Algunos ejercicios son elementales, de aplicación directa de los conceptos pH o pOH y ácidos o bases muy fuertes. Por el contrario, los ejercicios marcados en rojo quizás tengan un pequeño grado de dificultad.

LOS EJERCICIOS NO ESTÁN POR ORDEN DE DIFICULTAD O CONTENIDOS

TODOS ESTÁN RESUELTOS AL FINAL DE LOS ENUNCIADOS

Los ejercicios más clásicos en 2º bachillerato son de dos tipos:

1) Dadas dos de las cuatro variables [c], α, pH y Ka calcular las otras dos (en lugar de pH y K_a puede estar pOH y K_b. Es frecuente usar K_d (cte. de disociación) en lugar de K_a o K_b.
De ejercicios con los datos de **pH** y **α** está el 30 y 32, de **Ka** y **α** el 25 y 29, de **α** y **[c]** el 21 y 33 de **pH** y **Ka** los 12 y 31, de **pH** con **[c]** y de **Ka** con **[c]** hay varios.

2) Ejercicios de neutralización con cálculo de pH final.

1) A) De las siguientes sustancia indica si actuan como ácidos, bases o son anfóteras:
a) H_2Se b) NH_4^+ c) HSO_3^- d) CsOH e) HClO f) SO_4^{2-}
B) Indica el pH de las siguientes disoluciones (ácido, base neutro o depende de …):
a) KCN b) NH_4Cl c) $FeCO_3$ d) $RbClO_2$ e) NH_4F a)f) $LiNO_3$

2) El pH de una disolución acuosa es 12,6. ¿Cuál será la $[H_3O^+]$ y el pOH?

3) Si una solución de HNO_3 tiene un pH de 2,25 ¿Cuál es la concentración del ácido?

4) ¿Cuál es el pH de una solución 0,012 M de HCl?

5) ¿Cuál es el pH de una solución 0,012 M de NaOH?

6) Si una solución de NaOH tiene un pH de 11,75 ¿Cuál es la concentración de la base?

7) Se prepara una disolución 0,1 M de ácido fluorhídrico, y se encontró que el pH a 25 °C era de 2,1. Calcular la K_a del ácido fluorhídrico a esa temperatura y el porcentaje del ácido que esta disociado en esta solución.

8) Una concentración 0,05 molar de un ácido HA da lugar a un pH = 3. ¿Qué pH se obtendrá con una concentración 0,2 M a igual temperatura? ¿Qué grado de disociación tiene en cada caso?

9) Determinar el pH de una disolución 0,2 M de NH_4OH sabiendo que K_b (25ºC) = $1,8 \cdot 10^{-5}$ M

10) Calcular el pH de una disolución 0,05M de: a) HNO_3 b) KOH c) NH_3
Dato K_a (NH_4^+/NH_3) = $5,6 \cdot 10^{-10}$

11) Calcular la K_b del KCN si sabemos que la K_a del HCN vale $4,9 \times 10^{-10}$ M.

12) Determinar la concentración y el grado de disociación de una disolución de ácido acético (CH_3COOH) que da lugar a un pH=4 sabiendo que la Ka es $1,8\ 10^{-5}$.

13) Una disolución de ácido acético (CH_3COOH) en concentración 0,2 M tiene un valor de pH de 2,73.
a) Calcule la constante de disociación del ácido (K_a). b) Calcule la cte. de basicidad del ión acetato (K_b).

14) Se prepara una disolución 0,20 M de ácido acético (CH_3COOH). Calcúlese la concentración de todas las especies, el porcentaje de disociación y el pH de la disolución en el equilibrio si la constante de acidez es igual a $1,75 \cdot 10^{-5}$.

15) Se prepara una disolución 0,1M en amoniaco (NH_3). Calcúlese la concentración de todas las especies, el grado disociación y el pH de la disolución en el equilibrio si la Kb es igual a $1,78 \cdot 10^{-5}$.

16) Se prepara una solución 0,18 M de la base metilamina, y con un peachímetro (instrumento para medir pH) encontró que el pH a 25 °C es de 11,94. Calcular la K_b de la base metilamina a esta temperatura y el grado de disociación de la base.

17) Calcula el pH que resulta al mezclar 50 ml de HCl 0,2M con 30 ml de NaOH 0,3M.

18) Calcular el pH cuando se hacen reaccionar 10 ml de HNO_3 0,3 M con 50 mL de KOH 0,1 M (suponiendo volúmenes aditivos).

19) La neutralización exacta de 25,0 mL de una disolución acuosa de hidróxido de sodio, NaOH, necesita 34,0 mL de disolución acuosa de ácido clorhídrico, HCl, de pH=1,3. Calcule el pH de la disolución inicial de NaOH

20) Calcule el pH y el pOH de una disolución acuosa obtenida por mezcla de 10,0 mL de una disolución acuosa de hidróxido de bario, $Ba(OH)_2$, 0,015 M y 60,0 mL de disolución acuosa de hidróxido de sodio, NaOH, $7,5\ 10^{-3}$ M. Suponga que los volúmenes son aditivos.

21) Un ácido HA de concentración 0,5 M se disocia a cierta temperatura con $\alpha = 0,02$. Calcular Ka y pH.

22) Calcule el pH de una disolución de H_2SO_4 0,015 M, sabiendo que la primera disociación es total al ser un ácido muy fuerte y que la segunda disociación vale $K_{a2} = 1,20 \cdot 10^{-2}$

23) A una cierta cantidad de agua se añade una gota de HCl de forma que la concentración resultante es 10^{-8} M. ¿Cuál será el pH de esa disolución?

24) El ácido láctico ($CH_3CHOHCOOH$) tiene un valor de $K_a = 1'38 \cdot 10^{-4}$, a 25ºC. Calcule: a) Los gramos de dicho ácido necesarios para preparar 250 mL de disolución de pH=2,5. b) El grado de disociación del ácido láctico y las concentraciones de todas las especies en el equilibrio de la disolución anterior.
Datos: Masas atómicas O=16 ; C=12 ; H=1.

25) El ácido fórmico (metanoico) tiene una cte. de acidez de $1,77 \cdot 10^{-4}$. Si una disolución acuosa de ese ácido tiene un grado de disociación del 4,1%, determine su concentración y pH.

26) Responde verdadero o falso razonando la respuesta
A) Para una disolución acuosa 1 M del ácido fuerte HX:
a) La concentración del ion X^- es 1 M. b) La concentración del ácido no ionizado HX es 1 M. c) El pH es cero.
B) Para una disolución acuosa 0,1 M del ácido débil HA:
a) La concentración del ion A^- es 0,1 M b) El pH es 1. c) $[H^+(aq)] = [A^-(aq)]$ d) Una disolución NaA tiene pH>7
C) Una disolución de hidróxido de potasio $5 \cdot 10^{-3}$ M tiene un pH=2,7
D) Al añadir agua pura a una disolución no se altera el pH
E) Si mezclo cantidades estequiométricas de un ácido HA y una base BOH. a) Se neutralizan. b) Resulta pH =7.

27) a) ¿Cuál será el pH de una disolución formada por 300 ml de HCl 0,5 M, 400 ml de HNO3 0,3 M y agua hasta un volumen de un litro? b) ¿Cuántos ml de NaOH 2 M se necesitarán para neutralizar la disolución ácida anterior?

28) Al mezclar 10 ml de una disolución de hidróxido de sodio, NaOH, 0,01 M con 20 ml de HCl de concentración desconocida, se obtiene una disolución de pH = 9,5. ¿Qué concentración tenía el HCl?

29) Un ácido HA de constante Ka = $5\cdot10^{-6}$ está disociado un 2%. Calcular el pH de la disolución y su concentración.

30) Un ácido HA cuando está disociado un 2% da lugar a un pH=5. Calcular su concentración y la Ka.

31) Un ácido HA de Ka = $5\cdot10^{-6}$ da lugar a un pH = 3,62. Calcular con qué concentración ocurre y cuál es el grado de disociación que presenta. (Comprobar resultados con el ejercicio 29con el que están relacionados los datos)

32) Una disolución de una base BOH tiene un pH = 10,5 y está disociada un 2%. Clacula su K_b y su concentración.

33) Una base BOH de concentración 0,1 M se disocia a cierta temperatura con α = 0,05. Calcular K_b y pH.

SOLUCIONARIO

1) A) De las siguientes sustancia indica si actuan como ácidos, bases o son anfóteras:
a) H_2Se b) NH_4^+ c) HSO_3^- d) CsOH e) HClO f) SO_4^{2-}
B) Indica el pH de las siguientes disoluciones (ácido, base neutro o depende de …):
a) KCN b) NH_4Cl c) $FeCO_3$ d) $RbClO_2$ e) NH_4F a)f) $LiNO_3$

A) a) Ácido b) Ácido c) Anfótero d) Base e) Ácido f) Base
Para el apartado B) deben saber cuáles son los ácidos y bases muy fuertes (ver los apuntes de teoría en el apartado GRADO DE IONIZACIÓN O DISOCIACIÓN).
B) a) Base b) Ácido c) Depende d) Base e) Depende f) Neutro

2) El pH de una disolución acuosa es 12,6. ¿Cuál será la $[H_3O^+]$ y el pOH?

pH = –log $[H_3O+]$ = 12,6 de donde se deduce que: $[H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-12,6}$ M = **$2,5\times10^{-13}$ M**

Como pH + pOH = 14 = 12,6 + pOH => **pOH = 1,4**

3) Si una solución de HNO_3 tiene un pH de 2,25 ¿Cuál es la concentración del ácido?

A partir de la definición de pH tenemos

$pH = -\log [H^+]$ $\quad 2,25= -\log [H^+]$ $\quad [H^+] = 5,62 \cdot 10^{-3}$ M

Tenemos que reconocer al HNO_3 como un ácido muy fuerte y por tanto está totalmente disociado:

	$HNO_3 \longrightarrow$	NO_3^-	+ H^+
inicial	c	0	0
equilibrio	0	c	c

y como $[H^+]$ = c = $5,62\times10^{-3}$ => **$[HNO_3]_{inicial} = 5,62\times10^{-3}$ M**

4) ¿Cuál es el pH de una solución 0,012 M de HCl?

Sabiendo que el HCl es un ácido muy fuerte significa que está totalmente ionizado y por lo tanto la concentración de los iones será igual a la concentración inicial del ácido.

	$HCl_{(ac)}$	$\longrightarrow$	$H^+_{(ac)}$	+	$Cl^-_{(ac)}$
Inicial	0,012		0		0
Equilibrio	0		0,012		0,012

Por lo tanto $[H^+] = 0,012$ pH = -log (0,012) $\Rightarrow$ **pH=1,92**

5) ¿Cuál es el pH de una solución 0,012 M de NaOH?

Hay que saber que el NaOH es una base muy fuerte y eso significa que está totalmente disociada y por lo tanto la concentración de los iones será igual a la concentración inicial de la base.

	$NaOH_{(ac)}$	$\longrightarrow$	$Na^+_{(ac)}$	+	$OH^-_{(ac)}$
Inicial	0,012 M		0		0
Equilibrio	0		0,012		0,12

Por lo tanto $[OH^-] = 0,012$ pOH = -log (0,012) $\Rightarrow$ pOH = 1,92

pH = 14,00 - pOH $\Rightarrow$ **pH = 12,08**

6) Si una solución de NaOH tiene un pH de 11,75 ¿Cuál es la concentración de la base?

Como pH = 11,75 tenemos que aplicando pH + pOH = 14 → pOH =2,25

pOH = -log $[OH^-]$ 2,25 = -log $[OH^-]$ $[OH^-] = 5,6 \times 10^{-3}$ M

Como el NaOH es una base muy fuerte significa que está totalmente disociado y por lo tanto la concentración de la base es igual a la concentración de los iones ($[OH^-]$ = [NaOH])

[NaOH] = $5,6 \times 10^{-3}$ M

7) Se prepara una disolución 0,1 M de ácido fluorhídrico, y se encontró que el pH a 25 °C era de 2,1. Calcular la K_a del ácido fluorhídrico a esa temperatura y el porcentaje del ácido que esta disociado en esta solución.

	$HF_{(ac)}$	$\rightleftharpoons$	$H^+_{(ac)}$	+	$F^-_{(ac)}$
inicial	0,1		0		0
equilibrio	0,1 – c		c		c

por lo tanto, reemplazando en la contante de acidez tenemos

$$K_a = \frac{[H^+][F^-]}{[HF]} = \frac{c \times c}{0,1 - c}$$

pero el valor de c lo podemos obtener por el pH

pH =-log $[H^+]$= 2,1 log $[H^+]$=-2,1 $[H^+]=7,94 \cdot 10^{-3}$ y como $[H^+]=7,94 \cdot 10^{-3}$= c tenemos que:

$$K_a = \frac{(7,94 \cdot 10^{-3})^2}{0,1 - 7,94 \cdot 10^{-3}} = 6,85 \cdot 10^{-4}$$

El porcentaje de disociación: esta dado por la concentración de ácido disociada en el equilibrio (valor de c que coincide con $[H^+]$), dividida por la concentración inicial del ácido, y multiplicado por 100, es decir:

$$\text{porcentaje de ionización} = \frac{\text{Concentración de ácido disociada}}{\text{Concentración de ácido inicial}} \times 100 = \frac{7{,}94 \cdot 10^{-3}}{0{,}1} \times 100$$

porcentaje de ionización = 7,94% → α = 0,0794

8) Una concentración 0,05 molar de un ácido HA da lugar a un pH = 3. ¿Qué pH se obtendrá con una concentración 0,2 M a igual temperatura? ¿Qué grado de disociación tiene en cada caso?

Para calcular el pH que dará la disolución 0,2 cM de HA debemos conocer primero la Ka del ácido HA, para ello emplearemos los datos iniciales (la concentración 0,05 M da lugar a pH 3)

Como pH = 3 => $[H_3O^+] = 10^{-3}$

	$HA \rightleftharpoons$	H^+ +	A^-
Inicial	0,05	0	0
Equilibrio	$0{,}05 - 10^{-3}$ (0,049)	10^{-3}	10^{-3}

$$K_a = \frac{[H^+][A^-]}{[HA]} = \frac{10^{-3} \cdot 10^{-3}}{0{,}049} = 2{,}04 \cdot 10^{-5} = Ka$$

Ahora aplicamos para la concentración de 0,2 M:

	$HA \rightleftharpoons$	H^+ +	A^-
Inicial	0,2	0	0
Equilibrio	0,2 – c	c	c

$$K_a = \frac{[H^+][A^-]}{[HA]} = \frac{c \cdot c}{0{,}2-c} = 2{,}04 \cdot 10^{-5} \rightarrow c^2 + 2{,}04 \cdot 10^{-5}\, c - 4{,}08 \cdot 10^{-6} = 0 \rightarrow c = 2{,}01 \cdot 10^{-3} = [H^+] \rightarrow$$

$pH = -\log[H^+] = -\log 2{,}01 \cdot 10^{-3} =$ **2,7 = pH**

También podíamos realizar la simplificación de 0,2-c ≈ 0,2 al ser Ka muy pequeña, con lo cual obtendríamos:

$$K_a = \frac{c \cdot c}{0{,}2-c} = \frac{c^2}{0{,}2} = 2{,}04 \cdot 10^{-5} \rightarrow c = 2{,}02 \cdot 10^{-3} = [H^+] \rightarrow pH = 2{,}69$$

Grado de disociación **primer caso**: α =concentración disociada/concentración inicial = $10^{-3}/0{,}05$ = **0,02 = α**

Grado de disociación **segundo caso**: α = $2{,}01 \cdot 10^{-3}/0{,}2$ = **0,01 = α**

Si aumenta la concentración el grado de disociación disminuye, pero la concentración de los iones resultantes si aumenta, ya que la cantidad de iones que se producen es mayor al ser mayor el resultado del producto de α por la concentración inicial (c_0 aumenta y α disminuye, pero $\alpha \cdot c_0$ aumenta).
Igualmente, *si la concentración disminuye α aumenta*, pero ahora la concentración de iones en la disolución disminuye porque el producto $\alpha \cdot c_0$ disminuye.

9) Determinar el pH de una disolución 0,2 M de NH_4OH sabiendo que K_b (25ºC) = $1{,}8 \cdot 10^{-5}$ M

	$NH_4OH \rightleftharpoons$	NH_4^+ +	OH^-
Inicial (mol/l)	0,2	0	0
equilibrio (mol/l)	0,2 – x	x	x

$$K_b = \frac{[NH_4^+]\times[OH^-]}{[NH_4OH]} = \frac{x^2}{0,2-x} = 1,8\times10^{-5}\,M$$

De donde se obtiene que $x = [OH^-] = 1,9 \cdot 10^{-3}$ M → pOH = – log $[OH^-]$ = – log $1,9 \cdot 10^{-3}$ = **2,72**

pH + pOH = 14 → **pH = 11,28**

10) Calcular el pH de una disolución 0,05M de: a) HNO_3 b) KOH c) NH_3
Dato K_a (NH_4^+/NH_3) = $5,6 \cdot 10^{-10}$

a) Sabiendo que el HNO_3 es un ácido muy fuerte significa que está totalmente ionizado y por lo tanto la concentración de los iones será igual a la concentración inicial del ácido.

	$HNO_{3(ac)}$ →	$H^+_{(ac)}$ +	$NO_3^-{}_{(ac)}$
Inicial	0,05	0	0
Equilibrio	0	0,05	0,05

Por lo tanto $[H^+]$ = 0,05 pH = -log (0,05) ⇒ **pH=1,3**

b) Hay que saber que KOH es una base muy fuerte y eso que está totalmente disociada y por lo tanto la concentración de los iones será igual a la concentración inicial de la base.

	$KOH_{(ac}$ →	$Na^+_{(ac)}$ +	$OH^-{}_{(ac)}$
Inicial	0,05 M	0	0
Equilibrio	0	0,05	0,05

Por lo tanto $[OH^-]$ = 0,05 pOH = -log (0,05) ⇒ pOH = 1,3

pH + pOH = 14 ⇒ **pH = 12,7**

c)

	$NH_3 + H_2O$ ⇌	NH_4^+ +	OH^-
Inicial (mol/l)	0,05 -	0	0
Equilibrio (mol/l)	0,05 – x -	x	x

El NH_3 es el gas amoniaco, que en disolución acuosa tiene carácter básico dando lugar al hidróxido de amonio NH_4OH. Si lo dan como NH_3 aplicamos el equilibrio de la izquierda (tipo Brönsted –Lowry), pero si lo dan como NH_4OH (como en el ejercicio anterior) aplicamos equilibrio tipo Arrhenius.

Y por otra parte, en este ejercicio nos dan la K_a y no la K_b como en el anterior. Y como es un equilibrio de una base tenemos que usar la K_b, y para obtenerla aplicaremos $K_a \cdot K_b = 10^{-14}$

$K_a \cdot K_b = 10^{-14} = 5,6 \cdot 10^{-10} \cdot Kb$ → $Kb = 1,8 \cdot 10^{-5}$

$$K_b = \frac{[NH_4^+]\times[OH^-]}{[NH_3]} = \frac{x^2}{0,05 - x} = 1,8\times10^{-5}\,M$$

Que resolviendo la ecuación de 2º grado (o con la aproximación de 0,05-x ≈ 0,05 al ser la Kb muy pequeña) obtenemos que $x = 9,46 \cdot 10^{-4} = [OH^-]$ y en consecuencia pOH = –log$[OH^-]$ = 3 y por tanto:

pH + pOH = 14 → **pH = 11**

11) Calcular la K_b del KCN si sabemos que la K_a del HCN vale $4,9 \times 10^{-10}$ M.

El HCN es un ácido débil (constante muy pequeña). Por tanto, su base conjugada, el CN^-, será una base relativamente fuerte. Su reacción con el agua será:

$$CN^- + H_2O \rightleftharpoons HCN + OH^-$$

Aplicando la relación entre K_a y K_b: $K_a \cdot K_b = K_w = 10^{-14}$

$$K_b = \frac{K_W}{K_a} = \frac{10^{-14}\,M^2}{4,9\times10^{-10}\,M} = \mathbf{2 \cdot 10^{-5}\ M}$$

12) Determinar la concentración y el grado de disociación de una disolución de ácido acético (CH_3COOH) que da lugar a un pH=4 sabiendo que la Ka es 1,8 10^{-5}.

Como pH = 4 => $[H_3O^+] = 10^{-4}$

	CH_3COOH +	H_2O ⇌	CH_3COO^- +	H_3O^+
Inicial	c	-	0	0
Equilibrio	$c - 10^{-4}$	-	10^{-4}	10^{-4}

$$K_a = \frac{[H^+][HCOO^-]}{[HCOOH]} = 1{,}8\cdot10^{-5} \rightarrow \frac{10^{-4}\cdot10^{-4}}{c-10^{-4}} = 1{,}8\cdot10^{-5} \rightarrow 1{,}8\cdot10^{-5}\cdot c - 1{,}8\cdot10^{-9} = 10^{-8}$$

$C = 6{,}56\cdot10^{-4}$ M

α = moles disociados/moles iniciales = concentración disociada/concentración inicial = $10^{-4}/6{,}56\cdot10^{-4}$ →

α = 0,152 (15,2%)

13) Una disolución de ácido acético (CH_3COOH) en concentración 0,2 M tiene un valor de pH de 2,73. a) Calcule la constante de disociación del ácido (K_a). b) Calcule la cte. de basicidad del ión acetato (K_b).

En lugar de trabajar con la fórmula CH_3COOH (el H ácido es el del -COOH) usemos una fórmula suplementaria HAcet (si nos dicen ácido ascórbico y no sabemos la fórmula podemos poner HAsc, siempre que sea monoprótico)

	HAcet +	H_2O ⇌	$Acet^-$ +	H_3O^+
Inicial	0,2	-	0	0
Equilibrio	0,2 – c	-	c	c

a) Como pH = 2,7 => $[H_3O^+] = 10^{-2,73} = 1{,}86\text{x}10^{-3} = c$

	HAcet +	H_2O ⇌	$Acet^-$ +	H_3O^+
Inicial	0,2	-	0	0
Equilibrio	$0{,}2 - 1{,}86\text{x}10^{-3}$		$1{,}86\text{x}10^{-3}$	$1{,}86\text{x}10^{-3}$

Ka = $[Acet^-][H_3O^+]/[HAcet] = (1{,}86\text{x}10^{-3})(1{,}86\text{x}10^{-3})/(0{,}2 - 1{,}86\text{x}10^{-3})$ = **$1{,}75\text{x}10^{-5}$= Ka**

b) Aplicando la relación entre la Ka y la Kb de ácido y base conjugados:

$K_a \text{ x } K_b = 10^{-14}$ $1{,}75\text{x}10^{-5} \text{ x } K_b = 10^{-14}$ **$K_b = 5{,}7\text{x}10^{-10}$**

14) Se prepara una disolución 0,20 M de ácido acético (CH_3COOH). Calcúlese la concentración de todas las especies, el porcentaje de disociación y el pH de la disolución en el equilibrio si la constante de acidez es igual a 1,75 ·10^{-5}.

El ácido acético es un ácido débil, $K_a = 1{,}75\cdot10^{-5}$ y por tanto se establecerá un equilibrio:

	CH_3COOH	⇌	H^+ +	CH_3COO^-
inicial	0,20 M		0	0
equilibrio	0,20 - c		c	c

$$K_a = \frac{[H^+][CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]} = 1{,}75\cdot10^{-5} \rightarrow$$

$$\frac{c^2}{0,20 - c} = 1,75 \cdot 10^{-5} \qquad c^2 + 1,75 \cdot 10^{-5}c - 3,5 \cdot 10^{-6} = 0$$

Que resolviendo la ecuación de 2º grado obtenemos $c = 1,86 \cdot 10^{-3}$

O bien, en lugar de resolver la ecuación de 2º grado, como el CH_3COOH es un ácido débil, el porcentaje de ionización será pequeño y por lo tanto c será pequeña comparado con 0,20 , luego podemos suponer que $0,20 - c \approx 0,20$, que dando la ecuación de equilibrio como

$$K_a = \frac{c^2}{0,20} = 1,75 \cdot 10^{-5} \qquad c^2 = 3,5 \cdot 10^{-6} \qquad c = 1,87 \cdot 10^{-3}$$

Que efectivamente es mucho menor que 0,2., por tanto damos por válido el valor de $c = 5,95 \cdot 10^{-3}$ (que es muy próximo al valor real de $c = 5,86 \cdot 10^{-3}$ (solo un error de un 1,5%))
por lo tanto, en el equilibrio (aplicando el valor de c hallado por el método aproximado)

$[H^+] = 1,87 \cdot 10^{-3}M$
$[HCOO^-] = 1,87 \cdot 10^{-3}M$
$[HCOOH] = (0,20 - 1,87 \cdot 10^{-3}) = 0,198M$

el porcentaje de disociación está dado por la concentración del ácido disociada/concentración inicial del ácido

$$\text{porcentaje de ionización} = \frac{1,87 \cdot 10^{-3}}{0,20} \times 100 = \mathbf{0,935\%} \qquad \boldsymbol{\alpha = 0,00935}$$

Para el pH: $[H^+] = 1,87 \cdot 10^{-3}$ M $\quad pH = -\log [H^+] \quad pH = -\log (1,87 \cdot 10^{-3})$ **pH = 2,73**

15) Se prepara una disolución 0,1M en amoniaco (NH_3). Calcúlese la concentración de todas las especies, el grado disociación y el pH de la disolución en el equilibrio si la Kb es igual a $1,78 \cdot 10^{-5}$.

El amoniaco es una base débil, $K_b = 1,78 \cdot 10^{-5}$ y se disociará una concentración c

	$NH_{3(g)}$	+	$H_2O_{(l)}$	$\rightleftharpoons$	$NH_4^+{}_{(ac)}$	+	$OH^-{}_{(ac)}$
inicial	0,1				0		0
equilibrio	0,1 – c				c		c

usando la ecuación de ionización básica

$$K_a = \frac{[NH_4^+][OH^-]}{[NH_3]} = 1,78 \cdot 10^{-5}$$

$$\frac{c^2}{0,1 - c} = 1,78 \cdot 10^{-5} \qquad c^2 + 1,78 \cdot 10^{-5}c - 1,78 \cdot 10^{-6} = 0$$

Que resolviendo la ecuación de 2º grado obtenemos $c = 1,325 \cdot 10^{-3}$

Pero, al igual que antes, en lugar de resolver la ecuación de 2º grado podemos suponer que el valor de c va a ser mucho menor que 0,1 ya que el NH_3 es una base débil se ionizará muy poco y por tanto $0,1 - c \approx 0,1$

$$\frac{c^2}{0,1} = 1,78 \cdot 10^{-5} \Rightarrow c^2 = 1,78 \cdot 10^{-6} \Rightarrow c = 1,33 \cdot 10^{-3}$$

Comprobamos que efectivamente $1,33 \cdot 10^{-3}$ es mucho menor que 0,1 y por tanto damos por válida la respuesta (que es prácticamente igual a la de resolver la ecuación de 2º grado)

$$[OH^-] = 1,33 \cdot 10^{-3} \text{ M} = [NH_4^+]$$
$$[NH_3] = (0,1 - 1,33 \cdot 10^{-3}) = 0,099 \text{ M}$$

El grado de disociación esta dado por el cociente entre la concentración NH_3 disociada (c) y la concentración inicial de NH_3

Grado de ionización $\alpha = \dfrac{1,33 \cdot 10^{-3}}{0,10}$ = **0,013 = α** **1,3 %**

Para el pH calculamos primero el pOH ya que sabemos que $[OH^-] = 1,33 \cdot 10^{-3}$ M

$pOH = -\log [OH^-]$ $pOH = -\log (1,33 \cdot 10^{-3})$ $\Rightarrow$ pOH = 2,88 por lo tanto, el **pH = 11,12**

16) Se prepara una solución 0,18 M de la base metilamina, y con un peachímetro (instrumento para medir pH) encontró que el pH a 25 °C es de 11,94. Calcular la K_b de la base metilamina a esta temperatura y el grado de disociación de la base.

El primer paso para resolver cualquier problema de una base débil es escribir la ecuación de ionización

	$CH_3NH_{2\,(ac)}$ +	$H_2O_{(l)}$ $\rightleftharpoons$	$CH_3NH_3^+{}_{(ac)}$ +	$OH^-{}_{(ac)}$
inicial	0,18 M	-	0	0
equilibrio	0,18 – c	-	c	c

cuya expresión de la constante de basicidad es

$$K_b = \frac{[CH_3NH_3^+][OH^-]}{[CH_3NH_2} = \frac{c^2}{0,18 - c}$$

A partir del pH podemos calcular $[OH^-]$: pH = 11,94 pOH = 14,00 - pH $\Rightarrow$ pOH = 2,06

$pOH = -\log [OH^-] = 2,06 \rightarrow \log [OH^-] = -2,06 \rightarrow [OH^-] = 8,71 \cdot 10^{-3}$ M

como $x = [OH^-] = 8,71 \cdot 10^{-3}$ podemos sustituir las concentraciones en la ecuación de la constante de basicidad y por ende determinar el valor de la constante

$$K_b = \frac{(8,71 \cdot 10^{-3})^2}{0,18 - 8,71 \cdot 10^{-3}} = \mathbf{4,43 \cdot 10^{-4} = K_b}$$

El grado de disociación será: $\alpha = \dfrac{\text{Concentración disociada}}{\text{Concentración inicial}} = \dfrac{8,71 \cdot 10^{-3}}{0,18}$ = **0,048 = α (4,8%)**

17) Calcula el pH que resulta al mezclar 50 ml de HCl 0,2M con 30 ml de NaOH 0,3M.

Calculemos los moles de ácido y base actuantes:

moles de HCl = V (L) · M (mol/L)
= 0,05 L · 0,2 mol/L = 0,01 moles de HCl

moles de NaOH = V (L) · M (mol/L)
= 0,03 L · 0,3 mol/L = 0,009 moles de NaOH

Resultado de la reacción:

	$HCl_{ac)}$	+ $NaOH_{(ac)}$ →	$NaCl_{(ac)}$	+ $H_2O_{(l)}$
Estequiometria en moles	1	1	1	1
moles iniciales	0,01	0,009	0	0
moles finales	0,01-0,009 (0,001)	0	0,009	0,009

Sobra HCl. Calculemos ahora la concentración del **HCl sobrante** y el pH final:

$$[HCl] = \frac{moles\ HCl}{Volumen\ final} = \frac{0{,}001}{0{,}05+0{,}03} = 0{,}0125 \text{ mol/L}$$

Y al ser HCl un ácido muy fuerte ⇒ se disocia totalmente :

	HCl →	H^+ +	Cl^-
Inicial	0,0125	0	0
Equilibrio	0	0,0125	0,0125

por tanto pH = - log 0,0125 → **pH = 1,48**

18) Calcular el pH cuando se hacen reaccionar 10 ml de HNO_3 0,3 M con 50 mL de KOH 0,1 M (suponiendo volúmenes aditivos).

Calculemos los moles de ácido y base actuantes:

moles de HNO_3 = V (L) · M (mol/L)
= 0,01 L · 0,3 mol/L = 0,003 moles de HNO_3

moles de KOH = V (L) · M (mol/L)
= 0,05 L · 0,10 mol/L = 0,005 moles de KOH

Resultado de la reacción:

	$HNO_{3ac)}$	+ $KOH_{(ac)}$ →	$KNO_{3\,(ac)}$	+ $H_2O_{(l)}$
Estequiometria en moles	1	1	1	1
moles iniciales	0,003	0,005	0	0
moles finales	0	0,002	0,005	0,005

Calculemos ahora la concentración del **KOH sobrante** y el pH final:

$$[KOH] = \frac{0{,}002}{0{,}01+0{,}05} = 0{,}0333 \text{ mol/L}$$

Y al ser KOH una base muy fuerte ⇒ se disocia totalmente ⇒ $[OH^-] = 0{,}0333$

por tanto pOH = - log 0,0333 → pOH = 1,48 y como pH + pOH = 14 → **pH = 12,52**

19) La neutralización exacta de 25,0 mL de una disolución acuosa de hidróxido de sodio, NaOH, necesita 34,0 mL de disolución acuosa de ácido clorhídrico, HCl, de pH=1,3. Calcule el pH de la disolución inicial de NaOH

La ecuación correspondiente a la reacción de neutralización es:

$$HCl(ac) + NaOH(ac) \rightarrow NaCl(ac) + H_2O$$

El HCl es un ácido muy fuerte que podemos considerar totalmente disociado:

$$HCl(ac) + H_2O \rightarrow Cl^-(ac) + H_3O^+(ac)$$

Por tanto la concentración de iones H_3O^+ coincidirá con la concentración del ácido inicial.

Considerando el pH podemos calcular la concentración de iones H_3O^+ que será igual a la concentración del ácido inicial:

$$pH = -\log\left[H_3O^+\right]; \quad \left[H_3O^+\right] = 10^{-pH} = 10^{-1,3} = 0,050; \quad [HCl] = 0,050$$

Podemos calcular ahora los moles de HCl que reaccionan:

n = M·V n = 0,05 · 0,034 = $1,7 \cdot 10^{-3}$ moles de HCl que reaccionaron.

En la estequiometría de la reacción de neutralización vemos que reaccionarán los mismos moles de NaOH (reacciona 1 mol de NaOH con 1 mol de HCl). Como esos moles de NaOH están en un volumen de 25 mL la concentración del NaOH será:

M = n/V M = $1,7 \times 10^{-3}/0,025$ = 0,068 M

Como el NaOH es una base muy fuerte que podemos considerar totalmente disociada:

$$NaOH(ac) \rightarrow Na^+(ac) + OH^-(ac)$$

Por tanto: $[NaOH] = \left[OH^-\right] = 0,068$

A partir de aquí: $pOH = -\log\left[OH-\right] = -\log(0,068) = 1,2$

$pH + pOH = 14; \quad pH = 14 - pOH = 14 - 1,2 =$ **12,8 = pH**

20) Calcule el pH y el pOH de una disolución acuosa obtenida por mezcla de 10,0 mL de una disolución acuosa de hidróxido de bario, $Ba(OH)_2$, 0,015 M y 60,0 mL de disolución acuosa de hidróxido de sodio, NaOH, 7,5 10^{-3} M. Suponga que los volúmenes son aditivos.

Tanto el $Ba(OH)_2$ como el NaOH son bases fuertes que se están totalmente disociadas:

$$Ba(OH)_2(ac) \rightarrow Ba^{2+}(ac) + 2OH^-(ac)$$
$$NaOH(ac) \rightarrow Na^+(ac) + OH^-(ac)$$

Al disolver ambas se añaden iones OH^- a la disolución:

Veamos los moles de OH^- procedentes del $Ba(OH)_2$, teniendo en cuenta que se produce el doble de la concentración del $Ba(OH)_2$ ya que por cada mol se obtienen dos de OH^-

n = 2 (M·V) = 2(0,015·0,01) = $3 \cdot 10^{-4}$ moles

Y ahora los OH^- procedentes del NaOH: n = M·V = 0,06·7,5 10^{-3} = $4,5 \cdot 10^{-4}$

Moles totales de OH^- : $3 \cdot 10^{-4} + 4,5 \cdot 10^{-4} = 7,5 \cdot 10^{-4}$ moles

Y finalmente concentración de OH^- (suponiendo volúmenes aditivos):

M = n/V = $7,5 \cdot 10^{-4}/(0,01+0,06)$ = 0,0107

pOH = -log[OH^-] = -log0,0107 = 1,97 => y como pH + pOH=14 => **pH = 12,03**

21) Un ácido HA de concentración 0,5 M se disocia a cierta temperatura con α = 0,02. Calcular Ka y pH.

Como no se trata de un ácido muy fuerte (α no es 1, es decir no se disocia al 100%) tenemos que plantear el equilibrio (usaremos Arrhenius):

	HA	⇌	H^+	+	A^-
Inicial	0,5		0		0
Reacciona/forman	0,5α		0,5α		0,5α
Equilibrio	0,5 - 0,5α		0,5α		0,5α

$$Ka = \frac{[H^+][[A^-]}{[HA]} = \frac{(0{,}5\alpha)(0{,}5\alpha)}{0{,}5 - 0{,}5\alpha}$$ y como α=0,02 tenemos al sustituir => **Ka =2,04x10^{-4}**

El pH será: pH =-log[H^+] = -log(0,5x0,02) = **2 = pH**

22) Calcule el pH de una disolución de H_2SO_4 0,015 M, sabiendo que la primera disociación es total al ser un ácido muy fuerte y que la segunda disociación vale K_{a2} = 1,20 · 10^{-2}

Como el ácido sulfúrico es un ácido muy fuerte en su primera ionización y que el HSO_4^- es un ácido débil, tenemos para la primera disociación:

	$H_2SO_{4\,(ac)}$	⟶	$H^+_{(ac)}$	+	$HSO_4^-{}_{(ac)}$
inicial	0,015		0,015		0,015

y para la segunda etapa de ionización se procede de la misma forma que para ácidos débiles pero teniendo en cuenta que ya hay presentes iones H^+

	$HSO_4^-{}_{(ac)}$	⇌	$H^+_{(ac)}$	+	$SO_4^{-2}{}_{(ac)}$
inicial	0,015		0,015		0
equilibrio	0,015 - c		0,015 + c		c

la expresión de la constante de acidez corresponde ahora a:

$$K_{a2} = \frac{[H^+][SO_4^-]}{[HSO_4^-]}$$

reemplazando estos valores en la constante de acidez, tenemos

$$K_{a2} = \frac{(0{,}015 + c)(c)}{(0{,}015 - c)} = 1{,}20 \cdot 10^{-2}$$

como ahora K_{a2} no tiene un valor muy pequeño no podemos realizar la aproximación 0,015–c ≈ 0,15 y se debe resolver la ecuación de segundo grado:

$$c^2 + 0{,}027c - 1{,}8 \cdot 10^{-4} = 0$$

$$c = 5{,}53 \cdot 10^{-3}\ M$$ (0,00553 efectivamente no es despreciable frente a 0,015)

la concentración total de iones hidrónio corresponde a los provenientes de la primera y segunda disociación, es decir la ya planteada en el 2º equilibrio [H^+] = 0,015 + c

$[H^+] = (0{,}015 + 5{,}53\cdot 10^{-3}) = 2{,}05\cdot 10^{-2}$ M

Por tanto el pH será: pH = -lg $2{,}05\cdot 10^{-2}$ = **1,69 pH**

23) A una cierta cantidad de agua se añade una gota de HCl de forma que la concentración resultante es 10^{-8} M. ¿Cuál será el pH de esa disolución?

Al ser el HCl un ácido muy fuerte estará totalmente disociado, por tanto

	$HCl_{(ac)}$	$\longrightarrow$	$H^+_{(ac)}$	+	$Cl^-_{(ac)}$
Inicial	$1{,}0\cdot 10^{-8}$		0		0
equilibrio	0		$1{,}0\cdot 10^{-8}$		$1{,}0\cdot 10^{-8}$

pH = -lg $1{,}0\cdot 10^{-8}$ pH = 8 **¡absurdo!** Si agrego un ácido no puede dar pH básico.

Hasta ahora no hemos considerado el aporte del agua a la concentración de protones ya que es ínfimo, 10^{-7}, pero es que ahora el aporte del ácido añadido es aún inferior, 10^{-8}, por tanto el aporte del agua no es despreciable, ni mucho menos. El equilibrio será por tanto en realidad:

	$HCl_{(ac)}$	$\longrightarrow$	$H^+_{(ac)}$	+	$Cl^-_{(ac)}$
inicial	$1{,}0\cdot 10^{-8}$		$1{,}0\cdot 10^{-7}$		0
equilibrio	0		$1{,}0\cdot 10^{-7} + 1{,}0\cdot 10^{-8}$ $\searrow$ $1{,}1\cdot 10^{-7}$		$1{,}0\cdot 10^{-8}$

pH = - log $(1{,}1\cdot 10^{-7})$ **pH = 6,96**

lo cual ya es lógico porque **por muy diluida que este una solución ácida, su pH siempre será menor que 7.**

24) El ácido láctico ($CH_3CHOHCOOH$) tiene un valor de K_a = $1'38\cdot 10^{-4}$, a 25ºC. Calcule: a) Los gramos de dicho ácido necesarios para preparar 250 mL de disolución de pH=2,5. b) El grado de disociación del ácido láctico y las concentraciones de todas las especies en el equilibrio de la disolución anterior.
Datos: Masas atómicas O=16 ; C=12 ; H=1.

a) Si el pH va a ser 3,5 → pH = -log$[H_3O^+]$ → 3,5 = -log$[H_3O^+]$ → $[H_3O^+] = 10^{-2,5} = 3{,}16\cdot 10^{-3}$

	$CH_3CHOHCOOH$ + H_2O	$\rightleftharpoons$	$CH_3CHOHCOO^-$	+	H_3O^+
inicial	c		0		0
reacciona/forma	$3{,}16\cdot 10^{-3}$		$3{,}16\cdot 10^{-3}$		**$3{,}16\cdot 10^{-3}$**
equilibrio	$c - 3{,}16\cdot 10^{-3}$		$3{,}16\cdot 10^{-3}$		$3{,}16\cdot 10^{-3}$

$$K_a = \frac{[H_3O^+][CH_3CHOHCOO^-]}{[CH_3CHOHCOOH]} = 1'38\cdot 10^{-4} = \frac{3{,}16\cdot 10^{-3}\cdot 3{,}16\cdot 10^{-3}}{c - 3{,}16\cdot 10^{-3}} \rightarrow$$

→ $1'38\cdot 10^{-4}\cdot c - 4{,}36\cdot 10^{-7} = 1\cdot 10^{-5}$ → c = 0,0756 molar es la concentración que dará el pH = 3,5; pero lo que piden son los gramos en 250 ml → M = (m/Mm)/L. La Mm del $CH_3CHOHCOOH$ = 90 →

M = 0,0576 = (m/90)/0,25 → **m = 1,296 g**

b)

El grado de disociación será: $\alpha = \dfrac{\text{Concentración disociada}}{\text{Concentración inicial}} = \dfrac{3{,}16\cdot 10^{-3}}{0{,}0756} =$ **0,042= α (4,2%)**

Y las concentraciones de cada especie en el equilibrio serán:

$[CH_3CHOHCOO^-] = [H_3O^+] =$ **$3{,}16\cdot 10^{-3}$ molar**

$[CH_3CHOHCOOH]$ = **0,0756 molar**

25) El ácido fórmico (metanoico) tiene una cte. de acidez de $1{,}77\cdot10^{-4}$. Si una disolución acuosa de ese ácido tiene un grado de disociación del 4,1%, determine su concentración y pH.

Disociación 4,1% → α = 0,041

	CH_3COOH	⇌	CH_3COO^-	+ H^+
Inicial	c		0	0
Reacciona/forman	0,041c		0,041c	0,041c
Equilibrio	c – 0,041c (0,959c)		0,041c	0,041c

$$K_a = \frac{[H^+][CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]} = \frac{0{,}041c \cdot 0{,}041c}{0{,}959c} = 1{,}77\cdot10^{-4} \rightarrow 1{,}681\cdot10^{-3}c = 1{,}697\cdot10^{-4} \rightarrow \mathbf{c = 0{,}1M}$$

Y como pH = $-\log[H^+]$ = - log 0,041·c = - log 0,041·0,1 = **2,39 = pH**

26) Responde verdadero o falso razonando la respuesta
A) Para una disolución acuosa 1 M del ácido fuerte HX:
a) La concentración del ion X^- es 1 M. b) La concentración del ácido no ionizado HX es 1 M. c) El pH es cero.
B) Para una disolución acuosa 0,1 M del ácido débil HA:
a) La concentración del ion A^- es 0,1 M b) El pH es 1. c) $[H^+(aq)] = [A^-(aq)]$ d) Una disolución NaA tiene pH>7
C) Una disolución de hidróxido de potasio $5\cdot10^{-3}$ M tiene un pH=2,7
D) Al añadir agua pura a una disolución no se altera el pH
E) Si mezclo cantidades estequiométricas de un ácido HA y una base BOH. a) Se neutralizan. b) Resulta pH =7.

A) a) Verdadero. Al ser un ácido fuerte se disocia completamente por tanto la concentración de iones X^- será 1 M. **b) Falso**, la concentración de HX sin ionizar es cero, ya que se ioniza todo al ser ácido fuerte.
c) Verdadero, la concentración de iones H^+ es 1M (el ácido está totalmente disociado por ser fuerte) y por tanto pH = -log 1 = 0
B) a) Falso, si HA es un ácido débil la disociación será parcial y no llegará a ser 0,1 M por lo tanto $[A^-]<0{,}1$
b) Falso. Para que el pH de 1 la concentración de H^+ debe ser 0,1, pero al ser la concentración del ácido 0,1M pero al ser ácido débil, se obtendrá $[H^+]<0{,}1$ **c) Verdadero**. $[H^+(aq)] = [A^-(aq)]$ ya que la disociación da un ion de H^+ por cada uno de A^-.
C) Falso. $-\log 5\cdot10^{-3} = 2{,}7$ El KOH es una base fuerte y se disocia totalmente, pero originando OH^- en lugar de H^+, por tanto el 2,7 no es el pH sino el pOH → pH = 14 - 2,7 = 11.3.
D) Falso. El agua pura aporta tantos iones H^+ como OH^- pero tiene otro efecto, varía la concentración del ácido o base presente y causante del pH, en consecuencia, varía la concentración de H^+ o de OH^- y como resultado varía el pH, en el caso ácido aumenta el pH (menos ácido) y en el caso de una base disminuyéndolo (menos básico).
E) a) Verdadero. La reacción entre una base y un ácido se denomina reacción de neutralización (se neutralizan los caracteres ácido y base), y si las cantidades son estequiométricas las neutralización es completa. **Falso.** La sal formada podrá dar lugar a un pH ácido o básico, solo será 7 si procede de ácido y bases fuerte (ver en teoría hidrólisis de sales).

27) a) ¿Cuál será el pH de una disolución formada por 300 ml de HCl 0,5 M, 400 ml de HNO3 0,3 M y agua hasta un volumen de un litro? b) ¿Cuántos ml de NaOH 2 M se necesitarán para neutralizar la disolución ácida anterior? pH = 0,568., 135 ml.

a) Veamos los moles de HCl presentes: M = n/L → 0,5 = n/0,3 → n = 0,15 moles.

Como el HCl es fuerte se disocia totalmente: HCl → $H^+ + Cl^-$ por tanto aporta 0,15 moles de H^+

Ahora veamos los moles de HNO_3 presentes: M = n/L → 0,3 = n/0,4 → n = 0,12 moles.

Como el HNO_3 es fuerte se disocia totalmente: $HNO_3 \rightarrow H^+ + NO_3^-$ por tanto aporta 0,12 moles de H^+

Moles totales de H^+ = 0,15 + 0,12 = 0,27 moles. Y su concentración en un litro de disolución será:

M = n/L = 0,27/1 = 0,27 Molar. Y como pH = -log[H^+] = - log 0,27 = **0,569 = pH**

b) Para neutralizar la disolución anterior debemos aportar tantos iones de OH^- como H^+ hay, y como los H^+ presentes son 0,27 debemos aportar 0,27 de OH^-. Como el NaOH es una base fuerte se disocia totalmente, por tanto necesitaremos → M = n/L → 2 = 0,27/L → L = 0,135 litrso → **135 ml**

28) Al mezclar 10 ml de una disolución de hidróxido de sodio, NaOH, 0,01 M con 20 ml de HCl de concentración desconocida, se obtiene una disolución de pH = 9,5. ¿Qué concentración tenía el HCl?

La ecuación correspondiente a la reacción de neutralización es:

$$HCl(ac) + NaOH(ac) \rightarrow NaCl(ac) + H_2O$$

Al mezclar el ácido HCl que es fuerte con el NaOH que es una base fuerte, se produce la reacción de neutralización formándose NaCl y agua, el pH resultante debería ser neutro. Pero como el pH final es 9,5 (pH básico) significa que la concentración final contiene un exceso de OH^- que será:

pH + pOH = 14 = 9,5 + pOH → pOH = 4,5 →

pOH = -log[OH^-] → 9,5 = -log[OH^-] → [OH^-] = $10^{-4,5}$ → [OH^-] = $3,16 \cdot 10^{-5}$ M.

Esa es la molaridad en OH^- de una disolución de 10 + 20 = 30 ml. Por tanto, el nº de moles de OH^- en exceso (sobrantes) es: M = n/L → $3,16 \cdot 10^{-5}$ = n/0,03 → n = $9,48 \cdot 10^{-7}$ que son los moles sobrantes de OH^- en la reacción:

$(n_{OH-} - n_{H+})_{iniciales} = 9,48 \cdot 10^{-7}$ moles sobrantes de NaOH

Y lo moles de OH^- iniciales se corresponde con los moles de NaOH: M = n/L → 0,01 = n/0,01 → n = $1 \cdot 10^{-4}$

Por tanto, los moles : $n_{OH-} - n_{H+} = 9,48 \cdot 10^{-7}$ → $1 \cdot 10^{-4} - n_{H+} = 9,48 \cdot 10^{-7}$ → $n_{H+} = 9,905 \cdot 10^{-5}$ moles de H^+

Y esos son los que aportó un volumen 20 ml de disolución de HCl de concentración desconocida, que será:

M = n/L → M = $9,905 \cdot 10^{-5}/0,02$ = **$4,95 \cdot 10^{-3}$ M**

29) Un ácido HA de constante Ka = $5 \cdot 10^{-6}$ está disociado un 2%. Calcular el pH de la disolución y su concentración.

	HA	⇌	H^+	+	A^-
Inicial	c		0		0
Reacciona/forman	0,02c		0,02c		0,02c
Equilibrio	c - 0,02c (0,98c)		0,02c		0,02c

$$K_a = \frac{[H^+][A^-]}{[HA]} = \frac{0,02c \cdot 0,02c}{0,98c} = 5 \cdot 10^{-6} \rightarrow 4 \cdot 10^{-4}c = 4,9 \cdot 10^{-6} \rightarrow c = \mathbf{0,0123\ M}$$

pH = -log[H^+] = - log 0,02·c = - log 0,02·0,0123 = **3,61 = pH**

30) Un ácido HA cuando está disociado un 1% da lugar a un pH=4. Calcular su concentración y la Ka.

Si el pH es 5 → 5 = -log[H^+] → [H^+] = 10^{-5}

	HA	⇌	H^+	+	A^-
Inicial	c		0		0
Reacciona/forman	0,01c		**0,01c**		0,01c
Equilibrio	c - 0,02c $0{,}98c = 9{,}8\cdot10^{-4}$		0,01c $1\cdot10^{-5}$		0,01c $1\cdot10^{-5}$

pero **$0{,}01c = 10^{-5}$** → c = **0,001 M**

$$K_a = \frac{[H^+][A^-]}{[HA]} = \frac{1\cdot10^{-5}\cdot1\cdot10^{-5}}{9{,}8\cdot10^{-4}} = \mathbf{1{,}02\cdot10^{-7} = Ka}$$

31) Un ácido HA de Ka = $5\cdot10^{-6}$ da lugar a un pH = 3,61. Calcular con qué concentración ocurre y cuál es el grado de disociación que presenta. (Comprobar resultados con el ejercicio 28 con el que están relacionados los datos).

Si el pH es 3,61 → 3,61 = -log[H^+] → [H^+] = $10^{-3,61}$ = $2{,}46\cdot10^{-4}$

	HA	⇌	H^+	+	A^-
Inicial	c		0		0
Reacciona/forman	$2{,}46\cdot10^{-4}$		**$2{,}46\cdot10^{-4}$**		$2{,}46\cdot10^{-4}$
Equilibrio	$c - 2{,}46\cdot10^{-4}$		$2{,}46\cdot10^{-4}$		$2{,}46\cdot10^{-4}$

$$K_a = \frac{[H^+][A^-]}{[HA]} = \frac{2{,}46\cdot10^{-4}\cdot2{,}46\cdot10^{-4}}{c - 2{,}46\cdot10^{-4}} = 5\cdot10^{-6} \rightarrow 6{,}05\cdot10^{-8} = 5\cdot10^{-6}\cdot c - 1{,}23\cdot10^{-9} \rightarrow \mathbf{c = 0{,}0123\ M}$$

α = moles disociados/moles iniciales = concentración disociada/concentración inicial = $2{,}46\cdot10^{-4}/0{,}0123$ = **α = 0,02 (2%)**

32) Una disolución de una base BOH tiene un pH = 10,5 y está disociada un 2%. Clacula su K_b y su concentración.

Disociación 2% → α = 0,02
Como hablamos de una base tenemos que:
pH + pOH = 14 = pH + 10,5 → pOH = 3,5 → [OH^-] = $10^{-3,5}$= $3{,}16\cdot10^{-4}$

	BOH	⇌	B^+	+	OH^-
Inicial	c		0		0
Reacciona/forman	0,02c		0,02c		**0,02c**
Equilibrio	c - 0,02c $0{,}98c = 3{,}097\cdot10^{-4}$		0,02c $3{,}16\cdot10^{-4}$		0,02c $3{,}16\cdot10^{-4}$

pero **$0{,}02c = 3{,}16\cdot10^{-4}$** → **c = 0,0016 M**

$$K_b = \frac{[B^+][OH^-]}{[BOH]} = \frac{3{,}16\cdot10^{-4}\cdot3{,}16\cdot10^{-4}}{3{,}097\cdot10^{-4}} = \mathbf{3{,}2\cdot10^{-4} = K_b}$$

33) Una base BOH de concentración 0,1 M se disocia a cierta temperatura con α = 0,05. Calcular K_b y pH.

Como no se trata de un ácido muy fuerte (α no es 1, es decir no se disocia al 100%) tenemos que plantear el equilibrio (usaremos Arrhenius):

	BOH	⇌	B^+	+	OH^-
Inicial	0,1		0		0
Reacciona/forman	0,1α		0,1α		0,1α
Equilibrio	0,1 - 0,1α		0,1α		0,1α

$$Kb = \frac{[B^+][[OH^-]}{[BOH]} = \frac{(0{,}1\alpha)(0{,}1\alpha)}{0{,}1 - 0{,}1\alpha}$$ = y como α=0,05 tenemos al sustituir => **K_b =2,6·10^{-4}**

El pOH será: pOH = -log[OH^-] = -log(0,1α) = -log(0,1·0,05) = 2,3

pH + pOH = 14 → pH + 2,3 = 14 → **pH = 11,7**