

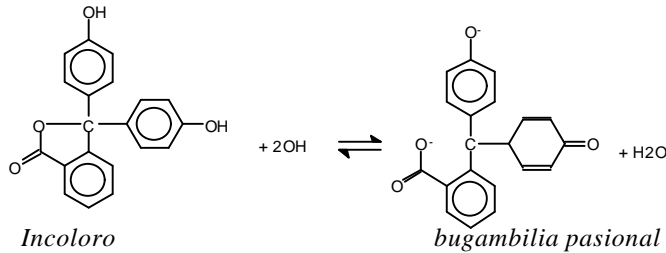
Ejercicio EQ11: Equilibrio químico: La fenoftaleína

Dr. Alejandrino Baeza

CON RESOLUCIÓN

Planteamiento del sistema en estudio

La fenoftaleína es un indicador ácido-base que en medio ácido es incolora y que en medio alcalino es color *bugambilia pasional* de acuerdo a las reacciones indicadas abajo^[1]. Dichos cambios de color son sensibles a cambios en la fuerza iónica^[2].



Se reporta^[3] un *intervalo de vire* de $8.0 < \text{pH} < 10.0$. Se considera que a $\text{pH}=8.0$ el ojo humano promedio detecta la coloración correspondiente a la forma alcalina del indicador.

Preguntas

Si se representa a la forma ácida de la fenotaleína como H_2In y a la forma colorida como In^{2-} , y se considera un valor de $\log K_{\text{eq}} = 10$ (a fuerza iónica $I = 0.05$) para el equilibrio descrito arriba, entonces:

Llenar la siguiente tabla con los porcentajes de fenoftaleína en su forma colorida para las condiciones de fuerza iónica y pH indicados. Considerar que este indicador se prepara disolviendo 0.05g en agua c.b.p. 100 mL. La masa molecular de la fenoftaleína es igual a 318.33.

	PH= 8.0	pH = 10.0
I = 0.05		
I = 0.20		

Reportar con el siguiente redondeo: VW.XY%. Recordar que $\text{pH} + \text{pOH} = 14$.

- (1) Daniel C. Harris

Análisis Químico Cuantitativo
Grupo Editorial Iberoamérica.1992

- (2) Y.Y. Lurie

Handbook of Analytical Chemistry
MIR Publishers. 1975.

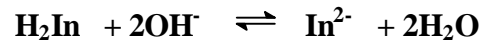
- (3) A. Ringbom

Formación de complejos en Química Analítica
Editorial Alambra. 1979

Resolución del ejercicio equilibrio químico EQ11. La fenoftaleína.

Dr. Alejandro Baeza

Si se representa al equilibrio de formación de la forma colorada de la fenoftaleína de la siguiente manera:

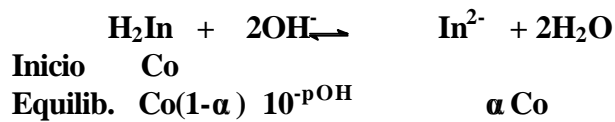


A cualquier fuerza iónica y a cualquier pH impuesto, se cumple que:

$$K = \frac{[\text{In}^{2-}]}{[\text{H}_2\text{In}][\text{OH}^-]^2}$$

$$K[\text{OH}^-]^2 = \frac{[\text{In}^{2-}]}{[\text{H}_2\text{In}]} = K10^{-2p\text{OH}} = K10^{-28+2p\text{H}}$$

También a cualquier fuerza iónica de la disolución puede plantearse una tabla de variación de especies en función del grado de formación α y de la concentración analítica de la fenoftaleína, Co , para un $p\text{OH}$ impuesto:



Hay que hacer notar que la concentración de OH^- al equilibrio no depende de α como sería el caso en condiciones de *equilibrio libre*. Por el contrario dicha concentración es *impuesta* indirectamente por imposición externa del pH ya que se está estudiando al equilibrio en condiciones *forzadas*, y por tanto no depende tampoco del coeficiente estequiométrico de la reacción.

Sustituyendo las concentraciones de H_2In y de In^{2-} en la expresión generada arriba:

$$K10^{-28+2p\text{H}} = \frac{[\text{In}^{2-}]}{[\text{H}_2\text{In}]} = \frac{\alpha}{1-\alpha}$$

De la expresión anterior puede explicitarse el valor de α en función del pH:

$$\alpha = \frac{K10^{-28+2p\text{H}}}{1 + K10^{-28+2p\text{H}}}$$

Por lo tanto con la ecuación anterior es posible calcular el grado de formación de la fenoftaleína en forma colorida (básica), con sólo sustituir el valor de K a la fuerza iónica que se necesite y el valor de pH al cual se desea saber el valor de α .

El problema solicita calcular el $\alpha\%$ al inicio y al final del vire de la fenoftaleína tanto a $I=0.05$ como a $I=0.2$. Dado que ya se proporciona el valor de $K_{I=0.5}$, entonces es necesario calcular el valor de $K_{I=0.2}$ por medio de sendos valores de Y_i . En efecto:

$$\text{Para } I=0.05 \quad K^0 = \frac{[Y_{I^{2-}}]_{0.05}}{[Y_{OH^-}]_{0.05}^2} K_{0.5}$$

$$\text{y para } I=0.2 \quad K^0 = \frac{[Y_{I^{2-}}]_{0.2}}{[Y_{OH^-}]_{0.2}^2} K_{0.2}$$

Si se igualan ambas expresiones y se calculan los valores de Y_{In} y de Y_{OH} para ambos valores de I , entonces se puede calcular $K_{0.2}$ a partir de $K_{0.05}$.

En la siguiente tabla se muestran los resultados obtenidos al aplicar la ecuación de Debye-Huckel modificada conveniente:

	I=0.05	I=0.2
Log Y_{OH}	-0.0914	-0.1545
Log Y_{In}	-0.3655	-0.6180
Log K	10.00	10.13

Por lo tanto pueden calcularse los valores de $\alpha\%$ solicitados. Efectuando los calculos pertinentes:

	pH=8.0	pH=10.0
I=0.05	0.990%	99.00%
I=0.20	1.319%	99.26%

Puede concluirse que la detección visual del vire inicial no se altera mucho ya que el ojo humano no puede discernir entre 1.32 y 0.990. No así la detección espectrofotométrica a la que se refiere la citada referencia [2], como se demuestra en un curso de Química Analítica Instrumental I.