

UNIDAD  
DIDÁCTICA

8

# Reacciones ácido-base

## SUMARIO

### ESQUEMA DE LOS CONTENIDOS

### PRESENTACIÓN Y OBJETIVOS DE LA UNIDAD

### DESARROLLO DE LA UNIDAD

2.	Introducción.....	4
3.	Fortaleza de ácidos y bases. Constante de disociación.....	6
4.	Autoionización del agua. Producto iónico del agua .....	8
5.	Concepto de pH.....	8

6.	Ácidos y bases conjugados.....	9
7.	CÁLCULO DEL pH EN DISOLUCIONES DE ÁCIDOS Y BASES.....	10
8.	CÁLCULO DEL pH EN DISOLUCIONES DE SALES.....	12
9.	Neutralización .....	14
10.	Valoraciones ácido-base .....	14
11.	Disoluciones reguladoras. Efecto de ion común .....	15
12.	CÁLCULO DEL pH DE DISOLUCIONES TAMPÓN .....	16
	12.1. Disolución de un ácido débil y sal del ácido débil .....	16
	12.2. Disolución de una base débil y sal de la base débil.....	17
13.	Ácidos polipróticos.....	17

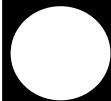
**CONCEPTOS BÁSICOS A RETENER****PROBLEMAS RESUELTOS****REFERENCIAS BIBLIOGRÁFICAS**



## PRESENTACIÓN Y OBJETIVOS DE LA UNIDAD

En esta unidad se desarrollan los fundamentos de las reacciones entre ácidos y bases, también llamadas reacciones de transferencia de protones.

Primeramente, veremos distintas definiciones de ácidos y base para posteriormente entrar en el concepto de pH, y a continuación se verán las reacciones de hidrólisis y cómo realizar los cálculos para obtener las concentraciones de las distintas especies en disolución.

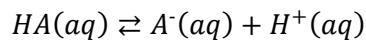


## DESARROLLO DE LA UNIDAD

### 1. INTRODUCCIÓN

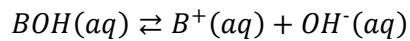
En primer lugar, veremos a qué llamamos ácido y base, según distintas teorías.

Según la teoría de Arrhenius (1887), que se basa en la ionización del agua podemos decir que un ácido es una sustancia que, en disolución acuosa, y se ioniza generando protones ( $H^+$ ), es decir iones hidrógeno ( $H^+$ ).



Como ya sabemos, el ion  $H^+$ , denominado protón, ion hidrógeno o hidrogenión, se encuentra hidratado en disolución acuosa, pero, al no conocer exactamente cuántas moléculas de agua le rodean, utilizaremos la expresión  $H^+(aq)$ .

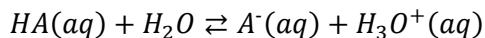
Según esta teoría, una base es una especie que en disolución acuosa se ioniza generando iones  $OH^-$



El ion  $OH^-$ , denominado ion hidróxido, hidroxilo u oxhidrilo se encuentra hidratado en disolución acuosa.

La teoría de Brönsted-Lowry (1923) las reacciones ácido-base involucran la transferencia de un protón.

Un ácido de Brönsted-Lowry es una especie que cede un protón a una base de Brönsted-Lowry:

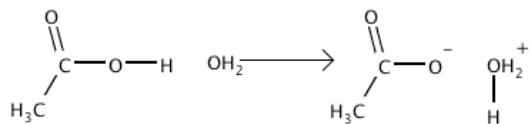


una base de Brönsted-Lowry es una especie capaz de aceptar un protón de un ácido de Brönsted-Lowry.

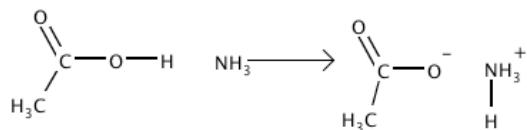
Cada reacción ácido-base, según la teoría de Brönsted-Lowry, produce otro ácido y otra base, que son conjugadas, respectivamente, de la base y del ácido que constituyen los reactivos del proceso.

A priori, ambas definiciones parecen similares, pero veamos con dos ejemplos que no siempre la teoría de Arrhenius puede describir el comportamiento.

El ácido acético  $\text{CH}_3\text{COOH}$  (que se encuentra en el vinagre), cuando reacciona con el agua, actúa como un ácido de Arrhenius porque actúa como fuente de  $\text{H}_3\text{O}^+$  cuando está disuelto en agua, y actúa como un ácido de Brönsted al donar un protón al agua y por tanto, se puede explicar por ambas teorías.



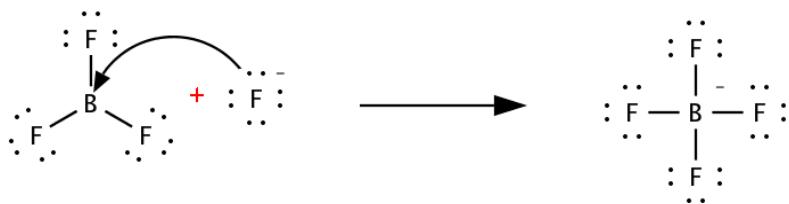
Veamos ahora la reacción entre el ácido acético y el amoniaco, sufre la misma transformación, donando un protón al amoníaco ( $\text{NH}_3$ ), pero no puede ser descrito usando la definición de Arrhenius de un ácido, porque la reacción no produce cationes hidronio  $\text{H}_3\text{O}^+$ .



Como la teoría de Brönsted-Lowry no se cumplía para todas las especies, Lewis (1938) propuso una nueva teoría, que incluye reacciones con características ácido-base que no involucran una transferencia de protón.

Un ácido de Lewis es una especie que acepta un par de electrones de otra especie, es decir, es un acceptor del par de electrones. Las reacciones ácido-base de Brönsted son reacciones de transferencia de protones, mientras que las reacciones ácido-base de Lewis son transferencias de pares de electrones. Todos los ácidos de Brönsted son también ácidos de Lewis, pero no todos los ácidos de Lewis son ácidos de Brönsted. Veamos las siguientes reacciones según esta teoría.

El  $\text{BF}_3$  puede aceptar un par de electrones del  $\text{F}^-$  formando un enlace covalente para formar el  $\text{BF}_4^-$ . El fluoruro "pierde" un par de electrones de valencia debido a que los electrones compartidos en el enlace B-F, estarán formando el enlace covalente con el boro, según vemos en la figura



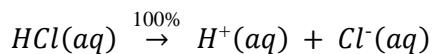
En el caso del amoniaco actúa como una base de Lewis y transfiere un par libre de electrones para formar un enlace con un ion hidrógeno. La especie que gana el par de electrones es el ácido de Lewis, que en este caso es el H<sup>+</sup>.



## 2. FORTALEZA DE ÁCIDOS Y BASES. CONSTANTE DE DISOCIACIÓN

Las sustancias que se disocian completamente para dar iones en disolución se llaman electrólitos fuertes. Son ácidos y bases fuertes aquellos para los que, en concentraciones ordinarias, al estar todas sus moléculas prácticamente están disociadas tiene un grado de disociación prácticamente uno ( $\alpha=1$ ). Las sustancias que se disocian parcialmente se denominan electrólitos débiles, y su grado de disociación será menor que uno ( $\alpha<1$ ).

A efectos prácticos, los ácidos fuertes se consideran totalmente disociados. Por ejemplo, en la disociación del HCl (antiguamente se le denominaba ácido clorhídrico, y es un ácido fuerte) en disolución acuosa se expresará,



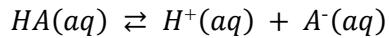
La base conjugada de un ácido fuerte es una base débil.

Los **ácidos fuertes** son: el ácido sulfúrico (H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>), el nítrico (HNO<sub>3</sub>), el clórico (HClO<sub>3</sub>) y el perclórico (HClO<sub>4</sub>) y las disoluciones de HCl, HBr, HI.

Las **bases fuertes** son los hidróxidos de alcalinos y alcalinotérreos

Si en un problema no nos indican la constante de disociación, probablemente será por tratarse de un ácido o una base fuerte.

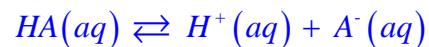
Por el contrario, los ácidos que se disuelven disociándose sólo parcialmente se denominan ácidos débiles. Su equilibrio de disociación se expresa mediante la ecuación



La constante de este equilibrio se denomina constante de disociación o de ionización del ácido, y se expresa por  $K_a$

$$K_a = \frac{[H^+][A^-]}{[HA]}$$

Es frecuente utilizar  $K_a$  en función del grado de disociación  $\alpha$ , (tanto por uno de moles disociados)



Concentración inicial (mol/L)	$c_0$	0	0
Concentración en el equilibrio (mol/L)	$c_0(1-\alpha)$	$C_0 \cdot \alpha$	$C_0 \cdot \alpha$

De donde se puede obtener la constante como

$$K_a = \frac{(c_0\alpha)(c_0\alpha)}{c_0(1-\alpha)} = \frac{c_0 \cdot \alpha^2}{1-\alpha}$$

El valor de la constante de disociación del ácido indica su fortaleza. Cuanto mayor es  $K_a$ , mayor es su fortaleza, es decir, su acidez. Para ácidos fuertes se podría considerar que  $K_a$  infinita.

Todo lo que hemos dicho para ácidos se puede hacer extensivo para bases con las correspondientes salvedades, veamos para la reacción



La constante de este equilibrio se denomina constante de disociación o de ionización de la base, y se expresa por  $K_b$  es

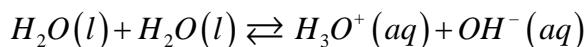
$$K_b = \frac{[OH^-][B^+]}{[BOH]}$$

y si lo ponemos en función del grado de disociación quedará

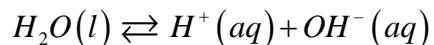
$$K_b = \frac{(c_0\alpha) \cdot (c_0\alpha)}{c_0(1-\alpha)} = \frac{c_0 \cdot \alpha^2}{1-\alpha}$$

### 3. AUTOIONIZACIÓN DEL AGUA. PRODUCTO IÓNICO DEL AGUA

El agua es un participante esencial en todos los equilibrios ácido–base que ocurren en ella. Incluso la definición realizada por Brönsted y Lowry de ácido y base viene dada por el hecho de que el agua se ioniza en  $H^+$  y  $OH^-$ :



o también la podemos ver de la siguiente forma



La constante de equilibrio será

$$k_a = \frac{[H^+][OH^-]}{[H_2O]}$$

$$\text{En el equilibrio, } [H^+][OH^-] = K_w = 10^{-14} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

donde  $K_w$  es una constante llamada constante de ionización o producto iónico del agua, y cuyo valor a 25°C es  $1,0 \cdot 10^{-14} \text{ mol}^2 / \text{L}^2$ .

Por tanto, en el agua pura a 25°C, donde los iones únicamente provienen de su autoionización, las concentraciones de ambos iones serán iguales

$$[H^+] = [OH^-] = \sqrt{K_w} = 10^{-7} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

### 4. CONCEPTO DE pH.

Lo primero, debemos indicar que pH se escribe tal y como se ve, y no se puede poner ni las dos en mayúsculas ni las dos en minúsculas, ya que indica la concentración de iones  $H^+$

Sorenson propuso en 1903 el pH como método para expresar la acidez que evita el empleo de potencias negativas. El acrónimo pH procede de **p**otencial de **H**idrógeno (recordemos que siempre se escribe p en minúsculas y H en mayúsculas). La definición de pH es “El logaritmo decimal, cambiado de signo, de la concentración de iones  $H^+$  (o  $H_3O^+$ )”

$pH = -\log[H^+] = \log\left(\frac{1}{[H^+]}\right)$ , donde la concentración de protones se expresa en mol / L

Una disolución ácida presenta  $pH < 7$ , una neutra  $pH = 7$ , y una básica  $pH > 7$ .

Por comodidad, en ocasiones se emplean el  $pOH$ ,  $pK_a$ ,  $pK_b$ ,  $pK_w$ , estas magnitudes se definen de forma análoga al  $pH$ , así podremos encontrar:

$$pOH = -\log[OH^-]$$

$$pK_a = -\log K_a$$

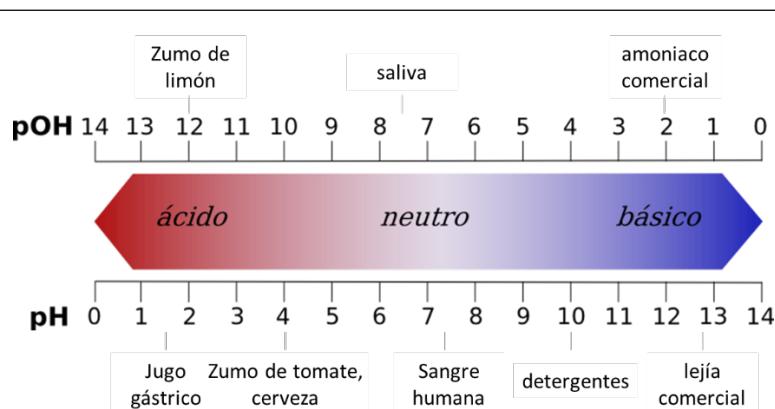
$$pK_b = -\log K_b$$

$$pK_w = -\log K_w$$

Obsérvese que la expresión  $[H^+][OH^-] = K_w = 1,0 \cdot 10^{-14} \frac{mol^2}{L^2}$

se convierte en

$$pH + pOH = pK_w = 14.$$

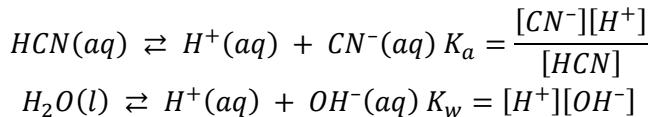


**Figura 1.** Ácidos y bases en escala pH

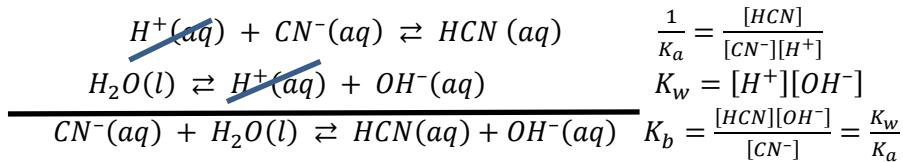
## 5. ÁCIDOS Y BASES CONJUGADOS.

Vamos a ver qué relación existe entre las constantes de acidez y basicidad de ácidos y bases conjugados.

Veamos ahora, si tenemos un ácido, por ejemplo, HCN, ácido cianhídrico, (veneno usado en las cámaras de gas) cuya constante de acidez será  $K_a$ , y al estar en disolución acuosa siempre tendremos la autoionización del agua  $K_w$

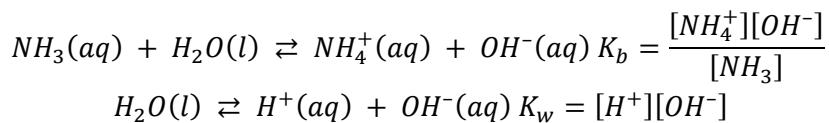


Si le damos la vuelta a la primera reacción y las sumamos tendremos

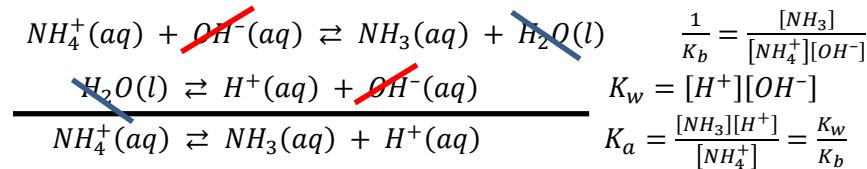


El anión procedente de la ionización de un ácido es una base y recibe el nombre de *base conjugada* del ácido. A la reacción del anión con agua se le llama *hidrólisis básica* del anión.

Si hacemos lo mismo para una base ( $\text{NH}_3$ , amoniaco) cuya constante de acidez será  $K_b$ , y la autoionización del agua



Si le damos la vuelta a la primera reacción y las sumamos tendremos



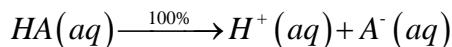
El catión procedente de la ionización de una base es un ácido y recibe el nombre de *ácido conjugado* de la base. A la reacción del catión con agua se le llama *hidrólisis ácida* del catión.

## 6. CÁLCULO DEL pH EN DISOLUCIONES DE ÁCIDOS Y BASES

El pH de una disolución de un ácido o una base depende de su fortaleza y de su concentración.

Ácido fuerte

En disoluciones diluidas están completamente disociados



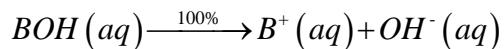
Si llamamos  $c_a$  a la concentración de ácido, entonces

$$[H^+] = [A^-] = c_a \text{ por tanto, } pH = -\log(c_a)$$

Ver [problema resuelto 2](#)

Base fuerte

En disoluciones diluidas están completamente disociados



Si llamamos  $c_b$  a la concentración de la base, entonces

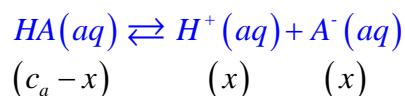
$$[OH^-] = [B^+] = c_b \text{ con lo cual } [H^+] = \frac{10^{-14}}{[OH^-]} = \frac{10^{-14}}{c_b}$$

por tanto tomando logaritmos y operando  $pH = 14 + \log c_b$

Ver [problema resuelto 1](#)

Ácido débil

Aquí es donde empieza a complicarse ya que no están completamente disociados. En una disolución de un ácido débil, HA, de concentración  $C_a$  y constante de ionización  $K_a$ , existe el siguiente equilibrio de disociación y las siguientes concentraciones en el equilibrio:



La constante de equilibrio vendrá dada por la expresión  $K_a = \frac{[H^+][A^-]}{[HA]} = \frac{x^2}{c_a - x} \approx \frac{x^2}{c_a}$

Como  $x$  suele ser muy pequeño en comparación con  $C_a$  se puede despreciar en el denominador, sin cometer un gran error

Por tanto,  $x^2 = K_a \cdot C_a$ . No debemos olvidar que  $[H^+] = x$

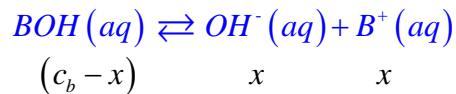
Si se toman logaritmos en esta expresión, se puede transformar en la expresión que permite calcular el pH:

$$pH = \frac{1}{2} pK_a - \frac{1}{2} \log C_a$$

Ver [problema resuelto 4](#)

Base débil

Es muy parecido al caso anterior. No están completamente disociadas. En una disociación de una base débil BOH, de concentración  $C_b$  Y constante de ionización  $K_b$ , existe el siguiente equilibrio de disociación y las siguientes concentraciones en el equilibrio:



La constante de equilibrio vendrá dada por la expresión

$$K_b = \frac{[OH^-][B^+]}{[BOH]} = \frac{x^2}{c_b - x} \approx \frac{x^2}{c_a}$$

Como  $x$  suele ser muy pequeño en comparación con  $C_b$  se puede despreciar en el denominador.

Si se siguen los mismos pasos que en el apartado anterior, y se tiene en cuenta la relación entre pH y pOH, se obtiene la siguiente expresión que permite calcular el pH

$$pH = 14 - \frac{1}{2} pK_b + \frac{1}{2} \log c_b$$

Ver [problema resuelto 3](#)

## 7. CÁLCULO DEL pH EN DISOLUCIONES DE SALES

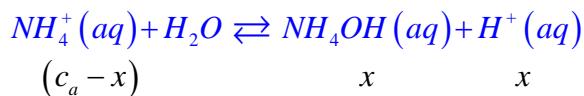
Al disolver una sal soluble en agua, se disocia completamente y la disolución resultante será ácida, básica o neutra dependiendo de la naturaleza de los iones que forman la sal.

### Sal de ácido fuerte y base fuerte

La disolución será neutra. Por ejemplo, el NaCl es una sal de ácido fuerte (HCl) y base fuerte (NaOH); ni los iones  $\text{Na}^+$  ni los iones  $\text{Cl}^-$  sufren hidrólisis por tratarse de un ácido y una base conjugadas extremadamente débiles.

### Sal de ácido fuerte y base débil

La disolución será ácida. Por ejemplo, en el caso del  $\text{NH}_4\text{Cl}$  se hidroliza el ion  $\text{NH}_4^+$  que proviene de una base débil ( $\text{NH}_3$ ). Si llamamos  $c$  a la concentración de sal, y  $x$  a la concentración de sal que se hidroliza (y también es igual a la de protones), en el equilibrio las concentraciones en el equilibrio serán



y, como

$$K_h = \frac{K_w}{K_b} = \frac{x^2}{(c - x)}$$

como  $c - x \approx c$ , dado que la cantidad de sal hidrolizada es pequeña comparada con la cantidad total,

$$x^2 = \frac{K_w \cdot c}{K_b}$$

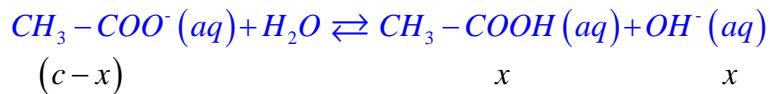
tomando logaritmos y ordenando queda

$$pH = 7 + \frac{1}{2} \log K_b - \frac{1}{2} \log c$$

Ver problema resuelto 9

### Sal de ácido débil y base fuerte

Es análogo al caso anterior. La disolución será básica. Por ejemplo, en el caso del CH<sub>3</sub>-COONa, se hidroliza el ion CH<sub>3</sub>-COO<sup>-</sup> que proviene del ácido acético, que es débil. Si *c* es la concentración de sal, y *x* la concentración de sal que se hidroliza (y también es igual a la de OH<sup>-</sup>), entonces en el equilibrio las concentraciones que tenemos serán



y, como

$$K_h = \frac{K_w}{K_a} = \frac{x^2}{(\text{c} - \text{x})}$$

como  $\text{c} - \text{x} \approx \text{c}$ , dado que la cantidad de sal hidrolizada es pequeña comparada con la cantidad total,

$$x^2 = \frac{K_w \cdot c}{K_a}$$

tomando logaritmos y ordenando queda

$$pH = 7 - \frac{1}{2} \log K_a + \frac{1}{2} \log c$$

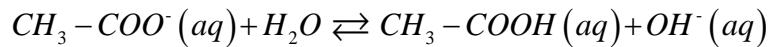
Ver Problema resuelto 7

### Sal de ácido débil y base débil

En este caso, no se puede predecir el pH de la disolución; dependerá de la fortaleza del ácido y de la base de los que proviene la sal. Sea la sal acetato amónico cuyas constantes de hidrólisis son



$$K_h = \frac{K_w}{K_b} = \frac{[\text{NH}_4\text{OH}][\text{H}^+]}{[\text{NH}_4^+]}$$



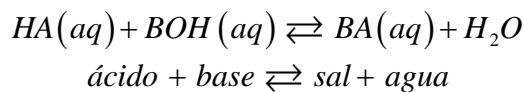
$$K_h = \frac{K_w}{K_a} = \frac{[CH_3 - COOH][OH^-]}{[CH_3 - COO^-]}.$$

si dividimos entre sí ambas constantes hidrólisis, haciendo las aproximaciones correspondientes, tomando logaritmos y ordenando, quedará

$$pH = 7 - \frac{1}{2} \log \frac{K_a}{K_b}$$

## 8. NEUTRALIZACIÓN

Al mezclar una disolución ácida con una básica, se produce una neutralización. Aunque en el concepto más tradicional de Arrhenius, las reacciones de neutralización son reacciones entre un ácido que aporta iones hidrógeno y una base que aporta iones hidróxido



como por ejemplo podría ser la siguiente reacción



## 9. VALORACIONES ÁCIDO-BASE

Permiten determinar la concentración de una disolución haciéndola reaccionar con otra de concentración conocida.

Para realizar una valoración (o titulación) se toma un volumen medido,  $V_a$ , de la disolución de concentración desconocida que se desea valorar y se va añadiendo la disolución de concentración conocida,  $N_b$ , hasta que el número de equivalentes de una y otra son iguales, momento en el que se alcanza el punto final de la valoración o punto de equivalencia. En este punto se cumple

$$N_b \cdot V_b = N_a \cdot V_a = \text{número equivalentes}$$

El punto final de la reacción, o punto de equivalencia, se detecta mediante la utilización de un indicador adecuado, ya que cerca de este punto se produce un salto brusco del pH de la disolución y el indicador cambia de color. Al elegir el indicador hay que tener en cuenta las características del ácido y la base que van a reaccionar, para tener una idea del pH que tendrá el punto final de la reacción. Se debe elegir un indicador adecuado, preferiblemente uno que experimente un cambio de color (punto final) cerca del punto de equivalencia de la reacción.

Indicador	Zona de viraje	Color 1	Color 2
Azul de timol (1°)	1,2-2,8	Rojo	Amarillo
Rojo congo	3,0-5,2	Azul-violeta	Rojo
Naranja de metilo	3,1-4,4	Rojo	Amarillo-anaranjado
Azul de bromocresol	3,8-5,4	Amarillo	Azul
Rojo de metilo	4,2-6,2	Rojo	Amarillo
Tornasol	5,0-8,0	Rojo	Azul
Azul de bromotimol	6,0-7,6	Amarillo	Azul
Rojo neutro	6,8-8,4	Rojo	Amarillo
Azul de timol (2°)	8,0-9,6	Amarillo	Azul
Fenolftaleína	8,2-10,0	Incoloro	Magenta
Carmín índigo	11,6-14,0	Azul	Amarillo

## 10. DISOLUCIONES REGULADORAS. EFECTO DE ION COMÚN

Si en una disolución diluida de un ácido débil, como el acético ( $CH_3 - COOH$ ), se disuelve una cierta cantidad de acetato sódico  $CH_3 - COONa$ , sal del ácido acético y que en disolución se encuentra muy ionizada, la concentración del ion acetato aumenta considerablemente, pero como la constante de equilibrio que es

$$K_a = \frac{[H^+][CH_3 - COO^-]}{[CH_3 - COOH]}$$

debe de permanecer invariable, la mayor parte de los iones  $H^+$  presentes tienen que unirse a los iones  $CH_3 - COO^-$  para aumentar la concentración de ácido acético sin disociar. Por tanto, el

equilibrio de disociación del ácido se desplaza hacia la izquierda y la disolución se hace menos ácida. Una situación parecida se presenta cuando se añade una sal amónica a una disolución de hidróxido de amonio, que es una base débil.

En ambos casos, se dice que la disolución está tamponada debido al efecto del ion común añadido. A este tipo de disoluciones les denomina disoluciones reguladoras, amortiguadoras o tampón, y tienen la particularidad de que su pH apenas varía cuando se le añaden pequeñas cantidades de ácidos o bases, incluso si son fuertes.

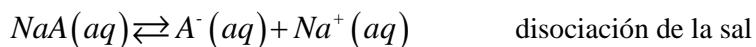
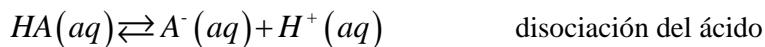
La disolución tampón funciona regulando el pH hasta que se agoten los reactivos, es decir que si se continúa adicionando un ácido o una base llegará el momento en que el efecto tamponador se agote y aumente o descienda bruscamente el pH.

## 11. CÁLCULO DEL pH DE DISOLUCIONES TAMPÓN

Consideremos los dos casos mencionados anteriormente.

### 11.1. DISOLUCIÓN DE UN ÁCIDO DÉBIL Y SAL DEL ÁCIDO DÉBIL

En la disolución tendremos



Como debe cumplirse la condición de equilibrio,  $K_a = \frac{[A^-][H^+]}{[HA]}$

despejando, tomando logaritmos

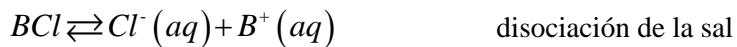
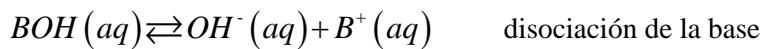
$$[H^+] = K_a \frac{[HA]}{[A^-]} \Rightarrow -\log[H^+] = -\log K_a - \log \frac{[HA]}{[A^-]} \Rightarrow pH = pK_a - \log \frac{[HA]}{[A^-]}$$

Teniendo en cuenta que  $[A^-] = [\text{sal}]$ , ya que se puede considerar que todos los iones  $A^-$  proceden de la sal porque está completamente disociada, y  $[HA] = \text{concentración inicial de ácido}$ , dado que está muy poco disociado,

$$pH = pK_a - \log \frac{[\text{ácido}]}{[\text{sal}]}$$

## 11.2. DISOLUCIÓN DE UNA BASE DÉBIL Y SAL DE LA BASE DÉBIL

En la disolución tendremos



Como debe cumplirse la condición de equilibrio,  $K_b = \frac{[OH^-][B^+]}{[BOH]}$

despejando, tomando logaritmos

$$[OH^-] = K_b \frac{[BOH]}{[B^+]} \Rightarrow -\log [OH^-] = -\log K_b - \log \frac{[BOH]}{[B^+]} \Rightarrow pOH = pK_b - \log \frac{[BOH]}{[B^+]}$$

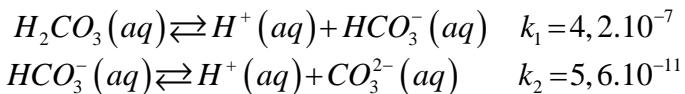
$$pH = 14 - pOH = 14 - pK_b + \log \frac{[BOH]}{[B^+]}$$

Ver problema [resuelto 11 b](#)

## 12. ÁCIDOS POLIPRÓTICOS

Se denominan polipróticos o polibásicos los ácidos que son capaces de disociar más de un ion H<sup>+</sup>.

Por ejemplo, el ácido carbónico, H<sub>2</sub>C0<sub>3</sub>, presenta dos equilibrios de disociación, uno por cada ion H<sup>+</sup>:



Al igual que en éste, en la mayoría de los ácidos polipróticos, la primera constante de disociación, K<sub>1</sub>, es la única que tiene un valor apreciable frente a las demás. Las otras disociaciones corresponden a valores de constantes de ácidos extremadamente débiles, en comparación con el primero.



## CONCEPTOS BÁSICOS A RETENER

De esta Unidad didáctica 8 es imprescindible conocer los siguientes conceptos clave:

ácido  
base  
pH  
tampón



## PROBLEMAS RESUELTOS

Antes de nada, y después de analizar unos cuantos ejercicios y exámenes, lo que más os cuesta es entender que se está pidiendo y llegar a plantearlo. En este tipo de problemas es fundamentalmente la reacción de hidrólisis que tiene lugar. Recordemos que reacción que tiene lugar, normalmente es en disolución acuosa y será la reacción de hidrólisis con el agua.

Vamos a ver los casos posibles.

Si nos dan un ácido fuerte, como ya se comentó, el grado de disociación es 1 y por tanto la cantidad de protones aportada será la concentración inicial del ácido para ácidos monoproticos. (Siempre que sea mayor a  $10^7$  como es lógico).

Si nos dan una base fuerte, es similar al caso anterior, pero se aportan  $\text{OH}^-$ , (o se consumen  $\text{H}^+$  que es lo mismo). Normalmente son hidróxidos del grupo I y II

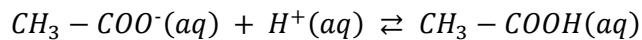
Además, podemos tener en cuenta los siguientes aspectos

- Si no nos indican la constante de acidez (o basicidad), lo más probable es que se trate de un ácido (o una base) fuerte.
- En el caso de un ácido fuerte, la cantidad de moles de  $\text{H}^+$  en disolución será la misma que del ácido para monoproticos, y el doble para diproticos.
- La cantidad de moles de  $\text{OH}^-$  en disolución será la misma que de la base para bases que tiene un OH en su fórmula ( $\text{LiOH}$  ,  $\text{NaOH}$  ,  $\text{KOH}$  ), y el doble para las que tienen dos (  $\text{Ca(OH)}_2$  ,  $\text{Sr(OH)}_2$  ,  $\text{Ba(OH)}_2$  )

Si nos dan un ácido o una base débil, ahora tenemos que el grado de disociación no es 1, y debemos saber la constante de acidez o basicidad de ácido o la base respectivamente. Planteamos la reacción con el agua, y tendremos que obtener  $\text{H}^+$  (o  $\text{H}_3\text{O}^+$ ) en caso de ser un ácido, y  $\text{OH}^-$  en el caso de ser una base.

Una vez y tenemos la ecuación ponemos las concentraciones iniciales que conocemos y planteamos las condiciones finales. A continuación, planteamos la constante de equilibrio con las concentraciones finales y despejamos lo que nos interese.

Cuando nos dan una sal, lo primero que debemos pensar es que lo más probable es que se disuelva completamente, o incluso puede que nos den la concentración lo que indicaría que está disuelta, (en caso contrario sería un problema de solubilidad y nos tendríamos que ir al tema anterior). Una vez que sabemos que esta disuelta, a continuación, debemos plantear, como siempre, la reacción con el disolvente (agua). Imaginemos que nos dicen que tenemos una disolución de acetato sódico, como vemos es una sal, y estará disuelto el ion sodio, ( $\text{Na}^+$ ) y el ion acetato ( $\text{CH}_3\text{COO}^-$ ). Es ahora cuando la muchos no saben plantear la reacción que tiene lugar. La reacción con el disolvente la podemos plantear de varias formas según nos interese, por ejemplo



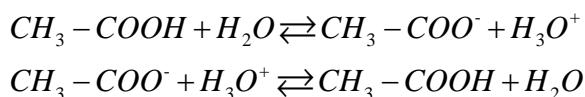
Por ejemplo, si nos interesa saber o nos dan la concentración de protones ( $\text{H}^+$ )

También la podríamos plantear como la siguiente reacción que es la misma, lo único que hemos hecho es sumar un  $\text{OH}^-$  a ambos lados de la reacción



En caso de que tengamos un tampón, es decir una sal y su ácido o base complementaria, tendremos que poner ambos en la reacción, es decir como interaccionan el ácido con su base conjugada (o la base con su ácido conjugado), pero es similar al caso anterior, pero en vez de tener concentración inicial cero del ácido o la base ahora es distinta de cero

Por ejemplo, ácido acético y acetato sería cualquiera de estas, ya que ambas son la misma



Veamos ahora algunos problemas resueltos

**Problema 1.** Calcular cual es la concentración de protones el pH de una disolución 0,005M de sosa

Solución

Al tratarse de una base fuerte con un sólo ion  $\text{OH}^-$  se ioniza totalmente. Por tanto, la sosa estará como



Además, tenemos la reacción de hidrólisis del agua

$\text{H}_2\text{O}$	$\rightleftharpoons$	$\text{H}^+$	$+ \text{OH}^-$
concentración inicial	---	---	0,005
concentraciones en el equilibrio	$x$	$x$	$x + 0,005$

Podríamos resolver la ecuación de segundo grado que resultaría de hacer

$$K_w = [\text{H}^+][\text{OH}^-] = (x)(x + 0,005) = 10^{-14}$$

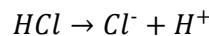
Pero no haría falta sabiendo que  $x$  va a ser despreciable frente a 0,005. Es decir, la cantidad de  $\text{OH}^-$  que provienen de la hidrólisis del agua van a ser muy pequeños en comparación con los que se aportan, por tanto, bastaría con resolver de la forma

$$K_w = [\text{H}^+][\text{OH}^-] = (x)(0,005) = 10^{-14} \Rightarrow x = \frac{10^{-14}}{0,005} = 2 \cdot 10^{-12}$$

**Problema 2.** Calcular el pH y la concentración de iones  $\text{OH}^-$  de una disolución de HCl 0,02 M.

Solución

al tratarse de un ácido fuerte con un sólo hidrógeno que forma protones se ioniza totalmente. Por tanto



$[\text{H}^+] = 0,02$ , despreciando los protones provenientes del agua, como hemos visto en el problema anterior con los  $\text{OH}^-$

Y el pH será

$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+] = -\log 0,02 = 1,69$$

La concentración de  $\text{OH}^-$  vendrá dada por la expresión

$$K_w = [H^+][OH^-] = 0,02 \cdot [OH^-] = 10^{-14} \Rightarrow [OH^-] = 5 \cdot 10^{-13}$$

**Problema 3.** Calcular las concentraciones de cada una de las especies disueltas en una disolución 0,4M de  $\text{NH}_3$ . Dato  $K_b(\text{NH}_3) = 1,8 \cdot 10^{-5}$

Solución

Al tratarse de una base débil no se ioniza totalmente. Antes de empezar tenemos 0,4 M de  $\text{NH}_3$ . Por tanto, las concentraciones al inicio y en el equilibrio serán

$\text{NH}_3 + H_2O \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$			
concentración inicial	0,4	0	0
concentración en equilibrio	$0,4 - x$	$x$	$x$

La constante de equilibrio vemos que coincide con la constante de basicidad, y será

$$K_b = 1,8 \cdot 10^{-5} = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]} = \frac{x^2}{0,4 - x}$$

$$\text{despejando } x = 0,0027 \text{ M} = [\text{NH}_4^+] = [\text{OH}^-]$$

$$\text{Por tanto, } [\text{NH}_3] = 0,4 - 0,0027 = 0,397 \text{ M}$$

**Problema 4.** Calcular el pH y el porcentaje de ionización de una disolución  $10^{-3}$  M de ácido acético (contenido en el vinagre) Dato  $K_a = 1,76 \cdot 10^{-5}$

Solución

Primero lo vamos a hacer de la forma tradicional calculando el grado de disociación. Para ello ponemos la reacción y las concentraciones iniciales y en equilibrio, en función del grado de disociación.



concentración inicial	$10^{-3}$	---
-----------------------	-----------	-----

concentraciones en el equilibrio  $10^{-3} (1-\alpha)$  ---  $10^{-3} \alpha$   $10^{-3} \alpha$

La constante de equilibrio vendrá dada por

$$K_a = \frac{[H_3O^+][CH_3-COO^-]}{[CH_3-COOH]} = \frac{(10^{-3} \alpha)^2}{10^{-3}(1-\alpha)} = \frac{10^{-6} \alpha^2}{10^{-3}(1-\alpha)} = \frac{10^{-3} \alpha^2}{(1-\alpha)}$$

$$1,76 \cdot 10^{-5} = \frac{10^{-3} \alpha^2}{(1-\alpha)}$$

$$1,76 \cdot 10^{-2} = \frac{\alpha^2}{(1-\alpha)}$$

$$\alpha = 0,1241 = 12,41\%$$

El grado de disociación del ácido acético es un 12,41%. Calculamos ahora el pH, para ello tenemos que calcular la concentración de  $H_3O^+$

$$[H_3O^+] = c_a \cdot \alpha = 10^{-3} \cdot 0,1241 = 1,24 \cdot 10^{-4}$$

$$pH = -\log 1,24 \cdot 10^{-4} = 3,91$$

Si ahora lo calculáramos con la expresión obtenida anteriormente  $pH = \frac{1}{2} pK_a - \frac{1}{2} \log c_a$

$$\text{obtenemos } pH = \frac{1}{2}(-\log 1,76 \cdot 10^{-5}) - \frac{1}{2} \log 10^{-3} = 3,88$$

que es ligeramente diferente al valor anterior por la aproximación de despreciar la concentración de protones frente a  $c_a$ . Ahora, tendríamos que calcular la concentración de protones a partir del pH. Y posteriormente calcular  $\alpha$ .

$$[H^+] = 10^{-3,88} = 1,32 \cdot 10^{-4}$$

$$[H^+] = c_a \cdot \alpha$$

$$\alpha = \frac{[H^+]}{c_a} = \frac{1,32 \cdot 10^{-4}}{10^{-3}} = 13,18\%$$

**Problema 5.** Cuales son el pH y el tanto por ciento de disociación en una disolución 0,1M de ácido acético. Dato  $K_a=1,76 \cdot 10^{-5}$ .

Solución

Primero lo vamos a hacer de la forma tradicional calculando el grado de disociación. Para ello ponemos la reacción y las concentraciones iniciales y en equilibrio, en función del grado de disociación.



concentración inicial	0,1	---		
concentraciones en el equilibrio	0,1 (1- $\alpha$ )	---	0,1 $\alpha$	0,1 $\alpha$

La constante de equilibrio vendrá dada por

$$K_a = 1,76 \cdot 10^{-5} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{CH}_3\text{-COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{-COOH}]} = \frac{(0,1\alpha)^2}{0,1(1-\alpha)} = \frac{0,1\alpha^2}{(1-\alpha)}$$

$$\alpha = 0,013 = 1,3\%$$

El grado de disociación del ácido acético es un 1,3%. Calculamos ahora el pH, para ello tenemos que calcular la concentración de  $\text{H}_3\text{O}^+$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = c_a \cdot \alpha = 0,1 \cdot 0,013 = 0,0013$$

$$pH = -\lg [\text{H}^+] = 2,88$$

**Problema 6.** Se han añadido 0,1 moles de  $\text{NH}_3$  a un litro de disolución de hidróxido de sodio 0,2 M ¿Cuál es la concentración de iones amonio si el volumen de disolución permanece constante?

Dato  $K_b(\text{NH}_3) = 1,8 \cdot 10^{-5}$

Solución

Las reacciones que tienen lugar son la disociación y del amoniaco

La disociación del hidróxido sódico, que es una base fuerte y estará completamente disociada.



moles (o concentración)	0,1	0,1	0,2
-------------------------	-----	-----	-----

La disociación del amoniaco, base débil, equilibrio que además estará desplazado hacia la izquierda por efecto de la adición de  $\text{OH}^-$  provenientes de la sosa.



moles iniciales (o concentración)	0,1	-	0,2
-----------------------------------	-----	---	-----

$$\text{concentración en equilibrio} \quad 0,1-x \quad x \quad 0,2+x$$

La constante de equilibrio vendrá dada por

$$K_b = 1,8 \cdot 10^{-5} = \frac{[NH_4^+] [OH^-]}{[NH_3]} = \frac{x(0,2+x)}{0,1-x}$$

Si suponemos que  $x$  es mucho menor que 0,1 podemos dejar la expresión

$$1,8 \cdot 10^{-5} = \frac{x(0,2)}{0,1}$$

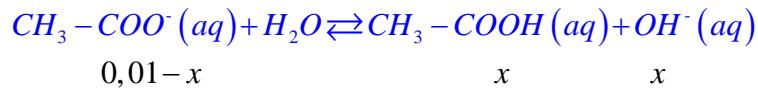
$$\text{Despejando } x = [NH_4^+] = 9 \cdot 10^{-6}$$

**Problema 7.** ¿Cuál es el pH de una disolución 0,01M de acetato sódico?

$$\text{Dato } K_a = 1,76 \cdot 10^{-5}$$

Solución

Como la concentración de sal es 0,01M, y  $x$  la concentración de sal que se hidroliza (y también es igual a la de  $OH^-$ ), entonces en el equilibrio las concentraciones que tenemos serán



y, como

$$K_b = \frac{K_w}{K_a} = \frac{10^{-14}}{1,8 \cdot 10^{-5}} = 5,55 \cdot 10^{-10}$$

$$5,55 \cdot 10^{-10} = \frac{x^2}{(0,01-x)}$$

Despejando

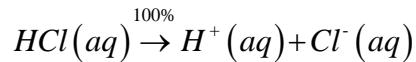
$$x = [OH^-] = 2,36 \cdot 10^{-6} M$$

$$pOH = -\log [OH^-] = 5,63 \Rightarrow pH = 14 - pOH = 8,37$$

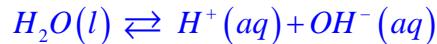
**Problema 8.** ¿Cuál es el pH de una disolución de HCl de concentración  $10^{-8} M$ .

## Solución

La disociación de la disolución de HCl, es la de un ácido fuerte. Por tanto, está completamente disociado. Aunque no sepamos que es un ácido fuerte, esto lo podemos sospechar ya que en el enunciado no nos dan información de la constante.



Además, está la hidrólisis del agua



$$\text{En el equilibrio, } K_w = 10^{-14} = [H^+][OH^-] = x \cdot (x + 10^{-8})$$

$$\text{Despejando } x = [OH^-] = 9,5 \cdot 10^{-8}$$

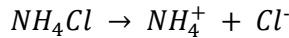
$$\text{Y ahora } [H^+] = [OH^-] + 10^{-8} = 1,05 \cdot 10^{-7} \Rightarrow pH = 6,98$$

**Problema 9.** Calcular el pH y el porcentaje de hidrólisis que ocurre en una disolución de NH<sub>4</sub>Cl 0,2 M.

Dato K<sub>b</sub> (NH<sub>3</sub>) = 1,8 · 10<sup>-5</sup>

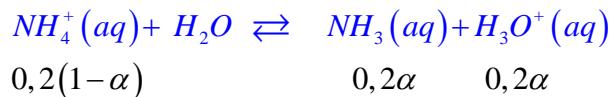
## Solución.

La sal se disocia en



$$\text{Por tanto la concentración de } [NH_4^+] = [Cl^-] = 0,2M$$

La hidrólisis vendrá dada por la reacción siguiente con las concentraciones en el equilibrio



La constante de hidrólisis será

$$K_h = \frac{K_w}{K_b} = \frac{[NH_3][H_3O^+]}{[NH_4^+]}$$

sustituyendo

$$K_h = \frac{10^{-14}}{1,8 \cdot 10^{-5}} = \frac{(0,2\alpha)^2}{0,2(1-\alpha)}$$

$$5,55 \cdot 10^{-10} = \frac{0,2\alpha^2}{(1-\alpha)}$$

Como  $5,55 \cdot 10^{-10}$  es un número muy pequeño, el otro lado de igual también lo será y por tanto  $\alpha$  tiene que ser muy pequeño, con lo cual lo podemos despreciar frente a 1, con lo cual quedaría

$$5,55 \cdot 10^{-10} = \frac{0,2\alpha^2}{1} \Rightarrow \alpha^2 = \frac{5,55 \cdot 10^{-10}}{0,2} \Rightarrow \alpha = \sqrt{\frac{5,55 \cdot 10^{-10}}{0,2}}$$

$$\alpha = 5,27 \cdot 10^{-5}$$

El grado de disociación en porcentaje es de  $5,27 \cdot 10^{-3}\%$ . Calculamos ahora el pH, para ello tenemos que calcular la concentración de  $H_3O^+$

$$[H_3O^+] = 0,2 \cdot \alpha = 0,2 \cdot 5,27 \cdot 10^{-5} = 1,054 \cdot 10^{-5}$$

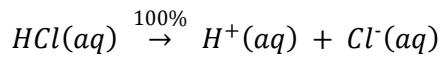
$$pH = -\log[H_3O^+] = 4,97$$

**Problema 10.** Calcular la concentración de todas las especies presentes en una solución hecha por disolución de 0,1 moles de HCl y 0,5 moles de acetato sódico hasta un litro.

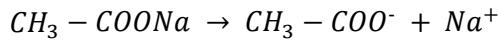
Dato  $K_a = 1,76 \cdot 10^{-5}$ .

Solución

En este caso, al ser un ácido fuerte estará totalmente disociado según la reacción



El acetato sódico también estará totalmente disociado según



Por tanto, las concentraciones iniciales son las siguientes

$$\begin{aligned}[Cl^-] &= 0,1M \\ [H^+] &= 0,1M \\ [Na^+] &= 0,5M \\ [CH_3COO^-] &= 0,5M\end{aligned}$$



concentración inicial	0,5	0,1
concentraciones en el equilibrio	0,5-x	0,1-x

Como dato me dan la constante del ácido y no la de la base, pero como sabemos podemos obtener la constante de la base conjugada, que será

$$K_b = \frac{K_w}{K_a} = \frac{[\text{CH}_3\text{-COOH}]}{[\text{CH}_3\text{-COO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}$$

$$5,5 \cdot 10^{-10} = \frac{[\text{CH}_3\text{-COOH}]}{(0,5)(0,1)}$$

$$[\text{CH}_3\text{-COOH}] = 2,77 \cdot 10^{-11}$$

La concentración de protones será

$$[\text{H}^+] = 0,1 - 2,77 \cdot 10^{-11} \approx 0,1$$

**Problema 11.** Calcular la variación de pH después de añadir 0,28g de hidróxido de potasio a:

- a) un litro de agua
- b) una disolución 0,1 M de acético y 0,1 M de acetato potásico

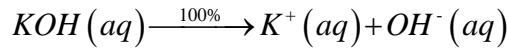
Dato:  $K_a = 1,76 \cdot 10^{-5}$  (del ácido acético)

### Solución

Lo primero es calcular los moles de hidróxido de potasio

$$n = \frac{\text{peso}}{\text{PM}} = \frac{0,28}{56} = 5 \cdot 10^{-3} \text{ moles}$$

- a) El hidróxido de potasio es una base fuerte por tanto estará totalmente disociada



Por tanto, la concentración de  $\text{OH}^-$  será la misma que la de hidróxido de potasio,  $5 \cdot 10^{-3}$ , y la concentración de protones la obtenemos de la constante de hidrólisis de agua

$$[\text{H}^+] = \frac{10^{-14}}{5 \cdot 10^{-3}} = 2 \cdot 10^{-12}$$

Y el pH será

$$pH = -\lg[H_3O^+] = 11,69$$

Y la variación es  $\Delta pH = 11,69 - 7 = 4,69$

b) En este caso tenemos el tampón tenemos



concentración inicial	0,1	0,1	x
-----------------------	-----	-----	---

La constante es

$$K_a = \frac{[CH_3-COO^-][H_3O^+]}{[CH_3-COOH]} \Rightarrow [H_3O^+] = K_a \frac{[CH_3-COOH]}{[CH_3-COO^-]} = 1,76 \cdot 10^{-5}$$

Por tanto el pH antes de añadir la sosa es  $pH = -\lg[H_3O^+] = 4,74$

Si se añade ahora los  $5 \cdot 10^{-3}$  moles de sosa, los  $\text{OH}^-$  reaccionan con  $5 \cdot 10^{-3}$  moles de  $\text{H}_3\text{O}^+$  para formar agua, y al consumirse el  $\text{H}_3\text{O}^+$  provoca que la reacción se desplace hacia la derecha, aumentando la cantidad de ion acetato, y disminuyendo la de ácido acético.



concentración inicial	0,1	0,1	
concentración final	0,1-0,005 = 0,095	0,1-0,005 = 0,105	

Los valores de concentración finales se obtienen

$$\begin{aligned} [CH_3-COOH] &= 0,1 - 5 \cdot 10^{-3} = 0,095 \text{ M} \\ [CH_3-COO^-] &= 0,1 + 5 \cdot 10^{-3} = 0,105 \text{ M} \end{aligned}$$

El pH será

$$pH = pK_a - \log \frac{[\text{ácido}]}{[\text{sal}]} = 4,74 - \log \frac{0,095}{0,105} = 4,78$$

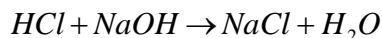
La variación del pH en este caso es  $\Delta pH = 4,80 - 4,76 = 0,04$

**Problema 12.** Calcular el pH que resulta después de añadir 100 mL de NaOH de concentración 1 N a 50 mL de una disolución de HCl de concentración 0,5 N.

Solución

El número de equivalentes de la sosa es  $n^{\circ} \text{ eq} = V \cdot N = 0,1 \cdot 1 = 0,1$

Al adicionar NaOH se gastan partes de los equivalentes en la neutralización para la formación de la sal según la reacción



El número de equivalentes que se gastan, son los que hay en el ácido, que son

$$n^{\circ} \text{ eq} = V \cdot N = 0,05 \cdot 0,5 = 0,025$$

Por lo tanto los equivalentes que quedan de la sosa serán  $0,1 - 0,025 = 0,075$

La concentración (normalidad), la calculamos teniendo en cuenta que el volumen final son 150 mL.

$$N = \frac{n^{\circ} \text{ eq}}{V} = \frac{0,025}{0,150} = 0,167$$

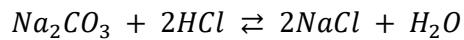
Por tanto el será  $pOH = -\lg 0,167 = 0,78$

y el  $pH = 14 - 0,78 = 13,22$

**Problema 13.** En una investigación se pretende determinar el porcentaje de carbonato sódico en unas cenizas. Para ello se procede a valorar con HCl de normalidad 0,107, y se consumieron 13,72 mL del ácido para 0,235 g de cenizas. ¿Cuál es el porcentaje de carbonato sódico en esas cenizas? Considérese el resto de impurezas inertes a la valoración ácido base.

Solución

La reacción de neutralización que tiene lugar es la siguiente



Calculamos el número de equivalentes de HCl que es igual al número de moles, en el caso de este ácido.

$$n \text{ eq} = V \cdot N = 13,72 \cdot 10^{-3} \cdot 0,107 = 1,468 \cdot 10^{-3} \text{ equivalentes} = 1,468 \cdot 10^{-3} \text{ moles}$$

Calculamos ahora el número de moles  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  que según la reacción de neutralización serán la mitad de los de  $\text{HCl}$ , por tanto

$$\text{moles de } \text{Na}_2\text{CO}_3 = \frac{1}{2} \text{ moles de } \text{HCl} = \frac{1}{2} 1,46810^{-3} = 7,3410^{-4} \text{ moles}$$

Una vez tenemos los moles lo pasamos a masa y calculamos su porcentaje

$$n^{\text{o}} \text{moles} = \frac{\text{peso}}{PM} \Rightarrow \text{peso} = n^{\text{o}} \text{moles}.PM = 0,077798g$$

Ahora con una sencilla regla de tres obtenemos el porcentaje

$$\begin{array}{ll} 0,253 \text{ g de ceniza} & 0,077798 \text{ g de } \text{Na}_2\text{CO}_3 \\ 100 \text{ g de ceniza} & x \text{ g de } \text{Na}_2\text{CO}_3 \end{array}$$

$$x = \frac{0,077798 \cdot 100}{0,253} = 30,75\%$$



## PROBLEMAS PROPUESTOS

**Problema 1.** ¿Existen pH negativos? Y pH mayores de 14?

Para responder a esta pregunta lo mejor es calcular el pH de una disolución 2 molar de HCl y otra 2 molar de NaOH

**Problema 2.** Se necesita una disolución de pH 8 y para prepararla se decide diluir una disolución de HCl hasta que la concentración de protones sea  $10^{-8}$ . ¿Funcionará este procedimiento?

**Problema 3.** Para conseguir la disolución del problema anterior ¿se podría conseguir diluyendo una disolución de soda? ¿De qué concentración habría que partir?

**Problema 4.** Calcular el pH y el pOH de: a) una disolución 0,15 M de HCl, y b) una disolución 0,2 M de NaOH.

*Solución*

- a) pH=0,82      pOH=13,18  
b) pH=13,3      pOH=0,7

**Problema 5.** Una disolución tiene un pH = 8,82. Calcular:

- a) La concentración de iones hidrógeno.  
b) La concentración de iones hidróxido.  
c) El pOH.

*Solución*

- a)  $1,5 \cdot 10^{-9}$  M  
b)  $6,6 \cdot 10^{-6}$  M  
c) 5,18

**Problema 6.** Se prepara una disolución disolviendo 0,3 g de Ca(OH)<sub>2</sub>, que es un electrólito fuerte, en agua hasta completar un litro de disolución. ¿Calcular el pH?

*Solución*

$$\text{pH}=11,91$$

**Problema 7.** ¿Qué concentración debe tener una disolución de amoniaco para que su pH sea 10,35?

Dato K<sub>b</sub> = 1,8 10<sup>-5</sup> para el amoniaco.

*Solución*

$$2,78 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

**Problema 8.** Se tiene una disolución de ácido cianhídrico 0,020 M. Calcular:

- La concentración de ion cianuro.
- El porcentaje de ácido ionizado y no ionizado.

Dato K<sub>a</sub> = 4 10<sup>-10</sup>.

*Solución*

a) 2,8 10<sup>-6</sup> M

b) ionizado 0,014% no ionizado 99,98%

**Problema 9.** Calcular la concentración de ion amonio que hay en una disolución de un litro 0,2 M de NaOH, a la que se ha añadido 0,1 moles de NH<sub>3</sub>. Se supone que el volumen de la disolución permanece constante.

Dato K<sub>b</sub> = 1,8 10<sup>-5</sup> para el amoniaco.

*Solución*

$$9 \cdot 10^{-6} \text{ M}$$

**Problema 10.** Para una disolución de acetato de sodio 0,02 N. Calcular

- El pH.
- El grado de hidrólisis

Dato La constante de ionización del ácido acético es  $K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$ .

*Solución*

- $pH = 8,5$
- $1,7 \cdot 10^{-4}$

**Problema 11.** Calcular el pH de una disolución que se ha preparado disolviendo 2 gramos de hidrógeno(trioxidocarbonato) de sodio (comúnmente llamado bicarbonato sódico) con agua hasta completar un matraz de 200 mililitros.

Las constantes de la primera y segunda ionización del  $H_2CO_3$  son  $K_1 = 4,3 \cdot 10^{-7}$  y  $K_2 = 5,6 \cdot 10^{-11}$ .

*Ayuda para la solución*

Para el ácido carbónico, la segunda disociación,  $HCO_3^- (aq) \rightleftharpoons H^+ (aq) + CO_3^{2-} (aq)$ , tiene un valor de  $K_2$  sumamente pequeño ( $5,6 \cdot 10^{-11}$ ), lo que significa que el ion  $HCO_3^-$  es un ácido extremadamente débil, y el equilibrio anterior, a efectos prácticos, está casi totalmente desplazado a la izquierda. Por este motivo, este equilibrio no hay que tenerlo en cuenta frente al proceso de hidrólisis del  $H_2CO_3$ .

*Solución:*

$$pH = 9,72$$

**Problema 12.** Para valorar una muestra de  $25 \text{ cm}^3$  de ácido sulfúrico se han utilizado  $42 \text{ cm}^3$  de NaOH 0,28 N.

- Calcular la normalidad de ácido.
- ¿Cuántos gramos de ácido hay en los  $25 \text{ cm}^3$  de la muestra? (Cuidado con la “valencia” del ácido sulfúrico)

*Solución*

- a) 0,47 equivalentes / L
- b) 0,575 g de  $\text{H}_2\text{SO}_4$

**Problema 13.** Se tienen dos recipientes en el laboratorio, uno contiene 15 mL de disolución acuosa de HCl de concentración 0,05 M y el otro 15 mL de disolución acuosa 0,05 M de  $\text{CH}_3\text{COOH}$ .

Datos:  $K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$

Calcúlese

- a) El pH de cada una de las disoluciones
- b) La cantidad de agua que se debe agregar a la disolución más ácida para que se igualen sus pH.  
Suponer volúmenes aditivos.

*Solución*

- a) disolución de HCl pH=1,3  
disolución de ácido acético pH=3
- b)  $V = 0,783 \text{ L}$

**Problema 14.** Disponemos de una disolución 0,11 M de fluoruro de hidrógeno (ácido fluorídrico). Una vez preparada, se mide el pH de la disolución obteniendo un valor de 2,08.

- a) Calcular la constante de este ácido a esta temperatura,
- b) el porcentaje del ácido que está disociado en esta solución.

*Solución*

- a)  $K_a = 6,81 \cdot 10^{-4}$
- b)  $\alpha = 7,6 \%$



## REFERENCIAS BIBLIOGRÁFICAS

### Básica

AMERICAN CHEMICAL SOCIETY. (2005) *Química, un proyecto de la A.C.S.* Barcelona, Reverte,  
PETRUCCI, R. H. (2013) *Química General.* México, Pearson Education,