.73. Balancear la reacción química entre el ácido tartárico y el peróxido de hidrógeno en medio básico y CuCl_2 , sabiendo que los productos de la reacción serán, dióxido de carbono, óxido cuproso, ácido clorhídrico y agua.



4.74. Balancear la reacción de naftaleno produce anhídrido ftálico:



GLOSARIO

Reacción química: Proceso en el cual los átomos y las moléculas se reorganizan para formar productos diferentes a partir de reactantes.

Balanceo de ecuaciones químicas: El proceso de ajustar los coeficientes de una ecuación química para asegurar que el número de átomos de cada elemento sea igual en ambos lados de la ecuación.

Ion-electrón: Un método utilizado para balancear ecuaciones químicas mediante el seguimiento de los cambios en la carga de los iones y la transferencia de electrones.

Especie química: Cualquier átomo, ion o molécula involucrado en una reacción química.

Coefficiente estequiométrico: Número que se coloca delante de una especie química en una ecuación química para indicar la relación estequiométrica en la que las sustancias reaccionan o se producen.

Reducción: Proceso en el cual una especie química gana electrones y disminuye su estado de oxidación.

Oxidación: Proceso en el cual una especie química pierde electrones y aumenta su estado de oxidación.

Estado de oxidación: Número que indica la carga relativa de un átomo en una molécula o ion.

Celda electroquímica: Un dispositivo que utiliza reacciones redox para generar energía eléctrica o realizar trabajo químico.

Número de oxidación: Número entero que representa el cambio de electrones que un átomo ha experimentado en una reacción química.

Equilibrio redox: El punto en el que la cantidad de electrones transferidos en una reacción de oxidación-reducción es igual en ambos lados de la ecuación.

Agente oxidante: La especie química que acepta electrones en una reacción de oxidación-reducción y se reduce.

Agente reductor: La especie química que dona electrones en una reacción de oxidación-reducción y se oxida.

Estequiometría: La relación cuantitativa entre los reactantes y productos en una reacción química.

Medio ácido: Un entorno químico en el que la concentración de iones hidrógeno (H^+) es alta, esto puede afectar el equilibrio de las reacciones redox.

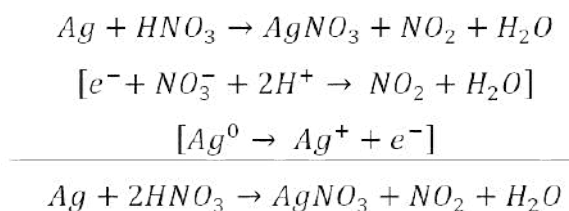
Medio básico: Un entorno químico en el que la concentración de iones hidroxilo (OH^-) es alta, esto también puede afectar el equilibrio de las reacciones redox.

Ley de conservación de la carga: El principio que establece que la carga total debe ser igual en ambos lados de una ecuación química balanceada.

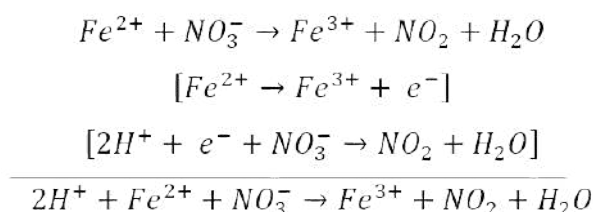
SOLUCIONARIO

Método de Ion-electrón en medio ácido

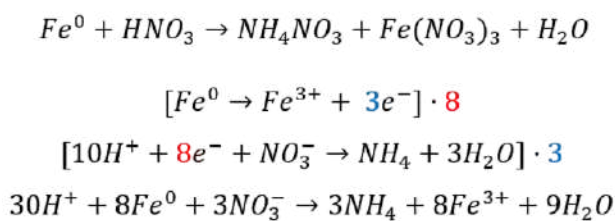
4.11. Balancear la siguiente reacción química:



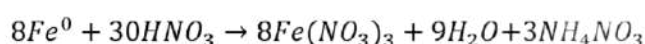
4.12. Balancear la siguiente reacción química iónica:



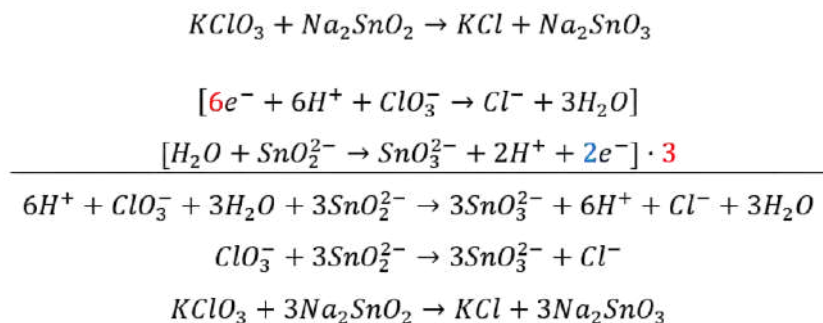
4.13. Balancear la reacción química entre hierro metálico y ácido nítrico, sabiendo que los productos serán, nitrato de amonio, nitrato férrico y agua.



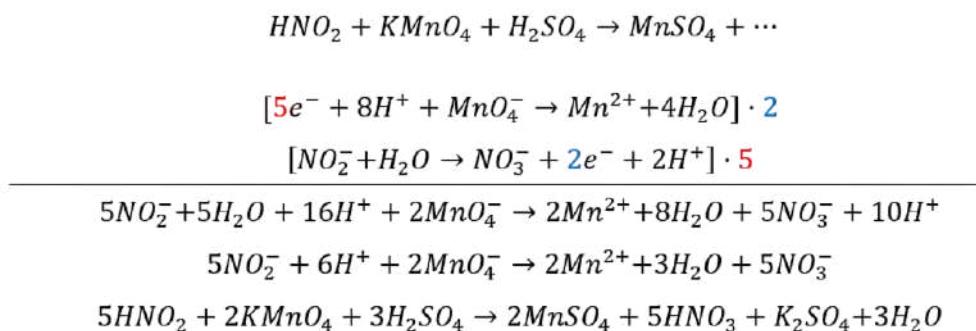
Completamos la reacción de cada ion:



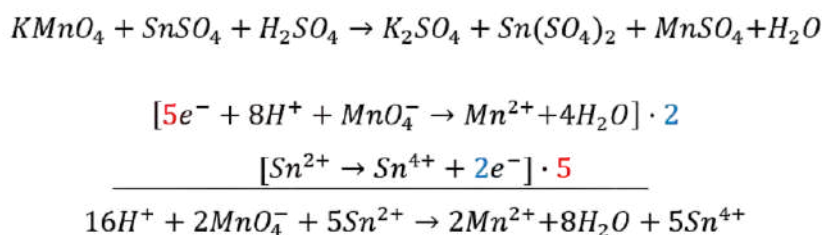
4.14. Ajustar la siguiente ecuación:



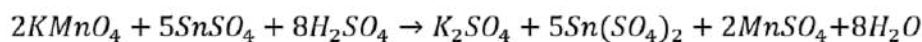
4.15. Ajustar la siguiente ecuación:



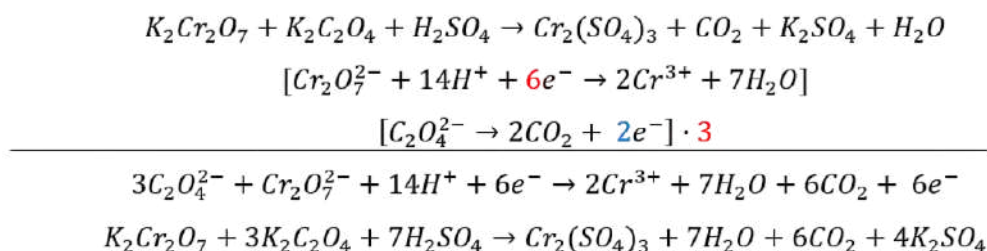
4.16. Balancear la siguiente reacción química:



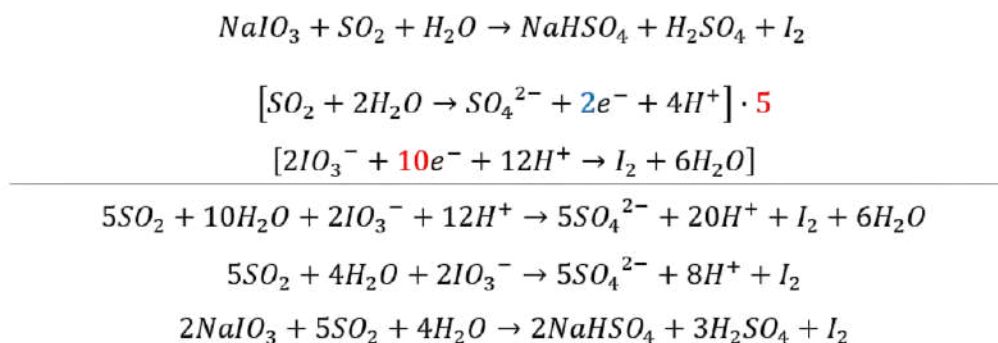
Completamos la reacción de cada ion:



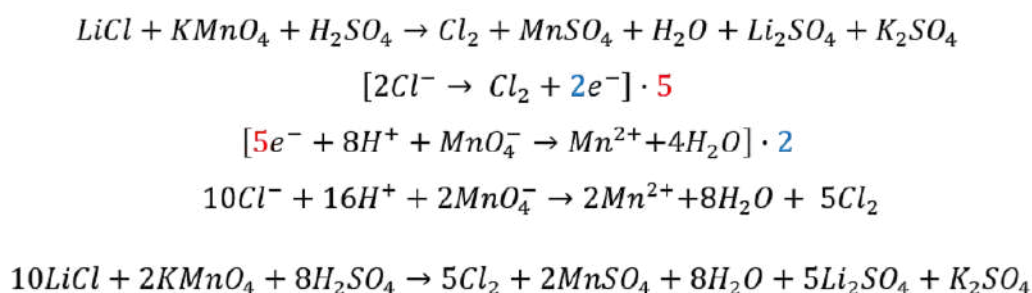
4.17. Balancear la siguiente reacción:



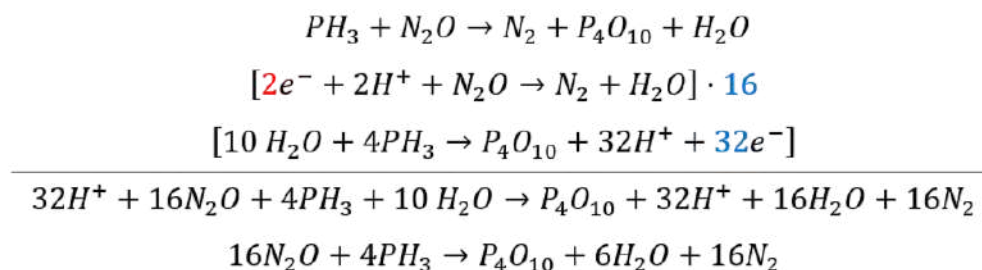
4.18. Ajustar la siguiente ecuación:



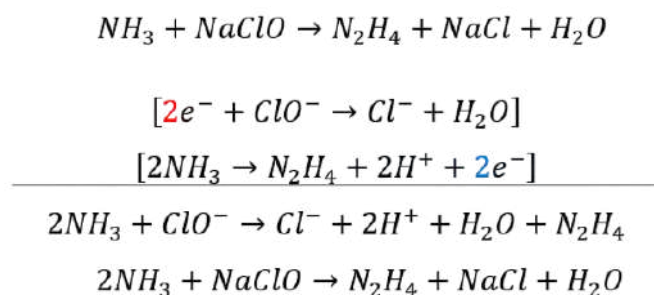
4.19. Ajustar la siguiente ecuación:



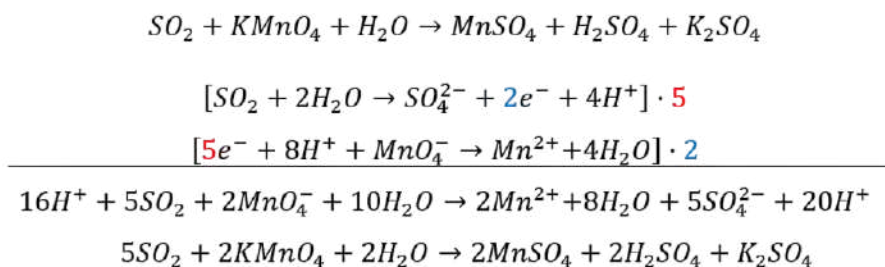
4.20. Ajustar la siguiente ecuación:



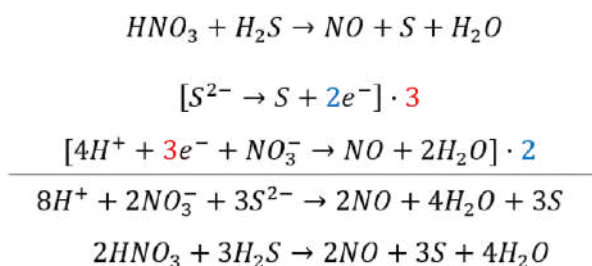
4.21. Ajustar la siguiente ecuación:



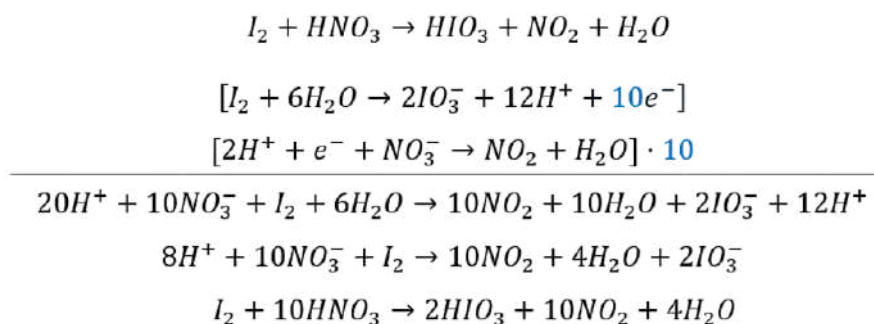
4.22. Ajustar la siguiente ecuación:



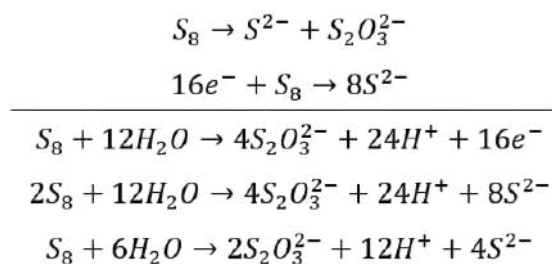
4.23. Ajustar la siguiente ecuación:



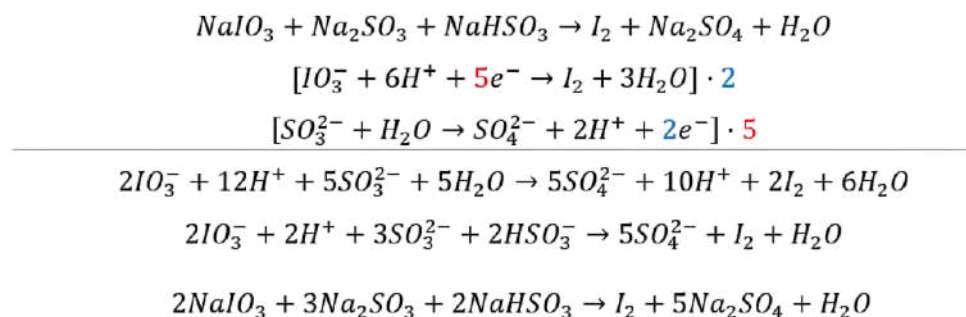
4.24. Ajustar la siguiente ecuación:



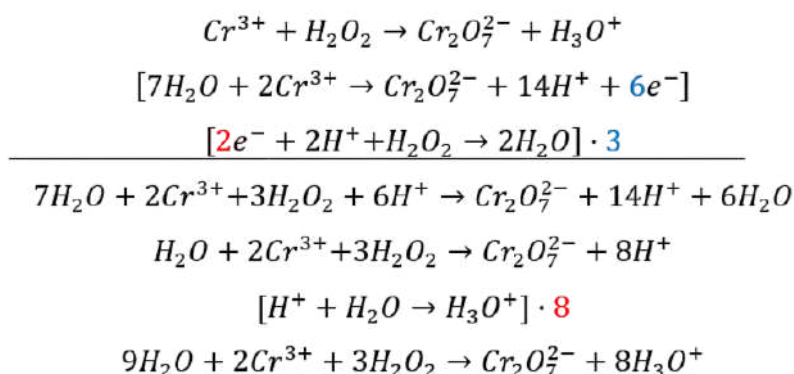
4.25. Ajustar la siguiente ecuación:



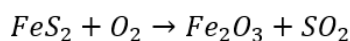
4.26. Ajustar la siguiente ecuación:



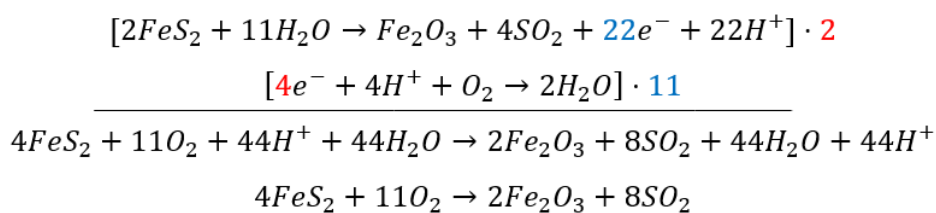
4.27. Ajustar la siguiente ecuación:



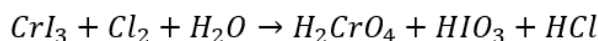
4.28. Ajustar la siguiente ecuación:



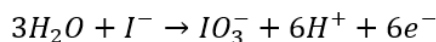
El azufre pasa de (1-) a (4+) ($5e^-$) y el hierro pasa de (2+) a (3+) ambos se oxidan.
El oxígeno para de (2-) a (0) es que se reduce.



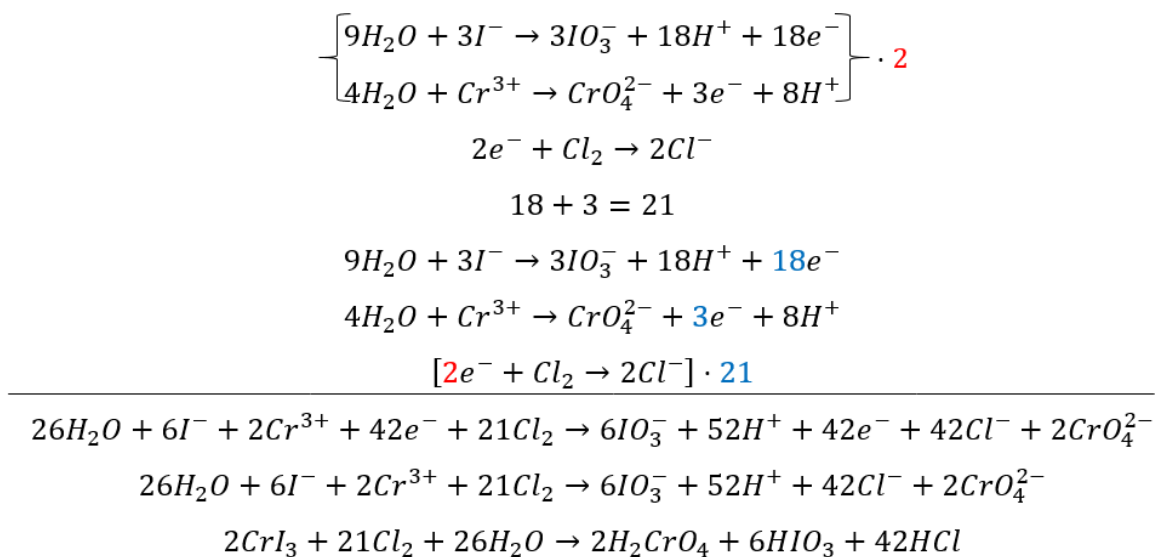
4.29. Ajustar la siguiente ecuación:



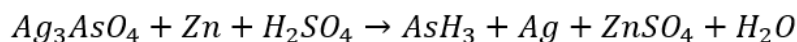
Ojo, la reacción tiene 3 elementos que intervienen en la reacción REDOX, se recomienda usar Ion-electrón en medio básico para igualar, para el se tiene 3 yodos:



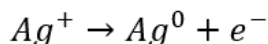
Se multiplica por los tres yodos que se tiene:



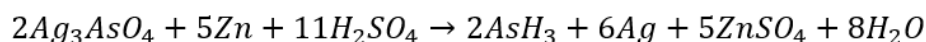
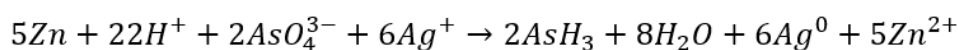
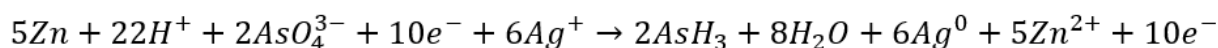
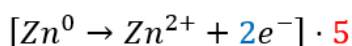
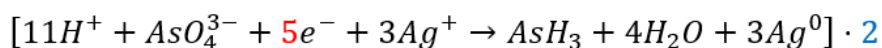
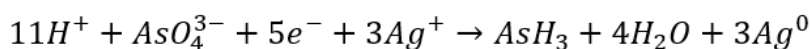
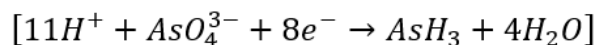
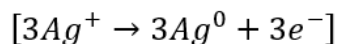
4.30. Ajustar la siguiente ecuación:



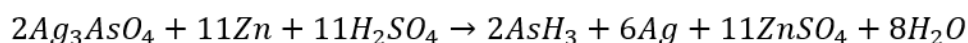
Sistema REDOX complejo donde tres elementos intervienen, se recomienda ion-electrón, partiremos de la plata. Se tienen 3 platas



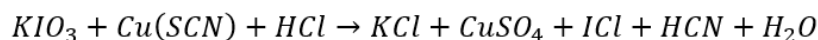
Por lo tanto, se multiplica por tres.



El ion sulfato no está igualado de tal modo que el zinc se ajusta para completar la reacción

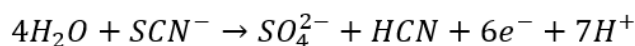
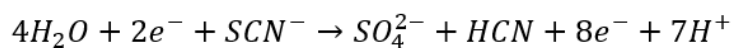
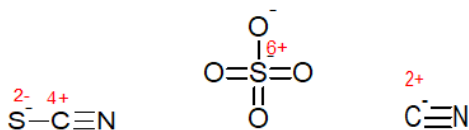


4.31. Ajustar la siguiente ecuación:

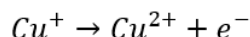


Sistema complejo de 3 elementos que intervienen en la reacción REDOX, es recomendable usar el método de ion-electrón.

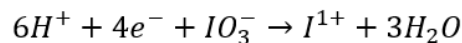
El azufre y el carbono sufren cambios en un solo proceso, mucho ojo con el balanceo:



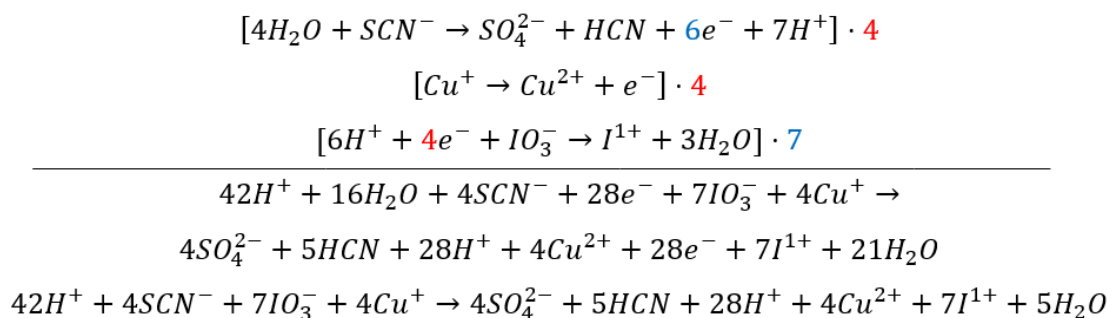
Para el cobre:



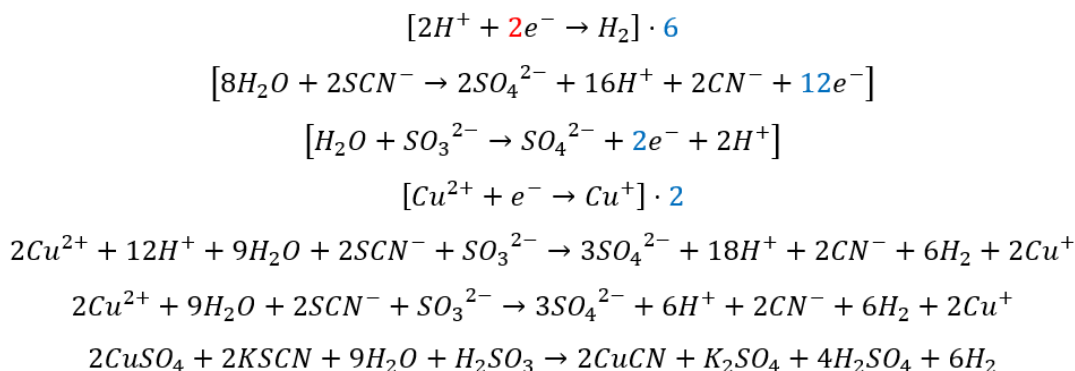
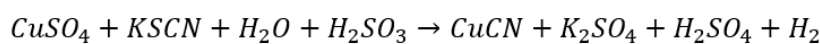
Para el yodo:



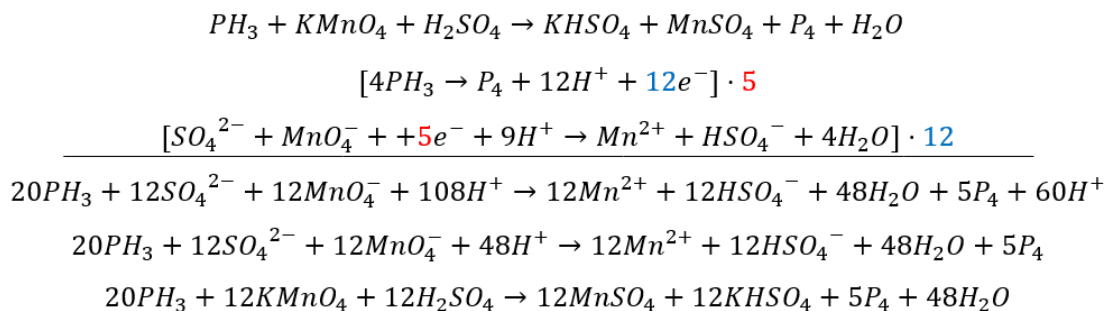
Sumamos las tres semirreacciones, se multiplicará por 7 la última semirreacción debido a que la suma de $6e^- + 1e^- = 7e^-$ de las dos primeras semirreacciones:



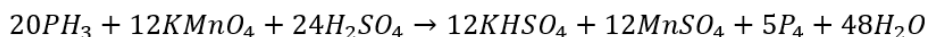
4.32. Ajustar la siguiente reacción:



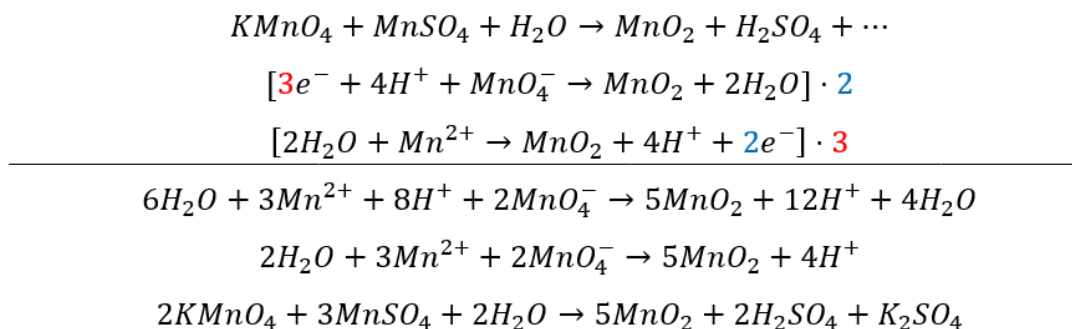
4.33. Ajustar la siguiente reacción:



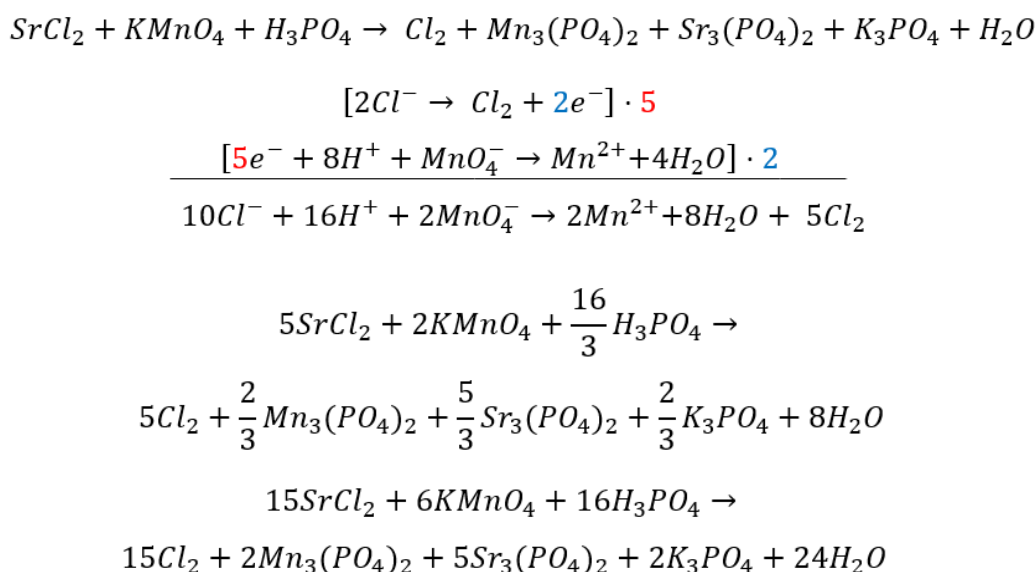
Ahora ajustamos el azufre añadiendo más ácido sulfúrico hasta eliminar el sobrante:



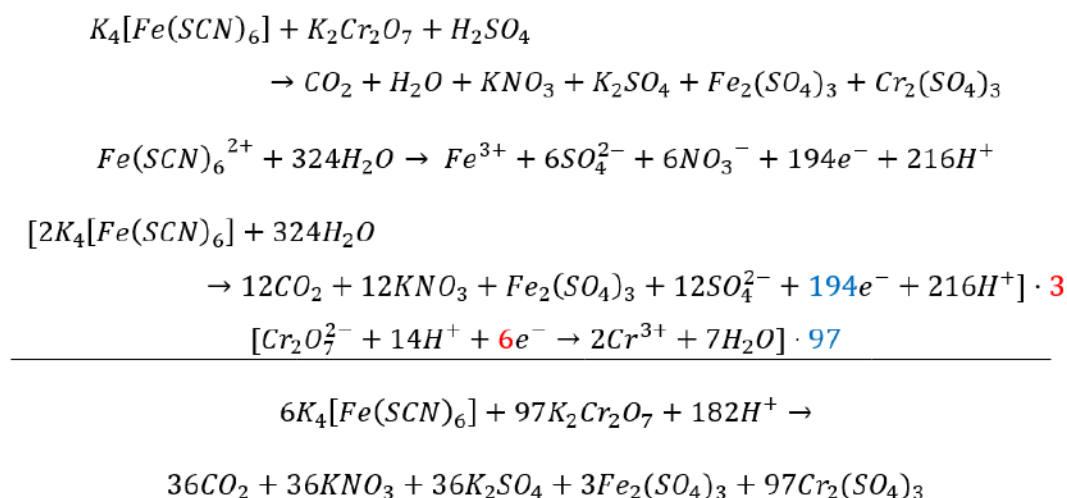
4.34. Ajustar la siguiente ecuación:

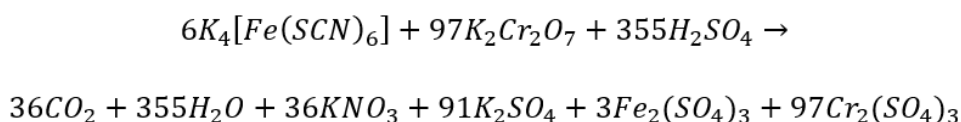


4.35. Ajustar la siguiente reacción:

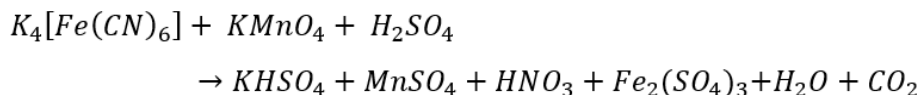


4.36. Ajustar la siguiente reacción:

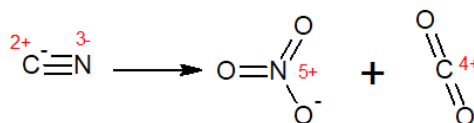




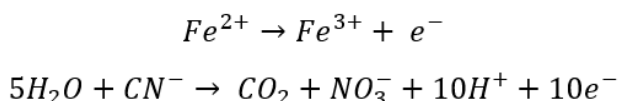
4.37. Ajustar la siguiente ecuación:



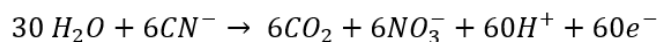
Existen tres elementos que entraran en reacción REDOX:



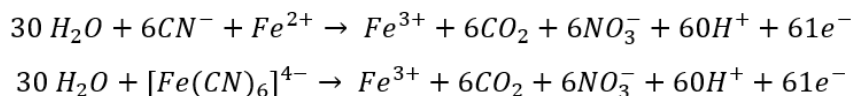
Dividimos las semirreacciones del hierro y el cianuro:



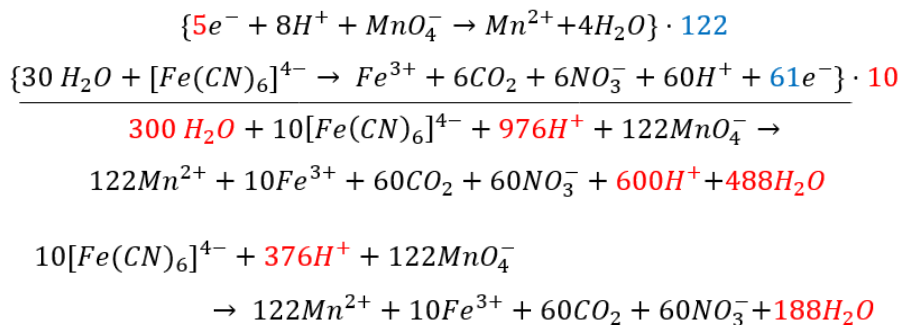
Debido a que se tiene 6 grupos cianuro en el ferrocianuro de potasio, multiplicamos por 6 la semirreacción anterior:



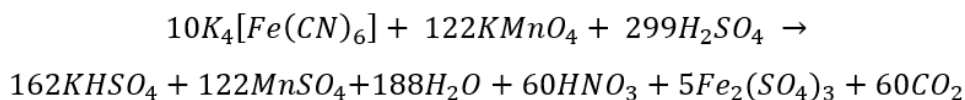
Debido a que se tiene 6 grupos cianuro en el ferrocianuro de potasio, multiplicamos por 6 la semirreacción anterior:



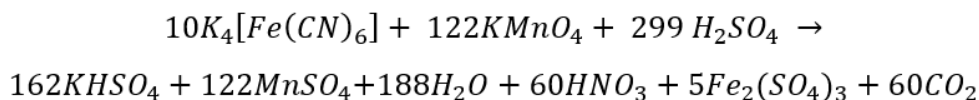
Añadimos la semirreacción del manganeso y buscamos una relación numérica para eliminar los electrones:



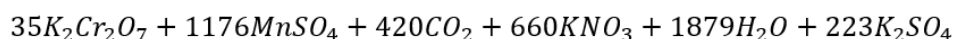
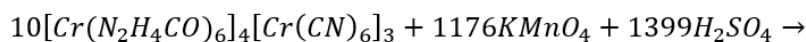
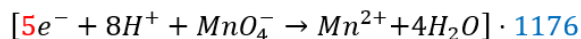
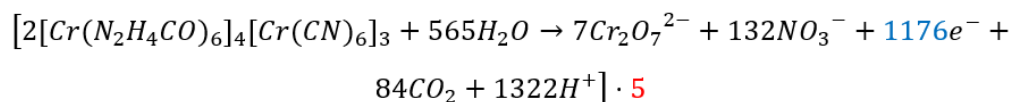
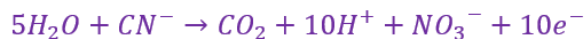
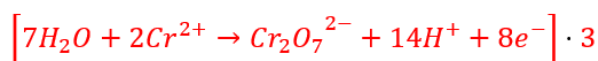
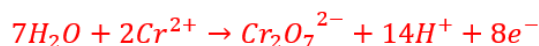
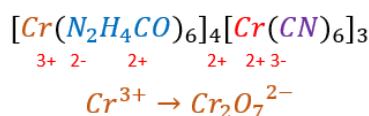
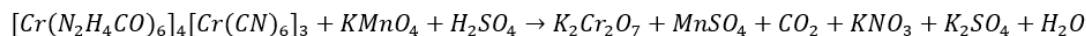
¡Ya casi terminamos! Debido a que se tiene el ion sulfato ácido y ácido nítrico (ácidos en ambos lados de la ecuación) se debe balancear por tanteo los hidrógenos en esta reacción, procedemos a completar los iones.



Por tanteo el único número que permite el balance es 299 para el ácido sulfúrico:

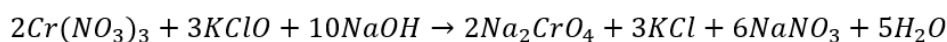
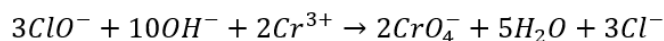
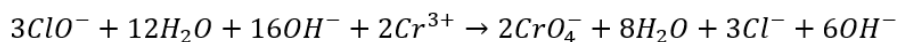
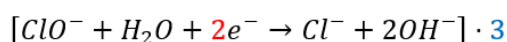
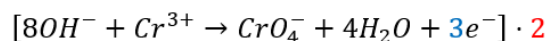
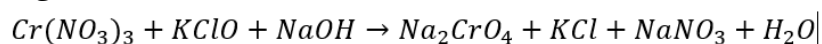


4.38. Ajustar la siguiente reacción:

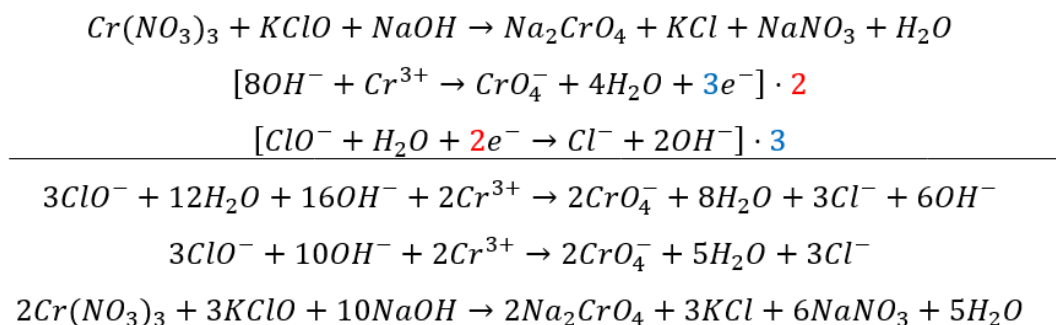


Método del Ion-electrón en medio básico

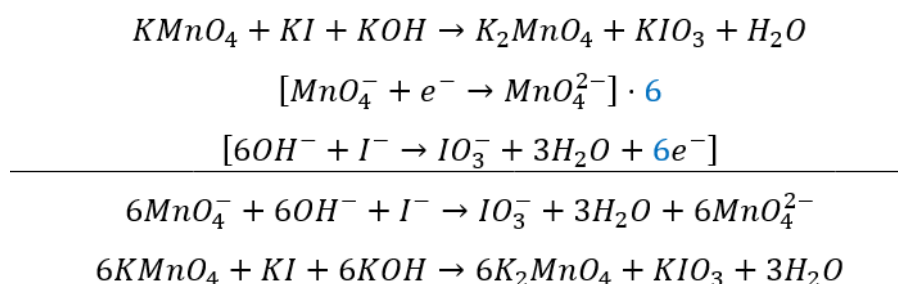
4.39. Ajustar la siguiente ecuación iónica:



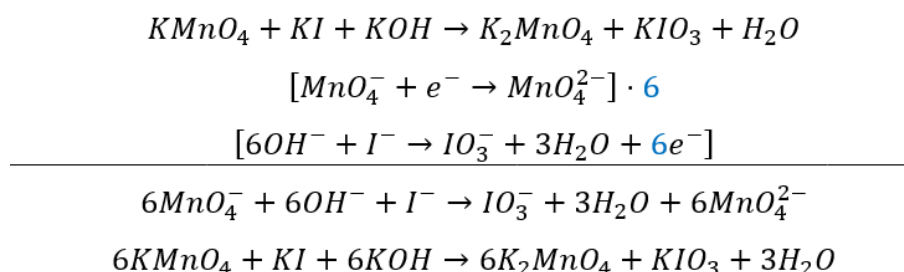
4.40. Ajustar la siguiente ecuación iónica:



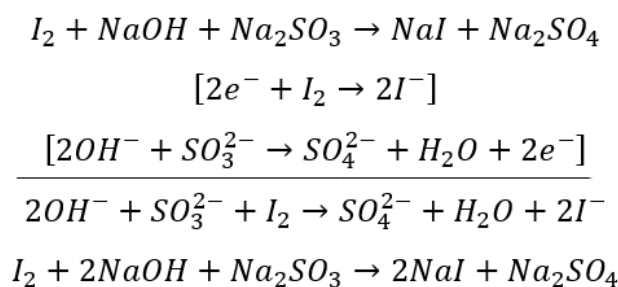
4.41. Ajustar la siguiente ecuación:



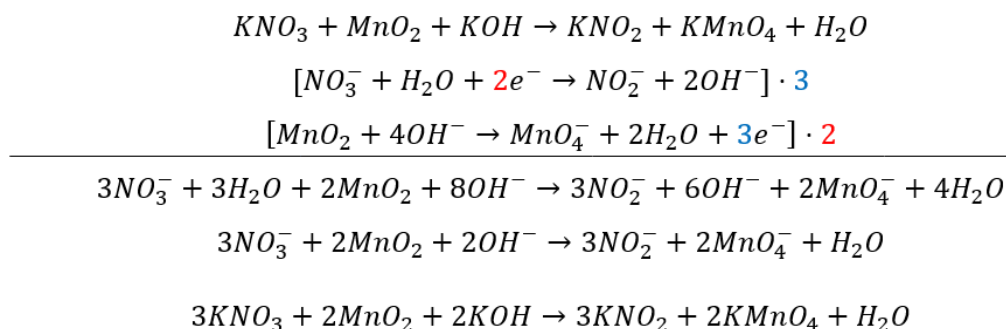
4.42. Ajustar la siguiente ecuación:



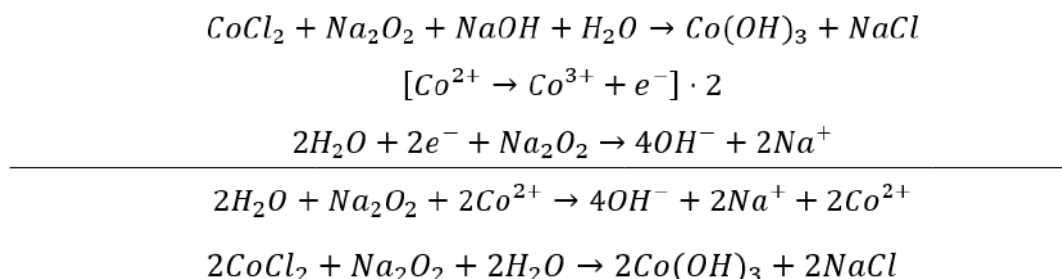
4.43. Ajustar la siguiente ecuación:



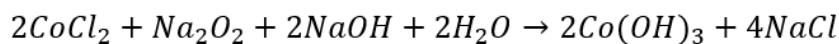
4.44. Ajustar la siguiente ecuación:



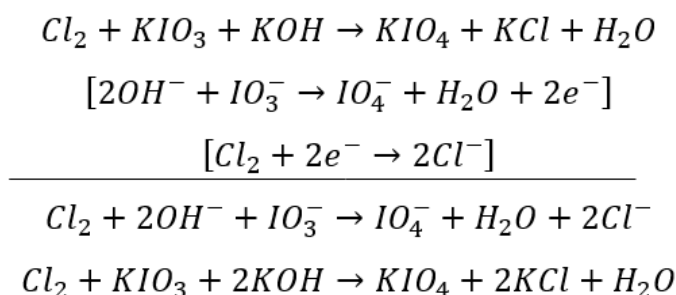
4.45. Ajustar la siguiente ecuación iónica:



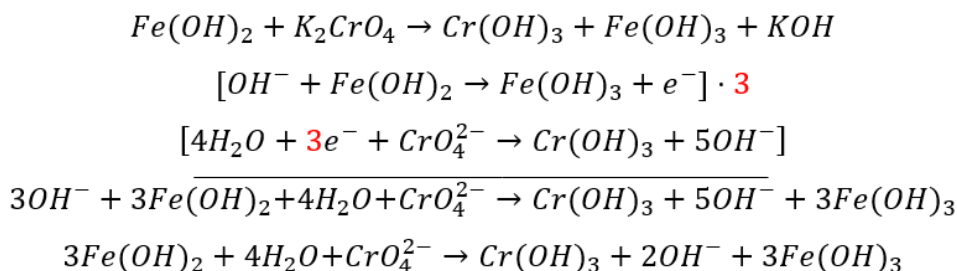
Se consumieron todos los hidroxilos, añadimos hidroxilos al lado izquierdo para completar



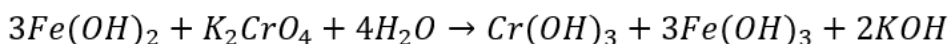
4.46. Ajustar la siguiente ecuación:



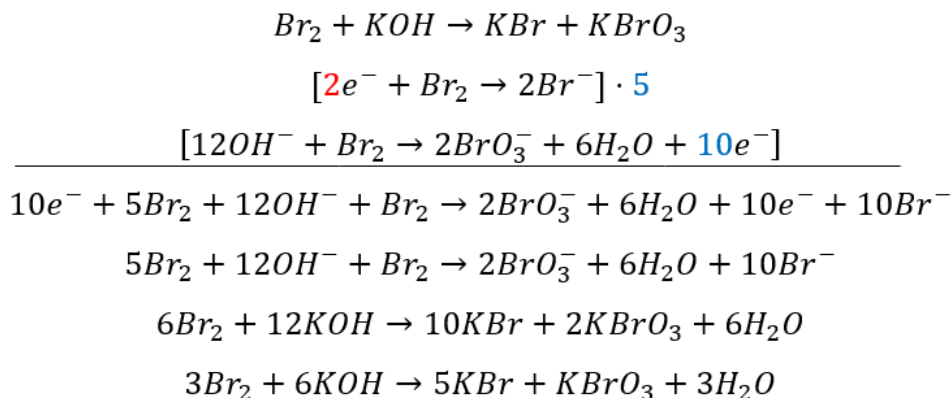
4.47. Ajustar la siguiente ecuación:



Completamos la reacción de cada ion:



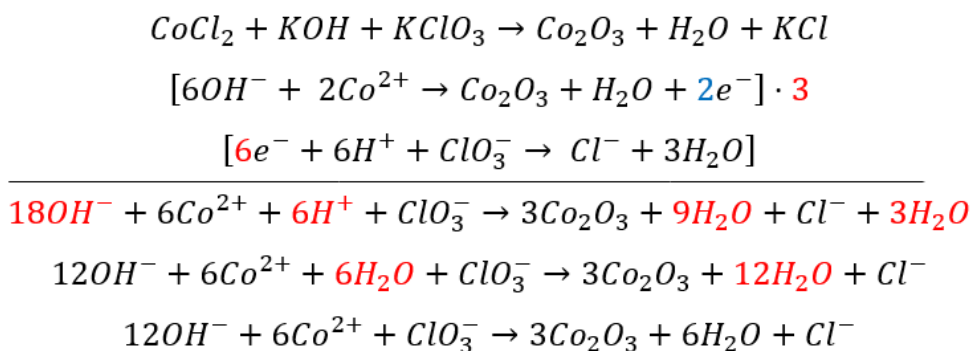
4.48. Ajustar la siguiente ecuación:



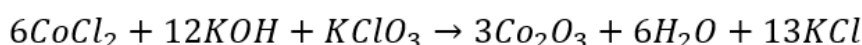
¡El agente oxidante y reductor es la misma molécula!



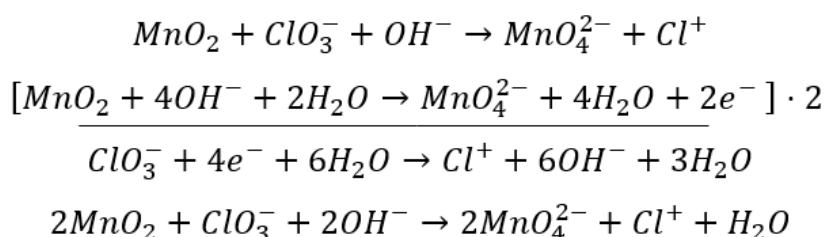
4.49. Balancear la siguiente reacción química:



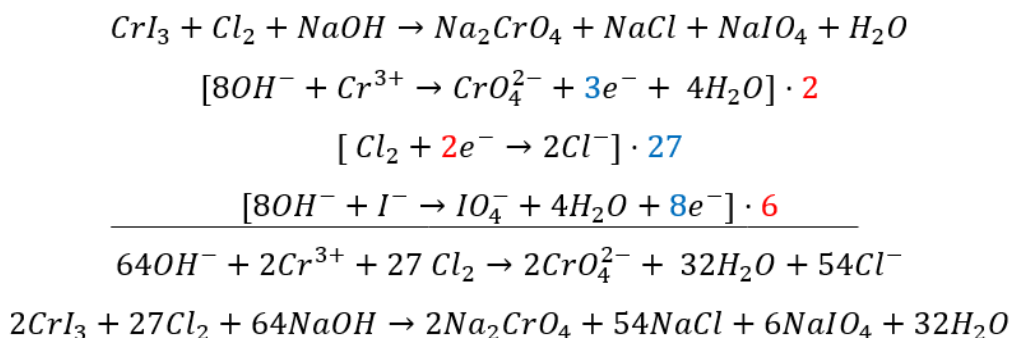
Completamos la reacción de cada ion:



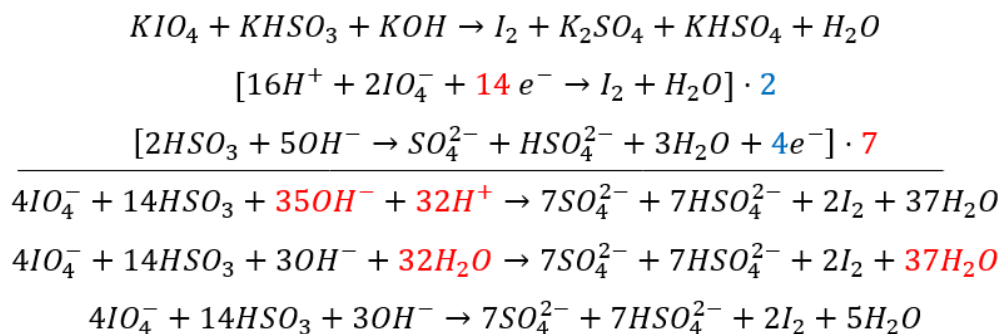
4.50. Ajustar la siguiente ecuación iónica:



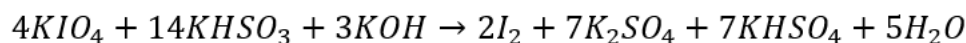
4.51. Ajustar la siguiente ecuación:



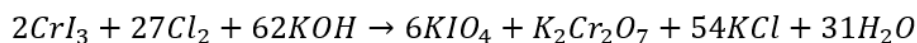
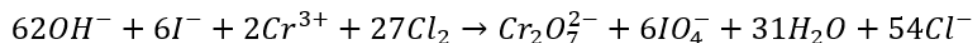
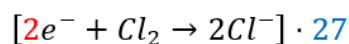
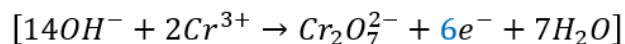
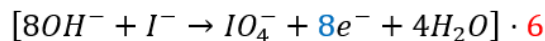
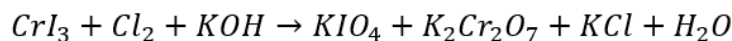
4.52 Balancear la siguiente reacción química:



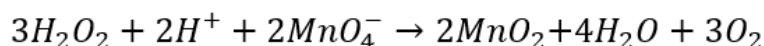
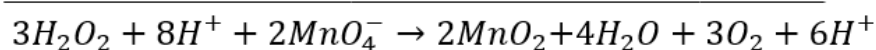
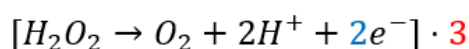
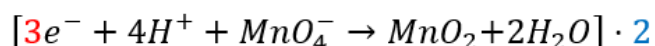
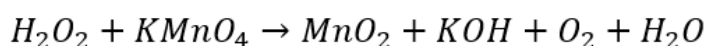
Completamos la reacción de cada ion:



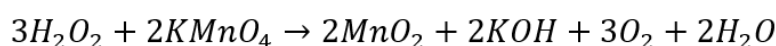
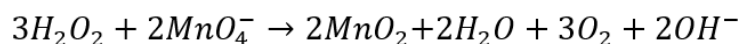
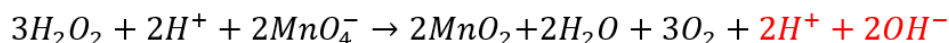
4.53. Ajustar la siguiente ecuación:



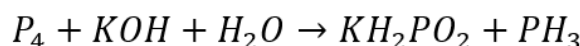
4.54. Ajustar la siguiente ecuación:



Descomponemos 2 moléculas de agua en $H^+ + OH^-$



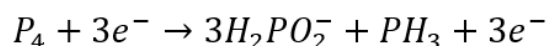
4.55. Ajustar la siguiente ecuación:



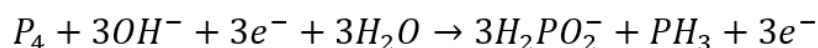
La semirreacción es única el fósforo se oxida y reduce.

3 átomos de fósforo se oxidan de 0 a 1 esto corresponde a 3 electrones.

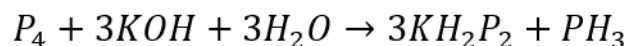
1 átomo de fósforo se reduce de 0 a 3- que corresponde a 3 electrones.



Se ajustan los hidrógenos y oxígenos:

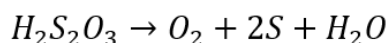
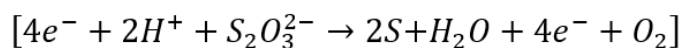
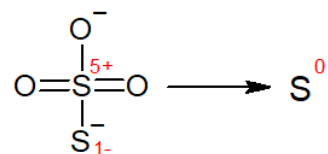
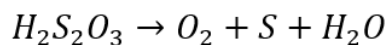


Eliminamos los términos semejantes:

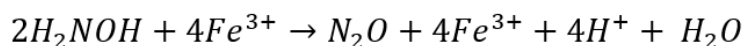
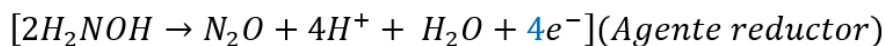
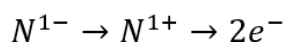
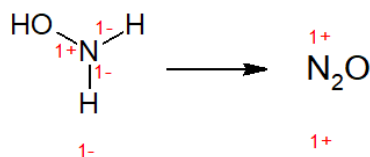
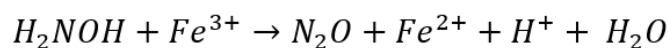


Método del Ion-electrón en moléculas orgánica e inorgánicas complejas

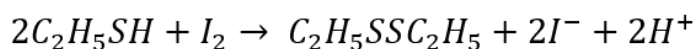
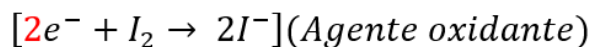
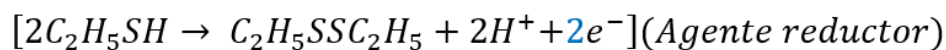
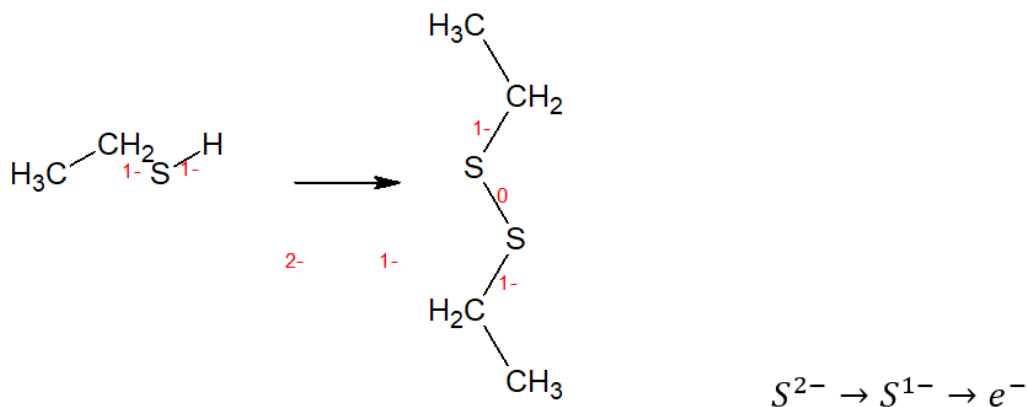
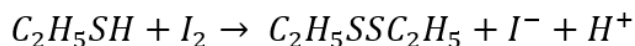
4.56. Ajustar la siguiente ecuación:



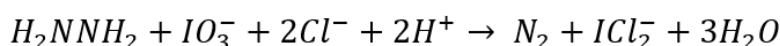
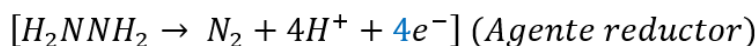
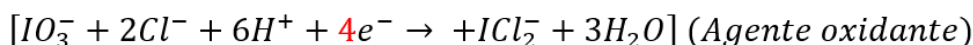
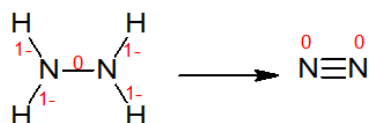
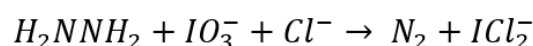
4.57. Ajustar la siguiente ecuación e identifique el agente oxidante y reductor:



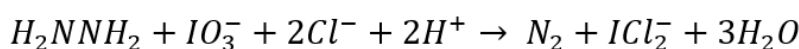
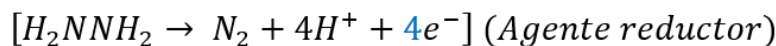
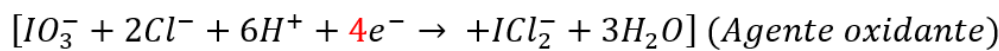
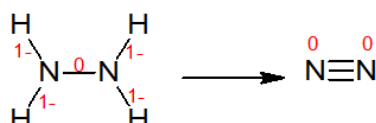
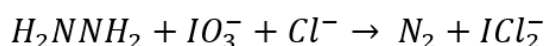
4.58. Ajustar la siguiente ecuación e identifique el agente oxidante y reductor:



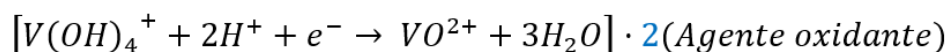
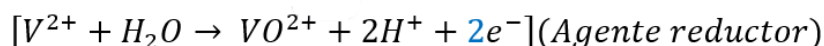
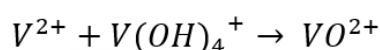
4.59. Ajustar la siguiente ecuación e identifique el agente oxidante y reductor:



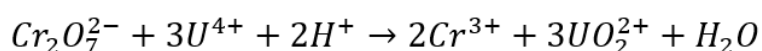
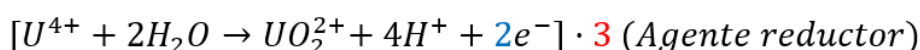
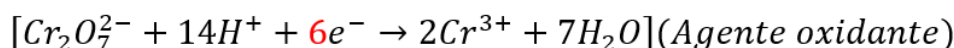
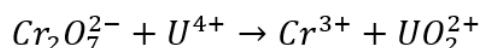
4.60. Ajustar la siguiente ecuación e identifique el agente oxidante y reductor:



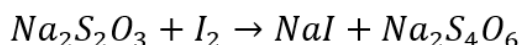
4.61. Ajustar la siguiente ecuación e identifique el agente oxidante y reductor:



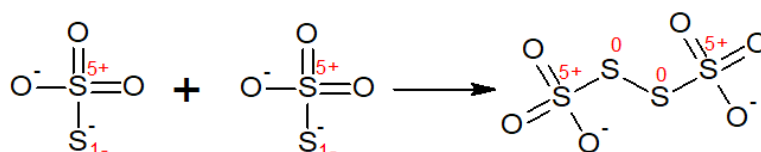
4.62. Ajustar la siguiente ecuación e identifique el agente oxidante y reductor:



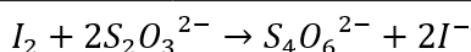
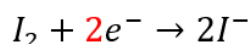
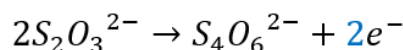
4.63. Balancear la reacción química por el método de ion-electrón entre; yodo molecular y tiosulfato de sodio, sabiendo que sus productos son tetratiónato de sodio y yoduro de sodio.



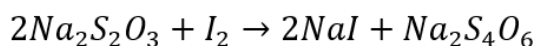
Al igual que en el caso anterior calculamos el “estado de oxidación del azufre” los enlaces S-S valen 0, los enlaces S-O aportan una carga de -1, tendremos que:



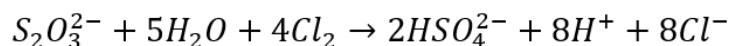
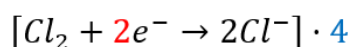
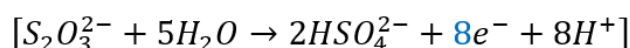
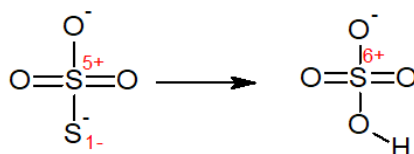
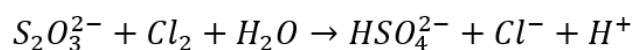
Cada ión de tiosulfato necesita 1 electrón para, de tal manera para formar el ion tetratiónato se requieren 2 electrones:



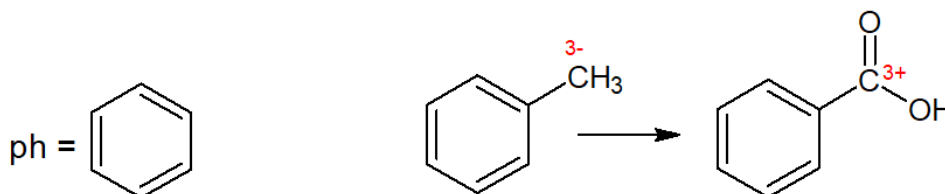
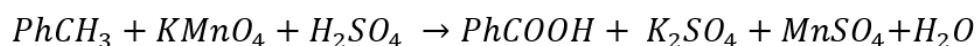
Completamos la reacción de cada ion:

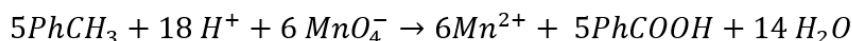
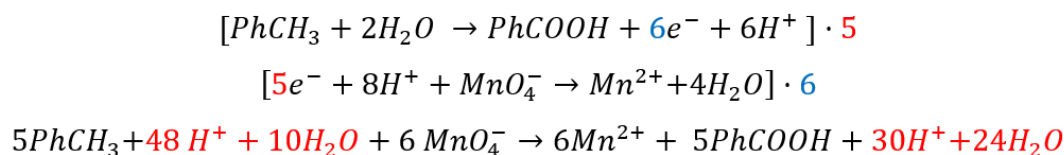


4.64. Balancear la reacción iónica entre el tiosulfato, el cloro gaseoso y agua, sabiendo que como productos se tendrá iones ácidos (H^+), iones cloruro y sulfato ácido.

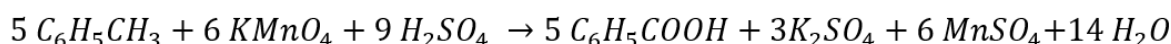


4.65. Balancear la siguiente reacción química:

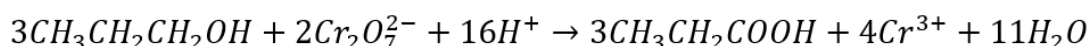
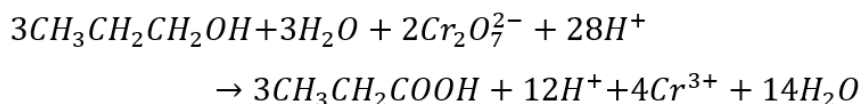
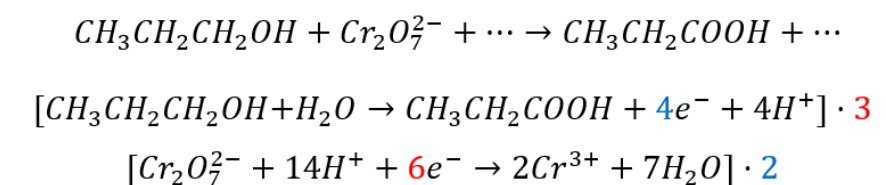




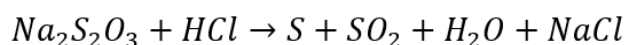
Completamos la reacción de cada ion:



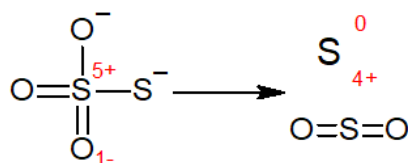
4.66. Balancear la reacción química entre el propan-1-ol y el dicromato de potasio, sabiendo que como productos se tendrá el ácido propanoico, identifique que otros productos se formarán.



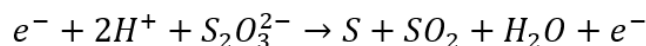
4.67. Ajustar la siguiente ecuación:



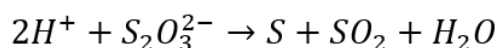
Paso 1: Determinamos los estados de oxidación de los elementos que sufrieron un cambio, en este caso el azufre posee dos estados de oxidación dentro del tiosulfato de sodio:



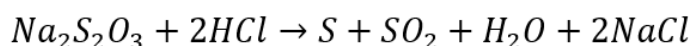
Paso 2: Escribimos las semirreacciones, en este caso solo tendremos 1 semirreacción donde el tiosulfato es el agente oxidante y reductor al mismo tiempo:



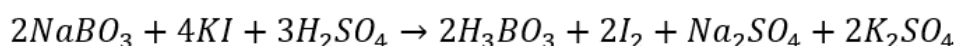
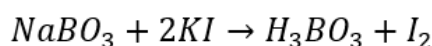
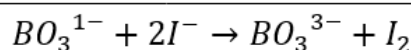
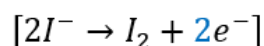
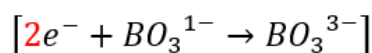
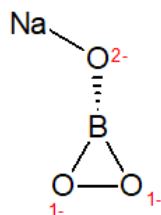
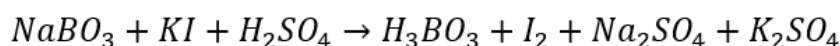
Paso 3: Eliminamos los electrones:



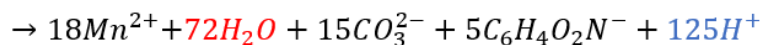
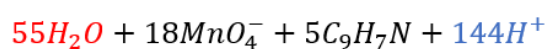
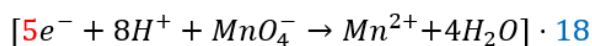
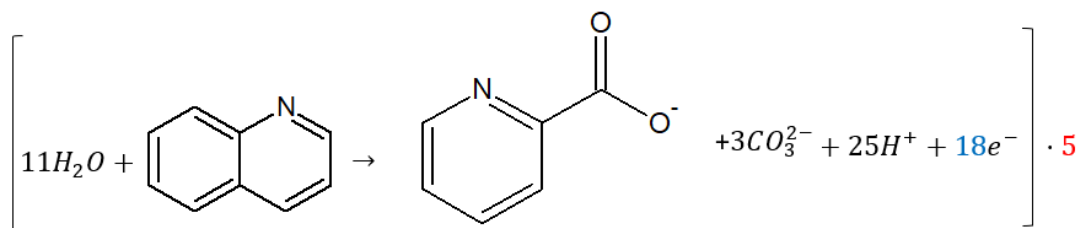
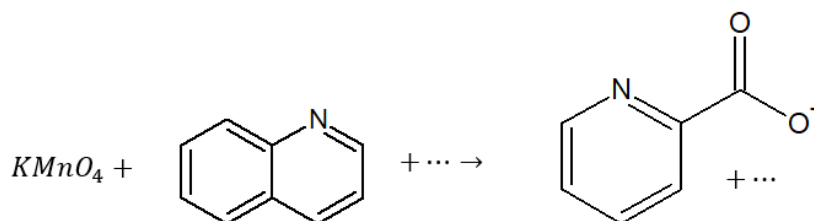
Paso 4: Añadimos los contraiones en la ecuación y verificamos que está balanceada:



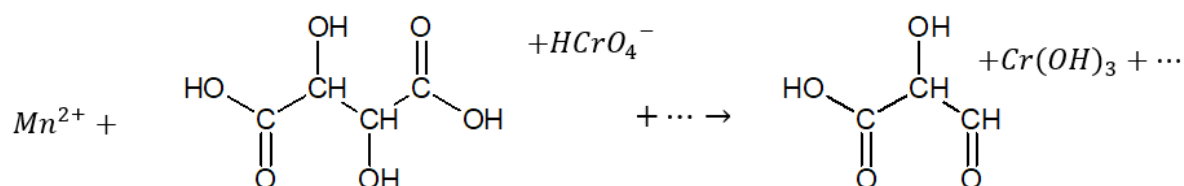
4.68. Ajustar la siguiente reacción por el método REDOX.



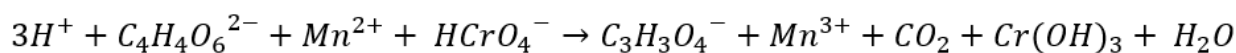
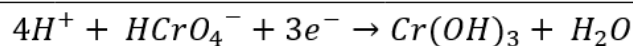
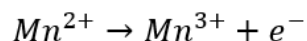
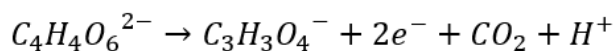
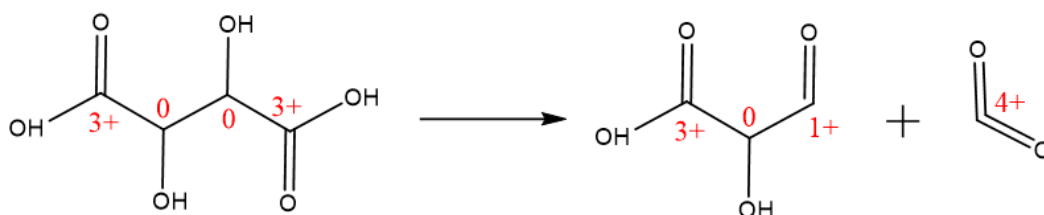
4.69. Balancear la siguiente reacción química:



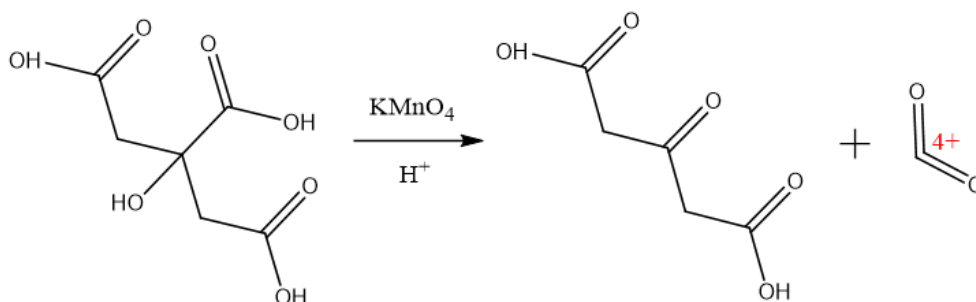
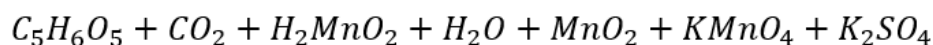
4.70. Balancear la siguiente reacción química, sabiendo que en la reacción se desprende dióxido de carbono, manganeso 3+.



Resolución:

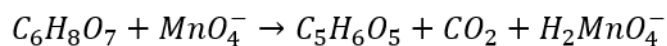


4.71. Se tiene el siguiente proceso orgánico de oxidación del ácido cítrico:

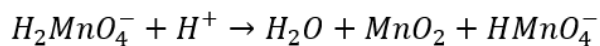


El mismo puede ser descompuesto en cuatro procesos químicos:

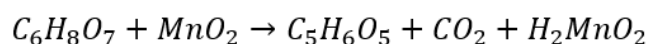
Paso 1



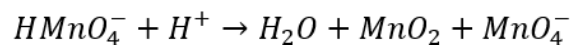
Paso 2



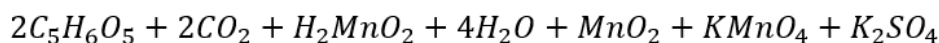
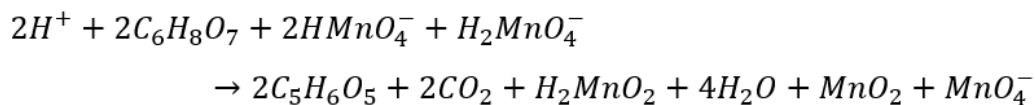
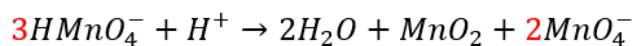
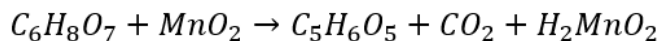
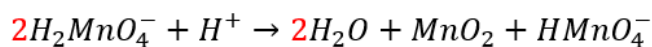
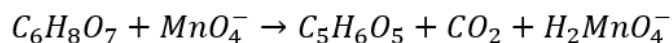
Paso 3



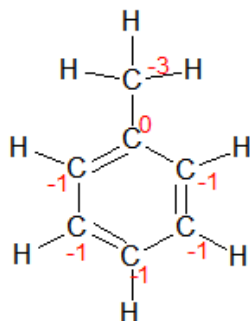
Paso 4



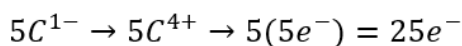
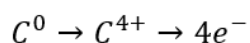
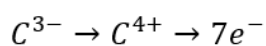
Balancear la ecuación global.



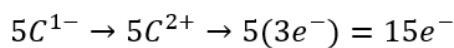
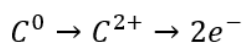
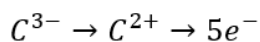
4.72. Balancear la siguiente de combustión incompleta del tolueno por el método de ion-electrón en medio ácido:

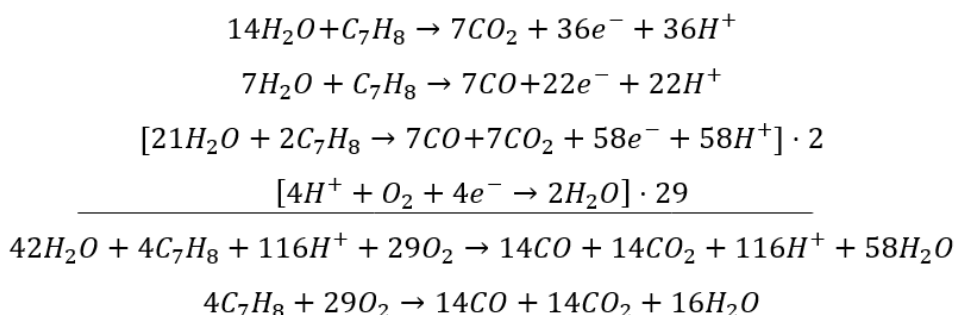


Para el paso a CO₂:

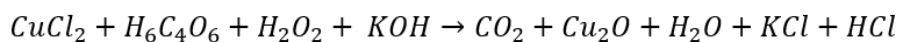


Para el paso a CO:

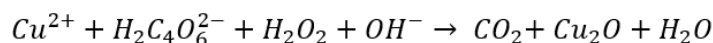




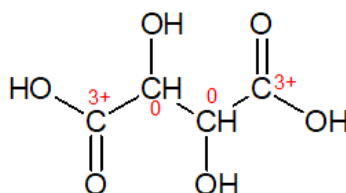
4.73. Balancear la reacción química entre el ácido tartárico y el peróxido de hidrógeno en medio básico y $CuCl_2$, sabiendo que los productos de la reacción serán, dióxido de carbono, óxido cuproso, ácido clorhídrico y agua.



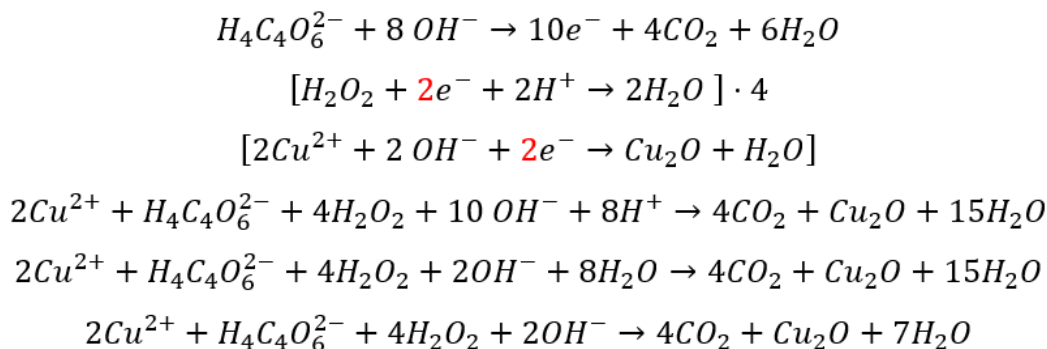
Paso 1: Con el conocimiento previo de nomenclatura inorgánica y orgánica se escribe la reacción química:



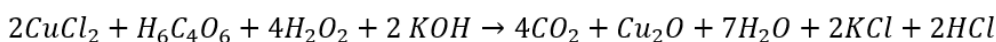
Paso 2: Identificamos los “estados de oxidación” del carbono:



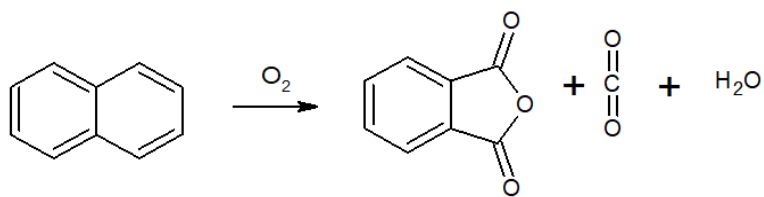
Paso 3: Se escribe las tres semirreacciones:



Paso 4: Se escribe las tres semirreacciones:



4.74. Balancear la reacción de naftaleno produce anhídrido ftálico:



Paso 1: Escribir la reacción igualada:

