

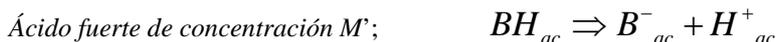
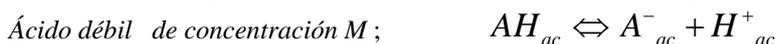
### AB3

41\*. Los ácidos y bases débiles al disociarse en el agua, establecen un equilibrio poco desplazado hacia la derecha, equilibrio que se puede desplazar en un sentido u otro. Así, cuando a una disolución de ácido débil, le agregas unas gotas de ácido fuerte:

- Su grado de disociación aumenta
- Su pH disminuye
- Su concentración aumenta
- La concentración de  $\text{OH}^-$  permanece constante.

Solución

Se modificará el equilibrio del ácido débil, modificación que sigue el principio de Le Chatelier



Al aumentar la concentración de  $\text{H}^+$ , el único equilibrio se desplazará hacia la izquierda, y el grado de disociación del ácido débil disminuirá, aumentando la concentración del ácido sin disociar. Este efecto se denomina del ion común, en este caso la concentración de  $\text{H}^+$ , se obtiene sumando los protones del ácido fuerte a los del débil.

$$\text{Así } K_a = \frac{[\text{A}^-][\text{BH} + \text{H}^+]}{[\text{AH}]} = \frac{M\alpha(M\alpha + M')}{M(1-\alpha)} = \frac{(M')\alpha}{1-\alpha}, \text{ si alfa es muy pequeña se desprecia } M'' \text{ frente a } M', \text{ y frente}$$

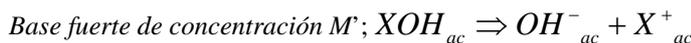
a 1, quedando una expresión final muy simple  $K_a = \alpha M'$ , esto es la concentración del ácido fuerte, por alfa. En este caso el pH, sería el  $-\log(M'' + M')$ , y por lo tanto el pH disminuirá. Si el pH disminuye, la concentración de  $\text{H}^+$ , aumenta, y por lo tanto la de  $\text{OH}^-$  disminuirá. Son correctas las propuestas b y c.

42\*. Cuando a una disolución de base débil, le agregas unas gotas de base fuerte:

- Su grado de disociación disminuye
- Su pH disminuye
- Su concentración aumenta
- La concentración de  $\text{OH}^-$  permanece constante.

Solución

Se modificará el equilibrio del ácido débil, modificación que sigue el principio de Le Chatelier



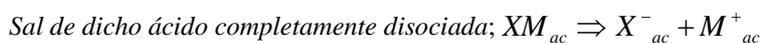
Al aumentar la concentración de  $\text{OH}^-$ , el único equilibrio se desplazará hacia la izquierda, y el grado de disociación de la base débil disminuirá, aumentando la concentración de la base sin disociar. Al aumentar la concentración de  $\text{OH}^-$ , su pOH, disminuirá, aumentando el pH. Son correctas las propuestas a y c.

43\*. Si en una disolución de un ácido débil  $\text{XH}$ , disuelves unos gramos de sal de dicho ácido  $\text{XM}$ , observarás que:

- La constante de equilibrio aumenta
- El equilibrio de disociación del ácido se desplaza hacia la izquierda
- El pH de la disolución aumenta
- El grado de disociación disminuye

Solución

Se modificará el equilibrio del ácido débil, modificación que sigue el principio de Le Chatelier. En este caso el ion común no es el  $\text{H}^+$ , sino el X.



Al aumentar la concentración de X, el único equilibrio se desplazará hacia la izquierda, y el grado de disociación del ácido débil disminuirá, aumentando la concentración del ácido sin disociar. La concentración de  $\text{H}^+$  disminuirá, y el pH deberá aumentar. Son correctas las propuestas b, c y d.

44\*. Si en una disolución de una base débil como el hidróxido amónico, disuelves unos gramos de cloruro amónico, observarás que:

- a) La constante de equilibrio aumenta
- b) El equilibrio de disociación del ácido se desplaza hacia la izquierda
- c) El pH de la disolución aumenta
- d) El grado de disociación disminuye

Solución

Se modificará el equilibrio de la base débil, modificación que sigue el principio de Le Chatelier

a) Por la ley de dilución de Ostwald,  $K_b = \frac{M\alpha^2}{1-\alpha}$ , como  $K_b$  solo depende de la  $T^\circ$ ,  $\alpha$  depende de  $M$ .

b) Como el equilibrio es  $NH_4OH \leftrightarrow NH_4^+ + OH^-$ , como  $NH_4Cl \rightarrow NH_4^+ + Cl^-$ , por aplicación del P. de Le Chatelier el equilibrio se desplaza hacia la izquierda y  $\alpha$  disminuye. Si la concentración de  $NH_4^+$  aumenta. La concentración de  $OH^-$ , disminuye, el pOH aumenta y el pH deberá disminuir. Son correctas las propuestas b y c

45. Si mezclas 100ml de ácido clorhídrico 0,03M y 200ml de ácido clorhídrico 0,02M. y le agregas 1 litro de agua, el pH de la disolución será aproximadamente:

- a) 1      b) 1,5      c) 2      d) 2,3

Solución

Al tratarse de ácidos fuertes, no existe equilibrio, por lo tanto sólo habrá que sumar los moles de  $H^+$  acuoso que se producen, en un volumen que se supone adicionar por la mezcla de dos volúmenes

$$n_1 = 0,1 * 0,03 = 0,003 ; n_2 = 0,2 * 0,02 = 0,004 , M = n_T / V_T = 0,007 / 0,3 = 0,023 \text{ mol/L}$$

$pH = -\log[H^+]$ , y como es un ácido fuerte  $AH \rightleftharpoons A^- + H^+$ ;

$$\text{Como } VM = V'M' ; 0,3L \cdot 0,023 \text{ mol/L} = 2,3L \cdot M' ; M' = 0,03 ; pH = -\log[M'] = 1,5.$$

46. Si mezclas 300mL de ácido clorhídrico 0,1M, con 50 mL de ácido clorhídrico concentrado al 30% y densidad 1,15 g/mL, y luego agregas un litro de agua, dirás que el pH de la disolución formada es aproximadamente :

- a) 0,4      b) 1      c) 1,2      d) 0,8

DATOS: Cl= 35,5; H=1

Solución

Operando como en el caso anterior, dado que se trata de un ácido fuerte, completamente disociado en el agua.

$$n_1 = V_1 M_1 = 0,3 \text{ mol, mientras que } n_2 = \frac{50 \text{ ml} \cdot 1,15 \frac{\text{g}}{\text{mL}} \cdot 0,3}{36,5 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0,47, \text{ los moles totales son } 0,5, \text{ y el volumen total } 1,350L,$$

de lo que el  $pH = -\log [H^+] = 0,43$ , como se señala en a.

47. El agua regia, descubierta por el alquimista árabe Geber, allá por el año 800 de nuestra era, recibió dicho nombre por ser capaz de disolver el oro, y por lo tanto formó parte de las recetas alquimistas empleadas para la búsqueda de la piedra filosofal. Esta formada por una mezcla de ácido clorhídrico y nítrico concentrados en relación volúmica 3 a 1. Si mezclas 30mL de ácido clorhídrico al 33%, densidad 1,15g/mL, con 10 mL de ácido nítrico al 70% densidad 1,42g/ml, y le añades 2 litros de agua, el pH de la mezcla será aproximadamente de :

- a) 0,5      b) 0,6      c) 0,7      d) 0,8

DATOS: Cl= 35,5; H=1, N=14; O=16

Solución

Operando como en el caso anterior, dado que se trata de un ácido fuerte, completamente disociado en el agua.

$$n_1 = \frac{30 \text{ ml} \cdot 1,15 \frac{\text{g}}{\text{mL}} \cdot 0,33}{36,5 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0,31, \text{ mientras que } n_2 = \frac{10 \text{ ml} \cdot 1,42 \frac{\text{g}}{\text{mL}} \cdot 0,7}{63 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0,16, \text{ los moles totales son } 0,45, \text{ y el}$$

volumen total 2,040L, de lo que el  $pH = -\log [H^+] = 0,64$ , como se señala en b.

48. El concepto de ácido, es muy antiguo, muy anterior a la alquimia, pues ya aparece en el Rasarnava indú, del 1200 a.C. Sin embargo desde el punto etimológico, deriva del latín acetum (vinagre), que lo hace del griego okis (ácido, que sería después óxido), el cual toma la raíz del indoeuropeo ak, que significa agudo, afilado, pico debido a la propiedad de los ácidos de que picaban la lengua, primer método para identificar a los ácidos, que causó numerosas muertes. Sin embargo no fue así con el ácido acético, primero en recibir el nombre. Es un ácido débil cuya constante de equilibrio a 25°C es  $1,76 \cdot 10^{-5}$ . Si mezclamos una disolución 0,1M de este ácido con otra de clorhídrico 0,01M, hasta formar un litro, el pH de la disolución formada será:

- a) 1,99      b) 2,00      c) 2,10      d) 2,11

Solución

El equilibrio de disociación el ácido acético será  $CH_3COOH \rightleftharpoons CH_3COO^- + H^+$ , mientras que el clorhídrico, fuerte  $HCl \rightarrow Cl^- + H^+$ , la concentración de  $H^+$ , influye en el equilibrio del ácido acético, desplazándolo hacia la izquierda, y disminuyendo su grado de disociación. "Aplicando el equilibrio químico

$$K_a = \frac{M\alpha(M\alpha + M')}{M(1-\alpha)} = \frac{0,1\alpha(0,1\alpha + 0,01)}{0,1(1-\alpha)} = \frac{0,1\alpha^2 + 0,01\alpha}{1-\alpha} = 1,76 \cdot 10^{-5}, \text{ con lo que } \alpha = 0,00173, \text{ de lo que el pH}$$

$pH = -\log(M\alpha + M') = 1,99$ , como se indica en a.

49. Lo que conoces actualmente como ácido fluorhídrico, durante muchos años, lo fue fluorico, y así fue descubierto por Scheele en 1774. Sólo en 1808, Gay Lussac, el "padre de las volumetrías" (valoraciones ácido-base), determinó que no tenía oxígeno y sí, hidrógeno. Es creencia bastante generalizada de que se trata de un ácido fuertísimo, pues disuelve el vidrio, pero no es cierto. Sino que a diferencia del clorhídrico se trata de un ácido débil, siendo su  $K_a = 6,8 \cdot 10^{-4}$ . Si mezclamos 0,2 moles del primero y 0,1 moles del segundo diluyendo hasta 1 litro de disolución, dirás que el grado de disociación del ácido fluorhídrico es del:

- a) 0,6%      b) 0,7%      c) 0,8%      d) 1%

Mientras que el pH de la disolución será aproximadamente:

- a) 1      b) 1,1      c) 1,2      d) 1,3

Solución

El primero es débil y el segundo fuerte (no hay equilibrio)



Despreciando  $M''$  frente a  $M'$  y simplificando se observa que sólo depende del HCl, y vale 1.

Equilibrio				Desequilibrio			
$HF \rightleftharpoons F^- + H^+$				$HCl \longrightarrow Cl^- + H^+$			
concentración inicial	M			concentración inicial	M'		
reaccionan	M $\alpha$			reaccionan	M'		
concentración final	M(1- $\alpha$ )	M $\alpha$	M $\alpha$	concentración final		M'	M'
$K_a = \frac{M\alpha(M\alpha + M')}{M(1-\alpha)} = \frac{M'\alpha}{(1-\alpha)} = 6,8 \cdot 10^{-4}$				$\alpha = 7 \cdot 10^{-3} \quad pH = -\log(M\alpha + M') = 1$			

Si se desarrolla la ecuación de segundo grado sin simplificar,  $\alpha$  valdría 0,00667, mientras que el pH sería 0,994. Son correctas las propuestas b y a, respectivamente.

50. Razone si son ciertas o falsas las afirmaciones:

- a) El ácido clorhídrico se disocia totalmente en una disolución acuosa 0,01M;  
 b) El ácido nitroso en disolución acuosa 0,01M no se disocia totalmente;  
 c) En una disolución que contiene  $0,01 \text{ mol L}^{-1}$  de ácido clorhídrico y  $0,01 \text{ mol L}^{-1}$  de ácido nitroso el grado de disociación de los dos ácidos es menor que cuando estaban en disoluciones separadas;  
 d) La mezcla de los dos ácidos hace disminuir la constante de equilibrio del ácido nitroso.

Solución

a: Es cierta por que es un ácido fuerte.

b: Es cierto por que es un ácido débil,

c: Es cierto por que el equilibrio del ácido débil se desplaza hacia la izquierda  $AH \times A^- + H^+$ , en presencia de un ácido fuerte (dador de  $H^+$ ),

d: No es cierto, K solo depende de la temperatura.

51. Razone si son ciertas o falsas las afirmaciones:

- El hidróxido sódico se disocia totalmente en una disolución acuosa 0,01M,
- El amoníaco en disolución acuosa 0,01M no se disocia totalmente;
- En una disolución que contiene  $0,01\text{molL}^{-1}$  de hidróxido sódico y  $0,01\text{molL}^{-1}$  de hidróxido amónico
- El grado de disociación de los dos hidróxidos es menor que cuando estaban en disoluciones separadas;

Solución

- Es cierta por que es una base fuerte.
- Es cierto por que es una base débil,
- Es cierto por que el equilibrio de la base débil se desplaza hacia la izquierda  $\text{BOH} \rightleftharpoons \text{OH}^- + \text{B}^+$ , en presencia de una base fuerte (dador de  $\text{OH}^-$ ),
- No es cierto porque el de la base fuerte no varía y se toma como 1.

52. Razone si son ciertas o falsas las afirmaciones referidas a una disolución de ácido acético:

- Su grado de disociación es independiente de la concentración inicial de ácido
- Si se le añade una pequeña cantidad de ácido clorhídrico su grado de disociación aumenta
- Si se le añade acetato sódico su pH aumenta.
- Si se le hace burbujear cloruro de hidrógeno en la disolución el pH disminuye

Solución

- Por la ley de dilución de Ostwald,  $K_a = M \alpha^2 / (1 - \alpha)$ , como  $K_a$  solo depende de la  $T^\circ$ ,  $\alpha$  depende de  $M$ .
- Como el equilibrio es  $\text{CH}_3\text{COOH} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{CH}_3\text{COO}^-$ , como  $\text{HCl} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{Cl}^-$ , si  $[\text{H}^+] >$ , por el P. de Le Chatelier el equilibrio se desplaza hacia la izquierda y  $\alpha <$ .
- Igual ocurre con el  $\text{CH}_3\text{COONa} \rightleftharpoons \text{Na}^+ + \text{CH}_3\text{COO}^-$ , si  $[\text{CH}_3\text{COO}^-] >$ ,  $\alpha <$  por lo dicho antes.  $[\text{H}^+] <$  y el pH  $>$
- El  $\text{HCl}(\text{g})$ , se convierte en ácido clorhídrico al disolverse, por lo tanto ocurriría como en b, al disminuir el grado de disociación,  $[\text{H}^+] <$  y el pH  $>$ . Solo es correcta la propuesta c.

53. Razone si son ciertas o falsas las afirmaciones referidas a una disolución acuosa de hidróxido amónico:

- Su grado de disociación es independiente de la concentración inicial de base
- Si se le añade una pequeña cantidad de hidróxido sódico su grado de disociación disminuye
- Si se le añade cloruro amónico su pH aumenta.
- Al añadir una "lenteja" de hidróxido sódico su pH disminuye.

Solución

- Por la ley de dilución de Ostwald,  $K_b = M \alpha^2 / (1 - \alpha)$ , como  $K_b$  solo depende de la  $T^\circ$ ,  $\alpha$  depende de  $M$ .
- Como el equilibrio es  $\text{NH}_4\text{OH} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$ , como  $\text{NaOH} \rightleftharpoons \text{Na}^+ + \text{OH}^-$ , si  $[\text{OH}^-] >$ , por el P. de Le Chatelier el equilibrio se desplaza hacia la izquierda y  $\alpha <$ .
- Igual ocurre con el  $\text{NH}_4\text{Cl} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{Cl}^-$ , si  $[\text{NH}_4^+] >$ ,  $\alpha <$  por lo dicho antes.  $[\text{OH}^-] <$ , pOH  $>$ , y por lo tanto pH  $<$
- Al disolverse la lenteja de NaOH, y disociarse  $[\text{OH}^-] >$ , por el P. de Le Chatelier el equilibrio se desplaza hacia la izquierda y  $\alpha <$ . pero aumenta la concentración de  $\text{OH}^-$ , con lo cual el pOH disminuye, y el pH aumenta. Solo es correcta la propuesta b.

54\*. Razone si son ciertas o falsas las afirmaciones:

- El hidróxido sódico se disocia totalmente en una disolución acuosa 0,01M.
- El amoníaco en disolución acuosa 0,01M no se disocia totalmente.
- En una disolución que contiene  $0,01\text{molL}^{-1}$  de hidróxido sódico y  $0,01\text{molL}^{-1}$  de hidróxido amónico el grado de disociación de los dos hidróxidos es menor que cuando estaban en disoluciones separadas;
- En la disolución anterior el pOH del hidróxido amónico ha disminuido al agregarle NaOH

Solución

- Es cierta por que es una base fuerte.
- Es cierto por que es una base débil,
- No es cierto por que aunque el equilibrio de la base débil se desplaza hacia la izquierda  $\text{BOH} \rightleftharpoons \text{OH}^- + \text{B}^+$ , en presencia de una base fuerte (dador de  $\text{OH}^-$ ), el grado de disociación de la base fuerte no varía.
- Al mezclar NaOH, y disociarse  $[\text{OH}^-] >$ , por el P. de Le Chatelier el equilibrio del  $\text{NH}_4\text{OH}$ , se desplaza hacia la izquierda y  $\alpha <$ . pero aumenta la concentración de  $\text{OH}^-$ , con lo cual el pOH disminuye.

55. El ácido bórico u ortobórico fue conocido desde principios del siglo XVIII, como sal sedativa de Homberg por ser aislada del bórax por este científico y empleada en aplicaciones medicinales, y después llamado por Lavoisier, ácido borácico. De fórmula  $H_3BO_3$ , sólo ioniza uno de los 3 hidrógenos, puesto que en el agua se disocia  $H_3BO_3 + H_2O \rightleftharpoons B(OH)_4^- + H^+$

Si el pH de una disolución 0,1M, es 4,98, dirás que la K de este equilibrio es aproximadamente:

- a)  $1,1 \cdot 10^{-5}$                       b)  $1,1 \cdot 10^{-10}$                       c)  $1,1 \cdot 10^{-9}$                       d)  $1,1 \cdot 10^{-7}$

Solución

$$pH = -\log[H^+] = 4,98; [H^+] = 10^{-4,98} = 1,047 \cdot 10^{-5}. \text{ Como } K_a = \frac{[H^+][B(OH)_4^-]}{[H_3BO_3]}, \text{ sustituyendo } K_a = 1,096 \cdot 10^{-9},$$

como se propone en c.

56\*. Los ácidos polipróticos  $AH_x$  se disocian sucesivamente, como si fueran siempre monopróticos, y las constantes sucesivas son por lo general  $10^4$  a  $10^5$  veces más pequeñas (las del  $SH_2$ ,  $10^7$ ), y por eso se puede despreciar la segunda y posteriores disociaciones. Por ello, para los ácidos polipróticos el primer valor del pKa, siempre es:

- a) El mayor de todos                      b) El menor de todos                      c) El que se toma para calcular el pH  
d) El que se toma para saber si es más fuerte que otros

Solución

Si la primera disociación es la válida, y el  $pK = -\log K_a$ . Para la mayor  $K_a$ , el pK siempre será el menor, y a su vez el que se toma para calcular el pH, despreciando las demás

57. Cuando burbujear en un vaso con agua, el aire que expulsan tus pulmones, se disocia el ácido carbónico en el agua se producen dos disociaciones cuyas constantes son  $K_1$  y  $K_2$ , según ello dirás que la constante total de dicho equilibrio en una disociación completa es:

- a) La suma de ambas                      b) La media de ambas  
c) el cociente de ambas                      d) El producto de ambas

Solución

la disociación completa ser  $H_2CO_3 \rightleftharpoons 2H^+ + CO_3^{2-}$  y su  $K_a = \frac{[H^+]^2 [CO_3^{2-}]}{[H_2CO_3]}$ , pero las disociaciones sucesivas:

$$\text{Primer equilibrio } H_2CO_3 \rightleftharpoons H^+ + HCO_3^- \quad K_{a1} = \frac{[H^+][HCO_3^-]}{[H_2CO_3]}$$

$$\text{Segundo equilibrio } HCO_3^- \rightleftharpoons H^+ + CO_3^{2-} \quad K_{a2} = \frac{[H^+][CO_3^{2-}]}{[HCO_3^-]}$$

Si multiplicamos las dos  $K_{a1}$  y  $K_{a2}$ , y simplificamos obtendremos  $K_a$ , por lo tanto la propuesta correcta es la d.

58. Una disolución de ácido carbónico, presenta en el agua numerosas especies debido a la disociación sucesiva. Podremos considerar las especies procedentes del propio ácido:

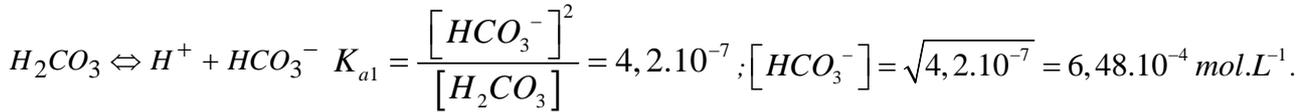


Si las constantes de disociación sucesivas son  $K_1=4,2 \cdot 10^{-7}$  y  $K_2=4,8 \cdot 10^{-11}$ , podrás asegurar que las concentraciones finales cuando se disuelve 1 mol de ácido carbónico en 1L de disolución se encuentran en la relación:



Solución

Primer equilibrio:



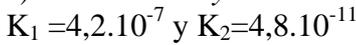
Para el segundo equilibrio:  $HCO_3^- \rightleftharpoons H^+ + CO_3^{2-}$   $K_{a2} = \frac{[CO_3^{2-}]}{[HCO_3^-]} = 4,8 \cdot 10^{-11}$ . Si consideramos el valor tan

pequeño de la segunda constante de equilibrio lo que presupone que la concentración de la forma disociada es mucho menor que la de  $HCO_3^-$ , y si sustituimos el valor anterior, nos queda que

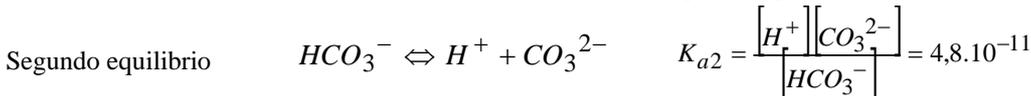
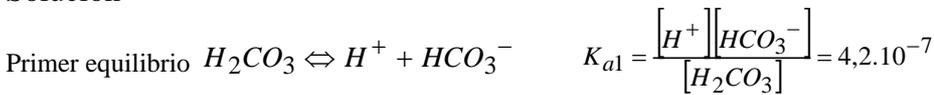


59. Cuando se disuelven 0,62g de ácido carbónico en un litro de agua, el grado de disociación del primer equilibrio comparado con el segundo es aproximadamente:

- a) 7,5 veces mayor    b) 75 veces mayor  
c) 750 veces mayor    d) 75000 veces mayor



Solución



Para calcular las características del segundo equilibrio, deben conocerse las del primero. Si se conoce  $K_{a1}$  y  $M$ , calcular la disociación del primer equilibrio, con sus concentraciones finales, y a partir de ellas, las iniciales del segundo. Para eso, si  $K_{a1}$  es pequeña se despreciará el grado de disociación frente a 1, como en casos anteriores, a fin de no tener que resolver la ecuación de segundo grado.

Se calcula la molaridad,  $M = (0,62g/62g \cdot mol^{-1})/1L = 0,01M$ . Se aplica el Eq1:  $\frac{M\alpha^2}{1-\alpha} = 4,2 \cdot 10^{-7}$ , se desprecia alfa frente a

1,  $\alpha = \sqrt{\frac{4,2 \cdot 10^{-7}}{0,01}} = 6,48 \cdot 10^{-3}$ . Por lo tanto la concentración inicial del hidrógenocarbonato en el segundo será

$M\alpha = 6,48 \cdot 10^{-3} \cdot 0,01 = 6,48 \cdot 10^{-5}$ . Aplicando al Eq2,  $\frac{6,48 \cdot 10^{-5} \alpha_2^2}{1-\alpha_2} = 4,8 \cdot 10^{-11}$ ,  $\alpha_2 = \sqrt{\frac{4,8 \cdot 10^{-11}}{6,48 \cdot 10^{-5}}} = 8,6 \cdot 10^{-4}$ . Si se dividen ambas

$$\frac{\alpha_1}{\alpha_2} = \frac{6,48 \cdot 10^{-3}}{8,6 \cdot 10^{-4}} = 7,5, \text{ como se propone en a.}$$

60.El ácido sulfúrico, al parecer fue obtenido por primera vez por Alberto el magno, allá por el siglo XII, es un ácido diprótico, pero tiene un problema y es que en su primera disociación funciona como un ácido fuerte, y en la segunda como débil ( $K_a=1,2 \cdot 10^{-2}$ ). Si se dispone de una disolución 0,1M del mismo dirás que su pH será:

- a) 1                      b) 1,2                      c) 0,96                      d) 0,5

Solución

Primera disociación. No hay equilibrio :  $H_2SO_4 \Rightarrow HSO_4^- + H^+$  ,  $[H^+]=[HSO_4^-]$  concentración del ácido=M

Segunda disociación:  $HSO_4^- \Leftrightarrow SO_4^{2-} + H^+$

$$K_a = 1,2 \cdot 10^{-2} = \frac{M\alpha(M\alpha + M)}{M(1-\alpha)} = \frac{M\alpha(1+\alpha)}{1-\alpha}$$

Resolviendo la ecuación de segundo grado,  $\alpha=0,086$

y el  $pH=-\log(M+M\alpha)=0,96$  como se indica en c. Si se despreciara la segunda disociación el  $pH=1$

Se puede observar que para concentraciones pequeñas (ácido diluido), prácticamente la segunda disociación es despreciable, y el pH se modifica muy poco.