**EFECTO DEL IÓN COMÚN**

**Practica N.- 11**

**FECHA:** 18 de Enero del 2012

**NOMBRE:** Kevin Gonzalo Mero Constantine

**PROFESORA:** Ing. Ana Avilés Tutiven

**GRUPO:** Paralelo 73

**NOMBRE DE LA PRÁCTICA:** Efecto del ion común

**OBJETIVO**

Estudiar el efecto de la adición del ion NH4+ proveniente del NH4Cl sobre una solución de NH4OH.

**TEORIA**

**PH.-** logaritmo negativo en base 10 de la concentración de ion hidrógenos. Se utiliza para medir el potencial hidrógeno, es decir la concentración de hidrógeno en un líquido.

**EQUILIBRIO QUIMICO, Y PRINCIPIO DE LE CHATELIER**

**Equilibrio químico.-** estado de balance dinámico en el que la velocidad de formación de los productos de una reacción a partir de los reactivos es igual a la velocidad de formación de los reactivos a partir de los productos; en el equilibrio, las concentraciones de los reactivos y productos se mantienen constantes.

**Principio de Le Chatelier.-** Si un sistema en equilibrio es perturbado por un cambio en la temperatura, presión, o la concentración de alguno de los componentes, el sistema desplazará su equilibrio a una posición en la que se contrarreste el efecto de la perturbación

**EFECTO DEL ION COMUN.-** es un término usado para describir el efecto de una solución de dos solutos disueltos que contienen el ion mismo o iones. Desplazamiento de un equilibrio inducido por un ion común a las especies en equilibrio.

La presencia de un ion común suprime la ionización de un ácido débil o una base débil.

**DESCRIPCIÓN**

* **MATERIALES Y REACTIVOS**



vaso precipitado pipeta papel indicador



 Ácidos, bases e indicadores balanza Pera para succionar

**PROCEDIMIENTO**

1. Introducir en un vaso de 100 ml, 30 ml de agua destilada
2. Agregar 1 ml, de solución 8M de NH4OH
3. Repartir esta dilución en 2 vasos en volumen iguales (15.5ml). A y B
4. Agregar 1 g de NH4Cl a la solución de uno de los vasos
5. Medir el pH (con papel indicador), a las 2 soluciones. ANOTAR RESULTADOS
6. Incorporar a cada una de las 2 soluciones contenida en los vasos, 2 a 3 ml de solución de ZnCl2.
7. Observar que en las dos se apreciará un color blanquecino, pero en una de las dos soluciones, será muy notable.

**PREGUNTAS**

¿Cuál de las soluciones del numeral 5 tendrá mayor OH-?

¿Cómo aplicaría las ecuaciones para calcular la OH- en cada uno de los recipientes?

¿Qué reacción ocurre al añadir ZnCl2?

¿Cuál de las soluciones forma más precipitado?

Dé el nombre y la fórmula del precipitado

**TABLA DE DATOS**

|  |
| --- |
| **TABLA DE DATOS** |
| 1 | Concentración de la solución NH4OH |   |
| 2 | Volumen de NH4OH  |  |
| 3 | Volumen total de dilución del NH4OH (vaso A) |  |
| 4 | Masa de NH4Cl  |  |
| 5 | Volumen de disolución de NH4Cl |  |
| 6 | PH de soluciones de vasos A y B |  |
| 7 | Escriba las ecuaciones de las reacciones, identificando con sus respectivos nombres, todas las sustancias integradas |  |

**TABLA DE RESULTADOS**

|  |
| --- |
| **TABLA DE RESULTADOS** |
|  | [OH-]calculado | PHexperimentalobservado | PHTeórico(calculado) | ComportamientoCon el ZnCl2 \* |
| Solución vaso A NH4OH + NH4Cl |  |  |  |  |
| Solución vaso B NH4OH |  |  |  |  |

**CONCLUSIONES**

A través de la práctica realizada aprendimos el efecto que produce la adición del ion amonio proveniente del cloruro de amonio sobre una solución de hidróxido de amonio

**RECOMENDACIONES**

Recomendamos que los estudiantes tengan cuidado al manipular el ácido y tratar los instrumentos del laboratorio y no dejar caer el papel en la solución de ensayo de ph y no dejar que se volatilice el hidróxido de amonio

**BIBLIOGRAFIA**

[www.wikipedia.org](http://www.wikipedia.org)

Manual de Practicas de Química General I