

ITESM Campus Hidalgo

Laboratorio de química

Reporte

Practica no. 13

Determinación del número de moléculas de agua en una sal hidratada. (Estequiometria)

María Guadalupe Hida..., 23/4/2015 14:33
Comentario [1]: 78/100

María Guadalupe Hida..., 23/4/2015 14:32
Comentario [2]: Portada 2
Ortografía 4

Alumno (a): Aracely Guadalupe San Román Pacheco

Matricula: A01410915

Grupo: 3

Profesor (a): Ma. Guadalupe Hidalgo Pacheco

Jueves 23 de Abril del 2015

Resumen

Esta práctica tuvo como objetivo principal examinar el comportamiento de sales hidratadas y anhidras; además de establecer el número de moléculas de agua de un hidrato usando el análisis gravimétrico.

Introducción

Los compuestos cuyas sales se encuentran combinados con una proporción definida de agua, se llaman hidratos, el agua asociada con las sales, se denomina agua de hidratación o cristalización. Las sales pueden asociar una o varias moléculas de agua, por ejemplo el sulfato de cobre II forma hidratos con 5, 3 y 1 moléculas de agua. El agua se une al compuesto anhidro mediante enlaces covalentes coordinados o bien puentes de hidrógeno.

Los hidratos pueden deshidratarse por calentamiento, ya que al aumentar la temperatura, aumenta la temperatura de presión del vapor de agua de cristalización.

Carrillo Myrna. *Química General. Manual de laboratorio*. Prentice Hall. 2002.

Material y métodos

Materiales	Reactivos
2 cápsulas de porcelana o microcrisoles	Sulfato de sodio anhidro
1 soporte universal	Sulfato de sodio decahidratado
1 anillo de hierro y triángulo de porcelana	Cloruro de calcio anhidro
1 mechero bunsen	Cloruro de cobalto anhidro
1 tela de asbesto	Cloruro de cobalto hexahidratado
1 pinzas para crisol	Sulfato de cobre anhidro
3 vasos de precipitado de 10 mL	Sulfato de cobre pentahidratado.
2 espátulas	Cloruro de fierro III hexahidratado
Lentes de seguridad	Cloruro de fierro anhidro

Se calentó las cápsulas casi al rojo por aproximadamente 5 minutos

Se dejó enfriar las cápsulas dentro de un desecador.

Se pesó cada cápsula en balanza analítica y se repitió procedimiento hasta obtener peso constante (+/-1 miligramo)

Para determinar el número de moléculas de agua en la muestra problema se agregó de 100 a 150 mg a cada uno de las cápsulas o microcrisoles y fueron pesadas.

María Guadalupe Hida..., 23/4/2015 14:28

Comentario [3]: 3

María Guadalupe Hida..., 23/4/2015 14:28

Comentario [4]: sal de cobre

María Guadalupe Hida..., 23/4/2015 14:29

Comentario [5]: 10

María Guadalupe Hida..., 23/4/2015 14:28

Comentario [6]: Parfrasear

María Guadalupe Hida..., 23/4/2015 14:28

Comentario [7]: Citas??

María Guadalupe Hida..., 23/4/2015 14:29

Comentario [8]: 15

Se calentó el recipiente con la muestra, lentamente al principio y después se dejó aumentar el calentamiento moderadamente. Sin llegar al rojo. Se continuó con el calentamiento por 2 o 3 minutos.
 Se quitó el recipiente y fue colocado dentro de desecador usando las pinzas para crisol. Se dejó enfriar a temperatura ambiente.
 Se repitió el procedimiento con la 2 muestra. Pesó cada crisol.

Resultados

			
Muestras de sales hidratadas			
			
Obtención del peso de cada muestra.	Calentamiento de muestras en el horno.	Muestra de sales hidratadas (2)	

María Guadalupe Hida..., 23/4/2015 14:30

Comentario [9]: Las fotografías carecen de comentarios relevantes

15

Hoja de datos de análisis gravimétrico de un hidrato desconocido		
	Muestra A	Muestra B
Peso contante de crisol (g). 1er calentamiento	27.4989	25.9543
2º calentamiento	27.4968	25.9519
3er calentamiento	27.4968	25.9519

Peso de crisol y sal hidratada (g)	27.6063	26.0368
Peso de la sal hidratada (g)	0.1477	0.1198
Peso de la sal anhidra (g)	0.1095	0.0849
Masa de agua perdida (g)	0.0382	0.0382
Porcentaje de agua en hidrato	25.86%	31.88%
% de agua promedio en el hidrato desconocido	28.87%	28.87%
Fórmula de la sal anhidra	$\text{CuSO}_4 + 18X = \text{CuSO}_4$ 0.1477 0.1095	$\text{CuSO}_4 + 18X = \text{CuSO}_4$
Moles de agua perdidos	5.1643×10^{-24}	6.07771×10^{-24}
Moles promedio de agua perdida	5.6210×10^{-24}	5.6210×10^{-24}
Fórmula de hidrato desconocido	¿?	

Discusión de resultados

Una **sal hidratada** es también llamada **hidrato** y es en definitiva una combinación de un compuesto y agua, una red cúbica (cristal), en cuyo interior se encuentra una molécula de agua. Esta es liberada cuando el **hidrato** es sometido a alta temperatura, la red se rompe y deja escapar la molécula de agua produciéndose un cambio visible en el compuesto de la sustancia. Su fórmula es:



La "X" representa el número de moléculas de agua que el hidrato contiene y según tenga 2, 3, 4, etc. el compuesto está dihidratado, trihidratado, tetrahidratado, etc. respectivamente.

Muchas sustancias cristalizan con una o varias moléculas de agua ligadas a la estructura cristalina molecular o iónica de dichas sustancias.

A estas moléculas de **agua** se les llama **AGUA DE HIDRATACIÓN O AGUA DE CRISTALIZACIÓN**, y la fórmula se escribe con un punto entre las moléculas de sal y agua, para indicar que se trata precisamente de agua de cristalización.

María Guadalupe Hida..., 23/4/2015 14:31

Comentario [10]: 15

María Guadalupe Hida..., 23/4/2015 14:31

Comentario [11]: Citas??

María Guadalupe Hida..., 23/4/2015 14:31

Comentario [12]: ¿?

María Guadalupe Hida..., 23/4/2015 14:31

Comentario [13]: Citas??

Conclusión

Esta práctica fue muy interesante y clara con respecto a sus resultados, pude comprobar teóricamente en base a los resultados prácticos, la cantidad de moléculas de agua presentes en la fórmula. Con estos cálculos aplicados a un compuesto con agua se puede determinar el grado de hidratación del mismo. Para poder realizar los cálculos fue necesario trasladar todas las mediciones a moles pues así podríamos determinar cuántos moles de agua había, el resultado obviamente no fue exacto pero sí una buena aproximación. Si hubiésemos tenido un nivel de deshidratación intermedio, y a partir de este se hubieran realizado los cálculos, los moles resultantes para X serían erróneos, y para evitar esto se fijó claramente que el color de nuestra sal estuviera completamente blanca y no con tonos azules. Aunque también nuestro resultado pudo variar con el de nuestros compañeros debido a que algunos movieron un poco la sal con la espátula, esto pudo provocar una alteración que significa la variación de resultados entre los equipos.

Bibliografía

Carrillo Myrna. *Química General. Manual de laboratorio*. Prentice Hall. 2002.

María Guadalupe Hida..., 23/4/2015 14:32

Comentario [14]: Aplicaciones en la industria??

12

María Guadalupe Hida..., 23/4/2015 14:32

Comentario [15]: Mínimo 3 referencias

2