

## Seminario Equilibrio ácido-base

### Preguntas:

- 1) ¿Cuáles son las diferencias en las definiciones de ácidos y bases de Arrhenius, Brønsted-Lowry y Lewis?
- 2) a) En las siguientes reacciones identifique el ácido del lado izquierdo y su base conjugada del lado derecho:  
 $\text{HOCl} + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{OCl}^-$   
 $\text{NH}_4^+ + \text{HO}^- \leftrightarrow \text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O}$   
b) Repita el procedimiento identificando la base del lado izquierdo y el ácido conjugado del lado derecho.
- 3) a) ¿Qué valor numérico tiene el logaritmo de  $10^5$ ? ¿Cómo define dicha función?  
b) ¿ $K_w$  es un número muy grande o muy chico?  
c) ¿Qué dos tipos de reactivos químicos se combinan en una reacción de neutralización?

### Problemas:

- 1) Dadas las siguientes soluciones, indicar si son: ácidas, básicas o neutras (justifique adecuadamente su respuesta) :  
a)  $[\text{H}^+] > [\text{OH}^-]$  b)  $\text{pH} = \text{pOH}$  c)  $\text{pH} < \text{pOH}$  d)  $\text{pOH} > 10$  e)  $[\text{H}^+] = 10^{-5} \text{ M}$  f)  $\text{pH} > 8$   
g)  $[\text{OH}^-] > 10^{-7} \text{ M}$  h)  $[\text{H}^+] = 2 \times 10^{-8} \text{ g/l}$ . Rta: a) c) d) e) ácidas f) g) h) básicas b) neutra
- 2) Harned y Hamer midieron la constante de ionización del agua a diversas temperaturas, y encontraron que a  $0^\circ\text{C}$   $K_w$  es igual a  $1.15 \times 10^{-15}$  y a  $60^\circ\text{C}$  es  $9.6 \times 10^{-14}$ . Calcule el pH de una solución neutra a cada una de estas temperaturas. Rta: pH  $0^\circ\text{C}$ : 7.46 y pH  $60^\circ\text{C}$ : 6.51
- 3) Calcular el pH y pOH de las siguientes soluciones:  
a1) 100 ml de HCl 0,120 M  
a2) 300 ml de HCl 0,120 M. Compare con el anterior.  
b) solución 3,00 % p/p y  $\rho = 1,12 \text{ g/ml}$  de  $\text{H}_2\text{SO}_4$ .  
c) 0,0500 ml de  $\text{HNO}_3$  16 M se mezcla con 1 l de agua.  
d) solución 0.03 M de KOH.  
e) 0,100 mg de TIOH en 174 ml de agua.  
f) solución  $1.4 \cdot 10^{-7} \text{ M}$  de  $\text{Ba}(\text{OH})_2$ .  
g) una mezcla de 100 ml de HCl 0,100 M y 300 ml de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  0,500 M. (suponer que no hay cambio de volumen). Rta: a1)=a2)=0.92 b) 0.46 c) 3.10 d) 12.5 e) 8.4 f) 7.4 g) 0.40
- 4) Calcular la concentración de  $\text{H}^+$  y  $\text{OH}^-$  y el pH de las siguientes soluciones acuosas de NaOH: a)  $5 \times 10^{-3} \text{ M}$ .  
b)  $10^{-10} \text{ M}$ . Rta: a) pH: 11.7 b) pH: 7.00
- 5) Calcule la concentración de todas las especies presentes y el pH en las siguientes soluciones: a)  $[\text{AcH}] = 5.3 \times 10^{-3} \text{ M}$ ,  
b)  $[\text{HF}] = 6.0 \times 10^{-6} \text{ M}$ . Datos:  $\text{p}K_a(\text{AcH}) = 4.75$   $\text{p}K_a(\text{HF}) = 3.17$   $\text{AcH} 5.3 \times 10^{-3} \text{ M}$ . Rta: a)  $[\text{H}^+] = [\text{Ac}^-] = 3 \times 10^{-4} \text{ M}$  ; pH = 3.52.

6) Se desea preparar una disolución de amoníaco de pH = 11,111. ¿Qué molaridad de  $\text{NH}_3$  necesitamos sabiendo que  $K_b = 1,81 \cdot 10^{-5}$ ?  
Rta: 0.095 M

7) Calcular la  $K_a$  de un ácido monoprótico débil si una solución 0,0720 M del mismo posee un pOH de 11,3.  
Rta:  $K_a = 5.7 \cdot 10^{-5}$

8) a) Calcule el pH de 1,00 l de disolución que contiene 2,48 g de  $\text{NH}_3$  b) Calcule el grado de disociación ( $\alpha$ ) del amoníaco en una disolución  $1,0 \cdot 10^{-2}$  M. Rta: a) 11.2 b)  $\alpha = 4.24$

9) Calcule la constante de ionización del ácido acético, sabiendo que al disolver  $2,35 \cdot 10^{-3}$  mol de HAc en 0,250 litros de agua, el pH resultante es 3,40.  
Rta:  $1.79 \cdot 10^{-5}$

10) Se tiene una disolución  $1,00 \cdot 10^{-3}$  M en un ácido monoprótico HA que está ionizado al 3,41%. Calcule: a) El pH, b) El pKa.  
Rta: a) pH = 4.46 b) pKa = 5.90

11) ¿Cuál será el pH de una solución de ácido sulfúrico,  $\text{H}_2\text{SO}_4$  0.150 M si:

a) se ignora la disociación de  $\text{HSO}_4^-$

b) se tiene en cuenta la ionización de  $\text{HSO}_4^-$ ;  $K_{a2} = 1,26 \cdot 10^{-2}$ .

Compare ambos resultados Rta: a) pH = 0.82 b) pH = 0.79

12) Para preparar 300 ml de una solución 0,50 M de ácido sulfúrico ¿cuántos ml de ácido sulfúrico concentrado en cuya etiqueta indica 84% p/p y  $\delta = 1,84$  g/ml, deberán medirse?  
Rta: 9.51 ml

13) La solubilidad de  $\text{CO}_2(\text{g})$  en agua es  $3,7 \cdot 10^{-3}$  M. En la práctica, generalmente se supone que todo el  $\text{CO}_2(\text{g})$  se disuelve en  $\text{H}_2\text{O}$  para formar ácido carbónico.

a) Calcule el pH de una solución  $3,7 \cdot 10^{-3}$  M de ácido carbónico en agua. (busque las  $K_a$  en tabla)

b) Indique las concentraciones molares (M) de los iones  $\text{HCO}_3^-$  y  $\text{CO}_3^{2-}$

Rta: pH =  $4 \cdot 10^{-5}$  M b) bicarb =  $4 \cdot 10^{-5}$  M /  $[\text{CO}_3^{2-}]$   $5.6 \cdot 10^{-11}$  M

14) La lluvia ácida es un problema ambiental importante en todo el mundo industrializado. La quema de combustibles fósiles que contienen azufre (carbón, petróleo, y gas natural) liberan a la atmósfera  $\text{SO}_2$ . El dióxido de azufre liberado en el aire se disuelve en agua, o aún peor, puede ser oxidado adicionalmente a trióxido de azufre. El  $\text{SO}_3$  se disuelve en agua para formar ácido sulfúrico, el efecto neto es aumentar la acidez de la lluvia, lo que daña árboles, mata a los peces de los lagos, disuelve las rocas y corroe el metal.

a) Se realiza una prueba de acidez a una muestra de agua de lluvia, mediante el uso de dos indicadores. La adición de anaranjado de metilo a la mitad de la muestra da un color amarillo, y la adición de rojo de metilo a la otra mitad da un color rojo. Estimar el pH de la muestra.

b) El pH de la lluvia ácida puede llegar hasta 3.0 o incluso más abajo en áreas muy contaminadas. Calcule las concentraciones y número de milimoles de  $\text{H}_3\text{O}^+$  y  $\text{OH}^-$  en una gota de agua de pH 3,30 a 25 ° C. (20 gotas  $\cong$  1 ml).

Rta:  $[\text{H}^+] = 5.0 \cdot 10^{-4}$  M;  $n\text{H}^+ = 2.5 \cdot 10^{-5}$  mmol.

c) Cuando  $\text{SO}_2$  se disuelve en agua forma ácido sulfuroso,  $\text{H}_2\text{SO}_3(\text{aq})$ , este ácido puede donar un ión hidrógeno al agua. Escriba una ecuación química balanceada para esta reacción e identifique el par ácido-base de Brønsted-Lowry más fuerte.

d) Despreciando la ionización del  $\text{HSO}_3^-$  calcule el pH de una solución cuya concentración inicial de  $\text{H}_2\text{SO}_3$  es de  $4,0 \cdot 10^{-4}$  M. Rta: pH = 3.41