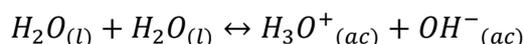


EQUILIBRIO IÓNICO DEL AGUA

1. IONIZACIÓN DEL AGUA

El agua pura posee una reducida capacidad para conducir la electricidad, por lo que se clasifica como un electrolito débil. Esta propiedad se debe a la presencia de iones, en muy bajas concentraciones, que sólo pueden provenir de la ionización de parte de las moléculas de agua. Durante el proceso de disociación de o ionización del agua, algunas moléculas actúan como ácidos y otras como bases, propiciando un intercambio de protones, según el modelo Bronsted-Lowry, como se representa a continuación:



La disociación del agua representa una situación de equilibrio:

$$K_e = \frac{[H_3O^+] \cdot [OH^-]}{[H_2O]^2}$$

En la cual, la proporción de moléculas disociadas es muy baja. Por esta razón, la concentración de H_2O puede considerarse prácticamente constante, con lo cual podemos aplicar el principio de un sistema en equilibrio heterogéneo, donde el valor K_e depende únicamente de las concentraciones de los iones. De esta manera obtenemos que:

$$K_e \cdot [H_2O]^2 = [H_3O^+] \cdot [OH^-]$$

En donde $K_e \cdot [H_2O]^2$ da lugar a una nueva constante llamada **constante del producto iónico del agua**:

$$K_w = [H_3O^+] \cdot [OH^-] = [H^+] \cdot [OH^-]$$

A una temperatura de 25°C , K_w tiene un valor de $1,0 \cdot 10^{-14}$. Dado que la concentración de iones H_3O^+ y OH^- en el equilibrio es la misma, tenemos que:

$$[H_3O^+] = [OH^-] = 1,0 \cdot 10^{-7} \text{ mol/L}$$

Según esto, el valor de ambas concentraciones de iones deben ser inversamente proporcionales para que el valor de K_w se mantenga constante a una misma temperatura. El aumento de una, implica la disminución de la otra.

2. SOLUCIONES NEUTRAS, ÁCIDAS Y BÁSICAS

Todas las soluciones en las que las concentraciones de H_3O^+ y OH^- sean iguales a $1,0 \cdot 10^{-7}$, se consideran neutras. Sin embargo tenemos que:

Solución Ácida: $[H_3O^+] > [OH^-]$

Solución Básica: $[H_3O^+] < [OH^-]$

3. CONCEPTO DE pH

Representa una escala del grado de acidez, en la cual la concentración de iones H^+ y H_3O^+ se expresa como el logaritmo decimal de la misma cambiado de signo. Esta forma de expresar la concentración de hidrogeniones recibe el nombre de **potencial de hidrógeno** o pH, y se expresa matemáticamente como:

$$pH = -\log[H^+] = \log \frac{1}{[H^+]}$$

La escala de pH va del 1 al 14, donde 1 es muy ácido y 14 es muy básico.

4. CONCEPTO DE pOH

De la misma manera que expresamos el grado de acidez de las soluciones, podemos expresar el grado de basicidad, a partir de la concentración de OH^- .

$$pOH = -\log[OH^-] = \log \frac{1}{[OH^-]}$$

$$pH + pOH = 14$$

5. TITULACIÓN DE SOLUCIONES

5.1. NEUTRALIZACIÓN

Una reacción de neutralización es aquella en la que un ácido y una base en solución acuosa, interactúan para producir agua y una sal. Durante la neutralización los iones H^+ y OH^- reaccionan entre sí para producir agua, al tiempo que los iones restantes, es decir, los pares conjugados del ácido y la base,

generan la sal. El pH de la solución luego de que ha ocurrido la neutralización es cercano a la neutralidad, aunque su valor exacto depende de los iones presentes.

5.1. TITULACIÓN

La titulación o valoración de soluciones tiene como principal objetivo determinar la concentración de una solución ácida o básica desconocida, denominada solución analizada. Esto se logra a través de la adición de pequeños volúmenes de una solución ácida o básica de concentración conocida (solución valorada) a la solución analizada. El proceso se basa en la neutralización que se lleva a cabo entre las dos soluciones ya que una es ácida y la otra es básica. Para calcular la concentración de la solución analizada debe tenerse en cuenta la igualdad:

$$N_A \cdot V_A = N_B \cdot V_B$$

Para determinar con exactitud el **punto de equivalencia** (punto donde la concentración de H^+ es igual a OH^-) se utilizan las curvas de titulación, las cuales constituyen representaciones del pH en función de la cantidad de solución valorada, añadida a la solución analizada.

6. EJERCICIOS

a. Calcula el pH de una solución de vinagre que contiene 2,5 gr. de ácido acético ($C_2H_4O_2$) por litro de solución. La constante de acidez $K_a=1,8 \times 10^{-5}$.

b. Se tiene una solución 0,05M de KOH. Determina el pH de dicha solución.

c. Indica la concentración de H^+ y el pH de las siguientes soluciones:

- HNO_2 , 0,2 M

- HCN, 1,5 M

d. Calcula K_a o K_b según sea el caso, asumiendo una concentración 0,1M:

- Ácido débil, pH 5,4

- Base débil, pH = 9

e. El pH de la lluvia es de 3,4. Calcula $[H^+]$ y $[OH^-]$

f. Una mezcla de orina contiene una $[H^+]$ de $4 \cdot 10^{-6}$ mol/L. Determina su pH y establece si es una sustancia ácida, básica o neutra. CL en gramos presente en la muestra.

g. En la titulación de 53,2 ml de solución de hidróxido de sodio de concentración desconocida, se utilizaron 37 ml de una solución de ácido sulfúrico 0,11N para neutralizar el hidróxido de sodio, en una reacción en la que intervienen los dos iones hidrógeno del ácido sulfúrico. Calcula la normalidad de la solución de hidróxido de sodio.

h. La acidez del jugo gástrico depende casi por completo de la presencia de HCL en él. Al analizar una muestra de 300 ml de este jugo se encontró que el pH era aproximadamente 3,5. Determine la cantidad de HCL en gramos presente en la muestra.

i. Completa el siguiente cuadro y teniendo en cuenta el valor de pH, clasifica cada una de las sustancias en fuertemente ácida, débilmente ácida, neutra, débilmente básica o fuertemente básica.

Sustancias	H^+	pH	pOH
Gaseosa	$8,0 \cdot 10^{-4}$		
Jugo de tomate	$2,5 \cdot 10^{-5}$		
Orina			
Leche de magnesio		10	
Limpiador casero			8,6

Sangre		7,3	
--------	--	-----	--

Clases Particulares

Telf. 0412-3869054
info@vente20.com

