Reacciones Químicas

AGUSTÍN BINORA - AGUSBINORA@YAHOO.COM.AR

Objetivos

En este trabajo práctico vamos a representar fenómenos químicos mediante ecuaciones iónicas y moleculares, diferenciando las reacciones químicas de las físicas. Predeciremos la ocurrencia de reacciones de doble descomposición conociendo la solubilidad de las sustancias que se involucran.

Introducción teórica

En primer lugar, vamos a clasificar las reacciones químicas. Éstas pueden ser exotérmicas o endotérmicas; reversibles o irreversibles; de descomposición, de síntesis o de desplazamiento; con cambio de estado de agregación, reacciones REDOX, de formación de complejos, o ácido–base.

* Reacciones reversibles: son aquellas en las que los reactivos no se consumen totalmente. Los productos a su vez pueden formar nuevamente los reactivos, estableciéndose un equilibrio entre ambos procesos. Se denomina equilibrio químico, y puede alterarse en uno u otro sentido con introducir alguna modificación en el sistema.

* Reacciones irreversibles: son aquellas en las que los reactivos se consumen totalmente y finalizan cuando se acaba el reactivo limitante.

* Reacciones exotérmicas: son aquellas en las que se libera calor al medio, proveniente del sistema. Su ΔH es negativo.

* Reacciones endotérmicas: son aquellas en las que el ΔH es positivo, es decir que la reacción toma calor del medio.

* Reacciones de síntesis: son aquellas en las que, a partir de las sustancias simples, se sintetiza un único producto. Un ejemplo es: $N_{2\,(g)} + 3\,H_{2\,(g)} \rightarrow 2\,NH_{3\,(g)}$

* Reacciones de descomposición: aquellas en las que una sustancia compuesta se decompone para dar más de un producto. Un ejemplo, pueden ser:

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

* Reacciones de sustitución: Uno o más átomos de un compuesto son reemplazados por otros al transformarse en productos. Ejemplo:

$2\,C_6H_6 + Cl_2 \rightarrow C_6H_5Cl$

*Reacciones de óxido-reducción: en estas algunos de los átomos de las moléculas que intervienen modifican su número de oxidación; siempre hay una especie que aumenta su estado de oxidación (es decir, se oxida) y otra que lo disminuye (se reduce). Un ejemplo es:

$2\,Fe^{0}_{\,(s)} + 6\,H^{+1}Cl_{\,(ac)} \rightarrow 2\,Fe^{+3}Cl_{3\,(ac)} + 3\,H_2^{\,0}{}_{\,(g)}$

* Reacciones de formación de complejos: en estas reacciones obtenemos un complejo como producto. Éste es una sustancia química constituida por un catión central que está rodeado por moléculas o aniones, denominados ligandos. La forma geométrica de esta especie compleja es fija y determinada, pero no sigue la regla del octeto.

Ejemplo: $FeCl_{3\,(ac)} + 6\,KSCN_{\,(ac)} \rightarrow K_3[Fe(SCN)_6]_{\,(ac)} + 3\,KCl_{\,(ac)}$

* Reacciones ácido-base: también llamadas de neutralización, ocurren entre un ácido y una base, en medio acuoso, para dar una sal y agua. Por ejemplo:

$3\,HCl_{\,(ac)} + Al(OH)_{3\,(ac)} \rightarrow AlCl_{3\,(ac)} + 3\,H_2O_{\,(l)}$

* Reacciones con cambio de estado de agregación: estas reacciones se pueden clasificar en dos:

- Con formación de precipitado: ocurren en medio líquido, generalmente acuoso, en la cual uno de los productos es un sólido insoluble que precipita. Por ejemplo:

$CuSO_{4\,(ac)} + 2\,NaOH_{\,(ac)} \rightarrow Cu(OH)_{2\,(s)} + Na_2SO_{4\,(ac)}$

Dentro de este tipo de reacciones se encuentran las de doble descomposición.

- Con desprendimiento de producto gaseoso: uno de los productos es un gas. Por ejemplo: $CaCO_{3\,(s)} + \phi \rightarrow 2CO_{2\,(g)} + CaO_{(s)}$

  * Reacciones de doble descomposición en fase acuosa: las reacciones son del tipo:

$$MN + M'N' \rightarrow MN' + M'N$$

Al finalizar la reacción se obtiene un producto no soluble. Los átomos no sufren cambio en su estado de oxidación, y las reacciones siempre son irreversibles ya que la separación física de alguno de los productos desplaza el equilibrio hacia los productos.

Un ejemplo es:

- ecuación molecular:

$CuSO_{4\,(ac)} + 2\,NaOH_{(ac)} \rightarrow Cu(OH)_{2\,(s)} + Na_2SO_{4\,(ac)}$

- ecuación iónica:

$Cu^{2+}_{(ac)} + SO4^{2-}_{(ac)} + 2\,Na^{+}_{(ac)} + OH^{-}_{(ac)} \rightarrow Cu(OH)_{2\,(s)} + 2\,Na^{+}_{(ac)} + SO4^{2-}_{(ac)}$

- ecuación iónica neta:

$Cu^{2+}_{(ac)} + OH^{-\,(ac)} \rightarrow Cu(OH)_{2\,(s)}$

Se obtiene un precipitado azul, el $Cu(OH)_2$.

Parte Experimental

Reacciones de síntesis: combinación de hierro y azufre

Colocamos en un tubo de ensayo seco y limpio dos puntas de espátula de azufre en polvo y una punta de hierro en polvo. El azufre en polvo es amarillo y el hierro es gris oscuro. Calentamos la mezcla sosteniendo el tubo con una pinza de madera. La reacción que se llevó a cabo fue:

$S_{(s)} + Fe_{(s)} \rightarrow FeS_{(s)}$

En el interior del tubo de ensayo observamos que la mezcla se puso de color rojo incandescente y que salía humo amarillo. El cambio de estado producido fue de sólido a líquido. Cuando finalizó la reacción se formó un sólido de color gris mientras que las paredes del tubo quedaron amarillas. Luego de realizar esto, introdujimos el tubo en un vaso de precipitados con agua y este se rompió.

Reacciones de óxido-reducción: oxidación del Cu – Reducción del oxígeno del aire

Tomamos con la pinza de madera un trozo de cobre, y lo colocamos sobre la llama del mechero Bunsen. Se observa una llama verde, a medida que el cobre se va oxidando. La parte que estuvo más expuesta al fuego es la que más se oxidó, quedando de un color rojizo. La parte más cercana a la pinza quedo de color oscuro, negro.

La ecuación química para la oxidación de cobre es la siguiente:

$Cu_{(s)} + O_{2\,(g)} \rightarrow CuO_{(s)}$

En la ecuación se ve como el cobre se oxidó, ya que su número de oxidación pasó de 0 a +2, mientras que el agente oxidante, el oxígeno, se redujo: paso de 0 a -2.

Deshidratación de una sal y posterior reacción redox del sulfato

Calentamos en un tubo de ensayo unos cristales de sulfato ferroso heptahidratado. Observamos que se formaban gotitas en las paredes del tubo. Además se observa un depósito rojizo en el fondo del tubo. Esto lo podemos explicar como que las moléculas de agua que estaba unidas al sulfato formando un complejo se desprenden por efecto del calentamiento, y luego condensan el las paredes del tubo.

Podemos expresarlo mediante la ecuación:

$FeSO_4 \,.\, 7H_20 + \phi \rightarrow FeSO_{4\,(s)} + 7\,H_20_{(g)}$

Pero la muestra sigue sometida al calor, y por lo tanto el sulfato ferroso que obtenemos reacciona nuevamente, esta vez oxidándose. Como bien sabemos, el óxido de hierro es rojizo, y ese es el motivo del color que observamos en el fondo del tubo. Lo expresamos mediante la siguiente ecuación:

$FeSO_{4\,(s)} \rightarrow Fe_2O_{3\,(s)} + SO_{3\,(g)} + O_{2\,(g)}$

Desplazamiento redox de metales

Colocamos en un tubo de ensayo unos mililitros de solución de sulfato cúprico 1M e introdujimos en ella un clavo de hierro. Lo dejamos reposar un rato y notamos que, pasado un tiempo, aparecieron manchones rojos encima del clavo, como formando una pequeña costra.

Lo que pasó es que el cobre de la solución se reduce, quedando en forma metálica y aportando ese color rojizo. La ecuación sería:

$2\,Fe_{(s)} + 3\,CuSO_{4(ac)} \rightarrow Fe_2(SO_4)_{3(ac)} + 3\,Cu_{(s)}$, donde Cu es lo rojo encima del clavo.

Las ecuaciones iónicas que ocurrieron:

$2\,Fe^0 \rightarrow Fe_2^{3+} + 3e^-$ $\quad$ $Cu^{2+} + 2e^- \rightarrow Cu^0$

Formación de un complejo

Colocamos en un tubo de ensayo un poco de hexacianoferrato (II) de potasio, de color amarillo, y agregamos un poco de cloruro de hierro, de color naranja. Los reactivos reaccionan dando lugar a una solución acuosa azul tornasol de hexacianoferrato de hierro, y otra incolora de cloruro de potasio. La ecuación para la reacción es la siguiente:

$K_4[Fe_3(CN)_6]_{(ac)} + FeCl_{3\,(ac)} \rightarrow KCl_{(ac)} + Fe_4[Fe_3(CN)_6]_{(ac)}$

Reacciones de doble descomposición con formación de una fase sólida

A partir de la tabla de solubilidad predijimos en qué reacciones se formaría un producto insoluble y realizamos seis reacciones:

$CuSO_{4(ac)} + 2\,NaOH_{(ac)} \rightarrow Cu(OH)_{2\,(s)} + Na_2SO_{4\,(ac)}$

En esta observamos que a partir del sulfato cúprico y del hidróxido de sodio se forma un sólido azul, el hidróxido de cobre II, y sulfato de sodio. La solución era verdosa.

$Na_2CO_{3\,(ac)} + CoCl_{2(ac)} \rightarrow CoCO_{3\,(s)} + 2\,NaCl_{(ac)}$

A partir de una solución de carbonato de sodio (transparente) y otra de cloruro de cobalto (rojiza) se formó cloruro de sodio y carbonato de cobalto II (sólido rosa).

$3\,AgNO_{3\,(ac)} + FeCl_{3\,(ac)} \rightarrow 3\,AgCl_{(s)} + Fe(NO_3)_3\,(ac)$

En esta ecuación los reactivos son nitrato de plata (incoloro) y cloruro de hierro III (naranja); los productos son cloruro de plata y nitrato de hierro III. El sólido obtenido es blanco.

$NiCl_{2(ac)} + 2\,AgNO_{3(ac)} \rightarrow 2\,AgCl_{(s)} + Ni(NO_3)_{2(ac)}$

En esta reacción formamos cloruro de plata y nitrato de niquel II (sólido blánco) a partir de cloruro de niquel II y nitrato de plata.

$2\,FeCl_{3(ac)} + 3\,Na_2CO_{3(ac)} \rightarrow 6\,NaCl_{(ac)} + Fe_2(CO_3)_{3(s)}$

Los reactivos que utilizamos son cloruro de hierro III y carbonato de sodio. Obtuvimos cloruro de sodio y carbonato de hierro III (sólido naranja).

$AgNO_{3(ac)} + NaOH_{(ac)} \rightarrow AgOH_{(s)} + NaNO_{3(ac)}$

Por último, a partir del nitrato de plata y del hidróxido de sodio formamos hidróxido de plata (sólido oscuro) y nitrato de sodio.

Ejercicios de aplicación

Ejercicio 1

En base a lo visto en este tp, podríamos introducir un reactivo en el agua que se combine con el cloro, por ejemplo, mediante una reacción de sustitución. El producto de esta reacción debería ser reconocido por un cambio de color, ayudándonos por ejemplo con un indicador. Si el agua no contuviera los iones cloro, la reacción no se produciría y no habría cambio de color alguno.

Ejercicio 2

Como ya vimos en el trabajo de aguas, para que precipite el catión calcio podemos agregar bicarbonato de sodio. Esta es una sal que en agua se disociará, y el ion bicarbonato se unirá al Calcio. Luego, aunque sólo en presencia de calor, pero justamente me dicen que utilizo esta agua para alimentar una caldera, se descompone y se forma un precipitado que contiene el calcio, el carbonato de calcio:

$Na(HCO_3)_2 + Ca^{2+} \rightarrow Ca(HCO_3)_2 + Na^{2+}$

$Ca(HCO_3)_{2\,(s)} + calor \rightarrow CaCO_{3\,(s)} + CO_{2\,(g)} + H_2O_{(l)}$

Ejercicio 3

a) Solución de cloruro de aluminio +solución de nitrato de plata

En este caso se trata de una transformación química ya que se modifica la estructura de los compuestos. La reacción es:

$AlCl_{(ac)} + AgNO_{3(ac)} \rightarrow AlNO_{3(ac)} + AgCl$

b) Sulfato de sodio decahidratado + calor

Es una transformación física porque la composición de la materia no se altera. Al entregarle calor al sulfato de sodio decahidratado las moléculas de agua contenidas en los cristales de la sal se evaporan.

c) Sodio + agua

Se trata de una reacción química y la ecuación es:

$2\,Na_{(s)} + 2\,H_2O_{(l)} \rightarrow 2\,NaOH_{(ac)} + H_{2(g)} + \phi$

d) Solución de cloruro de aluminio + solución de ácido sulfúrico

Esta transformación es química y la ecuación correspondiente es:

$2\,AlCl_{3(ac)} + 3\,H_2SO_{4(ac)} \rightarrow HCl_{(ac)} + 6\,Al_2(SO_4)_{3(s)}$

e) Solución de cloruro de calcio + calor

Al calentar una solución de cloruro de calcio el agua se evapora y se produce una transformación química debido a que no hay modificación en la distribución de las partículas.

f) Cloruro de sodio sólido + agua

Esta transformación es física debido a que al agregar cloruro de sodio en agua los iones se disocian y no se altera la estructura de la materia.

Ejercicio 4

a) Solución acuosa de nitrato cúprico + hierro:

$Cu(NO_3)_{2\,(ac)} + 2Fe_{(s)} \rightarrow Cu_{(s)} + Fe_2(NO_3)_{(ac)}$. Esta es una reacción de desplazamiento redox de metales, en la cual el hierro se oxida (pasa de 0 a +2) y el cobre se reduce (pasa de +2 a 0).

b) Dióxido de azufre + óxido de sodio.

$2\,SO_{2\,(g)} + 2\,Na_2O_{(s)} \rightarrow 2\,Na_2S_{(s)} + 3\,O_{2\,(g)}$. Es una reacción redox, en la cual el azufre se reduce (pasa de +4 a -2) mientras que el oxígeno se oxida (pasa de -2 a 0)

c) Solución acuosa de sulfato de sodio + solución acuosa de cloruro de bario

$Na_2SO_{4\,(ac)} + BaCl_{2\,(ac)} \rightarrow BaSO_{4\,(s)} + 2\,NaCl_{(ac)}$. Esta reacción es de doble descomposición en fase acuosa.

d) Carbonato de amonio + calor:
$(NH_4)_2CO_{3\ (s)}$ + calor → $CO_{2\ (g)}$ + $(NH_4)_2O_{\ (s)}$. Esta reacción ocurre con cambio de estado, desprendiéndose un producto gaseoso.

e) Calcio + agua: $Ca_{\ (s)}$ + 2 $H_2O_{\ (l)}$ → $Ca(OH)_{2(s)}$ + $H_{2\ (g)}$. Es una reacción exotérmica, en la cual se libera calor. También ocurre una Redox, ya que el calcio se oxida (pasa de 0 a +2) mientras que el hidrógeno pasa de +1 a 0 (se reduce). Además, hay desprendimiento gaseoso.

f) Carbonato de sodio + solución acuosa de cloruro de hidrógeno
$Na_2CO_{3\ (s)}$ + 2 $HCl_{\ (ac)}$ → 2 NaCl (ac) + $H_2CO_{3(s)}$. Es una reacción de doble descomposición en solución acuosa, con la formación de un sólido que precipita.

g) Solución acuosa de ácido sulfúrico + aluminio
$H_2SO_{4\ (ac)}$ + $Al_{\ (s)}$ → $Al_2(SO_4)_{3\ (ac)}$ + $H_{2\ (g)}$. Es una reacción redox, en la cual el aluminio se oxida (pasa de 0 a +3), mientras que el hidrógeno se reduce (pasa de +1 a 0).

AGUSTÍN BINORA - AGUSBINORA@YAHOO.COM.AR