**Escuela Superior Politécnica del Litoral**

**Instituto de Ciencias Químicas**

**Laboratorio de Química General II**

**Práctica #12**

***CONSTANTE DE SOLUBILIDAD DEL ÁCIDO BENZOICO***

Perteneciente a:

**Carla Solange Hidalgo Segovia**

Paralelo **3**

Profesora:

**Ing. Judith Elizabeth Flores Rivera**

**I Término**

**2013-2014**

**OBJETIVO**

* Determinar constante de solubilidad del ácido benzoico experimentalmente.

**MATERIALES**

* 4 Vasos de precipitación
* Balanza
* Pera
* Pipeta
* Agitador
* Embudo
* Sujetador de embudo
* Probeta
* Erlenmeyer
* Papel filtro
* Calentador
* Soporte universal
* Bureta

**REACTIVOS**

* Agua destilada
* Ac. Benzoico
* NaOH (0,02M)
* Indicador fenolftaleína

**PROCEDIMIENTO**

* Pese 0.5, 1 y 1.5 gr de ácido benzoico y colocarlo respectivamente en 3 vasos graduados.
* Agregue 50ml de agua destilada en cada vaso y agite durante 2min.
* Filtrar uno de los vasos, tome alícuota de 10 ml del filtrado y colóquela en un Erlenmeyer.
* Añada 2 gotas de fenolftaleína al filtrado del Erlenmeyer.
* Titular con una solución valorada de NaOH (0.02M) y anotar los resultados de volumen consumido del NaOH.
* Repetir los 3 pasos anteriores con los siguientes vasos.

**TEORÍA**

La solubilidad de una sustancia es la máxima cantidad de la misma que puede disolverse en un determinado volumen (o masa) de disolvente o disolución a una temperatura determinada, y corresponde a la concentración de la disolución saturada.

Los casos más interesantes son las disoluciones acuosas. La solubilidad de una sustancia en agua, a una temperatura dada, es un valor constante y característico de cada sustancia. Se mide generalmente en moles o gramos de sólido disuelto por litro de disolvente (mol/litro o gramos/litro). Por ejemplo, la solubilidad de la sal común (cloruro de sodio) es muy alta, de 359 gramos por litro de agua, de manera que el volumen de la disolución formada es mucho mayor de un litro al disolver los 359 g de sal.

Sin embargo, como vas a tratar sustancias poco solubles, al añadir una cantidad de sólido muy pequeña a un litro de agua, disolviéndose todo el sólido, el volumen de la disolución casi no varía, y sigue siendo prácticamente de un litro. Por esta razón, son equivalentes las medidas de solubilidad por litro de disolvente o por litro de disolución, con la ventaja en este último caso de que ya es una medida de concentración (moles de sólido disueltos por litro de disolución).

Al disolver sustancia, los iones se separan y se reparten por la disolución. Pero llega un momento en que ya no se disuelve más sólido, la disolución se satura y los cristales sin disolver precipitan al fondo del recipiente.



***Sustancias poco solubles o muy solubles***

Solamente vas a tener en cuenta la solubilidad de sales, hidróxidos y óxidos poco solubles. En todos los casos, se trata de compuestos iónicos, cuyo mecanismo de disolución en agua ya has visto al estudiar las propiedades de las sustancias.

Una sustancia se considera soluble si se puede preparar una disolución a 25 ºC con una concentración mayor de 0,1 mol/L sin que aparezca precipitado; es poco soluble si su concentración en disolución está entre 10-3 y 0,1 mol/L , y se considera muy poco soluble (o insoluble, aunque realmente todas las sustancias se disuelven algo) si su concentración en disolución es menor de 10-3 mol/L.

***EQUILIBRIO DE SOLUBILIDAD***

Es cualquier tipo de relación de [equilibrio químico](http://es.wikipedia.org/wiki/Equilibrio_qu%C3%ADmico) entre los estados sólido y disuelto de un compuesto en la [saturación](http://es.wikipedia.org/wiki/Concentraci%C3%B3n#Insaturada.2C_saturada_y_sobresaturada).

La sustancia que se disuelve puede ser un [sólido](http://es.wikipedia.org/wiki/S%C3%B3lido) [orgánico](http://es.wikipedia.org/wiki/Compuesto_org%C3%A1nico) como el [azúcar](http://es.wikipedia.org/wiki/Az%C3%BAcar) o un sólido [iónico](http://es.wikipedia.org/wiki/I%C3%B3n) como la [sal de mesa](http://es.wikipedia.org/wiki/Cloruro_de_sodio). La principal diferencia es que los sólidos iónicos se disocian en sus iones constituyentes, cuando se disuelven en agua. La mayor parte de las veces, el agua es el disolvente de interés, aunque los mismos principios básicos son aplicables a cualquier disolvente.

## http://docencia.udea.edu.co/cen/tecnicaslabquimico/02practicas/imagenes02/figura17_1.gif

## *EFECTOS DE TEMPERATURA*

La solubilidad es sensible a los cambios en la [temperatura](http://es.wikipedia.org/wiki/Temperatura). Por ejemplo, el azúcar es más soluble en agua caliente que en agua fría. Esto ocurre debido a que las constantes de solubilidad, como otros tipos de constante de equilibrio, son función de la temperatura. De acuerdo con el [Principio de Le Châtelier](http://es.wikipedia.org/wiki/Principio_de_Le_Ch%C3%A2telier), cuando el proceso de disolución es [endotérmico](http://es.wikipedia.org/wiki/Reacci%C3%B3n_endot%C3%A9rmica) (se absorbe calor), la solubilidad aumenta con la temperatura, pero cuando el proceso es [exotérmico](http://es.wikipedia.org/wiki/Exot%C3%A9rmico) (se libera calor) solubilidad disminuye con la temperatura.[1](http://es.wikipedia.org/wiki/Equilibrio_de_solubilidad#cite_note-pauling450-1) Sin embargo, dado que cuando un sólido se disuelve hay un cambio favorable de entropía, muchos sólidos serán más solubles con el aumento de la temperatura, independientemente del principio de Le Chatelier. La ecuación de la [Energía libre de Gibbs](http://es.wikipedia.org/wiki/Energ%C3%ADa_libre_de_Gibbs) expresa la visión global de este problema.

***PRODUCTO DE SOLUBILIDAD***

El (Kps) de un compuesto ionico es el producto de las concentraciones molares (de equilibrio) de los iones constituyentes, cada una elevada a la potencia del coeficiente estequiométrico en la ecuación de equilibrio.

En general, para una reacción química del tipo:

A*a*B*b*(s) *a*A+ + *b*B

la constante del producto de solubilidad es:

*K*ps(A*a*B*b*) = [A+]*a*∙[B-]*b*

La constante del producto de solubilidad de un compuesto depende de la temperatura. El valor de Kps indica la solubilidad de un compuesto iónico, es decir, cuanto menor sea su valor menos soluble será el compuesto.

**ESQUEMA GRÁFICO**

**CÁLCULOS**

*Calculo de Cte. De solubilidad (Kps.)*

**HBz → H + Bz**

H=Bz=MA (concentración de Bz y H)

Kps= [H]+1 [Bz]+1

**Kps= [MA]2**

VB\*MB = VA\*MA

*Para solución con 0.5gr de Ac. Benzoico*

*Para solución con 1gr de Ac. Benzoico*

*Para solución con 1.5gr de Ac. Benzoico*

**TABLA DE RESULTADOS**

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| **Solución con 50ml agua destilada** | **Vb(volumen de NaOH)** | **Kps** | **Observaciones** |
| **0.5gr. de Ac. Benzoico** | 13.7 | 7.51 x10-4 | Ya que no existe tanta diferencia entre los kps se los considera a todos los valores para obtención de Kps prom |
| **1gr. de Ac. Benzoico** | 15.2 | 9.24 x10-4 |
| **1.5gr. de Ac. Benzoico** | 14.4 | 8.29 x10-4 |
| **Kps prom=** | 8.34 x10-4 |  |

**CONCLUSIONES**

* Se puede concluir que a pesar de realizar diferentes soluciones con diferentes cantidades de ácido benzoico, la constante de solubilidad será la misma o un valor aproximado en las diferentes soluciones.
* Al momento de diluir las diferentes cantidades de ácido benzoico en agua no se disolvió del todo, por lo que se concluye que la solubilidad depende de la temperatura en que se encuentra la solución.
* Ya que el Kps indica solubilidad se puede concluir que mientras menor sea su valor de Kps, menor será la capacidad de solubilidad del compuesto, así mismo esto depende de la temperatura en que se esté dando la solubilidad como ya se mencionó anteriormente.
* Se obtuvo una aproximación a la Kps de solubilidad teórica del ácido, lo que nos da a entender que existen diferentes índices para que ocurra el error, como por ejemplo la titulación, la filtración por papel filtro y la medición del peso en gramos del ácido benzoico.

**RECOMENDACIONES**

* Al realizar la medición de peso de los gramos del acido benzoico, procurar que no haya ninguna intervención de aire para tener una medición más precisa.
* Al realizar la pipetación, procure que la solución no llegue a la pera ya que podría contaminarla.
* Para obtener mejor precisión de resultados realizar de 2 a 3 titulaciones en cada concentración de ácido benzoico para luego sacar un promedio de las mismas.
* Al realizar la titulación agite el vaso de precipitación para que se produzca la reacción de la muestra con el titulante y detener la titulación cuando toda la muestra haya tomada una coloración violeta pálida constante.

 **BIBLIOGRAFÍA**

* <http://es.wikipedia.org/wiki/Equilibrio_de_solubilidad>
* <http://es.wikipedia.org/wiki/Producto_de_solubilidad>
* [http://e-ducativa.catedu.es/44700165/aula/archivos/repositorio//4750/4853/html /21\_la\_constante\_de\_solubilidad.html](http://e-ducativa.catedu.es/44700165/aula/archivos/repositorio//4750/4853/html%20/21_la_constante_de_solubilidad.html)
* <http://www.periodni.com/es/constantes_del_producto_de_solubilidad.html>
* <http://es.wikipedia.org/wiki/%C3%81cido_benzoico>
* <http://www.100ciaquimica.net/temas/tema10/punto3.htm>

**ANEXOS**

 

 