

Capítulo 5. Práctica 3

Tipos de reacciones químicas

En esta práctica el estudiante aprenderá a reconocer algunos tipos de reacciones químicas, mediante el estudio de dos sistemas reaccionantes en fase acuosa, un sistema reaccionante en fases líquida y sólida y un sistema reaccionante en fase gaseosa.

5.1 Objetivos generales

- Desarrollar en los estudiantes la capacidad para el diseño y realización de montajes de laboratorio
- Desarrollar en el estudiante su capacidad crítica para observar, analizar y extraer conclusiones a partir de datos experimentales.
- Fomentar e incentivar la aplicación de los conocimientos teóricos, al desarrollo de actividades experimentales.
- Fomentar el desarrollo de la capacidad autocrítica en pro del cuestionamiento, del análisis y de la reflexión lógica.

5.2 Objetivos específicos

- Cimentar en los estudiantes el concepto de Reacción Química y sus diferencias con los cambios físicos.
- Fomentar y desarrollar en los estudiantes la capacidad para interpretar observaciones experimentales, en términos de ecuaciones químicas.
- Desarrollar en el estudiante su capacidad para el reconocimiento de reacciones Precipitación, Ácido--Base, Redox y de Combinación.
- Ejercitar la capacidad del estudiante para la realización de informes técnicos y de laboratorio.

5.3 Materiales y reactivos

- 10 tubos de ensayo.
- Una Gradilla
- Una pipeta graduada de 10 mls
- 2 Erlenmeyer 250 mls.
- 1 Embudo de Vidrio
- Papel de Filtro
- Frasco Lavador
- Celdas para Cromatografía en Papel, (Traerlas)
- Equipo de destilación
- Equipo de Electrólisis

Además de los anteriores materiales y reactivos, cada grupo de estudiantes deberá llevar a la práctica, paños adsorbentes o toallas de papel blancas, marcadores tinta indeleble, cinta de enmascarar, manteca de cacao y aproximadamente 100 g de aluminio o cinc cortado en trozos muy pequeños; estos últimos pueden obtenerse a partir del envase de una bebida enlatada.

5.4 Reacciones químicas

En la naturaleza nada es estático o permanente. Algunos cambios como los volcanes, los sismos y los deslizamientos son repentinos, evidentes y fácilmente apreciables, pero otros como la erosión, la sedimentación, la respiración, la fotosíntesis o la evolución biológica, son cambios más lentos, menos evidentes y algunas veces imperceptibles.

Los cambios o reacciones químicas son transformaciones de la materia en donde las propiedades físicas y químicas de los reaccionantes, cambian drásticamente e irreversiblemente en relación con los productos. Existen reacciones en fase gaseosa, como las que ocurren en la atmósfera entre los óxidos de nitrógeno y azufre y el vapor de agua, (lluvia ácida). Aunque existen también reacciones en fase sólida tales como la oxidación y corrosión de los metales expuestos a la intemperie, las reacciones en fase acuosa son quizá las más numerosas, importantes, variadas y mejor estudiadas, de todas las que ocurren en la naturaleza.

Si bien, existen muchas y muy variadas formas de clasificar las reacciones en fase acuosa, hay tres tipos de reacciones que pueden catalogarse como de las más importantes desde el punto de vista ambiental. Estas son las Reacciones de Precipitación, las Reacciones Ácido-Base y las Reacciones Redox.

5.4.1 SISTEMA 1. REACCIONES DE PRECIPITACIÓN

Son reacciones que se caracterizan por la formación de un producto insoluble o precipitado, a partir de la reacción de los solutos contenidos en dos soluciones perfectamente transparentes. Las reacciones de precipitación generalmente involucran sustancias de carácter iónico, cuyos iones se intercambian durante la reacción merced a que la formación del nuevo producto posee una constante de solubilidad mucho más baja que la de cualquiera de los reactivos.

Así por ejemplo, cuando se mezclan soluciones de NaCl y AgNO_3 , se forma el cloruro de plata, AgCl , producto insoluble. Algo similar ocurre cuando se mezclan soluciones de BaCl_2 y Na_2SO_4 , de K_3PO_4 y CaCl_2 o de $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ y KI .

Las reacciones de precipitación no ocurren solamente en los laboratorios. Cuando las aguas subterráneas que contienen abundantes cantidades de sulfato de sodio se mezclan naturalmente con aguas ricas en calcio, se produce la precipitación del sulfato de calcio o yeso, que se observa en muchas cavernas bajo la forma de estalactitas. La Figura No 5.1 muestra la secuencia de formación de un precipitado de yoduro de plomo a partir de una solución de yoduro de potasio y otra de nitrato de plomo.

En este sistema se forma un precipitado amorfo de Yoduro de Plomo, que tipifica claramente las reacciones de precipitación. Sin embargo, una vez que se ha formado el precipitado, éste puede disolverse fácilmente por calentamiento de la mezcla reaccionante, debido a que la solubilidad del yoduro de plomo es mucho mayor en agua caliente que en agua fría. Al dejar enfriar una solución de yoduro de plomo que ha sido previamente saturada en caliente, ésta desprende lentamente el precipitado, pero esta vez, bajo la forma de un sólido cristalino muy vistoso que se conoce popularmente como "lluvia de oro".

Si bien la obtención del precipitado inicial de yoduro de plomo puede interpretarse y entenderse como el ejemplo típico de un “cambio o reacción química”, también el cambio en el precipitado, de sólido amorfo a sólido cristalino, puede interpretarse y entenderse como un ejemplo típico de “cambio físico”.



FIGURAS 5.1 SISTEMA $KI + Pb(NO_3)_2 \rightleftharpoons PbI_2$. FUENTE: AUTOR

5.4.2 SISTEMA 2. REACCIONES ÁCIDO--BASE

Para entender las reacciones ácido—base, es preciso tener primero un concepto, al menos preliminar, de lo que se entiende por un ácido y de lo que se entiende por una base. Los ácidos y las bases son compuestos electrolíticos, esto es, iónicos, que tiene propiedades químicas antagónicas¹ y que reaccionan entre si instantáneamente, liberando una gran cantidad de energía.

Desde el punto de vista químico, todos los ácidos reaccionan con los metales, con menor o mayor rapidez, disolviéndolos y desprendiendo hidrógeno. Los ácidos también reaccionan con cualquier compuesto que posea en su composición iones carbonato o bicarbonato, desprendiendo bióxido de carbono, CO_2 .

Por su parte las bases no reaccionan con los metales, excepto con el Zinc y el Aluminio; tampoco reaccionan con los compuestos que contienen carbonatos o bicarbonatos. En general, las bases se presentan en la naturaleza con menor frecuencia que los ácidos, debido a que en la mayoría de las condiciones naturales, las bases —a diferencia de los ácidos-- tienden a neutralizarse por carbonatación con el CO_2 atmosférico.

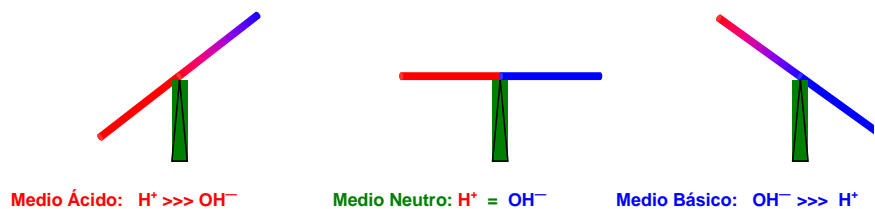


FIGURA 5.2 ÁCIDOS, BASES Y ESCALA DE PH. FUENTE: AUTOR

Las reacciones Ácido-Base constituyen una de las reacciones mas frecuentes, tanto en la naturaleza como en el campo de las aplicaciones industriales. Este tipo de reacciones suele conocerse también como reacciones de neutralización, debido a que el efecto del uno, neutraliza la acción del otro. También se conocen como reacciones de intercambio de protones o simplemente

¹ Un ácido es a una base como la suma es a la resta, como el frío es al calor o como el ruido es al silencio.

como desplazamientos sobre la escala de pH. Dichos desplazamientos pueden evidenciarse fácilmente mediante el uso de indicadores ácido-base.

Las tablas 5.1 y 5.3 muestran respectivamente, los rangos de viraje de algunos indicadores ácido-base típicos y el carácter ácido o básico de algunas sustancias cotidianas.

Indicador	Ph	Color	Ph	Color
Amarillo de metilo	2,9	Rojo	4	Amarillo
Fenolftaleína	8	Incoloro	10	Violeta
Rojo de metilo	4,2	Rojo	6,2	Amarillo
Timolftaleína	8,6	Incoloro	10	Azul
Tornasol	4,5	Rojo	8	Azul

TABLA 5.1 RANGO DE VIRAJE DE ALGUNOS INDICADORES TÍPICOS

Productos Ácidos y Básicos de uso diario	
Ácido o Base	Producto
ácido acético	En el vinagre
ácido acetil salicílico	En la aspirina
ácido ascórbico	En los cítricos, (la misma vitamina C)
ácido cítrico	En el Jugo de los cítricos
ácido clorhídrico	En productos de limpieza, jugos gástricos, etc.
ácido sulfúrico	En las baterías de automotores
amoníaco (base)	En los limpiadores de ropa comunes
hidróxidos de Ca, Mg y/o Al	En los productos farmacéuticos antiácidos
Óxido de Calcio	En el cemento y en el encalado de suelos
Hidróxido de sodio	En productos para destapar cañerías

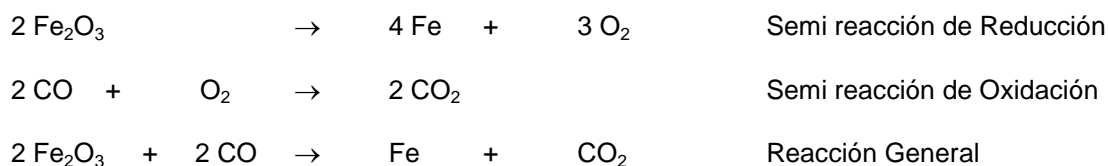
TABLA 5.2 SUBSTANCIAS ÁCIDAS Y BÁSICAS DE USO COTIDIANO

5.4.3 SISTEMA 3. REACCIONES REDOX

Se definen como reacciones de intercambio de electrones y se caracterizan porque en ellas ocurren variaciones en los números de oxidación de los productos, con relación a los números de oxidación de los reactivos.

Como reacciones de intercambio de electrones, todas las Reacciones Redox tiene la capacidad de generar una corriente eléctrica y a su vez, una corriente eléctrica, puede promover una reacción redox. Cualquier reacción redox puede descomponerse fácilmente en dos pares opuestos, en donde el uno representa la pérdida de los electrones y el otro la ganancia de los mismos.

Así, por ejemplo, el proceso siderúrgico de producción de hierro puede representarse mediante las siguientes dos "Semi Reacciones":



Algunas reacciones redox cotidianas pueden ser, la oxidación de la mayoría de las frutas, (manzana, banano, pera, etc.), cuando se exponen a la intemperie, la oxidación del papel, (libros y fotografías), con el paso del tiempo, etc.

5.4.3 SISTEMA 4. REACCIONES DE COMBINACIÓN

Las reacciones de combinación son reacciones en las que dos o más sustancias se combinan para formar un único producto. Tal es el caso de la formación del agua, a partir del hidrógeno y el oxígeno o de la formación del cloruro de amonio, a partir del amoníaco y del ácido clorhídrico:



5.5 Procedimiento

5.5.1 SISTEMA UNO, REACCIONES DE PRECIPITACIÓN

En dos tubos de ensayo perfectamente limpios, tome aproximadamente 5,0 mls de solución de nitrato de plata y 5 mls de solución de cloruro de sodio. Posteriormente, vierta muy lentamente unas pocas gotas de una sobre la otra, observando cuidadosamente y registrando sus observaciones luego de cada adición. Explique en el informe, sus observaciones mediante ecuaciones químicas balanceadas.

Realice el mismo procedimiento utilizando una solución de fosfato de potasio y otra de cloruro de calcio. Utilice el cuaderno de laboratorio para describir en detalle cada una de sus observaciones. Explique en el informe, sus observaciones mediante ecuaciones químicas balanceadas.

Realice nuevamente el procedimiento utilizando una solución de nitrato de plomo y otra de yoduro de sodio. Una vez que ha obtenido el precipitado, caliente lenta y suavemente la mezcla hasta obtener una solución totalmente traslúcida. Coloque ahora el tubo de ensayo en un lugar visible y manténgalo en reposo durante unos 30 minutos anotando sus observaciones en el cuaderno de laboratorio. Explique en el informe sus observaciones mediante ecuaciones químicas balanceadas.

5.5.2 SISTEMA DOS, REACCIONES ÁCIDO—BASE

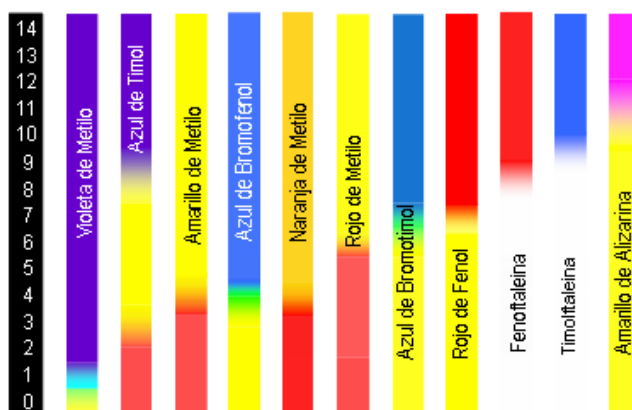
Cargue dos buretas perfectamente limpias, una con solución de ácido clorhídrico 0,1 N y otra con solución de hidróxido de sodio 0,1 N.

Coloque en un tubo de ensayo perfectamente limpio, aproximadamente 10,0 mls de agua del grifo y tres gotas de dos indicadores ácido-base diferentes² (azul de bromofenol y fenolftaleína, naranja de metilo y amarillo de alizarina, etc.) procurando que los rangos de viraje de los indicadores utilizados, cubran la mayor parte de la escala de pH. Homogenice y registre en su cuaderno de laboratorio el aspecto o coloración de esta mezcla.

Adicione ahora, desde una de las buretas, GOTA a GOTA y observando y registrando la coloración de la mezcla después de la adición de cada gota, diez gotas de ácido 0,1 N. Cuando halla terminado esta parte, adicione mediante un procedimiento similar diez gotas de base 0,1 N (observe si llega al mismo punto de partida). Adicione de la misma manera, diez gotas más de

² Apóyese en la figura adjunta

base observando y registrando la coloración de la mezcla después de la adición de cada gota. Regrésese lentamente con diez gotas de ácido y repita nuevamente todo el proceso.



PUNTOS DE VIRAJE DE ALGUNOS INDICADORES COMUNES. FUENTE: AUTOR

5.5.3 SISTEMA TRES, REACCIONES REDOX

En tres tubos de ensayo perfectamente limpios, adicione aproximadamente 5,0 mls de cada una de las siguientes soluciones:

0,1 N; 1,0 N y 5,0 N de hidróxido de sodio. Marque cuidadosamente cada uno de los tubos, colóquelos dentro de una gradilla y registre en el cuaderno de laboratorio el aspecto inicial de cada uno de ellos.

Adicione ahora aproximadamente 2,0 g de "Al / Zn" finamente picado a cada uno de los tubos simultáneamente y observe y registre en el cuaderno de laboratorio cada uno de los cambios producidos en los diferentes tubos, durante los siguientes 30 minutos.

Utilizando otros tres tubos de ensayo perfectamente limpios, adicione aproximadamente 5,0 mls de cada una de las siguientes soluciones:

0,1 N; 1,0 N y 5,0 N de ácido clorhídrico. Marque ahora cuidadosamente cada uno de los tubos, colóquelos dentro de una gradilla y describa en detalle el aspecto inicial de cada uno de ellos.

Adicione ahora aproximadamente 2,0 g de "Al / Zn" finamente picado a cada uno de los tubos simultáneamente y observe y registre en el cuaderno de laboratorio cada uno de los cambios producidos en los diferentes tubos, durante los siguientes 30 minutos.

En el informe, explique sus observaciones mediante ecuaciones químicas.

5.5.4 SISTEMA CUATRO, REACCIONES DE COMBINACIÓN

Tome dos tubos de ensayo perfectamente limpios y embadurne la boca de ellos con manteca de cacao. Coloque en uno de ellos 0,50 mls de HCl concentrado³ y en el otro 0,50 mls de amoníaco concentrado.

Enjuague cuidadosamente las paredes de los tubos con la solución contenida en ellos.

³ apenas la cantidad suficiente para mojar las paredes del tubo

Junte rápida y cuidadosamente la boca de los tubos enfrentándolos horizontalmente y déjelos en reposo en un lugar perfectamente visible. Observe y registre en el cuaderno de laboratorio.

5.6 Preguntas y temas de reflexión

- Explique con sus propias palabras o mediante un breve ensayo y con ejemplos cotidianos, que entiende por cambio físico, cambio químico y cambio nuclear o transmutación.
- Cite y explique brevemente, tres ejemplos cotidianos de cada una de las reacciones estudiadas en este capítulo.
- Investigue y explique en detalle, el funcionamiento de una pila, resaltando las reacciones químicas involucradas.
- ¿Que otro tipo de pilas se conocen? Explique brevemente el funcionamiento de cada una de ellas.
- Describa tres reacciones biológicas de precipitación y tres del tipo ácido—base.

5.7 Bibliografía

Phillips, Strozag & Wistrom. Química. Capítulos 1 al 3. McGraw Hill, Bogotá, Colombia. Interamericana Editores, 2.000.

Chang Raymond. Química. Capítulos varios. McGraw Hill Interamericana Editores, 1.999.

Brescia, Mehlman, Pellegrini, Stabler, Química. Capítulos varios. Editorial Interamericana, México, D. F. 1977. <http://WW.fisicanet.com>. Sección General de Química

Ayres Gilbert. Química Analítica Cuantitativa, Capítulos 1 al 5. Aditorial Harla, Mexoco, D. E. 1980

Curtman, J. Análisis Químico Cualitativo. Manuel Marín y Cia, Editores, Barcelona, España, 1960.

Ringbom, A. Formación de Complejos en Química Analítica. Editorial Alambra S. A. Madrid, España, 1979.