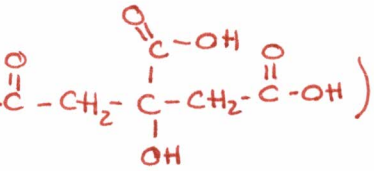
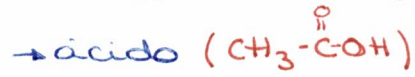
Solución ejercicios Unidad 5. Ácidos y bases

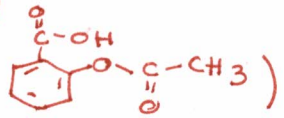
①

a) Zumo de limón → ácido 

b) Vinagre → ácido 

c) Lejía → base ($NaClO$)

d) Jabón → base ($NaOH$)

e) Aspirina → ácido 

f) Amoniaco → base (NH_3)

②

a) Ácido sulfúrico: $H_2SO_4 \rightarrow 2H^+ + SO_4^{-2}$

b) Ácido acético: $CH_3COOH \rightarrow H^+ + CH_3COO^-$

c) Hidróxido de sodio: $NaOH \rightarrow Na^+ + OH^-$

d) Hidróxido de calcio: $Ca(OH)_2 \rightarrow Ca^{+2} + 2\,OH^-$

e) Hidróxido de aluminio: $Al(OH)_3 \rightarrow Al^{+3} + 3\,OH^-$

f) Ácido carbónico: $H_2CO_3 \rightarrow 2H^+ + CO_3^{-2}$

g) Ácido propanoico: $CH_3CH_2COOH \rightarrow H^+ + CH_3CH_2COO^-$

③ Según la teoría de Brönsted-Lowry el ácido es aquella sustancia que puede donar iones H^+ al medio y la base es aquella sustancia que puede aceptar iones H^+ del medio.

a) CO_3^{-2} → base

$$\underset{\text{base (1)}}{CO_3^{-2}} + \underset{\text{Ácido}}{2\,H_3O^+} \longrightarrow \underset{\text{Ácido (1)}}{H_2CO_3} + \underset{\text{base}}{2\,H_2O}$$

Base (1) → ácido conjugado

b) NH_3 → base

$$\underset{\text{base}}{NH_3} + H_3O^+ \longrightarrow \underset{\text{ácido}}{NH_4^+} + H_2O$$

c) H_3O^+ → ácido

$$\underset{\text{ácido}}{H_3O^+} + NH_3 \longrightarrow \underset{\text{base}}{H_2O} + NH_4^+$$

④

Datos

$[H_3O^+] = 10^{-6}\ M$

$pH = ?$

$pH = -\log [H_3O^+]$

$pH = -\log 10^{-6}$

$\boxed{pH = 6}$

⑤

Datos

$pOH = 3'42$

$[H_3O^+] = ?$

Formas de resolverlo

- $pOH = -\log [OH^-] \rightarrow [OH^-]$; $Kw = [H_3O^+][OH^-] \rightarrow [H_3O^+]$
- $pOH + pH = 14 \rightarrow pH$; $pH = -\log [H_3O^+] \rightarrow [H_3O^+]$

Forma 1

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

$[OH^-] = 10^{-3'42} = 3'8 \cdot 10^{-4}\ M$

$Kw = [OH^-][H_3O^+]$

$[H_3O^+] = \frac{Kw}{[OH^-]} = \frac{10^{-14}}{3'8 \cdot 10^{-4}} \rightarrow \boxed{[H_3O^+] = 2'63 \cdot 10^{-11}\ M}$

Forma 2

$pOH + pH = 14$

$pH = 14 - pOH = 14 - 3'42 \rightarrow pH = 10'58$

$pH = -\log [H_3O^+]$

$[H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-10'58} \rightarrow \boxed{[H_3O^+] = 2'63 \cdot 10^{-11}\ M}$

⑥

Datos

$K_a = 1'8 \cdot 10^{-5}$

$[CH_3COOH] = 0'2\ M$

$pH = ?$

	$CH_3COOH + H_2O \rightleftharpoons$	CH_3COO^-	$+ H_3O^+$
$[\ ]_0$	$0'2$	$-$	$-$
$[\ ]_r$	$-x$	x	x
$[\ ]_{eq}$	$0'2 - x$	x	x

$$K_a = \frac{[CH_3COO^-][H_3O^+]}{[CH_3COOH]}$$

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

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

$$3'6 \cdot 10^{-6} - 1'8 \cdot 10^{-5} x = x^2$$

$$x^2 + 1'8 \cdot 10^{-5} x - 3'6 \cdot 10^{-6} = 0$$

$$x = \frac{-1'8 \cdot 10^{-5} \pm \sqrt{(1'8 \cdot 10^{-5})^2 - 4 \cdot 1 \cdot (-3'6 \cdot 10^{-6})}}{2 \cdot 1}$$

$$x = \frac{-1'8 \cdot 10^{-5} \pm \sqrt{1'44 \cdot 10^{-5}}}{2}$$

$$x_1 = \frac{-1'8 \cdot 10^{-5} + 3'79 \cdot 10^{-3}}{2} = \underline{\underline{1'8 \cdot 10^{-3}}}$$

$$x_2 = \frac{-1'8 \cdot 10^{-5} - 3'79 \cdot 10^{-3}}{2} = -1'9 \cdot 10^{-3}$$

$$[H_3O^+] = x = 1'8 \cdot 10^{-3} M$$

$$pH = -\log [H_3O^+] = -\log 1'8 \cdot 10^{-3} \rightarrow \boxed{pH = 2'74}$$

(7)

Datos

$pH = ?$

$m_{CHOOH} = 1\ g$

$V = 250 cm^3 = 250 mL = 0'25 L$

$Mm_{CHOOH} = 12 + 2 \cdot 1 + 2 \cdot 16 = 46\ g/mol$

$Ka = 1'78 \cdot 10^{-4}$

$$1\ g\ CHOOH \cdot \frac{1\ mol}{46\ g} = 2'17 \cdot 10^{-2}\ mol\ HCOOH$$

$$[HCOOH] = \frac{mol}{V(L)} = \frac{2'17 \cdot 10^{-2}}{0'25} \rightarrow [HCOOH] = 8'69 \cdot 10^{-2} M$$

$$HCOOH + H_2O \rightleftharpoons HCOO^- + H_3O^+$$

$[\ ]_o$	$8'69 \cdot 10^{-2}$	—	—
$[\ ]_r$	$-x$	x	x
$[\ ]_e$	$8'69 \cdot 10^{-2} - x$	x	x

$$Ka = \frac{[HCOO^-][H_3O^+]}{[HCOOH]}$$

$$1'78 \cdot 10^{-4} = \frac{x \cdot x}{8'69 \cdot 10^{-2} - x}$$

$$1'78 \cdot 10^{-4} (8'69 \cdot 10^{-2} - x) = x^2$$

$$1'55 \cdot 10^{-5} - 1'78 \cdot 10^{-4} x = x^2$$

$$-x^2 - 1'78 \cdot 10^{-4} x + 1'55 \cdot 10^{-5} = 0$$

$$x = \frac{1'78 \cdot 10^{-4} \pm \sqrt{(-1'78 \cdot 10^{-4})^2 - 4 \cdot (-1)(1'55 \cdot 10^{-5})}}{2(-1)}$$

$$x = \frac{1'78 \cdot 10^{-4} \pm \sqrt{62 \cdot 10^{-5}}}{-2}$$

$$x_1 = \frac{1'78 \cdot 10^{-4} + 7'88 \cdot 10^{-3}}{-2} = -4'03 \cdot 10^{-3}$$

$$x_2 = \frac{1'78 \cdot 10^{-4} - 7'88 \cdot 10^{-3}}{-2} = \underline{\underline{3'85 \cdot 10^{-3}}}$$

$x = 3'85 \cdot 10^{-3}$

$[H_3O^+] = 3'85 \cdot 10^{-3} M$

$pH = -\log [H_3O^+] = -\log 3'85 \cdot 10^{-3} \rightarrow \boxed{pH = 2'41}$

(8)

Datos

$pH = 3$

$[HA] = 0'1 M$

↳ dice monoprótico → 1 protón H^+

$Ka = ?$

$[H_3O^+] = ?$

	$HA + H_2O \rightleftharpoons$	A^-	$+ H_3O^+$
$[]_0$	$0'1$	$-$	$-$
$[]_r$	$-x$	x	x
$[]_e$	$0'1-x$	x	x

$pH = -\log [H_3O^+]$

$[H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-3} \rightarrow \boxed{[H_3O^+] = 0'001 M}$

$[H_3O^+] = x \rightarrow x = 0'001$

$[A^-] = x = 0'001 M$

$[HA] = 0'1 - 0'001 = 0'099 M$

$$Ka = \frac{[A^-][H_3O^+]}{[HA]} = \frac{0'001 \cdot 0'001}{0'099} \rightarrow \boxed{Ka = 1'01 \cdot 10^{-5}}$$

(9)

a) pH > 7 → medio básico

$NaCl \longrightarrow Na^+ + Cl^-$

$NaOH \longrightarrow Na^+ + OH^-$

En el medio hay más $[OH^-]$ que de $[H_3O^+]$. VERDADERO

b) pH ácido → $[H_3O^+]$ en el medio

$CO_2 + H_2O \longrightarrow H_2CO_3$

$H_2CO_3 + H_2O \rightleftharpoons 2\,H_3O^+ + CO_3^{-2}$

VERDADERO. Se cumple que $[H_3O^+] > [OH^-]$

c)

$V_{HCl} = 100\,mL = 0'1\,L$
$M_{HCl} = 0'5\,M$
$\Big\}\ M = \frac{n}{V} \rightarrow n = M\,V = 0'5 \cdot 0'1 = 0'05$ mol HCl

HCl ácido fuerte → se disocia completamente

$HCl + H_2O \longrightarrow Cl^- + H_3O^+$

[ ] 0'05 → 0'05 0'05

$V_{KOH} = 200\,mL = 0'2\,L$
$M_{KOH} = 0'25\,M$
$\Big\}\ n = m\,V = 0'25 \cdot 0'2 = 0'05$ mol KOH

KOH base fuerte → se disocia completamente

$KOH + H_2O \longrightarrow K^+ + OH^-$

[ ] 0'05 → 0'05 0'05

VERDADERO. Ya $[H_3O^+] = [OH^-]$ por lo tanto la disolución tiene pH neutro pH = 7.

(10)

a) $NH_4NO_3 \longrightarrow NH_4^+ + NO_3^-$

b) NO_3^-: base débil

$HNO_3 + H_2O \longrightarrow H_3O^+ + NO_3^-$

ácido fuerte — base conjugada débil

c) NH_4^+: ácido (relativamente fuerte)

$NH_3 + H_2O \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-$

base débil — ácido fuerte

d) Hidrólisis del ión amonio: $NH_4^+ + H_2O \rightleftharpoons NH_3 + H_3O^+$

e) $NH_4NO_3 \xrightarrow{ac} NH_4^+ + NO_3^-$

$NH_4^+ + H_2O \rightleftharpoons NH_3 + H_3O^+$

En el medio se produce H_3O^+, por lo tanto $[H_3O^+] > [OH^-]$, el pH de la disolución será ácido.

(11)

Añadir 0'1 M NaOH

Disolución reguladora NH_3 y NH_4Cl

$NH_3 + H_2O \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-$

$NH_4Cl \longrightarrow NH_4^+ + Cl^-$

$NaOH \longrightarrow Na^+ + OH^-$

Al añadir NaOH, se producen iones hidróxidos (OH^-) que por efecto ión común con la disolución reguladora, desplazan el equilibrio hacia la formación de NH_3 hacia la izquierda. (Le Chatelier). El pH aumenta al añadir NaOH, pero en menor proporción que si no existiera la disolución reguladora.

(12)

Datos

$V_{HCl} = ?$

$M_{HCl} = 1M$

NEUTRALIZAR

$V_{Ca(OH)_2} = 20mL$

$M_{Ca(OH)_2} = 0'5M$

$HCl \xrightarrow{Ac} H_3O^+ + Cl^-$

$Ca(OH)_2 \xrightarrow{Ac} Ca^+ + 2OH^-$

Reacción neutralización

$2HCl + Ca(OH)_2 \longrightarrow CaCl_2 + 2H_2O$

$M_a V_a n^- eq = M_b V_b n^- eq$

$1 \cdot V_{HCl} \cdot 1 = 0'5 \cdot 20 \cdot 2$

$V_{HCl} = 0'5 \cdot 20 \cdot 2$

$\boxed{V_{HCl} = 20mL}$

- $n^- eq$ = el número de moles de H_3O^+ o OH^- que se produce en la disociación
- En la neutralización los moles H_3O^+ = moles OH^-

$M_a = \frac{n_a}{V_a} \rightarrow n_a = M_a V_a$

$M_b = \frac{n_b}{V_b} \rightarrow n_b = M_b V_b$

(13)

Datos

$M_{HCOOH} = 0'3M$

$\alpha = ?$

$ka = 1'8 \cdot 10^{-4}$

$HCOOH + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + HCOO^-$

$[]_0$	$0'3$		
$[]_r$	$-0'3\alpha$	$0'3\alpha$	$0'3\alpha$
$[]_{eq}$	$0'3-0'3\alpha$	$0'3\alpha$	$0'3\alpha$

$\alpha = \frac{x}{C_0}$

$x = C_0\alpha$

$ka = \frac{[H_3O^+][HCOO^-]}{[HCOOH]}$

$1'8 \cdot 10^{-4} = \frac{0'3\alpha \cdot 0'3\alpha}{0'3 - 0'3\alpha}$

$1'8 \cdot 10^{-4} = \frac{0'3^2 \cdot \alpha^2}{0'3(1-\alpha)}$

$1'8 \cdot 10^{-4}(1-\alpha) = 0'3\alpha^2$

$-0'3\alpha^2 - 1'8 \cdot 10^{-4}\alpha + 1'8 \cdot 10^{-4} = 0$

$\alpha = \frac{1'8 \cdot 10^{-4} \pm \sqrt{(-1'8 \cdot 10^{-4})^2 - 4 \cdot (-0'3) \cdot 1'8 \cdot 10^{-4}}}{2 \cdot (-0'3)}$

$\alpha = \frac{1'8 \cdot 10^{-4} \pm \sqrt{2'16 \cdot 10^{-4}}}{-0'6}$

$\alpha = \frac{1'8 \cdot 10^{-4} \pm 1'47 \cdot 10^{-2}}{-0'6}$

$\alpha_1 = \frac{1'8 \cdot 10^{-4} + 1'47 \cdot 10^{-2}}{-0'6} \rightarrow \alpha_1 = -2'48 \cdot 10^{-2}$

$\alpha_2 = \frac{1'8 \cdot 10^{-4} - 1'47 \cdot 10^{-2}}{-0'6} \rightarrow \boxed{\alpha_2 = 2'48 \cdot 10^{-2}}$

(14)

Datos

HA → ácido débil (hay equilibrio químico)

$[HA]_0 = 1 \cdot 10^{-2} M$

$\alpha = 1\% = 0'01$

$K_a = ?$

$$HA + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + A^-$$

$[\ ]_0$	$1 \cdot 10^{-2}$	–	–
$[\ ]_r$	$-1 \cdot 10^{-2} \cdot 0'01$	$1 \cdot 10^{-2} \cdot 0'01$	$1 \cdot 10^{-2} \cdot 0'01$
$[\ ]_e$	$1 \cdot 10^{-2} - 1 \cdot 10^{-2} \cdot 0'01$	$1 \cdot 10^{-2} \cdot 0'01$	$1 \cdot 10^{-2} \cdot 0'01$
	$= 9'9 \cdot 10^{-3}$	$= 1 \cdot 10^{-4}$	$= 1 \cdot 10^{-4}$

$$K_a = \frac{[H_3O^+][A^-]}{[HA]} = \frac{1 \cdot 10^{-4} \cdot 1 \cdot 10^{-4}}{9'9 \cdot 10^{-3}} \rightarrow \boxed{K_a = 1'01 \cdot 10^{-6}}$$

(15)

Datos

$\alpha = ?$

Ácido monoprótico (HA)

↳ formado con un protón

$[HA]_0 = 0'1 M$

$K_a = 1'4 \cdot 10^{-5}$

$$HA + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + A^-$$

$[\ ]_0$	$0'1$	–	–
$[\ ]_r$	$-0'1\alpha$	$0'1\alpha$	$0'1\alpha$
$[\ ]_e$	$0'1 - 0'1\alpha$	$0'1\alpha$	$0'1 \cdot \alpha$

$$K_a = \frac{[H_3O^+][A^-]}{[HA]} = \frac{(0'1\alpha)(0'1 \cdot \alpha)}{(0'1 - 0'1\alpha)}$$

Si C_0 es 1000 veces mayor que K_a se desprecia $X = C_0\alpha$

$$1'4 \cdot 10^{-5} = \frac{(0'1\alpha)^2}{0'1}$$

$$1'4 \cdot 10^{-5} \cdot 0'1 = 0'1^2 \alpha^2$$

$$\alpha^2 = \frac{1'4 \cdot 10^{-5} \cdot 0'1}{0'1^2}$$

$$\alpha^2 = 1'4 \cdot 10^{-4}$$

$$\alpha = \pm \sqrt{1'4 \cdot 10^{-4}} \begin{cases} \alpha_1 = 0'0118 \\ \alpha_2 = -0'0118 \end{cases}$$

$$\boxed{\alpha_1 = 1'18\%}$$

(16)

Datos

pH = ?

$[NH_3] = 0'05\ M$

$\alpha = 0'02$

$NH_3 + H_2O \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-$

	NH_3	NH_4^+	OH^-
$[\ ]_o$	$0'05$	—	—
$[\ ]_r$	$-0'05 \cdot 0'02$	$0'05 \cdot 0'02$	$0'05 \cdot 0'02$
$[\ ]_e$	$0'05 - 0'05 \cdot 0'02$	$0'05 \cdot 0'02$	$0'05 \cdot 0'02$

$[OH^-] = 0'05 \cdot 0'02 = 0'001\ M$

Formas de terminar el problema

(1) $pOH = -\log [OH^-] = -\log 0'001 \rightarrow pOH = 3$

$pOH + pH = 14 \rightarrow pH = 14 - pOH = 14 - 3 \rightarrow \boxed{pH = 11}$

(2) $K_w = [OH^-][H_3O^+]$

$10^{-14} = 0'001 \cdot [H_3O^+] \rightarrow [H_3O^+] = \frac{1 \cdot 10^{-14}}{0'001} = 1 \cdot 10^{-11}\ M$

$pH = -\log [H_3O^+] = -\log 1 \cdot 10^{-11} \rightarrow \boxed{pH = 11}$

(17)

Datos

$[NH_4OH] = 0'02\ M$

$\alpha = 1\% = 0'01$

$[OH^-] = ?$

$pOH = ?$

$K_{NH_4OH} = ?$

$NH_4OH \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-$

	NH_4OH	NH_4^+	OH^-
$[\ ]_o$	$0'02$	—	—
$[\ ]_r$	$-0'02 \cdot 0'01$	$0'02 \cdot 0'01$	$0'02 \cdot 0'01$
$[\ ]_e$	$0'02 - 0'02 \cdot 0'01$	$0'02 \cdot 0'01$	$0'02 \cdot 0'01$
	$0'0198$	$2 \cdot 10^{-4}$	$2 \cdot 10^{-4}$

$\boxed{[OH^-] = 2 \cdot 10^{-4}\ M}$

$pOH = -\log [OH^-] = -\log 2 \cdot 10^{-4} \rightarrow \boxed{pOH = 3'69}$

$K_{NH_4OH} = \frac{[NH_4^+][OH^-]}{[NH_4OH]} = \frac{2 \cdot 10^{-4} \cdot 2 \cdot 10^{-4}}{0'0198} \rightarrow \boxed{K_{NH_4OH} = 2'02 \cdot 10^{-6}}$