

QUÍMICA GENERAL

PROBLEMAS RESUELTOS

Dr. D. Pedro A. Cordero Guerrero

[\(pedrocorderoguerrero@gmail.com\)](mailto:pedrocorderoguerrero@gmail.com)

REACCIONES ÁCIDO - BASE

Pinche sobre los enlaces para desplazarse por el documento

- **Conceptos teóricos básicos**
- **Problemas resueltos**

2018

REACCIONES ÁCIDO-BASE: CONCEPTOS TEÓRICOS BÁSICOS

CONCEPTO DE ÁCIDO Y BASE:

ARRHENIUS los define únicamente para disoluciones acuosas:

- Ácido es toda sustancia que al disociarse en disoluciones acuosas origina iones H^+ (H_3O^+)
- Base es toda sustancia que al disociarse en disoluciones acuosas origina iones OH^-
- Sal es toda sustancia que al disociarse en disoluciones acuosas origina cationes diferentes al H^+ y aniones diferentes al OH^- .

BRÖNSTED y LOWRY: los definen para cualquier disolución

- Ácido es toda sustancia capaz de ceder protones (iones H^+) al disolvente
- Base es toda sustancia capaz de aceptar protones del disolvente.

Cuando un ácido cede protones, se convierte en su base conjugada y viceversa.

Sustancias anfóteras o anfipróticas: Son aquellas que pueden actuar a la vez como ácidos o como bases, dependiendo de las otras sustancias a las que se enfrente: H_2O , HCO_3^- , HSO_4^- , etc.

Autoionización (o autoprotólisis) del agua: $H_2O + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + OH^-$: $K_c = \frac{[H_3O^+][OH^-]}{[H_2O]^2}$ donde

al ser prácticamente constante la concentración del agua $\implies K_w = 10^{-14} = [H_3O^+] \cdot [OH^-]$

LEWIS: Generaliza el concepto ácido base incluso para ciertos procesos redox:

- Ácido es toda sustancia capaz de aceptar pares de electrones
- Base es toda sustancia capaz de ceder pares de electrones solitarios

REACCIONES ÁCIDO-BASE: Cuando mezclamos un ácido y una base se obtiene la sal correspondiente y agua. En cualquier caso se cumple siempre que el nº de equivalentes de ácido y de base que reaccionan es el mismo. (Punto de equivalencia de una reacción):



$$N^{\circ} \text{ equivalentes de ácido} = N^{\circ} \text{ equivalentes de base} \implies V_{\text{ACIDO}} \cdot N_{\text{ACIDO}} = V_{\text{BASE}} \cdot N_{\text{BASE}}$$

Indicadores ácido-base: son ácidos o bases débiles que se caracterizan por cambiar de color cuando lo hace el pH de la disolución en la que se encuentran. Para cada reacción debe utilizarse el indicador más apropiado, que será aquel cuya intervalo de viraje del color coincida con el del punto de equivalencia de dicha reacción.

CONCEPTO DE pH: El pH fue establecido por Sørensen y no es más que una fórmula matemática, se define como $pH = -\text{Lg}[H^+]$. Análogamente: $pOH = -\text{Lg}[OH^-]$. Ambos conceptos están relacionados por el producto iónico del agua: $[H^+].[OH^-] = 10^{-14} = K_w$ por lo que se cumple siempre que:

$pH + pOH = 14$. De acuerdo con el valor del pH, las disoluciones pueden ser:

- ÁCIDAS ($pH < 7$),
- NEUTRAS ($pH = 7$) ó
- BÁSICAS ($pH > 7$).

CÁLCULO DEL pH EN DISOLUCIONES ACUOSAS: En todos los casos se calcula teniendo en cuenta que se la disociación de los ácidos, bases o sales son equilibrios químicos, y las constantes de disociación son casos particulares de la K_c .

CASOS POSIBLES:

A) ÁCIDOS Y BASES FUERTES: Son aquellos que en disolución están completamente disociados. Se consideran así los siguientes ácidos: $HClO_4$, HI , HBr , HCl , HNO_3 , H_2SO_4 (ambos protones), así como un protón de los H_2SO_3 y H_3PO_4 . Las bases se consideran todas fuertes excepto el NH_3 y las aminas

	$H_n A$	\rightleftharpoons	$A^{n-} +$	$n.H^+$
Concentración inicial	c		-----	-----
Conc. en equilibrio	-----		c	n.c

$pH = -Lg[H^+] \implies pH = -Lg(n.c)$

Para el caso de las bases se calcula el pOH de manera análoga y a partir de él, el pH.

B) ÁCIDOS Y BASES DÉBILES: Son aquellos que en disolución NO están completamente disociados. En estos casos hemos de tener presente siempre su constante de disociación (Se trata de una K_c a la que se suele llamar K_a para los ácidos y K_b para las bases).

En el caso de los ácidos monopróticos (un solo protón disociable) es:

	HA	\rightleftharpoons	A⁻ +	H⁺
Concentración inicial	c		-----	-----
Conc. En equilibrio	c - x		x	x

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

Siendo "x" el N° de mol/l de ácido disociados. Así: $K_a = \frac{x \cdot x}{c - x}$. Cuando $K_a < 10^{-5}$, podemos despreciar "x" frente a "c" en el denominador, considerando prácticamente constante la concentración del ácido:

$K_a = \frac{x \cdot x}{c}$, calculandose desde aquí el valor de "x" y con ella el pH. Igual tratamiento se hace con las bases débiles, aunque en este caso se determina su pOH.

En el caso de los ácidos o bases polipróticos hemos de tener presente que las sucesivas constantes de disociación tienen diferentes valores, por lo que se tendría que plantear el correspondiente sistema de ecuaciones con todas las constantes de los sucesivos equilibrios o bien utilizar un método gráfico.

Grado de disociación de un ácido o base débil (α): Es la proporción del mismo que está disociado. En el caso del equilibrio anterior, si "x" es el n° de mol/L disociados y "c" es la concentración inicial de este ácido

(o base), el grado de disociación es: $\alpha = \frac{x}{c}$, (a veces se indica también como %: $\alpha = \frac{x}{c} \cdot 100$)

C) DISOLUCIONES AMORTIGUADORAS, REGULADORAS O TAMPÓN: Son disoluciones formadas por un ácido o una base débil y una de sus sales, la cual está muy disociada. Tienen la propiedad de mantener constante el valor del pH de la disolución aunque ésta se diluya o se le añadan pequeñas cantidades de ácido o de base.

Las disociaciones de ambos son:

Ácido: $HA \rightleftharpoons H^+ + A^-$ En este caso como el ácido es débil (y por tanto está poco disociado) y la sal está completamente disociada, podemos suponer que todo el A^- presente en la disolución procede de la disociación de la sal: $[MA] = [A^-]$

Sal: $MA \rightleftharpoons M^+ + A^-$ mientras que la concentración del ácido en el equilibrio es prácticamente igual a la inicial, por tratarse de un ácido débil

La expresión de la K_a para el ácido es: $K_a = \frac{[H^+].[A^-]}{[AH]} \implies K_a = \frac{[H^+].[SAL]_{INICIAL}}{[AH]_{INICIAL}}$ donde podemos calcular ya $[H^+]$ y con ella el pH.

Si se tratara de una base débil, procederíamos de forma análoga.

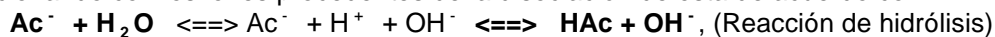
D) DISOLUCIONES DE SALES. HIDRÓLISIS: Existen algunas sales neutras (sin H ni OH) las cuales al disolverlas en agua producen disoluciones que tienen una cierta acidez o basicidad. Este fenómeno recibe el nombre de hidrólisis, y no es más que la reacción de alguno o todos los iones procedentes de la sal con el agua para formar un ácido, una base o ambas cosas.

Cualitativamente puede predecirse la acidez o basicidad de una sal teniendo en cuenta la fortaleza del ácido y de la base formadores de la misma:

- Sal de ácido fuerte y base fuerte:..... Disolución NEUTRA
- Sal de ácido fuerte y base débil..... Disolución ÁCIDA
- Sal de un ácido débil y una base fuerte.. Disolución BÁSICA
- Sal de un ácido débil y una base débil... No puede predecirse ya que depende de la fortaleza relativa de ambas, teniendo el carácter del más fuerte

Para determinar el pH hemos de tener en cuenta que en la disolución se produce simultáneamente la disociación de la sal, que es total pues suelen ser electrolitos fuertes, y la del agua, interaccionando después los iones procedentes de ambas disociaciones ya que hemos de tener presente también el equilibrio de disociación de ese ácido o base débil.

Inicialmente se produce la disociación completa de la sal : $\text{NaAc} \rightleftharpoons \text{Na}^+ + \text{Ac}^-$, y en un segundo paso, los iones Ac^- interaccionarán con el agua (los iones Na^+ no reaccionarían por proceder de una base fuerte), reaccionando con los iones procedentes de la disociación de ésta de acuerdo con:



por lo que su constante de equilibrio (Cte de hidrólisis) es: $K_h = \frac{[\text{HAc}][\text{OH}^-]}{[\text{Ac}^-][\text{H}_2\text{O}]} \implies K_h = \frac{[\text{HAc}][\text{OH}^-]}{[\text{Ac}^-]}$. El

valor de K_h se obtiene de esta expresión: $K_h = \frac{[\text{HAc}][\text{OH}^-]}{[\text{Ac}^-]} \implies K_h = \frac{[\text{HAc}][\text{OH}^-][\text{H}^+]}{[\text{Ac}^-][\text{H}^+]} \implies$

$K_h = \left(\frac{[\text{HAc}]}{[\text{Ac}^-][\text{H}^+]} \right) \cdot ([\text{OH}^-][\text{H}^+])$ donde el primer paréntesis corresponde a la inversa de la constante de

disociación del ácido débil ($\text{HAc} \rightleftharpoons \text{Ac}^- + \text{H}^+$, y el segundo es la constante de disociación del agua (K_w),

así: $K_h = \frac{1}{K_a} \cdot K_w \implies K_h = \frac{K_w}{K_a}$

Para esta reacción tendremos:

	$\text{Ac}^- +$	$\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons$	$\text{HAc} +$	OH^-
Concent. Iniciales	c		---	---
Conc. en equilibrio	c - x		x	x

$$K_h = \frac{[\text{HAc}][\text{OH}^-]}{[\text{Ac}^-]}$$

Siendo "x" el nº de mol/L de iones Ac^- que se hidrolizan (reaccionan con el agua). Así:

$$K_h = \frac{[\text{HAc}][\text{OH}^-]}{[\text{Ac}^-]} \implies K_h = \frac{x \cdot x}{c - x}$$

Cuando la constante de hidrólisis es muy pequeña, puede

despreciarse "x" frente a "c", simplificándose mucho la ecuación: $K_h = \frac{x^2}{c}$ y desde aquí, puede calcularse

"x", que es $[\text{OH}^-]$ y con ello el pOH y posteriormente el pH.

En el caso de una sal procedente de una base débil y un ácido fuerte, se procedería de igual forma, pero en este caso calcularíamos directamente el pH.

Grado de hidrólisis de una sal (α) : Es la proporción de la misma que ha reaccionado con el agua. En el caso de la sal del ejemplo anterior, si “ x ” es el nº de mol/L hidrolizados y “ c ” es la concentración inicial de esta sal, el grado de disociación es: $\alpha = \frac{x}{c}$, (a veces se indica también en %: $\alpha = \frac{x}{c} \cdot 100$).

FUERZA DE LOS ÁCIDOS TERNARIOS

La fuerza ácida de los ácidos ternarios que contienen el mismo elemento central aumenta con el estado de oxidación de dicho elemento. Si contienen distintos elementos del mismo grupo y en el mismo estado de oxidación, aumenta al hacerlo la electronegatividad de ese elemento central.

ENUNCIADOS DE LOS PROBLEMAS DE ÁCIDOS Y BASES RESUELTOS

(Algunos de ellos se podrían incluir en varios grupos)

Los no señalados con asteriscos, son de baja dificultad: aplicación directa de las fórmulas y/o conceptos. Aquellos señalados con un asterisco, son de dificultad media, ya sea por los conceptos necesarios para resolverlos o por tener que relacionar varios de ellos. Los señalados con dos asteriscos, se consideran ya de una cierta dificultad ya sea conceptual o de cálculo

Grupo A- CONCENTRACIONES DE ÁCIDOS Y BASES. CÁLCULO DE pH

Grupo B- ÁCIDOS Y BASES FUERTES

Grupo C- ÁCIDOS Y BASES DÉBILES

Grupo D- ÁCIDOS POLIPRÓTICOS

Grupo E- CÁLCULO DEL pH EN DISOLUCIONES DE SALES

Grupo F- DISOLUCIONES AMORTIGUADORAS o TAMPÓN

Grupo G- REACCIONES ÁCIDO-BASE

Grupo A- CONCENTRACIONES DE ÁCIDOS Y BASES. CÁLCULO DE pH

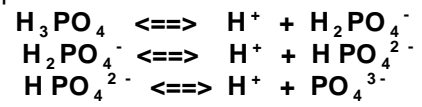
- A-01** - El ácido fosfórico: H_3PO_4 , puede perder tres protones. Escribanse las ecuaciones correspondientes a la pérdida del primero, segundo y tercer protón
- A-02** - Si el pH de una disolución es 3, ¿cuál es el pOH?
- A-03** - Calcúlese el pH de una disolución cuya concentración de protones es $1,5 \cdot 10^{-3}$
- A-04** - El pH de una disolución vale 6,75. Calcúlese la concentración de iones H_3O^+
- A-05** - Calcúlese la concentración de iones hidróxido en cada una de las siguientes disoluciones:
a) $[\text{H}^+] = 1 \cdot 10^{-14} \text{ M}$, b) $[\text{H}^+] = 1 \cdot 10^{-7} \text{ M}$, c) $[\text{H}^+] = 1 \cdot 10^{-10} \text{ M}$, d) $[\text{H}^+] = 1 \cdot 10^{-12} \text{ M}$.
- A-06** - Aplicando la teoría de Brønsted y Lowry razona si son ciertas o falsas las siguientes afirmaciones: a) Un ácido fuerte reacciona con su base conjugada dando una disolución neutra. b) La base conjugada de un ácido débil ($K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$) es una base fuerte. c) Un ácido y su base conjugada se diferencian en un protón.
- A-07** - El ión hidrogenosulfato (HSO_4^-) es anfótero.
a) Escriba y nombre todas las especies que participan en la reacción del anión hidrogenosulfato con agua cuando actúa como ácido.
b) Escriba y nombre todas las especies que participan en la reacción del anión hidrogenosulfato con agua cuando actúa como base.
c) Identifique los pares ácido-base para las dos reacciones anteriores.
- A-08** - Para cada una de las siguientes reacciones acuosas identifique el ácido, la base, el ácido conjugado y la base conjugada. Justifique la respuesta.
a) $\text{HF} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{F}^- + \text{H}_3\text{O}^+$
b) $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{HSO}_4^-$
c) $\text{HSO}_4^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{SO}_4^{2-} + \text{H}_3\text{O}^+$
- A-09** - Para las siguientes especies ¿Cuales de ellas se comportan como ácidos y cuales lo harán como bases: Cl^- ; Fe^{3+} ; H_3O^+ ; NH_3 ; NH_4^+ y SH^- .
- A-10** - Indique la base o el ácido conjugado, en solución acuosa, de las siguientes especies: Escriba en cada caso, la reacción ácido base correspondiente: a) H_3O^+ ; b) NH_3 ; c) Cl^- ; d) B^{3+} ; e) BI_3 ; f) NO_3^- ; g) HF ; h) HCO_3^-
- A-11** - ¿Cuál es la concentración de H^+ en una disolución acuosa cuya concentración en OH^- es $5 \cdot 10^{-14} \text{ mol/L}$?
- A-12** - La concentración de $[\text{H}^+]$ de una disolución 0,100 M de CH_3COOH es $1,33 \cdot 10^{-3} \text{ mol/l}$. ¿Cuál es la concentración de OH^- de esa disolución?
- A-13** - La concentración del ion hidrógeno, $[\text{H}^+]$, en una disolución de ácido clorhídrico diluida es de 0,0076 mol/l. Calcúlese el pH.
- A-14** - La concentración de iones hidroxonio, (H_3O^+), de una disolución es igual a $5 \cdot 10^{-2}$ iones-gramo /litro. Calcular el pH.
- A-15** - Escriba las ecuaciones iónicas para la reacción en disolución acuosa, en caso de haberla, de cada uno de los siguientes iones, indicando si la disolución final será ácida, básica o neutra.
a) NH_4^+
b) Cl^-
c) K^+
d) $\text{CH}_3 - \text{COO}^-$
-
- A-16** - El pH de una lluvia ácida caída en un bosque fue de 2,40. La concentración de ion hidrógeno en ese agua es:
a) 0,0254 mol/L
b) 0,0421 mol/L
c) 0,00398 mol/L
d) 0,00300 mol/L

ÁCIDO-BASE - A-01

El ácido fosfórico: H_3PO_4 , puede perder tres protones. Escribanse las ecuaciones correspondientes a la pérdida del primero, segundo y tercer protón

RESOLUCIÓN

Las sucesivas pérdidas de los protones del ácido fosfórico tienen lugar de acuerdo con las ecuaciones:



ÁCIDO-BASE - A-02

Si el pH de una disolución es 3, ¿cuál es el pOH?

La relación entre los valores del pH y del pOH se obtiene a partir del producto iónico del agua, cuya disociación es: $\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{OH}^-$, en la cual la constante de disociación es: $10^{-14} = [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-]$, en la cual, al aplicar logaritmos y cambiar de signo: $14 = (-\lg [\text{H}^+]) + (-\lg [\text{OH}^-])$, donde llamamos $\text{pH} = -\lg [\text{H}^+]$ Y $\text{pOH} = -\lg [\text{OH}^-]$, por lo que **$\text{pH} + \text{pOH} = 14$** .

Por lo tanto en este caso si $\text{pH} = 3$, **$\implies \text{pOH} = 14 - 3 = 11$**

ÁCIDO-BASE - A-03

Calcúlese el pH de una disolución cuya concentración de protones es $1,5 \cdot 10^{-3}$

RESOLUCIÓN

El concepto de pH fue definido por Sørensen como: **$\text{pH} = - \text{Lg} [\text{H}^+]$**

Por tanto, dado que nos dan la concentración de protones de la disolución: $[\text{H}^+] = 1,5 \cdot 10^{-3}$, sustituimos directamente en la fórmula, y nos quedará:

$$\text{pH} = - \text{Lg} [1,5 \cdot 10^{-3}] = 2,82$$

ÁCIDO BASE - A-04

El pH de una disolución vale 6,75. Calcúlese la concentración de iones H_3O^+

RESOLUCIÓN

Cuando se disocia un ácido en disolución acuosa, deja libres protones: $\text{HCl} \rightleftharpoons \text{Cl}^- + \text{H}^+$ siendo la concentración de éstos la que nos va a indicar la acidez de esa disolución. No obstante, al existir en esa disolución moléculas de agua, cada protón se combinará con una molécula de agua uniéndose mediante un enlace covalente coordinado al átomo de oxígeno para formar hidrogeniones de acuerdo con la reacción: $\text{H}^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+$, de ahí que se utilicen indistintamente los protones o los hidrogeniones para indicar la acidez de una disolución, aunque es más correcto utilizar los hidrogeniones, ya que es la forma en la que se encuentran los protones en las disoluciones acuosas.

El pH es una herramienta matemática que se utiliza para expresar con más facilidad en carácter ácido de una sustancia. Viene dado por la expresión; $\text{pH} = -\lg [\text{H}_3\text{O}^+]$, por lo que aplicandolo a estos datos, tendremos que: $6,75 = -\lg [\text{H}_3\text{O}^+]$; por lo que: $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-6,75} = 1,78 \cdot 10^{-7}$

ÁCIDO-BASE - A-05

Calcúlese la concentración de iones hidróxido en cada una de las siguientes disoluciones:

a) $[H^+] = 1.10^{-14} M$, b) $[H^+] = 1.10^{-7} M$, c) $[H^+] = 1.10^{-10} M$, d) $[H^+] = 1.10^{-12} M$. *

RESOLUCIÓN

La relación entre los valores del pH y del pOH se obtiene a partir del producto iónico del agua, cuya disociación es: $H_2O \rightleftharpoons H^+ + OH^-$, en la cual la constante de disociación es: $10^{-14} = [H^+] \cdot [OH^-]$, en la cual, al aplicar logaritmos y cambiar de signo: $14 = (-\lg [H^+]) + (-\lg [OH^-])$, donde llamamos $pH = -\lg [H^+]$ y $pOH = -\lg [OH^-]$, por lo que **$pH + pOH = 14$** .

En este caso, podemos calcular directamente la concentración de iones hidróxido sin más que sustituir en la expresión del producto iónico del agua:

$$[OH^-] = \frac{10^{-14}}{[H^+]}, \text{ o bien hacerlo por medio del pH: } pOH = 14 - pH$$

a) $[H^+] = 1.10^{-14} M$ $[OH^-] = \frac{10^{-14}}{10^{-14}} = 1 \text{ Molar}$; O bien: $pH = -\lg(1.10^{-14}) = 14$; $pOH = 14 - 14 = 0$;
 $[OH^-] = 10^0 = 1 \text{ Molar}$,

b) $[H^+] = 1.10^{-7} M$ $[OH^-] = \frac{10^{-14}}{10^{-7}} = 10^{-7} \text{ Molar}$; O bien: $pH = -\lg(1.10^{-7}) = 7$; $pOH = 14 - 7 = 7$;
 $[OH^-] = 10^{-7} \text{ Molar}$,

c) $[H^+] = 1.10^{-10} M$ $[OH^-] = \frac{10^{-14}}{10^{-10}} = 10^{-4} \text{ Molar}$; O bien: $pH = -\lg(1.10^{-10}) = 10$; $pOH = 14 - 10 = 4$
 $[OH^-] = 10^{-4} \text{ Molar}$,

d) $[H^+] = 1.10^{-12} M$ $[OH^-] = \frac{10^{-14}}{10^{-12}} = 10^{-2} \text{ Molar}$; O bien: $pH = -\lg(1.10^{-12}) = 12$; $pOH = 14 - 12 = 2$;
 $[OH^-] = 10^{-2} \text{ Molar}$,

ÁCIDO-BASE A-06

Aplicando la teoría de Brönsted y Lowry razona si son ciertas o falsas las siguientes afirmaciones:

- Un ácido fuerte reacciona con su base conjugada dando una disolución neutra.
- La base conjugada de un ácido débil ($K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$) es una base fuerte.
- Un ácido y su base conjugada se diferencian en un protón.

RESOLUCIÓN

La teoría de Brönsted y Lowry establece el concepto de ácido y base conjugados, de tal manera que un ácido es aquella sustancia capaz de ceder un protón al disolvente, mientras que una base es aquella sustancia capaz de aceptar un protón del disolvente.

De esta manera, cuando un ácido cede un protón al disolvente se convierte en una especie que es capaz de aceptar un protón del disolvente, es decir, se ha convertido en una base, llamada base conjugada.

Así, el ácido HA en agua: $HA + H_2O \rightleftharpoons A^- + H_3O^+$

donde el ácido es el HA, pues le cede su protón al agua, convirtiéndose en el ion A^- , que es su base conjugada ya que si acepta un protón del disolvente, se convertirá de nuevo en el ácido HA.

Cuando se trata de un ácido fuerte (aquel que se encuentra totalmente disociado) esa reacción está muy desplazada hacia la derecha, lo cual indica que el ácido tiene mucha tendencia a ceder el protón (ácido fuerte) mientras que su base conjugada tiene muy poca tendencia a aceptar el protón del disolvente (base débil). Si se tratase de un ácido débil, la reacción anterior se encontrará muy desplazada hacia la izquierda dado que el ácido al ser débil tiene poca tendencia a ceder protones al disolvente, mientras que su base conjugada tendrá mucha tendencia a aceptar protones del disolvente, de manera que en la disolución se encontrará mayoritariamente en forma de ácido HA.

- Por todo lo anterior, podemos deducir que un ácido NO REACCIONA con su base conjugada ya que ésta es, en sí misma, una parte del propio ácido. Por tanto la afirmación A) es FALSA
- Si el ácido es débil su base conjugada es fuerte: Esta afirmación es CIERTA, como ya hemos explicado antes.
- La propia definición de ácido y base conjugados ya nos indican que se diferencian ambos en un protón, por lo que esta afirmación es también CIERTA.

ÁCIDO-BASE - A-07

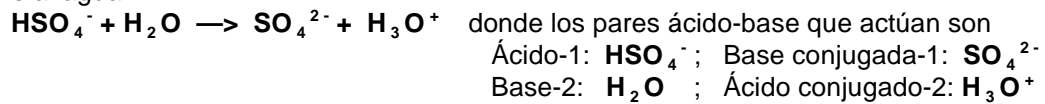
El ión hidrogenosulfato (HSO_4^-) es anfótero.

- Escriba y nombre todas las especies que participan en la reacción del anión hidrogenosulfato con agua cuando actúa como ácido.
- Escriba y nombre todas las especies que participan en la reacción del anión hidrogenosulfato con agua cuando actúa como base.
- Identifique los pares ácido-base para las dos reacciones anteriores.

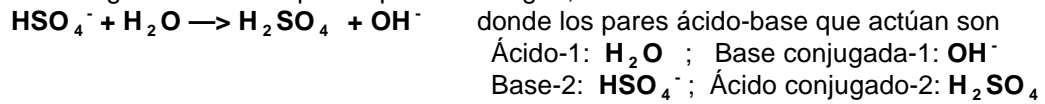
RESOLUCIÓN:

De acuerdo con la teoría de Brønsted y Lowry, un ácido es aquella especie que es capaz de ceder protones al disolvente, mientras que una base es aquella especie capaz de aceptar protones del disolvente.

A) Si el ion hidrogenosulfato se encuentra en disolución acuosa, actuará como ácido cuando le ceda el protón que tiene al agua:



B) Pero si este ion hidrogenosulfato acepta un protón del agua, actuará como base:



ÁCIDO-BASE - A-08

Para cada una de las siguientes reacciones acuosas identifique el ácido, la base, el ácido conjugado y la base conjugada. Justifique la respuesta.

- a) $\text{HF} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{F}^- + \text{H}_3\text{O}^+$
b) $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{HSO}_4^-$
c) $\text{HSO}_4^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{SO}_4^{2-} + \text{H}_3\text{O}^+$

RESOLUCIÓN

El concepto de ácido y base conjugado procede de la teoría ácido-base de Brønsted, que define los ácidos como "aquellas sustancias que son capaces de ceder protones al disolvente", mientras que las bases serán "aquellas sustancias capaces de aceptar protones del disolvente", teniendo en cuenta estas definiciones, cuando una sustancia cede un protón al disolvente, se comporta como un ácido y, al ceder ese protón, se convierte en una especie susceptible de volver a aceptarlo (es su base conjugada) y viceversa: Cuando una sustancia acepta un protón del disolvente, se convierte en una especie susceptible de perderlo, es decir, en un ácido (el ácido conjugado).

Por tanto un ácido y su base conjugada se diferenciarán en un protón (el ácido tiene un protón más que la base).

Para las sustancias dadas son:

ÁCIDO 1	BASE 2		BASE 1	ÁCIDO 2
$\text{HF} +$	H_2O	\rightleftharpoons	$\text{F}^- +$	H_3O^+
$\text{H}_2\text{SO}_4 +$	H_2O	\rightleftharpoons	$\text{HSO}_4^- +$	H_3O^+
$\text{HSO}_4^- +$	H_2O	\rightleftharpoons	$\text{SO}_4^{2-} +$	H_3O^+

Siendo BASE 1 la base conjugada del ÁCIDO 1 y BASE 2 la base conjugada del ÁCIDO 2

ÁCIDO-BASE - A-09

Para las siguientes especies ¿Cuales de ellas se comportan como ácidos y cuales lo harán como bases: Cl^- ; Fe^{3+} ; H_3O^+ ; NH_3 ; NH_4^+ y SH^-

RESOLUCIÓN

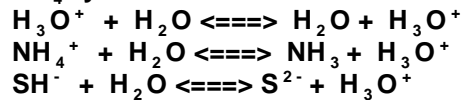
En los dos primeros casos vamos a tener presente la teoría ácido-base de Lewis: "Un ácido es cualquier sustancia, radical o ion capaz de aceptar pares de electrones", mientras que una base "es cualquier sustancia, radical o ion capaz de ceder pares de electrones".

Por tanto, el ion Cl^- es un ion muy estable que no es capaz de aceptar electrones por tener completa su envoltura electrónica, pero tampoco tiene tendencia a ceder sus electrones de la última capa, por lo que tampoco se comportará como base.

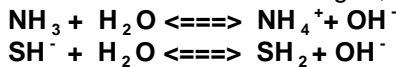
El catión Fe^{3+} no tiene tendencia a ceder más electrones, por lo que no se comportará como base, pero sí puede aceptar pares de electrones, por lo que se comportará como un ácido de Lewis.

Para el resto de los casos, su acidez o basicidad la podemos explicar por medio de la teoría ácido-base de Brønsted: "Un ácido es cualquier sustancia, radical o ion capaz de ceder protones al disolvente", mientras que una base "es cualquier sustancia, radical o ion capaz de aceptar protones del disolvente"

Por tanto, se comportarán como ácidos aquellos que contengan protones susceptibles de ser cedidos, a saber: H_3O^+ ; NH_4^+ y SH^- . Si el disolvente fuera el agua, sus reacciones serían:



Mientras que los que se comportarán como bases son NH_3 y SH^- , pues ambos son capaces de aceptar protones. Si el disolvente fuera el agua, sus reacciones serían:



Donde, como vemos, el SH^- se comporta como ácido y como base, es, pues, una sustancia anfótera

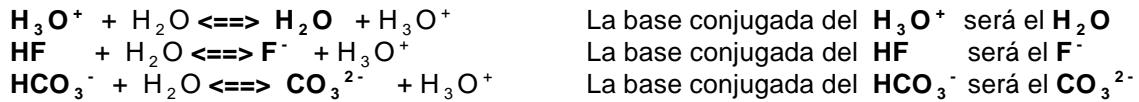
ÁCIDO-BASE - A-10

Indique la base o el ácido conjugado, en solución acuosa, de las siguientes especies: Escriba en cada caso, la reacción ácido base correspondiente: a) H_3O^+ ; b) NH_3 ; c) Cl^- ; d) B^{3+} ; e) BI_3 ; f) NO_3^- ; g) HF ; h) HCO_3^-

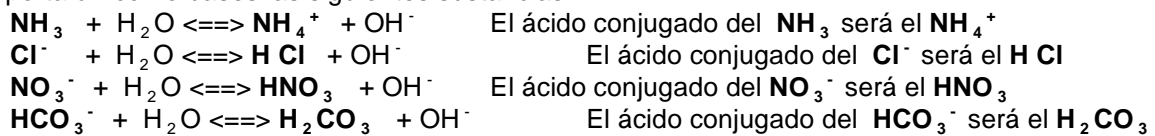
RESOLUCIÓN

El concepto de ácido y base conjugado procede de la teoría ácido-base de Brönsted, que define los ácidos como "aquellas sustancias que son capaces de ceder protones al disolvente", mientras que las bases serán "aquellas sustancias capaces de aceptar protones del disolvente", teniendo en cuenta estas definiciones,

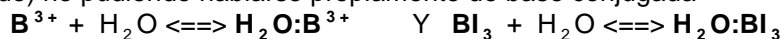
Se comportarán como ácidos las siguientes sustancias:



Se comportarán como bases las siguientes sustancias:



En los casos del B^{3+} y del BI_3 hemos de tener en cuenta la teoría ácido-base de Lewis, que define los ácidos como aquellas sustancias capaces de aceptar pares de electrones. En este caso ambos se comportarán como ácidos ya que el átomo de B tiene defecto de electrones y es capaz, por tanto, de aceptar el par de electrones solitarios que tiene el oxígeno del agua formando un compuesto de adición (ion o compuesto hidratado) no pudiendo hablarse propiamente de base conjugada



ACIDO-BASE- A-11

¿Cuál es la concentración de H^+ en una disolución acuosa cuya concentración en OH^- es $5 \cdot 10^{-14}$ mol/L?

RESOLUCIÓN

La relación entre el pH y el pOH viene dada por el producto iónico del agua: $[H^+].[OH^-] =$

$$10^{-14}, \text{ y de ahí: } [H^+] = \frac{10^{-14}}{[OH^-]}; [H^+] = \frac{10^{-14}}{5 \cdot 10^{-14}}; [H^+] = 0,2 \text{ Molar}$$

ÁCIDO-BASE - A-12

La concentración de $[H^+]$ de una disolución 0,100 M de CH_3COOH es $1,33 \cdot 10^{-3}$ mol/l. ¿Cuál es la concentración de OH^- de esa disolución?

RESOLUCIÓN

La relación entre las concentraciones de $[H^+]$ y de los $[OH^-]$ en las disoluciones acuosas viene dada por el producto iónico del agua: $[H^+] \cdot [OH^-] = 10^{-14}$, por lo que como en este caso conocemos la concentración de protones, tendremos:

$$(1,33 \cdot 10^{-3}) \cdot [OH^-] = 10^{-14} \text{ de donde } [OH^-] = \frac{10^{-14}}{1,33 \cdot 10^{-3}} ;$$

$$[OH^-] = 7,52 \cdot 10^{-12} \text{ Molar}$$

ÁCIDO-BASE - A-13

La concentración del ion hidrógeno, $[H^+]$, en una disolución de ácido clorhídrico diluida es de $0,0076 \text{ mol/l}$. Calcúlese el pH.

RESOLUCIÓN

El concepto de pH fue definido por Sørensen como: **$pH = - \text{Lg} [H^+]$**

Por tanto, dado que nos dan la concentración de protones de la disolución: $[H^+] = 0,0076$, sustituimos directamente en la fórmula, y nos quedará:

$$pH = - \text{Lg} [0,0076] = 2,12$$

ÁCIDO-BASE A-14

La concentración de iones hidroxonio, (H_3O^+), de una disolución es igual a $5 \cdot 10^{-2}$ iones-gramo /litro. Calcular el pH.

RESOLUCIÓN

El pH se define como: $\text{pH} = -\text{Lg} [\text{H}_3\text{O}^+]$, por lo que en este caso sustituimos directamente en esta expresión :

$$\text{pH} = -\text{Lg} (5 \cdot 10^{-2}) = 1,3$$

ÁCIDO-BASE - A - 15

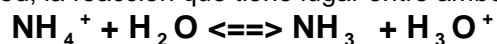
Escriba las ecuaciones iónicas para la reacción en disolución acuosa, en caso de haberla, de cada uno de los siguientes iones, indicando si la disolución final será ácida, básica o neutra.

- a) NH_4^+
- b) Cl^-
- c) K^+
- d) $\text{CH}_3 - \text{COO}^-$

RESOLUCIÓN

Si se trata de iones procedentes de ácidos o bases fuertes, no reaccionarán con los iones procedentes de la disociación del agua: H^+ o bien OH^- , pero si proceden de la disociación de ácidos o bases débiles, sí reaccionarán con el agua intercambiando protones con ella; así, tenemos que:

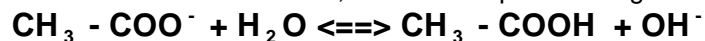
- a) NH_4^+ : se trata de un ion procedente de la disociación de una base débil (el amoníaco) por tanto reaccionará con el disolvente, agua, cediéndole a ésta un protón, por lo que se trata de un ácido de Brönsted, la reaccion que tiene lugar entre ambos es:



- b) Cl^- es un ion procedente de la disociación de un ácido fuerte (el HCl) por lo que no reaccionará con el disolvente, agua

- c) $\text{CH}_3 - \text{COO}^-$ es un ion procedente de la disociación de una base fuerte (el KOH) por lo que no reaccionará con el disolvente, agua

- D) $\text{CH}_3 - \text{COO}^-$ se trata de un ion procedente de la disociación de un ácido débil (el ac. Acético: $\text{CH}_3 - \text{COOH}$) por tanto reaccionará con el disolvente, agua, aceptando de ésta un protón, por lo que se trata de una base de Brönsted, la reaccion que tiene lugar entre ambos es:



ÁCIDO-BASE - A-16

El pH de una lluvia ácida caída en un bosque fue de 2,40. La concentración de ión hidrógeno en ese agua es:

- a) $2,54 \cdot 10^{-2}$ moles /L
- b) $4,21 \cdot 10^{-2}$ moles /L
- c) $3,98 \cdot 10^{-3}$ moles/L
- d) $3,00 \cdot 10^{-3}$ moles/L

RESOLUCIÓN

$$\text{pH} = -\lg[\text{H}^+] ; 2,40 = -\lg[\text{H}^+] \implies [\text{H}^+] = 10^{-2,40} = 3,98 \cdot 10^{-3}$$

(Opción C)

Grupo B- ÁCIDOS Y BASES FUERTES

- B-01** - Se disuelven 2,3 g de ácido nítrico en agua suficiente para obtener 150 mL de disolución. Calcular el pH, si se supone la disociación completa. DATOS: H = 1,0 ; N = 14,0 ; O = 16,0
- B-02** - Calcular el pH de las siguientes disoluciones acuosas: a) $5,5 \cdot 10^{-2}$ M de HNO_3 , b) $2,5 \cdot 10^{-2}$ M de KOH
- B-03** - Calcule los $[\text{H}_3\text{O}^+]$, $[\text{OH}^-]$, el pH y el pOH de HCl 0,01 M
- B-04** - Calcule de un modo razonado:
a) ¿Cual es el pH de 100 mL de agua destilada?
B) ¿Cual será el pH después de añadirle $0,05 \text{ cm}^3$ de ácido clorhídrico 10M?
- B-05 (*)**- Calcule el pH de una disolución $2 \cdot 10^{-8}$ M de ácido clorhídrico.
- B-06** - Calcular $[\text{H}^+]$ y pH de una disolución de HNO_3 0,002 M, si está ionizada el 100%.
- B-07** - Se tiene un ác. Nítrico diluido al 50% en peso y $d=1,3100 \text{ g/mL}$. Calcular su pH así como la cantidad de la misma que se necesitará para neutralizar 200 mL de una disolución 0,5 M de NaOH
- B-08 (*)**- El pH de 1 litro de disolución de hidróxido sódico es 12.
a) Calcular los gramos del álcali que se utilizan en la preparación de esta disolución.
b) ¿Qué volumen de agua hay que añadir a la disolución anterior para que el pH sea 11 ?
- B-09** - ¿Cuál es el pH de una disolución 0,05 M de ácido clorhídrico?
- B-10** - 200 ml de una disolución acuosa al 35% de cloruro de hidrogeno y densidad 1,180 g/ml se diluyen hasta un volumen de 1 litro. Calcule el pH de la disolución resultante si la densidad de la misma es de 1,040 g/ml
-

ÁCIDO-BASE B-01

Se disuelven 2,3 g de ácido nítrico en agua suficiente para obtener 150 mL de disolución. Calcular el pH, si se supone la disociación completa.

DATOS: H = 1,0 ; N = 14,0 ; O = 16,0

RESOLUCIÓN

El Peso molecular del ácido nítrico es: $\text{HNO}_3 = 1,0 + 14,0 + 3 \cdot 16,0 = 63$

La molaridad de la disolución obtenida es:

$$M = \frac{g}{Pm \cdot L} = \frac{2,3}{63 \cdot 0,150} ; M = 0,24 \text{ Molar}$$

Para determinar el pH de esta disolución, hemos de tener en cuenta la estequiometría de la disociación del ácido nítrico, que es:

	HNO_3	\rightleftharpoons	$\text{H}^+ +$	NO_3^-
inicial	0,24		---	---
En equilibrio	---		0,24	0,24

Y teniendo en cuenta que el pH es: $\text{pH} = -\lg[\text{H}^+] = -\lg[0,24] \Rightarrow \text{pH} = 0,61$

ACIDO-BASE - B-02

Calcular el pH de las siguientes disoluciones acuosas: a) $5,5 \cdot 10^{-2}$ M de HNO_3 , b) $2,5 \cdot 10^{-2}$ M de KOH

RESOLUCIÓN

En ambos casos se trata de electrolitos fuertes, y por tanto completamente disociados. Sus equilibrios de disociación son:

	HNO_3	\rightleftharpoons	$\text{H}^+ +$	NO_3^-	$\text{pH} = -\lg [\text{H}^+]; \text{pH} = -\lg 5,5 \cdot 10^{-2}$
Inicial	$5,5 \cdot 10^{-2}$		---	---	pH = 1,26
En equilibrio	---		$5,5 \cdot 10^{-2}$	$5,5 \cdot 10^{-2}$	

	KOH	\rightleftharpoons	$\text{K}^+ +$	OH^-	$\text{pOH} = -\lg [\text{OH}^-]; \text{pOH} = -\lg 2,5 \cdot 10^{-2}$
Inicial	$2,5 \cdot 10^{-2}$		---	---	$\text{pOH} = 1,6$; y como $\text{pH} + \text{pOH} = 14$
En equilibrio	---		$2,5 \cdot 10^{-2}$	$2,5 \cdot 10^{-2}$	$\text{pH} = 14 - 1,6 = 12,4$; pH = 12,4

ÁCIDO-BASE - B-03

Calcule los $[H_3O^+]$, $[OH^-]$, el pH y el pOH de HCl 0,01 M

RESOLUCIÓN

Dado que el HCl es un electrolito fuerte, en disolución acuosa estará completamente disociado, por lo que al establecerse el equilibrio no nos quedará nada de HCl sin disociar, y se habrá formado esa misma cantidad de los dos iones que se producen: el H_3O^+ y el Cl^- . Así, su equilibrio de disociación será:

	HCl \rightleftharpoons	H_3O^+ +	Cl^-
Inicial	0.01	----	----
En equilibrio	----	0.01	0,01

$$[H_3O^+] = 0,01 = 10^{-2}$$

$$pH = -\lg[H^+] = -\lg 0,01 \Rightarrow pH = 2$$

El pOH se determina teniendo en cuenta que la relación entre éste y el pH es: $pH + pOH = 14$, por lo tanto:
 $2 + pOH = 14$; **pOH = 12** Y por tanto, como $pOH = -\lg [OH^-] \Rightarrow [OH^-] = 10^{-12}$

ÁCIDO-BASE - B - 04

Calcule de un modo razonado:

a) ¿Cual es el pH de 100 mL de agua destilada?

B) ¿Cual será el pH después de añadirle 0,05 cm³ de ácido clorhídrico 10M?

RESOLUCIÓN

A) La disociación del agua es: $\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{OH}^-$ donde vemos que se forma la misma cantidad de iones H^+ que de iones OH^- , por lo que la concentración de ambos en el equilibrio es la misma, es decir, que en la disociación del agua destilada de cumple que: $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-]$ y dado que la expresión del producto iónico del agua es: $[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 10^{-14}$, resultará que:
 $[\text{H}^+][\text{H}^+] = 10^{-14} \Rightarrow [\text{H}^+]^2 = 10^{-14}$; $[\text{H}^+] = 10^{-7}$ y por tanto $\text{pH} = -\lg[\text{H}^+] = -\lg 10^{-7}$:

$$\text{PH} = 7$$

B) Al añadirle 0,05 mL de H Cl 10 M, el número de moles de ácido que le añadimos, obtenido a partir de la

expresión de la Molaridad, es: $M = \frac{n^\circ \text{ moles}}{L}$; $10 = \frac{n^\circ \text{ moles}}{0,00005}$; **Nº moles de H Cl = $5 \cdot 10^{-4}$**

y estas moles estarán disueltas en un volumen que es la suma del volumen del agua destilada (100 mL) más el volumen de esta disolución que le hemos añadido (0,05 mL), que hacen un total de 100,05 mL. Así, la concentración en H Cl de la disolución obtenida es:

$$M = \frac{5 \cdot 10^{-4}}{0,10005} = 5 \cdot 10^{-3} \text{ Molar}$$

Dado que el H Cl es un ácido fuerte, estará completamente disociado:

	$\text{H Cl} \rightleftharpoons$	$\text{H}^+ +$	Cl^-
INICIAL	$5 \cdot 10^{-3}$	----	----
EN EQUILIBRIO	----	$5 \cdot 10^{-3}$	$5 \cdot 10^{-3}$

$$\text{pH} = -\lg[\text{H}^+] = -\lg 5 \cdot 10^{-3}; \text{pH} = 2,30$$

ÁCIDO-BASE - B 05

Calcule el pH de una disolución $2 \cdot 10^{-8}$ M de ácido clorhídrico.

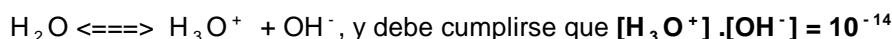
RESOLUCIÓN

Teniendo en cuenta que se trata de un ácido fuerte, y por tanto está completamente disociado, si realizásemos los cálculos de la forma habitual, nos quedaría:

	HCl \rightleftharpoons	H_3O^+ +	Cl^-	
INICIAL	$2 \cdot 10^{-8}$	---	---	$pH = -\lg[H_3O^+]$
EN EQUILIBRIO	-----	$2 \cdot 10^{-8}$	$2 \cdot 10^{-8}$	$pH = -\lg 2 \cdot 10^{-8} = 7,70$

Obviamente al tratarse de una disolución de un ácido fuerte en agua, el pH de la disolución resultante debe ser siempre menor de 7 (disolución ácida), cosa que no sucede si realizásemos los cálculos de esta forma.

En estos casos de disoluciones extremadamente diluidas no podemos despreciar la disociación del agua, la cual, al disociarse, también aporta iones H_3O^+ a la disolución



Por lo tanto, en este caso hemos de contemplar la simultaneidad de ambos procesos de los cuales el correspondiente a la disociación del HCl es completo, por lo que en el equilibrio tendremos:

- iones Cl^- los procedentes de la disociación del HCl: $[Cl^-] = 2 \cdot 10^{-8}$
- iones OH^- los procedentes de la disociación del agua
- iones H_3O^+ los procedentes de la disociación del HCl (que son $2 \cdot 10^{-8}$) más los procedentes de la disociación del agua

Además, al hacer un balance de las cargas eléctricas, el número de cargas positivas, que son las de los iones H_3O^+ ha de ser igual al de cargas negativas (las de los iones Cl^- más las de los iones OH^-).
 $[H_3O^+] = [Cl^-] + [OH^-]$.

Con todas estas ecuaciones, planteamos un sistema que hemos de resolver:

$$\left. \begin{array}{l} 10^{-14} = [H_3O^+] \cdot [OH^-] \\ [Cl^-] = 2 \cdot 10^{-8} \\ [H_3O^+] = [Cl^-] + [OH^-] \end{array} \right\} \text{ Vamos a eliminar } [OH^-] \text{ despejándola en la 3ª y sustituyendo en la 1ª, y así: } \\ [OH^-] = [H_3O^+] - 2 \cdot 10^{-8} \text{ y así: } 10^{-14} = [H_3O^+] \cdot ([H_3O^+] - 2 \cdot 10^{-8})$$

donde nos queda la ecuación de 2º grado siguiente: $[H_3O^+]^2 - 2 \cdot 10^{-8} \cdot [H_3O^+] - 10^{-14} = 0$, la cual hemos

de resolver: $[H_3O^+] = \frac{2 \cdot 10^{-8} \pm \sqrt{(2 \cdot 10^{-8})^2 + 4 \cdot 10^{-14}}}{2}$ la cual solamente nos da una solución válida (la otra es negativa y una concentración no puede serlo), que es $[H_3O^+] = 1,105 \cdot 10^{-7}$ y por tanto el pH es:

$$pH = -\lg [H_3O^+] = -\lg 1,105 \cdot 10^{-7}; \text{ pH} = 6,957$$

En estos casos de disoluciones extremadamente diluidas, podemos despreciar los protones procedentes de la disociación del ácido, por lo que en la disolución solamente consideraremos los procedentes del agua, con lo cual podemos decir que con mucha aproximación el pH = 7

ÁCIDO-BASE B-06

Calcular $[H^+]$ y pH de una disolución de HNO_3 0,002 M, si está ionizada el 100%.

RESOLUCIÓN

Para determinar el pH de esta disolución, hemos de tener en cuenta la estequiometría de la disociación del ácido nítrico, en la que al estar completamente disociado será:

	HNO_3	\rightleftharpoons	$H^+ +$	NO_3^-
inicial	0,002		---	---
En equilibrio	---		0	0

Donde vemos que $[H^+] = 0,002$

Y teniendo en cuenta que el pH es: $pH = -\lg[H^+] = -\lg[0,002] \Rightarrow pH = 2,7$

ÁCIDO-BASE - B-07

Se tiene un ác. Nítrico diluido al 50% en peso y $d=1,3100 \text{ g/mL}$. Calcular su pH así como la cantidad de la misma que se necesitará para neutralizar 200 mL de una disolución 0,5 M de NaOH

RESOLUCIÓN

Determinamos el peso molecular del soluto, en este caso el ácido nítrico:

$$\text{HNO}_3: \Rightarrow 1 \cdot 1 + 14 \cdot 1 + 16 \cdot 3 = 63,0$$

Para completar la tabla, tenemos que tomar una cantidad de partida, que puede ser cualquiera, ya sea cantidad de disolución, soluto o incluso disolvente. En este caso vamos a tomar como referencia 1 litro de disolución, dato que colocaremos en la tabla en la correspondiente casilla

	SOLUTO	DISOLVENTE	DISOLUCIÓN
Masa	539 g = 8,55 moles	+ 561 g	= 1100 g
Volumen	----		1 litro = 1000 ml

A partir de él, determinamos la masa de la disolución partiendo de la densidad de la misma (1,1000 g/ml), que es: $m = v \cdot d = 1000 \cdot 1,3100 = 1310 \text{ g}$

De esta cantidad sabemos que el 50% es soluto y así: $g \text{ soluto} = 1310 \cdot 0,50 = 655 \text{ g soluto ác. Nítrico}$, por lo que la cantidad restante será disolvente agua: $1310 - 655 = 655 \text{ g de agua}$.

Este dato lo colocamos en la tabla, expresándolo también en moles: $n = 655/63 = 10,39 \text{ moles}$

Y ya con estos datos, se calcula la Molaridad de la disolución: $M = \frac{\text{molessoluto}}{\text{litrodisolucion}}$; $M = \frac{10,39}{1} = 10,39$

Molar Y para determinar el pH, hemos de tener en cuenta que el ácido nítrico es un ácido fuerte, por lo que estará completamente dissociado, así:

	$\text{HNO}_3 \rightleftharpoons$	$\text{H}^+ +$	NO_3^-	$\text{pH} = -\lg[\text{H}^+]$
Inicial	10,39	----	----	$\text{pH} = -\lg 10,39$; pH = - 1,02
En equilibrio	----	10,39	10,39	

Para calcular la cantidad que reaccionará con el NaOH, hemos de tener en cuenta la reacción entre ambos:

	$\text{HNO}_3 +$	$\text{NaOH} \rightarrow$	$\text{NaNO}_3 +$	H_2O
Inicial	1 mol	1 moles	1 mol	1 moles
En equilibrio	X	0,1 moles		

Donde la cantidad de NaOH la obtenemos a partir de la expresión de la Molaridad: $M = \frac{\text{molessoluto}}{\text{litrodisolucion}}$

$0,5 = \frac{n^\circ \text{ moles}}{0,200}$; $N^\circ \text{ moles NaOH: } 0,5 \cdot 0,2 = 0,1 \text{ moles}$, y así, la cantidad de ácido nítrico necesaria es:

$X = \frac{0,1}{1} = 0,1 \text{ moles de ácido nítrico}$, y el volumen que contiene ese n° de moles se obtiene también a partir

de la expresión de la molaridad: $10,39 = \frac{0,1}{V}$; $V = 9,62 \cdot 10^{-3} \text{ Litros} = 9,6 \text{ mL de HNO}_3$

ÁCIDO-BASE - B-08

El pH de 1 litro de disolución de hidróxido sódico es 12.

a) Calcular los gramos del álcali que se utilizan en la preparación de esta disolución.

b) ¿Qué volumen de agua hay que añadir a la disolución anterior para que el pH sea 11 ?

RESOLUCIÓN

Si el pH = 12 ==> pOH = 14 - pH = 14 - 12 = 2 , por lo que: $[\text{OH}^-] = 10^{-2} = 0,01 \text{ M}$

Teniendo en cuenta que el hidróxido de sodio es un electrolito fuerte y está completamente disociado, la estequiometría de su disociación es (Suponemos una concentración inicial "c")

	NaOH	<====>	Na ⁺ +	OH ⁻
Inicial	c		----	----
En equilibrio	----		c	c

y dado que $[\text{OH}^-] = 0,01 = c$, la concentración inicial del NaOH es: $[\text{NaOH}] = 0,01 \text{ Molar}$

La cantidad del mismo que se necesita para preparar esta disolución se obtiene partiendo de la expresión que nos da la Molaridad de una disolución:

$$M = \frac{g}{Pm.L}; 0,01 = \frac{g}{40,1}; \text{ de donde } \mathbf{g = 0,4 \text{ g de NaOH se necesitarán}}$$

Si ahora le añadimos agua hasta que el pH sea 11, repetiremos los cálculos anteriores para determinar la concentración de la disolución de NaOH:

Si ahora el pH = 11 ==> pOH = 14 - pH = 14 - 11 = 3 , por lo que: $[\text{OH}^-] = 10^{-3} = 0,001 \text{ M}$

Teniendo en cuenta que el hidróxido de sodio es un electrolito fuerte y está completamente disociado, la estequiometría de su disociación es (Suponemos una concentración inicial "c")

	NaOH	<====>	Na ⁺ +	OH ⁻
Inicial	c		----	----
En equilibrio	----		c	c

y dado que $[\text{OH}^-] = 0,001 = c$, la concentración inicial del NaOH es: $[\text{NaOH}] = 0,001 \text{ Molar}$

Dado que para preparar esta disolución le hemos añadido solamente agua, la cantidad de soluto NaOH será exactamente la misma que teníamos en la primera disolución: 0,4 gramos, por lo que con este dato y con la concentración de esta última disolución, vamos a calcular el volumen de la misma: $0,001 = \frac{0,4}{40.V}$, de donde

obtenemos que: $V = \frac{0,4}{40.0,001}$; $\mathbf{V = 10 \text{ Litros}}$, y como el volumen de la disolución inicial era de 1 litro, le

hemos tenido que añadir la diferencia: $V \text{ agua añadido} = 10 - 1 = \mathbf{9 \text{ litros de agua}}$

ÁCIDO-BASE B-09

¿Cuál es el pH de una disolución 0,05 M de ácido clorhídrico?

RESOLUCIÓN

Se trata de un ácido fuerte, y por tanto completamente disociado. Su equilibrio de disociación es:

	HCl	\rightleftharpoons	H ⁺ +	Cl ⁻
Inicial	0,05		---	---
En equilibrio	---		0,05	0,05

$\text{pH} = -\lg [\text{H}^+]$; $\text{pH} = -\lg 0,05$

pH = 1,30

ÁCIDO-BASE B-10

200 ml de una disolución acuosa al 35% de cloruro de hidrogeno y densidad 1,180 g/ml se diluyen hasta un volumen de 1 litro. Calcule el pH de la disolución resultante si la densidad de la misma es de 1,040 g/ml

RESOLUCIÓN

La cantidad de soluto que tenemos en la disolución inicial es la que tendremos en la disolución final que vamos a preparar, y la calculamos teniendo en cuenta los datos que nos dan: 35% y $d = 1,180$ g/ml

Soluto	Disolvente	Disolución	
82,6	+	153,4	= 236
			g
			200
			mL

Con la densidad: $1,180 = \frac{g}{200}$; $g = 236$ g

de los que el 35% es soluto: $236 \cdot \frac{35}{100} = 82,6$ g de soluto

Y estos 82,6 g de soluto serán los que tenemos en la segunda disolución, los cuales se han diluido hasta un volumen total de 1 litro añadiéndole más agua. La masa total de esta disolución se puede determinar a partir de la densidad de la misma, aunque es un dato que no necesitamos

Soluto	Disolvente	Disolución	
82,6	+	153,4	= 236
			g
			1000
			mL

Con la densidad: $1,040 = \frac{g}{1000}$; $g = 1040$ g

La Molaridad de esta segunda disolución es: $M = \frac{g_{SOLUTO}}{Pm_{SOLUTO} \cdot L_{DISOLUC}} = \frac{82,6}{36,51} = 2,26$ M

Dado que el ácido clorhídrico es un ácido fuerte, estará completamente dissociado, por lo que:

	HCl	\rightleftharpoons	H ⁺ +	Cl ⁻
Inicial	2,26		---	---
En equilibrio			2,26	2,26

$pH = -\lg[H^+]$

$pH = -\lg 2,26$; **pH = -0,35**

Grupo C- ÁCIDOS Y BASES DÉBILES

C-01 - Calcule el pH de una disolución 0,01 M de ácido cianhídrico.

DATO: K_a para el ácido cianhídrico : $K_a = 4,93 \cdot 10^{-10}$

C-02 - Calcular el pH de una disolución 0,04 M de ácido acético y su grado de ionización.

C-03 (*)- Calcular el pH de una disolución acuosa de un ácido débil HA, cuyo grado de disociación $\alpha = 10^{-2}$

Dato: $K_a = 10^{-5}$.

C-04 - Sabiendo que la constante de ionización del ácido acético (K_a) tiene un valor de $1,8 \cdot 10^{-5}$, calcule el grado de disociación del ácido acético y el pH de una disolución 0,01 M de dicho ácido.

C-05 (*)- El pH de una disolución 0,5 M de ácido hipocloroso a 25°C es 3,8. Calcule: A) El porcentaje de disociación del ácido hipocloroso en estas condiciones. B) La constante de ionización ácida del ácido hipocloroso a 25°C

C-06 - La concentración de iones $[H^+]$ de una disolución 0,100 M de ácido acético es de 0,00133 mol/l. Determinar el pH y pOH de dicha disolución así como la constante de disociación del este ácido en esas condiciones.

C-07 - El pH de una disolución 0,500 M de ácido fórmico (HCOOH) es 2,05. Calcúlese la constante de equilibrio para la disociación de dicho ácido.

C-08 (*)- ¿ Qué concentración debería tener una disolución acuosa de un ácido monoprótico HA, cuya constante de ionización es $K = 1,5 \cdot 10^{-5}$, para tener el mismo pH que una disolución acuosa de ácido clorhídrico 10^{-2} M.

C-09 - A 25°C una disolución de amoníaco contiene 0,17 g/l de ese compuesto y está ionizado al 4,3%. Calcule: a) La Constante de disociación K_c a esa temperatura. B) El pH de la disolución

C-10 - Se dispone de una disolución acuosa de un ácido HA y su concentración es de 8 g/L. Sabiendo que su masa molecular es 62 y que está disociado en un 30%, . Calcule la constante de disociación de ese ácido.

C-11 (*)- Calcular la concentración y el pH de una disolución de metilamina obtenida al disolver en agua 80 cm³ de dicha amina gaseosa, medidos a 25°C y 690 mm Hg., hasta completar un volumen de 500 ml de disolución La K_b de la metilamina a 25°C vale $5,0 \cdot 10^{-4}$

C-12 - Calcule los gramos de ácido acético que se deben disolver en agua para obtener 500 mL de una disolución que tenga un pH de 3,0.

DATOS: $K_a = 1,75 \times 10^{-5}$; Pesos atómicos : C = 12,01 ; H = 1,008 ; O = 16,00

C-13 - Calcule el pH de una disolución que contienen $1 \cdot 10^{-3}$ moles de ácido hipocloroso en 100 mL de disolución. DATO: K_a para el ácido hipocloroso: $3 \cdot 10^{-8}$

C-14 - Calcule la concentración de iones acetato y el pH de una disolución obtenida al disolver 3,00 g de ácido acético glacial en agua hasta completar 250 mL.

DATOS: Pesos atómicos: C = 12,0 ; H = 1,0 ; O = 16,0 ; $K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$

C-15 - Calcule la concentración que ha de tener una disolución de ácido nitroso para que su pH sea 3.

DATO: K_a para el ácido nitroso : $K_a = 5,1 \cdot 10^{-4}$

C-16 - Se dispone de un litro de una disolución de un ácido monoprótico débil con una concentración 0,2 M. El grado de disociación es del 22 %. Calcule: a) La constante de equilibrio de disociación del ácido. b) El pH de la disolución. c) Dibuje el siguiente material de laboratorio: bureta, probeta y matraz erlenmeyer.

C-17 - Calcular el grado de disociación y la molaridad de una disolución de ácido acético en agua cuya concentración de protones es $1,34 \cdot 10^{-3}$ M y la constante de disociación ácida $K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$.

C-18 (*)- a) Calcule el porcentaje de ionización del ácido acético en agua para las dos concentraciones siguientes: 0,6 M y $6,0 \cdot 10^{-4}$ M.

b) Explique el resultado.

Dato: La constante de disociación del ácido acético es $K_a = 1,85 \times 10^{-5}$.

- C-19** - El fluoruro de hidrógeno es un ácido que en disolución 0,1 Molar se disocia un 10%. Calcúlese el pH de una disolución 0,1 M de HF.
- C-20** - Calcule el pH de una disolución 10^{-5} Molar de ácido cianhídrico . DATO: K_a para el ácido cianhídrico : $K_a = 4,93 \cdot 10^{-10}$
- C-21** - Calcule el pH y el grado de disociación de la etilamina en una disolución 0,1 M de la misma. DATOS K_a para la metilamina: $6,5 \cdot 10^{-4}$
- C-22 (*)**- Se tiene una disolución de ác. Acético 1 M y se le añaden unas gotas de ácido clorhídrico concentrado de forma que la concentración de éste sea 0,01 M. Calcule el pH de la disolución resultante DATOS: K_a para el ácido acético: $1,8 \cdot 10^{-5}$
- C-23** - El grado de disociación de una disolución de amoniaco en agua es igual al 0,1 %, y su constante de equilibrio $K_b = 1,80 \cdot 10^{-5}$. Escriba la expresión de la constante K_c para este equilibrio. Calcule la concentración inicial de esta disolución, así como su pH.
- C-24** - Se disuelven 12,2 g de ácido benzóico (C_6H_5-COOH) en 10 L de agua. Determine:
a) El pH de la disolución si la K_a es $6,65 \times 10^{-5}$.
b) Grado de disociación del ácido benzóico.
- C-25** - El ácido monocloroacético ($ClCH_2-COOH$) es un ácido de fuerza media con un valor de su constante de disociación $K_a = 1,4 \cdot 10^{-3}$. Calcule:
a) El pH de una disolución acuosa 0,05 M de ácido monocloroacético.
b) La concentración de iones monocloracetato y de ácido sin disociar.
- C-26 (*)**- Se tiene una disolución acuosa de un ácido monoprótico, HA, cuya concentración es de 8 g/L. Sabemos que su masa molecular es 62 y que el grado de disociación α , es igual a 0,30. Con estos datos, y las masa atómicas del Cl = 35,5 y del H = 1, señale la respuesta correcta en las siguientes preguntas:
1ª- La Molaridad y fracción molar de esta disolución del ácido HA son, respectivamente:
a) 1,3 y 0,023 b) 0,13 y 0,023 c) 0,13 y 0,0013 d) $1,3 \cdot 10^{-1}$ y $2,3 \cdot 10^{-3}$
2ª - La constante de disociación del ácido será:
a) $1,7 \cdot 10^{-4}$ b) $1,7 \cdot 10^{-3}$ c) $1,7 \cdot 10^{-2}$ d) Ninguno de ellos
3ª - El pH de esta disolución inicial de HA es:
a) 1,41 b) 0,89 c) 1,77 d) 2,64
4ª - Si a 100 mL de la disolución inicial de ácido le añadimos 1 gramo de HCl, contenido en un volumen despreciable frente al de la disolución, el grado de disociación será:
a) 0,050 b) 0,053 c) 0,055 d) 0,057
5ª- La concentración de iones H^+ y el pH de la disolución resultante serán respectivamente:
a) 0,281 mol/L y 0,340 b) 0,281 mol/L y 0,550 c) 0,340 mol/L y 0,287 d) 0,540 mol/L y 0,287
- C-27 (*)**- El ácido clorhídrico es un ácido fuerte mientras que el ácido acético, CH_3-COOH , es un ácido (débil con una constante de disociación igual a $1,8 \cdot 10^{-5}$.
a) Calcule el grado de disociación (en %) de una disolución 1 M de cada ácido.
b) Calcule el grado de disociación (en %) de una disolución 10^{-2} M de cada ácido.
c) Relacione las respuestas anteriores y justifique las variaciones que observe.
- C-28 (*)** - El grado de disociación de una disolución 0,1M de ácido acético en agua vale: $\alpha = 1,2 \cdot 10^{-2}$. ¿ ¿Qué concentración de HCl en agua produciría el mismo pH y cual sería su valor?. Nota: El HCl en agua está totalmente disociado.
- C-29 (*)**- Se desean preparar 250 ml de una disolución de amoniaco 1,0 M a partir de una disolución de amoniaco del 27 % en masa y de 0,9 g/ml de densidad. Calcule:
a) El volumen que hay que tomar de la disolución del 27 %.
b) El pH de ambas disoluciones.
DATO: K_b (amoniaco) = $1,8 \cdot 10^{-5}$.
- C-30** - Determine el pH de un vinagre, de densidad 1,004 g/mL, que tiene un 4% en masa de ác. Acético. ¿Cual es el grado de disociación del ácido acético en este vinagre? DATO: K_a para el ác. Acético: $1,8 \cdot 10^{-5}$
- C-31 (*)**- a. Calcule la constante de ionización de un ácido débil monoprótico que está ionizado al 2,5 % en disolución 0,2 M.
b. Se desea preparar 1 litro de disolución de ácido clorhídrico que tenga el mismo pH que la disolución anterior. ¿Qué volumen de HCl de concentración 0,4 M habrá que tomar?

C-32 - Un ácido monoprótico HB está ionizado un 4,11% en disolución 10^{-2} M. Calcularla constante de ionización de dicho ácido

C-33 (*)- La adición de 0,4 moles de una base débil a un determinado volumen de agua permite la obtención de 0,5 L de una disolución con pH igual a 11. Calcule:

- La concentración inicial de la base en esta disolución.
- La concentración de iones OH^- de la misma.
- La constante de la base K_b .

C-34 - Una disolución 0,20 M de ácido acético está ionizada el 0,95 %. Calcule:

- La constante del ácido K_a .
- El grado de disociación de una disolución 0,10 M de dicho ácido.
- El pH de ambas disoluciones ácidas.

C-35 - Determinar el % en que se encuentra disociado el ácido carbónico a la temperatura ambiente, sabiendo que su primera constante de disociación es $3 \cdot 10^{-7}$, en una solución 0,1 M. (Despréciase su segunda disociación).

C-36 - Calcular el pH de una solución 0,01 M de H_3PO_4 . $K_{a1} = 7,69 \cdot 10^{-3}$

C-37 ()**- Se dispone de una disolución acuosa de un ácido monoprótico débil HA con una concentración es de 12 g/L. Sabiendo que su masa molecular es 80 y que está disociado en un 25%, . Calcule la constante de disociación del ácido . Después de añadir a 100 cm^3 de la disolución anterior, un volumen de HCl concentrado que contenga 1gramo de ácido. Conocida la masa molecular del HCl = 36'5 y considerando despreciable el volumen de HCl añadido frente al de la disolución, calcular el grado de disociación, la concentración de protones en la disolución resultante y su Ph.

C-38 (*)- El ácido sulfuroso es un ácido diprótico, siendo sus constantes de disociación: $K_{a1} = 1,23 \cdot 10^{-2}$ y $K_{a2} = 6,60 \cdot 10^{-8}$. Se ha producido un vertido de dicho ácido en un recipiente de agua, dando lugar a una concentración inicial de 0,050 M. Calcular el pH de dicha disolución.

C-39 (*)- Calcular el pH de una solución 0,1 M de ácido cloroacético ($\text{ClCH}_2\text{-COOH}$), si la K_a del ácido es $1,41 \cdot 10^{-3}$

C-40 (*)- El ácido nicotínico es un ácido monoprótico de fórmula molecular $\text{HC}_6\text{H}_4\text{NO}_2$. Una solución 0,012 M de ácido nicotínico tiene un $\text{pH} = 3,39$ a 25°C .

Calcular:

- La constante de ionización del ácido.
- La concentración de cada una de las especies iónicas de una solución 0,1 M de ácido nicotínico.
- pH de la disolución del apartado b.

C-41 - Ordene de mayor a menor acidez los siguientes ácidos débiles. Justifique la respuesta

	ácido	K_a	pKa
a)	Tricloro acético: CCl_3COOH	$3,0 \times 10^{-1}$	0,52
b)	Fenol: $\text{C}_6\text{H}_5\text{OH}$	$1,3 \times 10^{-10}$	9,89
c)	Acético: CH_3COOH	$1,8 \times 10^{-5}$	4,75
d)	Yódico: HIO_3	$1,7 \times 10^{-1}$	0,77

C-42 - Calcular el pH de la solución resultante al disolver 9,5 g de HNO_2 en 200 mL de agua ¿Cuál es el porcentaje de ionización del ácido? $K_a = 4,5 \cdot 10^{-4}$

C-43 - (*) El amoniaco está disociado al 1,3% en una disolución 0,1 M. Calcular el pH y la constante equilibrio de la reacción: $\text{NH}_{3(\text{ac})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{L})} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+_{(\text{ac})} + \text{OH}^-_{(\text{ac})}$

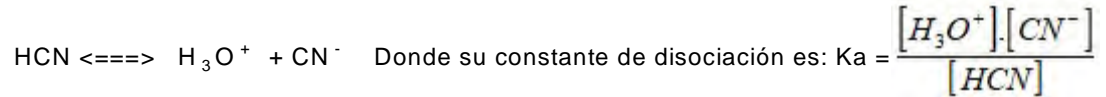
ÁCIDO-BASE - 01

Calcule el pH de una disolución 0,01 M de ácido cianhídrico.

DATO: Ka para el ácido cianhídrico : $K_a = 4,93 \cdot 10^{-10}$

RESOLUCIÓN

El equilibrio de disociación del ácido cianhídrico (HCN) es:



	H C N \rightleftharpoons	H ₃ O ⁺ +	CN ⁻
INICIAL	0,01	---	---
EN EQUILIBRIO	0,01 - X	X	X

Donde "x" es el número de moles/LITRO de ácido que se disocian por lo que se formarán también "x" moles de ION CIANURO (CN⁻) y "x" moles de iones hidronio (H₃O⁺), quedando sin disociar: (0,01 - x) moles de ÁCIDO CIANHÍDRICO (la cantidad inicial menos la cantidad que se ha disociado), no obstante, dado que la constante de disociación es muy pequeña, a la hora de realizar el cálculo de la constante Ka, podemos despreciar "x" frente a 0,01. Así, en la expresión de la constante de equilibrio tendremos:

Al sustituir en la expresión de la constante de disociación: $4,93 \cdot 10^{-10} = \frac{X \cdot X}{0,01 - X}$ y al despreciar X frente a

0,01, nos queda $4,93 \cdot 10^{-10} = \frac{X^2}{0,01}$, de donde $x = \sqrt{0,01 \cdot 4,93 \cdot 10^{-10}}$; $x = 2,22 \cdot 10^{-6}$

Por tanto, tenemos que en el equilibrio : $[\text{H}_3\text{O}^+] = x = 2,22 \cdot 10^{-6}$. Y dado que el pH se define como

$$\text{pH} = -\lg [\text{H}_3\text{O}^+] = -\lg 2,22 \cdot 10^{-6}; \quad \text{pH} = 5,65$$

ÁCIDO-BASE - C-02

Calcular el pH de una disolución 0,04 M de ácido acético y su grado de ionización.

RESOLUCIÓN

En el equilibrio de disociación del ácido acético (H Ac) vamos a llamar “x” al número de moles de ácido que se disocian, por lo que se formarán también “x” moles de ion acetato (Ac⁻) y “x” moles de iones hidronio (H₃O⁺), quedando sin disociar: (0,04 - x) moles (la cantidad inicial menos la cantidad que se ha disociado), no obstante, dado que la constante de disociación es muy pequeña, a la hora de realizar los cálculos, podemos despreciar “x” frente a 0,04. Así, el equilibrio de disociación será:

	H Ac	<==>	Ac ⁻ +	H ₃ O ⁺
Inicial	0,04		---	---
En el equilibrio	0,04 - x		x	x

La expresión de la constante de disociación para el ácido acético es: $K_a = \frac{[H_3O^+][Ac^-]}{[HAc]}$

en la cual al sustituir todos los valores nos queda: $1.8 \cdot 10^{-5} = \frac{x \cdot x}{(0,04 - x)} \Rightarrow 1.8 \cdot 10^{-5} = \frac{x \cdot x}{(0,04)}$

desde donde se despeja “x”: $x = \sqrt{0,04 \cdot 1,8 \cdot 10^{-5}} = 8,48 \cdot 10^{-4}$

Las concentraciones de las especies en equilibrio son, por tanto: $[Ac^-] = [H_3O^+] = x = 8,48 \cdot 10^{-4}$

el pH es: $pH = -\lg [H_3O^+] = -\lg 8,48 \cdot 10^{-4}$; **pH = 3,07**

El grado de disociación es el número de moles disociadas por cada mol de reactivo. En este caso, teníamos 0,04 moles de reactivo y se han disociado $x = 8,48 \cdot 10^{-4}$, por lo que es:

$\alpha = \frac{8,48 \cdot 10^{-4}}{0,04} = 0,0212$ Puede expresarse también en %, que es el **2,12%**

ÁCIDO-BASE - C-03

Calcular el pH de una disolución acuosa de un ácido débil HA, cuyo grado de disociación $\alpha = 10^{-2}$.
Dato: $K_a = 10^{-5}$.

RESOLUCIÓN

Dado que desconocemos la concentración inicial, vamos a llamarle "c", de esta manera el equilibrio de disociación de este ácido débil es:

	HA	\rightleftharpoons	A ⁻ +	H ₃ O ⁺
Inicial	C		---	---
En el equilibrio	C - C.10 ⁻²		C.10 ⁻²	C.10 ⁻²

donde al ser el grado de disociación $\alpha = 10^{-2}$, la cantidad de ácido que se disocia es $x = C.\alpha = C.10^{-2}$, por lo que se formará esta cantidad de iones A⁻ y de hidrogeniones H₃O⁺, mientras que nos quedarán sin disociar la cantidad que había inicialmente (C) menos la disociada (C - C.α) = (C - C.10⁻²) = C.(1 - 10⁻²).

Con estos datos y, teniendo en cuenta la expresión de la constante de disociación:

$$K_a = \frac{[A^-].[H_3O^+]}{[HA]}; 10^{-5} = \frac{C.10^{-2}.C.10^{-2}}{C(1-10^{-2})}, \text{ de donde: } 10^{-5} = \frac{10^{-2}.C.10^{-2}}{1-10^{-2}}; 10^{-5} = \frac{C.10^{-4}}{1-10^{-2}};$$

$$10^{-5} - 10^{-7} = C.10^{-4}; \text{ de donde } C = 0,099, \text{ por lo que: } [H_3O^+] = 0,099 \cdot 10^{-2} = 9,9.10^{-4}$$

$$\text{y así: } pH = -\lg [H_3O^+]; pH = -\lg 9,9.10^{-4}; pH = 3$$

ÁCIDO-BASE - C-04

Sabiendo que la constante de ionización del ácido acético (K_a) tiene un valor de $1,8 \cdot 10^{-5}$, calcule el grado de disociación del ácido acético y el pH de una disolución 0,01 M de dicho ácido.

RESOLUCIÓN

En el equilibrio de disociación del ácido acético:

	H Ac	\rightleftharpoons	Ac ⁻ +	H ₃ O ⁺
Inicial	0,01		---	---
En el equilibrio	0,01 - x		x	x

llamamos "x" al número de moles/litro de ácido que se disocian, y es también el n^o de moles de H₃O⁺ (ó H⁺) y de iones Ac⁻ que se forman, de acuerdo con la estequiometría de la reacción. Dado que la constante de disociación es muy pequeña, la cantidad de H Ac que queda al alcanzarse el equilibrio es prácticamente al misma que había al principio, pues $0,01 \gg x$, y por tanto podemos despreciar x y quedará: $(0,01 - x) \approx 0,01$

La expresión de la constante de disociación para el ácido acético es:
$$K_a = \frac{[H_3O^+][Ac^-]}{[HAc]}$$

en la cual al sustituir todos los valores nos queda: $1,8 \cdot 10^{-5} = \frac{x \cdot x}{(0,01 - x)} \Rightarrow 1,8 \cdot 10^{-5} = \frac{x \cdot x}{(0,01)}$

desde donde se despeja "x": $x = \sqrt{0,01 \cdot 1,8 \cdot 10^{-5}} = 4,24 \cdot 10^{-4}$

Las concentraciones de las especies en equilibrio son, por tanto: $[Ac^-] = [H_3O^+] = x = 4,24 \cdot 10^{-4}$

el pH es: $pH = -\lg [H_3O^+] = -\lg 4,24 \cdot 10^{-4}$; **pH = 3,37**

El grado de disociación es el número de moles disociadas por cada mol de reactivo. En este caso, teníamos 0,01 moles de reactivo y se han disociado $x = 4,24 \cdot 10^{-4}$, por lo que es:

$$\alpha = \frac{4,24 \cdot 10^{-4}}{0,01} = 0,0424$$
 Puede expresarse también en %, que es el **4,24 %**

ÁCIDO-BASE - C-05

El pH de una disolución 0,5 M de ácido hipocloroso a 25°C es 3,8. Calcule:

- A) El porcentaje de disociación del ácido hipocloroso en estas condiciones.
 B) La constante de ionización ácida del ácido hipocloroso a 25°C

RESOLUCIÓN

Así, la disociación de este ácido, teniendo en cuenta el pH y la reacción estequiométrica de su disociación será

<p>pH = $-\lg[H_3O^+]$ y así: $3,8 = -\lg[H_3O^+]$ $[H_3O^+] = 10^{-3,8} = 1,58 \cdot 10^{-4}$</p>		HClO	<==>	H₃O⁺ +	ClO⁻
	Inicial	0,5		---	---
	Final	$0,5 - 1,58 \cdot 10^{-4}$		$1,58 \cdot 10^{-4}$	$1,58 \cdot 10^{-4}$

Es decir, que de los 0,5 Moles/l iniciales de este ácido se habrán disociado $1,58 \cdot 10^{-4}$ mol/l.

El porcentaje de disociación será, por tanto: $\% = \frac{1,58 \cdot 10^{-4}}{0,5} \cdot 100 = \mathbf{0,0316\% \text{ disociado}}$

La Constante de disociación es: $K_c = \frac{[H_3O^+].[ClO^-]}{[HClO]}$ el la cual, al sustituir:

$$K_c = \frac{[1,58 \cdot 10^{-4}].[1,58 \cdot 10^{-4}]}{[0,5 - 1,58 \cdot 10^{-4}]} \implies \mathbf{K_c = 5 \cdot 10^{-8}}$$

ÁCIDO-BASE - C- 06

La concentración de iones $[H^+]$ de una disolución 0,100 M de ácido acético es de 0,00133 mol/l. Determinar el pH y pOH de dicha disolución así como la constante de disociación del este ácido en esas condiciones

RESOLUCIÓN

El pH se define como: $pH = - \lg[H^+]$ por lo que en este caso, será:

$$pH = - \lg 0,00133 = 2,88$$

y teniendo en cuenta que siempre se cumple: $pH + pOH = 14$, tenemos que

$$pOH = 14 - 2,88 = 11,12$$

Para determinar la constante de disociación escribimos la reacción de disociación de este ácido:

	HAc	\rightleftharpoons	$H^+ +$	Ac^-
Inicial	0,100		----	----
En equilibrio	$0,100 - x$		x	x

Siendo $x = n^{\circ}$ de mol/l de H Ac disociado que, de acuerdo con la estequiometría de la reacción, es también el n° de mol/l de H^+ y de Ac^- que se forman, y que es un dato que nos dan:
 $x = 0,00133$

Por tanto, teniendo en cuenta la expresión de la constante de disociación ésta será:

$$K_a = \frac{[H^+].[Ac^-]}{[HAc]} \text{ y así: } K_a = \frac{0,00133 \cdot 0,00133}{0,100 - 0,00133} = 1,79 \cdot 10^{-5}$$

$$K_a = 1,79 \cdot 10^{-5} = 10^{-4,75}$$

ÁCIDO-BASE - C 07

El pH de una disolución 0,500 M de ácido fórmico (HCOOH) es 2,05. Calcúlese la constante de equilibrio para la disociación de dicho ácido

RESOLUCIÓN

El pH se define como: $\text{pH} = -\lg[\text{H}^+]$ por lo que en este caso, la concentración de protones H^+ será: $2,05 = -\lg[\text{H}^+]$ de donde: $[\text{H}^+] = 10^{-2,05} = 8,91 \cdot 10^{-3}$

Para determinar la constante de disociación escribimos la reacción de disociación de este ácido:

	HCOOH	\rightleftharpoons	$\text{H}^+ +$	HCOO^-
Inicial	0,500		----	----
En equilibrio	$0,500 - x$		x	x

Siendo $x = n^\circ$ de mol/l de H Ac disociado que, de acuerdo con la estequiometría de la reacción, es también el n° de mol/l de H^+ y de Ac^- que se forman, y que es un dato que nos dan:
 $x = 8,91 \cdot 10^{-3}$

Por tanto, teniendo en cuenta la expresión de la constante de disociación ésta será:

$$K_a = \frac{[\text{H}^+].[\text{HCOO}^-]}{[\text{HCOOH}]} \quad \text{y así: } K_a = \frac{8,91 \cdot 10^{-3} \cdot 8,91 \cdot 10^{-3}}{0,500 - 8,91 \cdot 10^{-3}} = 1,62 \cdot 10^{-4}$$

$$\mathbf{K_a = 1,62 \cdot 10^{-4} = 10^{-3,79}}$$

ÁCIDO BASE - C 08

¿ Qué concentración debería tener una disolución acuosa de un ácido monoprótico HA, cuya constante de ionización es $K_a = 1,5 \cdot 10^{-5}$, para tener el mismo pH que una disolución acuosa de ácido clorhídrico $10^{-2} M$.

RESOLUCIÓN

El pH de la disolución de HCl $10^{-2} M$, teniendo en cuenta que se trata de un ácido fuerte y está completamente disociado, de acuerdo con la estequiometría de su reacción de disociación es:

	HCl	<==>	H ₃ O ⁺	Cl ⁻	$pH = - \lg[H_3O^+] = - \lg 10^{-2} = 2$ pH = 2
Inicial	10^{-2}		----	----	
En equilibrio	----		10^{-2}	10^{-2}	

Para el caso del ácido dado HA, su reacción de disociación es:

	HA	<==>	H ₃ O ⁺	A ⁻	siendo X = n ^o de mol/l de HA disociados, y es también, el n ^o de mol/l de H ₃ O ⁺ formados, es decir: $[H_3O^+] = 10^{-2}$
Inicial	C		----	----	
En equilibrio	C - x		x	x	

Dado que en este caso se trata de un ácido débil, la expresión de su constante ácida nos permite obtener el valor de la concentración inicial C:

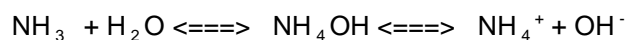
$$K_a = \frac{[H_3O^+].[A^-]}{[HA]} \text{ y para este caso es: } 1,5 \cdot 10^{-5} = \frac{10^{-2} \cdot 10^{-2}}{C - 10^{-2}} \text{ de donde } \mathbf{C = 6,68 \text{ Molar}}$$

ÁCIDO-BASE - C 09

A 25°C una disolución de amoníaco contiene 0,17 g/l de ese compuesto y está ionizado al 4,3%.
Calcule: a) La Constante de disociación Kc a esa temperatura.
b) El pH de la disolución

RESOLUCIÓN

La reacción de disolución y posterior disociación del amoníaco en el agua es:



La concentración inicial de 0,17 g/l equivale a una molaridad: $M = \frac{\rho_{\text{SOLUTO}}}{Pm_{\text{SOLUTO}} \cdot L_{\text{DISOLUCION}}} = \frac{0,17}{17,1} = 0,01 \text{ M}$

Y si está disociado un 4,3%, la cantidad disociada "x" será el 4,3% de 0,01, es decir:

$$x = 0,01 \cdot \frac{4,3}{100} = 4,3 \cdot 10^{-4} \text{ mol/l. De esta forma el equilibrio anterior nos queda:}$$

	$\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O}$	$\rightleftharpoons \text{NH}_4\text{OH} \rightleftharpoons$	$\text{NH}_4^+ +$	OH^-
inicial	0,01		---	---
En equilibrio	$0,01 - 4,3 \cdot 10^{-4} = 9,57 \cdot 10^{-3}$		$x = 4,3 \cdot 10^{-4}$	$x = 4,3 \cdot 10^{-4}$

Con estos datos, podemos determinar la Constante de disociación del Amoníaco, que es:

$$K_c = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]}, \text{ en la cual al sustituir, nos queda: } K_c = \frac{4,3 \cdot 10^{-4} \cdot 4,3 \cdot 10^{-4}}{9,57 \cdot 10^{-3}}; \mathbf{K_c = 1,93 \cdot 10^{-5} \text{ mol/l}}$$

Para calcular el pH, hemos de determinar primero el valor del pOH, que es:

$$\text{pOH} = -\lg[\text{OH}^-] = -\lg(4,3 \cdot 10^{-4}) \Rightarrow \text{pOH} = 3,37; \text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 3,37 \Rightarrow \mathbf{\text{pH} = 10,63}$$

ÁCIDO-BASE - C10

Se dispone de una disolución acuosa de un ácido HA y su concentración es de 8 g/L. Sabiendo que su masa molecular es 62 y que está disociado en un 30%, . Calcule la constante de disociación del ácido

RESOLUCIÓN

La concentración inicial del ácido es: $M = \frac{g}{Pm.L}$; $M = \frac{8}{62.1}$; **M = 0,13 Molar**

Teniendo en cuenta que se encuentra disociado un 30%, la cantidad del mismo que se disocia serça el 30% de 0,13, es decir: $\frac{30}{100} \cdot 0,13 = 0,039$

El equilibrio de disociación del ácido es

	HA <==>	H ⁺ +	A ⁻
Inicial	0,13	----	----
En equilibrio	0,13 - 0,039 = 0,091	0,039	0,039

Y por tanto la constante de disociación será: $Ka = \frac{[H^+][A^-]}{[HA]}$; $Ka = \frac{0,039 \cdot 0,039}{0,091}$

$$Ka = 0,0167 = 1,67 \cdot 10^{-2}$$

ÁCIDO - BASES - C-11

Calcular la concentración y el pH de una disolución de metilamina obtenida al disolver en agua 80 cm³ de dicha amina gaseosa, medidos a 25°C y 690 mm Hg, hasta completar un volumen de 500 ml de disolución. La Kb de la metilamina a 25°C vale 5,0.10⁻⁴

RESOLUCIÓN

La cantidad de metilamina (CH₃-NH₂) disuelta se calcula a partir de la ecuación general de los gases:

$$P.V = n.R.T \implies \frac{690}{760} \cdot 0,080 = n \cdot 0,082.298 ; n = 2,97 \cdot 10^{-3} \text{ moles de metilamina disueltas.}$$

La molaridad de la disolución obtenida se determina aplicando la expresión de la Molaridad de una disolución:

$$M = \frac{n}{L}; M = \frac{2,97 \cdot 10^{-3}}{0,5} \quad M = 5,94 \cdot 10^{-3} \text{ Molar}$$

Puesto que se trata de una base débil, su equilibrio de disociación es:

	CH ₃ -NH ₂ + H ₂ O	\rightleftharpoons CH ₃ -NH ₃ OH \rightleftharpoons	CH ₃ -NH ₃ ⁺ +	OH ⁻
Inicial	5,94.10 ⁻³		----	----
En equilibrio	5,94.10 ⁻³ - x		x	x

Siendo "x" el número de mol/L de metilamina disociada.

La constante de disociación de la metilamina es: $K_b = \frac{[CH_3NH_3^+].[OH^-]}{[CH_3NH_2]}$, donde sustituimos:

$$5,0 \cdot 10^{-4} = \frac{x \cdot x}{5,94 \cdot 10^{-3} - x} . \text{ Al ser pequeño el valor de la constante (*), podemos despreciar "x" frente a}$$

$$5,94 \cdot 10^{-3} \text{ (*) y nos quedará: } 5,0 \cdot 10^{-4} = \frac{x^2}{5,94 \cdot 10^{-3}}, \text{ de donde: } x = \sqrt{5,0 \cdot 10^{-4} \cdot 5,94 \cdot 10^{-3}}; x = \sqrt{2,97 \cdot 10^{-6}} \text{ y}$$

$$\text{así: } x = 1,72 \cdot 10^{-3}, \text{ por lo que: } [OH^-] = 1,72 \cdot 10^{-3} \text{ y así: } pOH = -\lg 1,72 \cdot 10^{-3} = 2,76$$

$$\text{Por tanto } pH = 14 - 2,76; \quad \mathbf{pH = 11,24}$$

(*) En este caso a pesar de ser muy pequeño el valor de Kb, también lo es la concentración de la base por lo que realmente no se debería despreciar "x" frente a 5,95.10⁻³. Sin despreciar este valor, la resolución sería:

$$5,0 \cdot 10^{-4} = \frac{x^2}{5,94 \cdot 10^{-3} - x}; 5,0 \cdot 10^{-4} \cdot (5,94 \cdot 10^{-3} - x) = x^2; 2,97 \cdot 10^{-6} - 5,0 \cdot 10^{-4} \cdot x = x^2; x^2 + 5 \cdot 10^{-4} \cdot x - 2,97 \cdot 10^{-6} = 0 \text{ y}$$

$$\text{al resolver esta ecuación: } x = \frac{-5 \cdot 10^{-4} \pm \sqrt{(5 \cdot 10^{-4})^2 + 4 \cdot 2,97 \cdot 10^{-6}}}{2}, \text{ de donde } x = 1,49 \cdot 10^{-3} \text{ y así:}$$

$$pOH = -\lg 1,49 \cdot 10^{-3} = 2,83, \text{ de donde } \mathbf{pH = 14 - 2,83 = 11,17}$$

Donde puede comprobarse la pequeña diferencia entre ambos resultados (no llega al 1%)

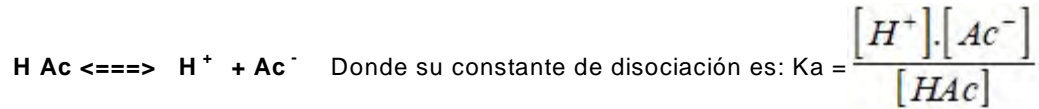
ÁCIDO-BASE - C-12

Calcule los gramos de ácido acético que se deben disolver en agua para obtener 500 mL de una disolución que tenga un pH de 3,0. Describa el material y el procedimiento a seguir para preparar la disolución anterior.

DATOS: $K_a = 1,75 \times 10^{-5}$; Pesos atómicos : C = 12,01 ; H = 1,008 ; O = 16,00

RESOLUCIÓN

El equilibrio de disociación del ácido acético ($\text{CH}_3\text{-COOH}$ o bien H Ac) es: (*)



Si el pH = 3, quiere decir que cuando se alcanza el equilibrio: $[\text{H}^+] = 10^{-3} = 0,001$, por lo que si partimos de una concentración inicial de ácido acético "c", y dado que de acuerdo con la estequiometría del equilibrio resulta que $[\text{H}^+] = [\text{Ac}^-]$, tendremos:

	H Ac \rightleftharpoons	H ⁺ +	Ac ⁻
INICIAL	C	---	---
EN EQUILIBRIO	C - 0,001	0,001	0,001

Al sustituir en la expresión de la constante de disociación: $1,75 \cdot 10^{-5} = \frac{0,001 \cdot 0,001}{C - 0,001}$ (**) y al despejar:

$$C - 0,001 = \frac{10^{-6}}{1,75 \cdot 10^{-5}}; \quad C = 0,0581 \text{ M} \quad \text{y la cantidad de ácido necesaria para preparar 500 mL de esa}$$

disolución se calcula a partir de la expresión de la Molaridad: $M = \frac{g_{\text{SOLUTO}}}{Pm_{\text{SOLUTO}} \cdot L_{\text{DISOLUCION}}}$

Sabiendo que el peso molecular del $\text{CH}_3\text{-COOH}$ es $2 \cdot 12,01 + 4 \cdot 1,008 + 2 \cdot 16,00 = 60,052$

$$0,0581 = \frac{g_{\text{SOLUTO}}}{60,052 \cdot 0,5}; \quad g_{\text{SOLUTO}} = 1,744 \text{ gramos de ácido acético se necesitan}$$

(*) Realmente el equilibrio debería escribirse como: $\text{H Ac} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{Ac}^-$ y: $K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+].[\text{Ac}^-]}{[\text{HAc}]}$

(**) Dado que la constante de disociación es pequeña, podríamos hacer $C - 0,001 \approx C$ aunque en este caso no sería muy correcto ya que no conocemos el valor de C para poder hacer esa aproximación

ÁCIDO-BASE - C-13

Calcule el pH de una disolución que contienen $1 \cdot 10^{-3}$ moles de ácido hipocloroso en 100 mL de disolución.

Dato: K_a para el ácido hipocloroso: $3 \cdot 10^{-8}$

RESOLUCIÓN

La concentración inicial del ácido es: $M = \frac{\text{N}^\circ \text{ moles soluto}}{\text{Litro}} = \frac{10^{-3}}{0,100} = 0,01 \text{ Molar}$

El equilibrio de disociación de este ácido, que es un ácido débil, es: $\text{HClO} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{ClO}^-$, por lo que la expresión que nos da la constante de disociación será: $K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{ClO}^-]}{[\text{HClO}]}$.

Si tenemos en cuenta la estequiometría de la disociación:

	HClO	\rightleftharpoons	ClO ⁻ +	H ₃ O ⁺
Inicial	0,01		---	---
En el equilibrio	0,01 - x		x	x

Donde “x” es el número de moles de ácido que se disocian por lo que se formarán también “x” moles de ion hipoclorito (ClO^-) y “x” moles de iones hidronio (H_3O^+), quedando sin disociar: (0,01 - x) moles de ácido hipocloroso (la cantidad inicial menos la cantidad que se ha disociado), no obstante, dado que la constante de disociación es muy pequeña, a la hora de realizar el cálculo de la constante K_a , podemos despreciar “x” frente a 0,01. Así, en la expresión de la constante de equilibrio tendremos:

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{ClO}^-]}{[\text{HClO}]} \implies 3 \cdot 10^{-8} = \frac{x \cdot x}{0,01 - x} \implies 3 \cdot 10^{-8} = \frac{x \cdot x}{0,01} \text{ y de ahí: } x^2 = 0,01 \cdot 3 \cdot 10^{-8}; \mathbf{x = 1,73 \cdot 10^{-5}}$$

Por tanto, tenemos que en el equilibrio: $[\text{H}_3\text{O}^+] = x = 1,73 \cdot 10^{-5}$. Y dado que el pH se define como

$$\text{pH} = -\lg [\text{H}_3\text{O}^+] = -\lg 1,73 \cdot 10^{-5}; \mathbf{\text{pH} = 4,76}$$

ÁCIDO-BASE - C-14

Calcule la concentración de iones acetato y el pH de una disolución obtenida al disolver 3,00 g de ácido acético glacial en agua hasta completar 250 mL.

DATOS: Pesos atómicos: C = 12,0 ; H = 1,0 ; O = 16,0 ; $K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$

RESOLUCIÓN

$$\text{La concentración inicial del ácido es: } M = \frac{g_{\text{SOLUTO}}}{Pm_{\text{SOLUTO}} \cdot \text{Litro}_{\text{DISOLUC}}} = \frac{3}{60 \cdot 0,250} = 0,20 \text{ Molar}$$

El equilibrio de disociación de este ácido, que es un ácido débil, es: $\text{HAc} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{Ac}^-$, por lo que la expresión que nos da la constante de disociación será: $K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{Ac}^-]}{[\text{HAc}]}$.

Si tenemos en cuenta la estequiometría de la disociación:

	HAc	\rightleftharpoons	Ac ⁻ +	H ₃ O ⁺
Inicial	0,20		---	---
En el equilibrio	0,20 - x		x	x

Donde "x" es el número de moles de ácido que se disocian por lo que se formarán también "x" moles de ion acetato (Ac⁻) y "x" moles de iones hidronio (H₃O⁺), quedando sin disociar: (0,20 - x) moles de ácido acético (la cantidad inicial menos la cantidad que se ha disociado), no obstante, dado que la constante de disociación es muy pequeña, a la hora de realizar el cálculo de la constante K_a , podemos despreciar "x" frente a 0,20. Así, en la expresión de la constante de equilibrio tendremos:

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{Ac}^-]}{[\text{HAc}]} \implies 1,8 \cdot 10^{-5} = \frac{x \cdot x}{0,20 - x} \implies 1,8 \cdot 10^{-5} = \frac{x \cdot x}{0,20} \text{ y de ahí: } x^2 = 0,20 \cdot 1,8 \cdot 10^{-5};$$

$$x = \sqrt{3,6 \cdot 10^{-6}}; x = 1,90 \cdot 10^{-3}$$

Y como sabemos que en el equilibrio: $[\text{Ac}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] = x = 1,90 \cdot 10^{-3}$. ; $[\text{Ac}^-] = 1,90 \cdot 10^{-3}$

Puesto que el pH se define como $\text{pH} = -\lg [\text{H}_3\text{O}^+] = -\lg 1,90 \cdot 10^{-3}$; **pH = 2,72**

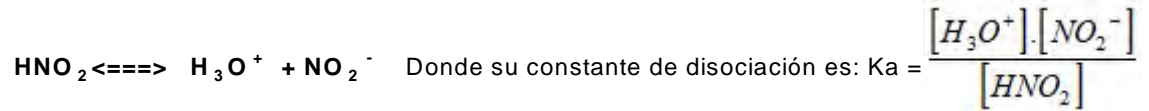
ÁCIDO-BASE - C-15

Calcule la concentración que ha de tener una disolución de ácido nitroso para que su pH sea 3.

DATO: K_a para el ácido nitroso : $K_a = 5,1 \cdot 10^{-4}$

RESOLUCIÓN

El equilibrio de disociación del ácido nitroso (HNO_2) es:



Si el pH = 3, quiere decir que cuando se alcanza el equilibrio: $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-3} = 0,001$, por lo que si partimos de una concentración inicial de ácido nitroso "C", y dado que de acuerdo con la estequiometría del equilibrio resulta que $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{NO}_2^-]$, tendremos:

	$\text{HNO}_2 \rightleftharpoons$	$\text{H}_3\text{O}^+ +$	NO_2^-
INICIAL	C	---	---
EN EQUILIBRIO	$C - 0,001$	0,001	0,001

Al sustituir en la expresión de la constante de disociación: $5,1 \cdot 10^{-4} = \frac{0,001 \cdot 0,001}{C - 0,001}$ (**) y al despejar:

$$C - 0,001 = \frac{10^{-6}}{5,1 \cdot 10^{-4}} ; ; C - 0,001 = 0,00197 ; \quad \mathbf{C = 0,00296 \text{ M} = 2,96 \cdot 10^{-3} \text{ Molar}}$$

(**) Dado que la constante de disociación es pequeña, es habitual hacer una aproximación: despreciar 0,001 frente a la concentración inicial C, es decir, haríamos : $C - 0,001 \approx C$ aunque en este caso no sería muy correcto ya que no conocemos el valor de C para poder hacer esa aproximación. De hecho, dado que la concentración obtenida es $2,96 \cdot 10^{-3}$ es del mismo orden que 0,001 ($1 \cdot 10^{-3}$) por lo que en realidad no podríamos hacer esta aproximación.

ÁCIDO-BASE - C-16

Se dispone de un litro de una disolución de un ácido monoprótico débil con una concentración 0,2 M. El grado de disociación es del 22 %. Calcule: a) La constante de equilibrio de disociación del ácido. b) El pH de la disolución. c) Dibuje el siguiente material de laboratorio: bureta, probeta y matraz erlenmeyer.

RESOLUCIÓN

La reacción de disociación de este ácido, al que llamaremos HA, y su estequiometría son:

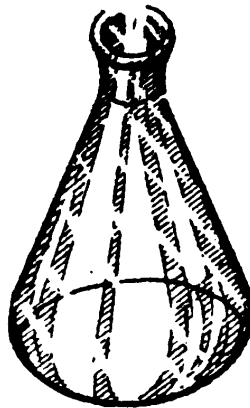
	HA \rightleftharpoons	H ⁺ +	A ⁻	
INICIAL	0,2	---	---	Si está disociado un 22%, el nº de moles/L disociadas es: $x = 22\%$ de 0,2 = 0,044 Se formarán 0,044 moles/L de H ⁺ y de A ⁻ y quedarán $0,2 - 0,044 = 0,156$ mol/l
EN EQUILIBRIO	0,156	0,044	0,044	

Por lo que la constante de equilibrio de disociación es: $K_a = \frac{[H^+].[A^-]}{[HA]}$; $K_a = \frac{0,044 \cdot 0,044}{0,156}$

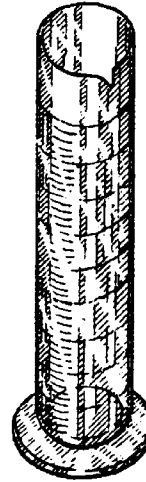
$$K_a = 0,012$$

b) El pH es: $pH = -\lg[H^+] = -\lg 0,044$; **pH = 1,36**

c) Material de laboratorio:



ERLENMEYER



PROBETA



BURETA

ACIDO-BASE - C-17

Calcular el grado de disociación y la molaridad de una disolución de ácido acético en agua cuya concentración de protones es $1,34 \cdot 10^{-3} \text{ M}$ y la constante de disociación ácida $K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$.

RESOLUCIÓN

Es un ácido débil y por tanto está disociado parcialmente, luego el equilibrio de disociación del ácido quedaría:

	HAc +	H ₂ O <====>	H ₃ O ⁺ +	Ac ⁻
INICIAL	C		---	---
EN EQUILIBRIO	C - X		X	X

Siendo X = N^o moles/L de HAc disociados, que es también el n^o de Moles/L de H₃O⁺ y de Ac⁻ formados
Y es: $x = 1,34 \cdot 10^{-3} \text{ M}$

La expresión de Ka es: $K_a = \frac{[H_3O^+].[Ac^-]}{[HAc]}$ donde, al sustituir: $1,8 \cdot 10^{-5} = \frac{1,34 \cdot 10^{-3} \cdot 1,34 \cdot 10^{-3}}{C - 1,34 \cdot 10^{-3}}$

$$1,8 \cdot 10^{-5} \cdot (C - 1,34 \cdot 10^{-3}) = (1,34 \cdot 10^{-3})^2; C = \frac{(1,34 \cdot 10^{-3})^2}{1,8 \cdot 10^{-5}} + 1,34 \cdot 10^{-3}; \mathbf{C = 0,101 \text{ Molar}}$$

Y por tanto, el grado de disociación es: $\alpha = \frac{1,34 \cdot 10^{-3}}{0,101}; \alpha = \mathbf{0,0133 = 1,33\%}$

ÁCIDO-BASE - C-18

- a) Calcule el porcentaje de ionización del ácido acético en agua para las dos concentraciones siguientes: 0,6 M y 6×10^{-4} M.
- b) Explique el resultado.

Dato: La constante de disociación del ácido acético es $K_a = 1,85 \times 10^{-5}$.

RESOLUCIÓN

En el equilibrio de disociación del ácido acético es idéntico para ambas disoluciones, aunque al ser de diferente concentración algunos aspectos serán ligeramente diferentes, así, para la primera de las dos disoluciones (0,6 Molar), tenemos::

	H Ac	\rightleftharpoons	Ac ⁻ +	H ₃ O ⁺
Inicial	0,6		---	---
En el equilibrio	0,6 - x		x	x

llamamos "x" al número de moles/litro de ácido que se disocian, y es también el nº de moles de H₃O⁺ (ó H⁺) y de iones Ac⁻ que se forman, de acuerdo con la estequiometría de la reacción. Dado que la constante de disociación es muy pequeña y la concentración inicial no lo es, la cantidad de H Ac que queda al alcanzarse el equilibrio es prácticamente al misma que había al principio, pues $0,6 \gg x$, y por tanto podemos despreciar x y

quedará: $(0,6 - x) \approx 0,01$

La expresión de la constante de disociación para el ácido acético es: $K_a = \frac{[H_3O^+][Ac^-]}{[HAc]}$ en la cual al

sustituir todos los valores nos queda: $1,85 \cdot 10^{-5} = \frac{x \cdot x}{(0,6 - x)} \Rightarrow 1,85 \cdot 10^{-5} = \frac{x \cdot x}{(0,6)}$ desde donde se despeja

"x": $x = \sqrt{0,6 \cdot 1,85 \cdot 10^{-5}} = 3,33 \cdot 10^{-3}$ y el grado de disociación (proporción de ácido acético disociada)

será: $\alpha = \frac{x}{[HAc]_{INICIAL}}; \alpha = \frac{3,33 \cdot 10^{-3}}{0,6}; \alpha = 5,55 \cdot 10^{-3} \Rightarrow 0,55\%$

Para la segunda de las disoluciones, haríamos el mismo tratamiento inicial:

	H Ac	\rightleftharpoons	Ac ⁻ +	H ₃ O ⁺
Inicial	$6 \cdot 10^{-4}$		---	---
En el equilibrio	$6 \cdot 10^{-4} - x$		x	x

llamamos "x" al número de moles/litro de ácido que se disocian, y es también el nº de moles de H₃O⁺ (ó H⁺) y de iones Ac⁻ que se forman, de acuerdo con la estequiometría de la reacción.

En este caso y aunque la constante de disociación es muy pequeña, la concentración inicial del ácido también lo es, por lo que ya no podemos despreciar "x" frente a la concentración inicial y por tanto tendremos que resolver la ecuación que nos queda:

La expresión de la constante de disociación para el ácido acético es: $K_a = \frac{[H_3O^+][Ac^-]}{[HAc]}$

en la cual al sustituir todos los valores nos queda:

$$1,85 \cdot 10^{-5} = \frac{x \cdot x}{(6 \cdot 10^{-4} - x)} \Rightarrow 1,85 \cdot 10^{-5} \cdot (6 \cdot 10^{-4} - x) = x^2 \Rightarrow x^2 + 1,85 \cdot 10^{-5} \cdot x - 1,11 \cdot 10^{-8} = 0$$

$$x = \frac{-1,85 \cdot 10^{-5} \pm \sqrt{(1,85 \cdot 10^{-5})^2 + 4 \cdot 1,11 \cdot 10^{-8}}}{2}; x = 9,65 \cdot 10^{-5} \text{ y el grado de disociación (proporción de ácido acético)}$$

disociada) será: $\alpha = \frac{x}{[HAc_{INICIAL}]}$; $\alpha = \frac{9,65 \cdot 10^{-5}}{6 \cdot 10^{-4}}$; $\alpha = 0,161 \implies 16,1\%$

La gran diferencia entre ambos resultados, como ya se ha indicado se debe a que en el primer caso la disolución es relativamente bastante concentrada, por lo que al ser la constante de disociación muy pequeña, la cantidad disociada es despreciable frente a la cantidad total, mientras que en el segundo caso, al ser la disolución muy diluida, aproximadamente del mismo orden que la constante de disociación, la cantidad disociada x tiene un valor que no podemos despreciarlo ya frente a la concentración inicial.

ÁCIDO-BASE - C-19

El fluoruro de hidrógeno es un ácido que en disolución 0,1 Molar se disocia un 10%. Calcúlese el pH de una disolución 0,1 M de HF

RESOLUCIÓN

Si el ácido está disociado un 10%, la cantidad del mismo disociada es el 10% de 0,1 \implies 0,01 mol/l disociadas. Por tanto, si establecemos el equilibrio de disociación:

	HF	\rightleftharpoons	H ⁺ +	F ⁻	
Conc. Iniciales	0,1		---	---	Siendo X el n° de mol/L de HF disociadas, que como hemos calculado es 0,01 mol/L . Por la estequiometría de este proceso(1-1-1), se formarán tantos moles de H ⁺ y tantos de F ⁻ como moles de HF se disocian
Conc. En equilibrio	0,1 - X		X	X	

Por tanto, las concentraciones en el equilibrio serán:

$$[\text{HF}] = 0,1 - X = 0,1 - 0,01 = \mathbf{0,09 \text{ mol/L}}$$

$$[\text{H}^+] = [\text{F}^-] = X = \mathbf{0,01 \text{ mol/L}}$$

$$\text{Y dado el el pH es: } \mathbf{pH = - \text{Lg}[\text{H}^+]} \quad : \text{ pH} = - \text{Lg } 0,01 ; \mathbf{pH = 2}$$

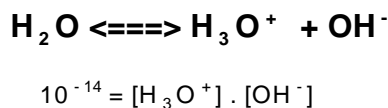
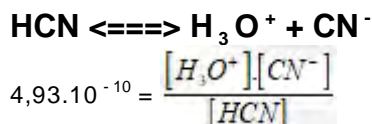
ÁCIDO-BASE - C-20

Calcule el pH de una disolución 10^{-5} Molar de ácido cianhídrico .

DATO: K_a para el ácido cianhídrico : $K_a = 4,93 \cdot 10^{-10}$

RESOLUCIÓN

Teniendo en cuenta que se trata de un ácido débil, y por tanto no está completamente disociado, además, con una concentración muy pequeña, lo que nos permite desprestigiar el equilibrio de disociación del agua, que tiene lugar simultáneamente; estos dos equilibrios, con sus respectivas disociaciones, son:



Entre estas dos ecuaciones tenemos cuatro concentraciones, que son:

$[\text{H}_3\text{O}^+]$ que proceden tanto de la disociación del HCN como del H_2O

$[\text{CN}^-]$ Que proceden todos de la disociación del HCN

$[\text{HCN}]$ Que es el ácido cianhídrico que queda sin disociar

$[\text{OH}^-]$ Que proceden todos de la disociación del H_2O

Por tanto, para poder resolver el sistema, hemos de plantear otras dos ecuaciones, las cuales corresponden:

- La tercera de las ecuaciones la obtenemos al hacer un balance de materia para el ion cianuro, en el cual el que tenemos inicialmente (10^{-5} Molar) se reparte entre el que se encuentra disociado en forma de ion cianuro (CN^-) y el ácido cianhídrico que queda sin disociar: $10^{-5} = [\text{HCN}] + [\text{CN}^-]$ pero dado que la constante de disociación de este ácido es muy pequeña, sí podemos desprestigiar la concentración de iones cianuro (CN^-) frente a la del ácido (HCN), por lo que de aquí nos quedaría: $10^{-5} = [\text{HCN}]$

- La última la obtenemos al hacer un balance de cargas en la disolución, ya que en ella tiene que cumplirse que el número de cargas positivas (sólo están en los iones H_3O^+) ha de ser igual al de cargas negativas, que se encuentran tanto en los iones cianuro: CN^- como en los iones hidróxido: OH^- : $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{CN}^-] + [\text{OH}^-]$

Con todo ello, el sistema de ecuaciones a resolver es el siguiente:

$$\left. \begin{aligned} 4,93 \cdot 10^{-10} &= \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{CN}^-]}{[\text{HCN}]} \\ 10^{-14} &= [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] \\ 10^{-5} &= [\text{HCN}] \\ [\text{H}_3\text{O}^+] &= [\text{CN}^-] + [\text{OH}^-] \end{aligned} \right\}$$

Despejando $[\text{CN}^-]$ en la 4ª: $[\text{CN}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] - [\text{OH}^-]$ y sustituyendo en la 1ª, en la cual también sustituimos la 3ª, nos queda:

$$4,93 \cdot 10^{-10} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][[\text{H}_3\text{O}^+] - [\text{OH}^-]]}{10^{-5}} \quad \text{Y al simplificar ésta, queda:}$$

$$4,93 \cdot 10^{-15} = [\text{H}_3\text{O}^+]^2 - [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] \text{ y teniendo en cuenta la}$$

segunda de las ecuaciones del sistema: $10^{-14} = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]$, nos quedará:

$$4,93 \cdot 10^{-15} = [\text{H}_3\text{O}^+]^2 - 10^{-14} \text{ de la cual podemos ya calcular la}$$

$$\text{concentración de } [\text{H}_3\text{O}^+] = \sqrt{4,93 \cdot 10^{-15} + 10^{-14}} = \sqrt{1,493 \cdot 10^{-14}}; [\text{H}_3\text{O}^+] = 1,22 \cdot 10^{-7}$$

$$\text{y de ahí, calculamos ya el pH: } \text{pH} = -\lg [\text{H}_3\text{O}^+] = -\lg 1,22 \cdot 10^{-7}; \quad \text{pH} = 6,913$$

Si quisiéramos calcularlo sin tener en cuenta la disociación del agua:

$$4,93 \cdot 10^{-10} = \frac{x \cdot x}{10^{-5} - x}; 4,93 \cdot 10^{-10} = \frac{x^2}{10^{-5}}; x = 7,02 \cdot 10^{-8}; [\text{H}_3\text{O}^+] = 7,02 \cdot 10^{-8}; \text{pH} = -\lg 7,02 \cdot 10^{-8} = 7,15, \text{ lo}$$

cual indica que es una disolución básica y obviamente debe ser ácida al tratarse de una disolución de un ácido.

ÁCIDO BASE C-21

Calcule el pH y el grado de disociación de la etilamina en una disolución 0,1 M de la misma.
DATOS K_a para la etilamina: $6,5 \cdot 10^{-4}$

RESOLUCIÓN

Para determinar el pH de la disolución, hemos de tener en cuenta el equilibrio de disociación. La etilamina, al igual que le sucede al amoníaco y a las demás aminas, se combina con el agua para dar el correspondiente hidróxido, el cual inmediatamente se disocia:

	$\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-NH}_2 + \text{H}_2\text{O}$	$\rightleftharpoons \text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-NH}_3\text{OH} \rightleftharpoons$	$\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-NH}_3^+ +$	OH^-
Inicial	0,1		---	--
En equilibrio	$0,1 - x$		x	x

Y conociendo el valor de la constante de disociación, que es: $K_b = \frac{[\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-NH}_3^+][\text{OH}^-]}{[\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-NH}_2]}$,

tendremos: $6,5 \cdot 10^{-4} = \frac{x \cdot x}{0,1 - x}$, expresión en la cual podemos despreciar x frente a 0,1 debido al pequeño valor de la constante de disociación: $0,1 - x \Rightarrow 0,1$, con lo que la expresión anterior nos queda:

$6,5 \cdot 10^{-4} = \frac{x \cdot x}{0,1}$, de donde: $x = 8,06 \cdot 10^{-3}$, por lo que cuando se establece el equilibrio de disociación resultará que: $[\text{OH}^-] = x = 8,06 \cdot 10^{-3} = 10^{-2,09}$ y así: $\text{pOH} = -\lg 10^{-2,09} = 2,09$

$$\text{pH} = 14 - 2,09 = 11,91$$

El grado de disociación es la proporción disociada: dado que teníamos una disolución 0,1 Molar y se ha

disociado " $X = 8,06 \cdot 10^{-3}$ ", tendremos que: $\alpha = \frac{8,06 \cdot 10^{-3}}{0,1} = 0,0806 \Rightarrow 8,06\%$

ÁCIDO-BASE - C 22

Se tiene una disolución de **ác. Acético 1 M** y se le añaden unas gotas de **ácido clorhídrico concentrado** de forma que la concentración de éste sea **0,01 M**. Calcule el pH de la disolución resultante **DATOS** K_a para el ácido acético: $1,8 \cdot 10^{-5}$

RESOLUCIÓN

La cantidad de protones en la disolución obtenida al mezclar ambas disoluciones será la suma de los procedentes de la disociación de ambos ácidos:

	HCl \rightleftharpoons	H ⁺ +	Cl ⁻
Inicial	0,01	---	---
En equil.	----	0,01	0,01

	HAc \rightleftharpoons	H ⁺ +	Ac ⁻
Inicial	1	---	---
En equil	1 - x	x	x

Y dado que el ácido acético es un ácido débil, ha de cumplirse siempre la expresión de su constante de disociación, que es: $K_d = \frac{[H^+].[Ac^-]}{[HAc]}$, donde la cantidad de H⁺ será la procedente de la disociación del

HCl, que es completa al tratarse de un ácido fuerte, (0,01) más la procedente de la disociación del **ác. Acético** (x), mientras que la concentración del ion acetato (Ac⁻) será la procedente de la disociación parcial del **ác. Acético** (x), y la concentración del ácido acético sin disociar será (1-x), pero dado que se trata de un ácido muy débil, podemos despreciar la x frente al 1 de tal forma que no se comete error apreciable al considerar que la concentración del ácido acético es 1; así:

$$1,8 \cdot 10^{-5} = \frac{(0,01 + x) \cdot x}{1 - x} \implies 1,8 \cdot 10^{-5} = \frac{(0,01 + x) \cdot x}{1} ; 1,8 \cdot 10^{-5} = (0,01 - x) \cdot x ; x^2 + 0,01 \cdot x - 1,8 \cdot 10^{-5} = 0,$$

$$\text{de donde: } x = \frac{-0,01 \pm \sqrt{0,01^2 + 4 \cdot 1,8 \cdot 10^{-5}}}{2} ; x = 1,55 \cdot 10^{-3}$$

Y con este valor, calculamos ya la concentración de protones: $[H^+] = 0,01 + x = 0,01 + 1,55 \cdot 10^{-3}$;

$$[H^+] = 0,0116 ; \text{ pH} = -\lg [H^+] \implies \text{pH} = -\lg 0,0116 \implies \text{pH} = 1,94$$

ÁCIDO-BASE - C-23

El grado de disociación de una disolución de amoniaco en agua es igual al 0.1 %, y su constante de equilibrio $K_b = 1.80 \times 10^{-5}$. Escriba la expresión de la constante K_c para este equilibrio. Calcule la concentración inicial de esta disolución, así como su pH.

RESOLUCIÓN

El equilibrio de disociación del amoniaco en disolución acuosa es:



por lo que constante de disociación para el equilibrio de disociación del NH_4OH es: $K_b = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_4\text{OH}]}$

Si el amoniaco se encuentra disociado en un 0,1%, al tener en cuenta la estequiometría de esta reacción, si se parte de una concentración inicial "c", se disociará el 0,1% de c: $\left(\frac{0,1}{100} \cdot c\right)$, y se formará esa misma cantidad de NH_4^+ y de OH^- , mientras que quedará sin disociar el resto de la cantidad inicial de amoniaco, que es: $\left(c - \frac{0,1}{100} \cdot c\right) = \left(\frac{99,9}{100} \cdot c\right)$. La estequiometría de esta disociación es, por tanto:

	$\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons$	$\text{NH}_4\text{OH} \rightleftharpoons$	$\text{NH}_4^+ +$	OH^-
Inicial		c	---	---
En equilibrio		$\left(\frac{99,9}{100} \cdot c\right)$	$\left(\frac{0,1}{100} \cdot c\right)$	$\left(\frac{0,1}{100} \cdot c\right)$

Sustituyendo estos valores en la expresión de la constante de equilibrio:

$$1,8 \cdot 10^{-5} = \frac{\left(\frac{0,1}{100} \cdot c\right) \cdot \left(\frac{0,1}{100} \cdot c\right)}{\left(\frac{99,9}{100} \cdot c\right)}, \text{ de donde: } 1,8 \cdot 10^{-5} = \frac{0,1 \cdot 0,1 \cdot c}{100 \cdot 99,9}; \mathbf{c = 17,98 \text{ Molar}}$$

Para calcular el pH, determinamos previamente el pOH, sabiendo que:

$$[\text{OH}^-] = \left(\frac{0,1}{100} \cdot c\right) = \left(\frac{0,1}{100} \cdot 17,98\right) = 0,018 \text{ Molar}; \text{ pOH} = -\lg 0,018 = 1,75$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 1,75; \mathbf{pH = 12,25}$$

ÁCIDO-BASE - C-24

Se disuelven 12,2 g de ácido benzoico (C_6H_5-COOH) en 10 L de agua. Determine:

- El pH de la disolución si la K_a es $6,65 \times 10^{-5}$.
- Grado de disociación del ácido benzoico.

RESOLUCIÓN

La molaridad de la disolución inicial de ác. Benzoico, teniendo en cuenta que su peso molecular es:

$$P_m = 7.12 + 6.1 + 2.16 = 122, \text{ es: } M = \frac{g}{P_m \cdot L} = \frac{12,2}{122 \cdot 10}; \mathbf{M = 0,01 \text{ Molar}}$$

La reacción de disociación de este ácido, que como sabemos es un ácido débil, es:

	$C_6H_5-COOH \rightleftharpoons$	$C_6H_5-COO^- +$	H^+
Inicial	0,01	----	----
En equilibrio	$0,01 - x$	x	x

Siendo "x" el número de mol/L de ác. Benzoico que se disocian, y serán también las de H^+ y de $C_6H_5-COO^-$ que se forman.

La constante de disociación para este equilibrio es: $K_a = \frac{[C_6H_5-COO^-][H^+]}{[C_6H_5-COOH]}$ en la cual al sustituir,

nos queda: $6,65 \cdot 10^{-5} = \frac{x \cdot x}{0,01 - x}$ y dado el pequeño valor de la constante de equilibrio, podemos despreciar "x"

frente al 0,01 en el denominador de esta fracción, y así: $6,65 \cdot 10^{-5} = \frac{x^2}{0,01}; \mathbf{x = 8,15 \cdot 10^{-4}}$

Por tanto: $[H^+] = x = 8,15 \cdot 10^{-4}$; y de ahí: $pH = -\lg [H^+] = -\lg 8,15 \cdot 10^{-4}; \mathbf{pH = 3,09}$

El grado de disociación se calcula teniendo en cuenta que de los 0,01 mol/L iniciales se han disociado "x", es decir, $8,15 \cdot 10^{-4}$, y así: $\alpha = \frac{8,15 \cdot 10^{-4}}{0,01}; \alpha = \mathbf{0,0815 = 8,15\%}$

(*) Aunque la constante de disociación tiene un valor muy pequeño ($6,65 \cdot 10^{-5}$) puesto que la concentración inicial de la disolución es también pequeña (10^{-2}) podríamos no despreciar "x", así nos quedaría:

$6,65 \cdot 10^{-5} = \frac{x \cdot x}{0,01 - x}; x^2 + 6,65 \cdot 10^{-5} \cdot x - 6,65 \cdot 10^{-7} = 0$, y al resolver esta ecuación:

$$x = \frac{-6,65 \cdot 10^{-5} \pm \sqrt{(6,65 \cdot 10^{-5})^2 - 4 \cdot 1 \cdot (-6,65 \cdot 10^{-7})}}{2}; \text{ donde la única solución válida es:}$$

$\mathbf{x = 7,83 \cdot 10^{-4} = 10^{-3,10}}$ y por tanto $\mathbf{pH = 3,10}$, donde vemos el pH en ambos casos es prácticamente el mismo

ÁCIDO-BASE C-25

El ácido monocloroacético (ClCH_2COOH) es un ácido de fuerza media con un valor de su constante de disociación $K_a = 1,4 \cdot 10^{-3}$. Calcule:

- El pH de una disolución acuosa 0,05 M de ácido monocloroacético.
- La concentración de iones monocloracetato y de ácido sin disociar.

RESOLUCIÓN

La reacción de disociación de este ácido, es:

	$\text{ClCH}_2\text{-COOH} \rightleftharpoons$	$\text{ClCH}_2\text{-COO}^- +$	H^+
Inicial	0,05	----	----
En equilibrio	$0,05 - x$	x	x

Siendo "x" el número de mol/L de ác. Cloroacético que se disocian, y serán también las de H^+ y del ion cloroacetato $\text{ClCH}_2\text{-COO}^-$ que se forman.

La constante de disociación para este equilibrio es: $K_a = \frac{[\text{ClCH}_2\text{-COO}^-][\text{H}^+]}{[\text{ClCH}_2\text{-COOH}]}$ donde al sustituir: :

$$1,4 \cdot 10^{-3} = \frac{x \cdot x}{0,05 - x} \text{ y dado el pequeño valor de la constante de equilibrio(*) , podemos despreciar "x" frente al}$$

0,05 en el denominador de esta fracción, y así: $1,4 \cdot 10^{-3} = \frac{x^2}{0,05}$; de donde $x = 8,37 \cdot 10^{-3}$.

Por tanto: $[\text{ClCH}_2\text{-COO}^-] = [\text{H}^+] = 8,37 \cdot 10^{-3}$ y de ahí: $\text{pH} = -\text{Lg} [\text{H}^+] = -\text{Lg} 8,37 \cdot 10^{-3}$; **pH = 2,08**
 $[\text{ClCH}_2\text{-COOH}] = 0,05 - 8,37 \cdot 10^{-3} = 0,0416$

(*) En este caso, el valor de la constante de disociación nos indica un ácido de fuerza media, como se nos indica además en el enunciado del problema, por lo que no se debería despreciar el valor de "x" frente al 0,05; si lo hubiéramos hecho así, sería:

$$1,4 \cdot 10^{-3} = \frac{x \cdot x}{0,05 - x}; 1,4 \cdot 10^{-3} \cdot (0,05 - x) = x^2; x^2 + 1,4 \cdot 10^{-3} \cdot x - 7 \cdot 10^{-5} = 0;$$

$$x = \frac{-1,4 \cdot 10^{-3} \pm \sqrt{(1,4 \cdot 10^{-3})^2 + 4 \cdot 7 \cdot 10^{-5}}}{2}; x = 7,69 \cdot 10^{-3}$$

Por tanto: $[\text{ClCH}_2\text{-COO}^-] = [\text{H}^+] = 7,69 \cdot 10^{-3}$ y de ahí: $\text{pH} = -\text{Lg} [\text{H}^+] = -\text{Lg} 7,69 \cdot 10^{-3}$; **pH = 2,11**
 $[\text{ClCH}_2\text{-COOH}] = 0,05 - 7,69 \cdot 10^{-3} = 0,0423$

ÁCIDOS y BASES DÉBILES - C-26

Se tiene una disolución acuosa de un ácido monobásico, HA, cuya concentración es de 8 g/L. Sabemos que su masa molecular es 62 y que el grado de disociación α , es igual a 0,30. Con estos datos, y las masas atómicas del Cl = 35,5 y del H = 1, señale la respuesta correcta en las siguientes preguntas:

- 1ª- La Molaridad y fracción molar de esta disolución del ácido HA son, respectivamente:
 a) 1,3 y 0,023 b) 0,13 y 0,023 c) 0,13 y 0,0013 d) $1,3 \cdot 10^{-1}$ y $2,3 \cdot 10^{-3}$
- 2ª - La constante de disociación del ácido será:
 a) $1,7 \cdot 10^{-4}$ b) $1,7 \cdot 10^{-3}$ c) $1,7 \cdot 10^{-2}$ d) Ninguno de ellos
- 3ª - El pH de esta disolución inicial de HA es:
 a) 1,41 b) 0,89 c) 1,77 d) 2,64
- 4ª.- Si a 100 mL de la disolución inicial de ácido le añadimos 1 gramo de HCl, contenido en un volumen despreciable frente al de la disolución, el grado de disociación será:
 a) 0,050 b) 0,053 c) 0,055 d) 0,057
- 5ª.- La concentración de iones H^+ y el pH de la disolución resultante serán respectivamente:
 a) 0,281 mol/L y 0,340
 b) 0,281 mol/L y 0,550
 c) 0,340 mol/L y 0,287
 d) 0,540 mol/L y 0,287

RESOLUCIÓN

La molaridad del ácido se calcula aplicando directamente la expresión que nos la da: $M = \frac{g}{Pm \cdot L}$, en

la cual conocemos todos los datos: $M = \frac{8}{62 \cdot 1} = 0,13$ Molar.

Para calcular la fracción molar hemos de tener en cuenta que dado que la disolución es muy diluida, el volumen de disolvente será prácticamente igual al de la disolución: 1 litro, por lo que en esa cantidad tendremos 1 Kg de agua, así, al aplicar la fórmula que nos permite calcular la fracción molar del soluto, tendremos:

$$X = \frac{n_{SOLUTO}}{n_{SOLUTO} + n_{DTE}}; X = \frac{\frac{8}{62}}{\frac{8}{62} + \frac{1000}{18}} = 2,3 \cdot 10^{-3}$$

El equilibrio de disociación de este ácido es:

	HA	\rightleftharpoons	$H^+ +$	A^-
Inicial	0,13		----	----
En equilibrio	$0,13 - 0,039 = 0,091$		0,039	0,039

Si el grado de disociación es 0,30, la cantidad de ácido disociada será:

$x = 0,30 \cdot 0,13 = 0,039$ mol/L, quedando el resto sin disociar

El pH de esta disolución se obtiene aplicando directamente la fórmula que nos da el pH, que para este caso es: $pH = -\lg[H^+] = -\lg 0,039$: **pH = 1,41**

La constante de disociación para este equilibrio es:

$$Ka = \frac{[H^+].[A^-]}{[HA]} \text{ donde, al sustituir: } Ka = \frac{0,039 \cdot 0,039}{0,091}; Ka = 1,7 \cdot 10^{-2}$$

Si se le añade 1 g de HCl a 100 mL de disolución, su Molaridad será: $M = \frac{1}{36,5 \cdot 0,1} = 0,274$ M y

dado que se trata de un ácido fuerte, estará completamente disociado: $HCl \rightleftharpoons H^+ + Cl^-$ originando una concentración de protones: $[H^+] 0,274$ Molar

Por tanto, si tenemos en cuenta ahora la disolución del ácido HA (Si hemos tomado esos 100 mL, vamos a trabajar directamente con las concentraciones) las concentraciones iniciales, antes de producirse su disociación, serán:

$$[\text{HA}] = 0,13 \text{ Molar (la inicial)}$$

$$[\text{H}^+] = 0,274 \text{ M (procedente de la disociación del HCl añadido)}$$

El nuevo equilibrio de disociación de este ácido HA es:

	HA	<====>	H ⁺ +	A ⁻
Inicial	0,13		0,274	----
En equilibrio	0,13 - x		0,274 + x	x

Siendo "x" el número de moles del ácido HA disociadas

Aplicando ahora la expresión de la constante de disociación HA antes calculada:

$$1,7 \cdot 10^{-2} = \frac{(0,274 + x) \cdot x}{(0,13 - x)} \text{ de donde: } x^2 + 0,291 \cdot x - 0,00221 = 0 \text{ y de ahí:}$$

$$x = 0,00741 \text{ moles de HA disociadas, por lo que: } \alpha = \frac{0,00741}{0,13} = 0,057, \text{ que es en nuevo grado de}$$

disociación.

El pH de la nueva disolución se calcula a partir de la fórmula del pH, teniendo en cuenta que la concentración de protones es: $[\text{H}^+] = (0,274 + x) = 0,274 + 0,00741 = 0,281 \text{ Molar}$, y así

$$\text{pH} = -\lg 0,281 = 0,55$$

ÁCIDO-BASE C-27

El ácido clorhídrico es un ácido fuerte y el ácido acético, $\text{CH}_3\text{-COOH}$, es un ácido débil con una constante de disociación igual a $1,8 \cdot 10^{-5}$.

- Calcule el grado de disociación (en %) de una disolución 1 M de cada ácido.
- Calcule el grado de disociación (en %) de una disolución 10^{-2} M de cada ácido.
- Relacione las respuestas anteriores y justifique las variaciones que observe.

SOLUCIÓN

El ácido clorhídrico es un ácido fuerte, y como tal se encuentra siempre completamente disociado, por lo que tanto para una disolución 1 M como 10^{-2} Molar, su grado de disociación es del 100%

El ácido acético es un ácido débil, por lo que su disociación no es completa, teniendo que cumplirse en todos los casos la expresión de la constante de disociación, por lo que para los dos casos dados, tendremos:

	H Ac	\rightleftharpoons	Ac ⁻ +	H ⁺
Inicial	1 M		---	---
En equilibrio	1 - x		x	x

$$K_a = \frac{[\text{Ac}^-] \cdot [\text{H}^+]}{[\text{HAc}]}; 1,8 \cdot 10^{-5} = \frac{x \cdot x}{1 - x}$$

donde podemos desprestigiar "x" en el denominador pues es despreciable frente a 1 dado el pequeño valor de la constante de disociación, y así nos quedará: $1,8 \cdot 10^{-5} = x^2 \implies x = 4,24 \cdot 10^{-3}$ y el

grado de disociación será: $\alpha = \frac{4,24 \cdot 10^{-3}}{1} \cdot 100 = 0,42\%$

Para la segunda disolución, al tratarse de una disolución más diluida, la proporción de ácido disociada será mayor. Se determina de la misma forma:

	H Ac	\rightleftharpoons	Ac ⁻ +	H ⁺
Inicial	0,01 M		---	---
En equilibrio	0,01 - x		x	x

$$K_a = \frac{[\text{Ac}^-] \cdot [\text{H}^+]}{[\text{HAc}]}; 1,8 \cdot 10^{-5} = \frac{x \cdot x}{0,01 - x}$$

donde podemos desprestigiar "x" en el denominador pues es despreciable frente a 0,1 dado el

pequeño valor de la constante de disociación, y así nos quedará: $1,8 \cdot 10^{-5} = \frac{x^2}{0,01} \implies x = 4,24 \cdot 10^{-4}$

y el grado de disociación será: $\alpha = \frac{4,24 \cdot 10^{-4}}{0,01} \cdot 100 = 4,24\%$

ÁCIDO-BASE C-28

El grado de disociación de una disolución 0,1M de ácido acético en agua vale: $\alpha = 1,2 \cdot 10^{-2}$. ¿
¿Qué concentración de HCl en agua produciría el mismo pH y cual sería su valor?. Nota: El HCl en agua está totalmente disociado.

RESOLUCIÓN

El grado de disociación nos indica la proporción del ác. Acético que se encuentra disociada, por lo que en este caso, la cantidad disociada será:

$$\text{Cantidad disociada: } x = 0,1 \cdot 1,2 \cdot 10^{-2} = 1,2 \cdot 10^{-3}$$

El equilibrio de disociación para el ácido acético es:

	HAc	<====>	H ⁺ +	Ac ⁻	pH = - lg[H ⁺]
Inicial	0,1		---	---	pH = - lg1,2 · 10 ⁻³
En equilibrio	0,1 - 1,2 · 10 ⁻³		1,2 · 10 ⁻³	1,2 · 10 ⁻³	pH = 2,92

Por tanto, la concentración de HCl que produciría el mismo pH será aquella que aporte a la disolución la misma concentración de protones, por lo que si tenemos en cuenta el equilibrio de disociación del HCl, y que éste es un ácido fuerte, por lo que está completamente disociado, tendremos que la concentración inicial de dicho ácido ha de ser igual a la concentración final de protones:

	HCl	<====>	H ⁺ +	Cl ⁻
Inicial	1,2 · 10 ⁻³		---	---
En equilibrio	---		1,2 · 10 ⁻³	1,2 · 10 ⁻³

Es decir: **[HCl] = 1,2 · 10⁻³ Molar**

ÁCIDOS-BASE - C-29

Se desean preparar 250 ml de una disolución de amoníaco 1,0 M a partir de una disolución de amoníaco del 27 % en masa y de 0,9 g/ml de densidad. Calcule:

a) El volumen que hay que tomar de la disolución del 27 %.

b) El pH de ambas disoluciones.

DATO: $K_b(\text{amoníaco}) = 1,8 \cdot 10^{-5}$.

RESOLUCIÓN

La cantidad de soluto (NH_3) en ambas disoluciones debe ser la misma, ya que la más diluida se obtiene añadiendo disolvente, agua, a la más concentrada, por lo que vamos a determinar la cantidad de NH_3 que debe haber en la disolución a preparar y con ella, calcular la cantidad de la disolución concentrada que hemos de tomar para que en ella tengamos dicha cantidad de NH_3 :

Partiendo de la expresión de la Molaridad: $M = \frac{g}{Pm \cdot L}$; $1 = \frac{g}{17,0,25}$; $g_{\text{NH}_3} = 4,25 \text{ g}$ y estos

4,25 g hemos de tomarlos de la disolución que nos dan: del 27% y $d = 0,9 \text{ g/mL}$

Soluto	Dvte	Disolución.	$\left. \begin{array}{l} 100 - 27 \\ x - 4,25 \end{array} \right\} X = 15,74 \text{ g de disolución, (densidad} = 0,9 \text{ g/mL)}$
4,25 g		15,74 g	
			$d = \frac{m}{V}$; $0,9 = \frac{15,74}{V}$; $V = 17,49 \text{ mL}$

Necesitamos tomar 17,49 mL de la disolución que nos dan.

Para calcular el pH de ambas disoluciones hemos de tener en cuenta los correspondientes equilibrios de disociación del amoníaco:

Disolución a preparar: 1 Molar

	$\text{NH}_3 +$	$\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons$	$\text{NH}_4^+ +$	OH^-	$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]}$; $1,8 \cdot 10^{-5} = \frac{x \cdot x}{1 - x}$
Inicial	1		--	--	
En equilibrio	1 - x		x	x	

Al ser muy pequeño el valor de la constante K_b , en el denominador de la fracción podemos despreciar el valor de "x" frente al "1", por lo que así: $x = 4,24 \cdot 10^{-3}$ y éste es el valor de la concentración de los OH^- , y con él se determina primero el pOH y después el pH:

$$[\text{OH}^-] = 4,24 \cdot 10^{-3} \implies \text{pOH} = -\lg 4,24 \cdot 10^{-3} = 2,37$$

$$\text{pH} = 14 - 2,37 \implies \text{pH} = 11,63$$

Disolución de se dispone: Su molaridad se puede determinar a partir de los datos que teníamos: 4,25 g de

soluto en un volumen de disolución de 17,49 mL: $M = \frac{4,25}{17,0,01749} = 14,29 \text{ Molar}$

	$\text{NH}_3 +$	$\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons$	$\text{NH}_4^+ +$	OH^-	$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]}$; $1,8 \cdot 10^{-5} = \frac{x \cdot x}{14,29 - x}$
Inicial	14,29		--	--	
En equilibrio	14,29 - x		x	x	

Al ser muy pequeño el valor de la constante K_b , en el denominador de la fracción podemos despreciar el valor de "x" frente al "14,29", por lo que así: $x = \sqrt{14,29 \cdot 1,8 \cdot 10^{-5}}$ $x = 0,016$ y éste es el valor de la concentración de los OH^- , y con él se determina primero el pOH y después el pH:

$$[\text{OH}^-] = 0,016 \implies \text{pOH} = -\lg 0,016 = 1,79$$

$$\text{pH} = 14 - 1,79 \implies \text{pH} = 12,21$$

ÁCIDO BASE C-30

Determine el pH de un vinagre, de densidad 1,004 g/mL, que tiene un 4% en masa de ác. Acético.
¿Cual es el grado de disociación del ácido acético en este vinagre?

DATO. K_a para el ác. Acético: $1,8 \cdot 10^{-5}$

RESOLUCIÓN

La Molaridad de este vinagre se determina partiendo de 1 L de disolución, la cual contiene un 4% de ácido acético ($P_m = 60$)

Soluto	Disolvente	Disolución
40,16 g	963,84 g	1004 g
		1000 mL

$$d = \frac{m}{V}; 1,004 = \frac{m}{1000}; m = 1004 \text{ g}$$

Soluto: 4% de 1004 = 40,16 g
Disolvente: 1004 - 40,16 = 963,84 g

$$M = \frac{g_{\text{SOLUTO}}}{P_m_{\text{SOLUTO}} \cdot L_{\text{DISOLUCION}}}; M = \frac{40,16}{60,10}; M = 0,67 \text{ Molar}$$

La disociación de este ác. Acético, que es un ácido débil, es:

HAc	\rightleftharpoons	$H^+ +$	Ac^-	$K_a = \frac{[H^+][Ac^-]}{[HAc]}; 1,8 \cdot 10^{-5} = \frac{x \cdot x}{0,67 - x}$ $x^2 = 1,810^{-5} \cdot (0,67); x = 3,47 \cdot 10^{-3}$
0,67		---	---	
0,67 - x		x	x	

(*) Al ser muy pequeña la constante de disociación del ácido, podemos despreciar el valor "x" frente a 0,67.

$$pH = -\lg[H^+] = -\lg(3,47 \cdot 10^{-3}); pH = 2,46$$

Grado de disociación: De acuerdo con los datos de la disociación, se disocian $3,47 \cdot 10^{-3}$ moles de las 0,67 moles iniciales, por tanto, el grado de disociación es:

$$\alpha = \frac{3,47 \cdot 10^{-3}}{0,67}; \alpha = 5,18 \cdot 10^{-3} = 0,518\%$$

ÁCIDO - BASE C-31

- a. Calcule la constante de ionización de un ácido débil monoprótico que está ionizado al 2,5 % en disolución 0,2 M.
 b. Se desea preparar 1 litro de disolución de ácido clorhídrico que tenga el mismo pH que la disolución anterior. ¿Qué volumen de HCl de concentración 0,4 M habrá que tomar?

RESOLUCIÓN

La estequiometría de la disociación de un ácido monoprótico débil es:

	HA	<==>	A ⁻ +	H ⁺	Siendo X= N° moles/L de HA disociados, que nos indican que es el 2,5% , es decir: x= 2,5% de 0,2 = 0,005
Inicial	0,2		---	---	
En Equilibrio	0,2-X= 0,2-0,005		x = 0,005	x = 0,005	

Y así, Ka será: $Ka = \frac{[A^-].[H^+]}{[HA]}$; $Ka = \frac{0,005 \cdot 0,005}{0,2 - 0,005}$; **Ka = 1,28.10⁻⁴**

El pH de esta disolución es: $pH = -\lg[H^+]$; **pH = -lg0,005 = 2,3**

Para que una disolución de H Cl tenga ese mismo pH, la concentración de protones en ella tiene que ser también la misma que en este ácido: [H⁺] = 0,005. Teniendo en cuenta la estequiometría de la disociación del ácido clorhídrico, que es un ácido fuerte y por tanto está completamente disociado, tendremos que:

	H Cl	<==>	Cl ⁻ +	H ⁺	Si la concentración de H ⁺ ha de ser 0,005 Molar, puesto que es un ácido fuerte completamente disociado, la concentración inicial del ácido será también: c = 0,005 Molar
Inicial	C		---	---	
En Equilibrio	---		c	c = 0,005	

Si se ha de preparar 1 litro de esa disolución, la cantidad de ácido necesaria será

$M = \frac{n_{SOLUTO}}{L}$; $0,005 = \frac{n_{SOLUTO}}{1}$; **n_{SOLUTO} = 0,005 MOLES DE H Cl se necesitan**

Y si estos moles se han de tomar de una disolución 0,4 Molar, el volumen de la misma que los

contendrá es: $0,4 = \frac{0,005}{L}$; $L = \frac{0,005}{0,4}$; **L = 0,0125 L = 12,5 mL de la**

disolución 0,4 Molar se necesitan

ÁCIDO - BASE C-32

Un ácido monoprótico HB está ionizado un 4,11% en disolución 10^{-2} M. Calcularla constante de ionización de dicho ácido

RESOLUCIÓN

La estequiometría de la disociación de un ácido monoprótico débil es:

	HB	\rightleftharpoons	$A^- +$	H^+	
Inicial	0,01		---	---	Siendo X= N° moles/L de HB disociados, que nos indican que es el 4,11% , es decir: $x = 4,11\%$ de 0,01 ; $x = 4,11 \cdot 10^{-4}$
Equilibrio	$0,01 - x = 0,01 - 4,11 \cdot 10^{-4}$		$x = 4,11 \cdot 10^{-4}$	$x = 4,11 \cdot 10^{-4}$	

Y así, Ka será: $Ka = \frac{[A^-] \cdot [H^+]}{[HA]}$; $Ka = \frac{4,11 \cdot 10^{-4} \cdot 4,11 \cdot 10^{-4}}{0,01 - 4,11 \cdot 10^{-4}}$; **$Ka = 1,76 \cdot 10^{-5}$**

ÁCIDO-BASE - C-33

La adición de 0,4 moles de una base débil a un determinado volumen de agua permite la obtención de 0,5 L de una disolución con pH igual a 11. Calcule:

- La concentración inicial de la base en esta disolución.
- La concentración de iones OH^- de la misma.
- La constante de la base K_b .

RESOLUCIÓN

La disolución de 0,4 moles de base en un volumen final total de 0,5 L nos permite calcular la Molaridad de la disolución de la base, que es: $M = \frac{\text{N}^\circ \text{ moles}}{\text{Litro}} = \frac{0,4}{0,5} = \mathbf{0,8}$

Molar

El equilibrio de disociación de la base, que suponemos contiene un solo OH^- , es:

	BOH	\rightleftharpoons	B ⁺ +	OH ⁻	$K_b = \frac{[B^+].[OH^-]}{[BOH]}$
INICIAL	0,8		---	---	
En equilibrio	0,8 - x		x	x	

y puesto que se indica que el pH = 11, \Rightarrow pOH = 14 - 11 = 3, de donde deducimos la concentración de los iones hidróxido, que es: $[\text{OH}^-] = 10^{-3} = \mathbf{x}$

La constante de disociación de esta base se obtiene al sustituir en la expresión de la misma, teniendo en cuenta que $x = 10^{-3}$:

$$K_b = \frac{10^{-3} \cdot 10^{-3}}{0,8 - 10^{-3}}; \mathbf{K_b = 1,25 \cdot 10^{-6}}$$

ÁCIDO-BASE - C-34

Una disolución 0,20 M de ácido acético está ionizada el 0,95 %. Calcule:

- La constante del ácido K_a .
- El grado de disociación de una disolución 0,10 M de dicho ácido.
- El pH de ambas disoluciones ácidas.

RESOLUCIÓN

El equilibrio de disociación es

	HAc	\rightleftharpoons	Ac ⁻ +	H ⁺	Donde "x" es el nº de mol/L de HAc disociadas, y dado que está ionizado el 0,95%: $x = 0,95\%$ de 0,2 $x = 0,2 \cdot \frac{0,95}{100}$; $x = 1,9 \cdot 10^{-3}$
Inicial	0,20		--	--	
En equilibrio	0,20 - x = 0,198		x = 1,9 · 10⁻³	x = 1,9 · 10⁻³	

La constante de disociación es: $K_a = \frac{[Ac^-] \cdot [H^+]}{[HAc]}$; $K_a = \frac{1,910 \cdot 1,9 \cdot 10^{-3}}{0,198}$; **$K_a = 1,82 \cdot 10^{-5}$**

El pH se define como: $pH = -\lg[H^+]$, por lo que para esta disolución es: $pH = -\lg 1,9 \cdot 10^{-3}$; **pH = 2,72**

Si tenemos ahora una disolución de ese mismo ácido, pero con una concentración inicial de 0,1 M, el equilibrio de disociación es

	HAc	\rightleftharpoons	Ac ⁻ +	H ⁺	siendo "x" el nº de mol/L de HAc disociadas, y de acuerdo con este equilibrio de disociación, es también el nº de mol/L de H ⁺ y Ac ⁻ formadas
Inicial	0,10		--	--	
En equilibrio	0,10 - x		x	x	

La constante de disociación es: $K_a = \frac{[Ac^-] \cdot [H^+]}{[HAc]}$; Puesto que ahora ya conocemos el valor de la

constante de disociación y éste es muy pequeño, podemos despreciar "x" frente a 0,10, en la concentración de ácido en el equilibrio, por lo que la expresión de la K_a es $1,82 \cdot 10^{-5} = \frac{x \cdot x}{0,10}$; de donde **$x = 1,35 \cdot 10^{-3}$** , por lo que

el grado de disociación será: $\alpha = \frac{1,35 \cdot 10^{-3}}{0,1} = 0,0135 \implies 1,35\%$

El pH se define como: $pH = -\lg[H^+]$, por lo que en esta disolución es: $pH = -\lg 1,35 \cdot 10^{-3}$; **pH = 2,87**

ACIDO-BASE C-35

Determinar el % en que se encuentra disociado el ácido carbónico a la temperatura ambiente, sabiendo que su primera constante de disociación es 3×10^{-7} , en una solución 0,1 M. (Despréciese su segunda disociación)

RESOLUCIÓN

La reacción de disociación del ácido carbónico que tiene lugar es:

	H_2CO_3	+	\rightarrow	HCO_3^-	+	H^+	$Ka = \frac{[HCO_3^-].[H^+]}{[H_2CO_3]}$
Inicial	0,1			---		---	
En equil.	0,1 - x			x		x	

Al sustituir: $3 \cdot 10^{-7} = \frac{x \cdot x}{0,1 - x}$, donde podemos desprejciar "x" frente a 0,1 en el

denominador por ser muy pequeña, con lo que nos queda: $3 \cdot 10^{-7} = \frac{x^2}{0,1}$; $x = \sqrt{0,1 \cdot 3 \cdot 10^{-7}}$

, $x = 1,73 \cdot 10^{-4}$, que es el grado de disociación, por lo que el % disociado será:

$$\% = \frac{1,73 \cdot 10^{-4}}{0,1} \cdot 100 = \mathbf{0,173\%}$$

ÁCIDO-BASE C-36

Calcular el pH de una solución 0,01 M de H_3PO_4 . $Ka_1 = 7,69 \cdot 10^{-3}$

RESOLUCIÓN

Aunque se trata de un ácido poliprótico, y dado que solamente nos dan la constante de la primera disociación, despreciaremos las otras dos disociaciones (*).

El equilibrio para esta primera disociación es:

	H_3PO_4	\rightleftharpoons	H^+	+	$H_2PO_4^-$	$Ka_1 = \frac{[H^+][H_2PO_4^-]}{[H_3PO_4]}$
Inicial	0,01		---		---	
En equilibrio	0,01 - x		x		x	

Siendo "x" el N° de Mol/L de ácido disociadas, que es también el n° de Mol/L de H^+ y de $H_2PO_4^-$ formadas.

$$\text{Sustituyendo en la expresión de la constante de equilibrio: } 7,69 \cdot 10^{-3} = \frac{x \cdot x}{(0,01 - x)}$$

En este caso no podemos despreciar la "x" frente a 0,01, en el denominador de esta fracción dado que el valor de la constante de disociación no es excesivamente pequeña, por lo que tenemos que resolver esta ecuación: $7,69 \cdot 10^{-3} \cdot (0,01 - x) = x^2 \implies$

$$x^2 + 7,69 \cdot 10^{-3} - 7,69 \cdot 10^{-5} = 0 \quad \text{Y de ahí:}$$

$$x = \frac{-7,69 \cdot 10^{-3} \pm \sqrt{(7,69 \cdot 10^{-3})^2 - 4 \cdot 1 \cdot (-7,69 \cdot 10^{-5})}}{2}; \quad \mathbf{x = 5,73 \cdot 10^{-3}}$$
 (la otra solución

no es válida ($-1,3 \cdot 10^{-2}$).

Y ya con este valor de "x", determinamos la concentración de protones en el equilibrio y con ella, el pH: $[H^+] = x = 5,73 \cdot 10^{-3} \implies \text{pH} = -\lg(5,73 \cdot 10^{-3}) \implies \mathbf{pH = 2,24}$.

(*) En el caso de este ácido, las otras dos constantes (aunque no nos las dan) tienen unos valores mucho más pequeños: $Ka_2 = 6,2 \cdot 10^{-8}$ y $Ka_3 = 2,2 \cdot 10^{-13}$ por lo que la segunda y tercera disociación pueden despreciarse ya que los protones procedentes de ellas son despreciables frente a los procedentes de la primera disociación

ÁCIDO-BASE - C-37

Se dispone de una disolución acuosa de un ácido monoprotónico débil HA con una concentración es de 12 g/L. Sabiendo que su masa molecular es 80 y que está disociado en un 25%, . Calcule la constante de disociación del ácido . Después de añadir a 100 cm³ de la disolución anterior, un volumen de HCl concentrado que contenga 1 gramo de ácido. Conocida la masa molecular del HCl = 36'5 y considerando despreciable el volumen de HCl añadido frente al de la disolución, calcular el grado de disociación, la concentración de protones en la disolución resultante y su pH.

RESOLUCIÓN

La concentración inicial del ácido es: $M = \frac{g}{Pm \cdot L}$; $M = \frac{12}{80 \cdot 1}$; **M = 0,15 Molar**

Teniendo en cuenta que se encuentra disociado un 25%, la cantidad del mismo que habrá disociado es el 25% del total, es decir: $\frac{25}{100} \cdot 0,15 = 0,0375$ mol/L.

El equilibrio de disociación del ácido es

	HA <==>	H ⁺ +	A ⁻
Inicial	0,15	----	----
En equilibrio	0,15 - 0,0375 = 0,1125	0,0375	0,0375

Y por tanto la constante de disociación será: $K_a = \frac{[H^+][A^-]}{[HA]}$; $K_a = \frac{0,0375 \cdot 0,0375}{0,1125}$

$$K_a = 0,0125 = 1,25 \cdot 10^{-2}$$

Si de esta cantidad se toman 100 ml, las cantidades de cada especie presentes en la disolución de este ácido serán:

$$HA = 0,01125 \text{ moles} \quad ; \quad H^+ = A^- = 0,00375 \text{ moles}$$

y se le añade 1 g de HCl ($\frac{1}{36,5} = 0,027$ moles) el cual se disocia completamente en H⁺ y Cl⁻.

Vamos a considerar que el ácido HA no está disociado cuando le añadimos el HCl, de manera que las cantidades (en moles) iniciales serán, teniendo en cuenta que se toma un volumen de 0,1 litro de ese ácido que era 0,15 M: HA = 0,015 moles (la cantidad total inicial del ácido que tenemos, H⁺ tendremos el número de moles procedente de la disociación total del HCl = 0,027 moles; de A⁻ no tendremos nada, ya que estamos considerando como punto de partida el ácido HA sin disociar; además tendremos en la disolución 0,027 moles de Cl⁻. Procedentes de la disociación del HCl los cuales no influyen en el equilibrio.

Estas cantidades tienen que cumplir el valor de la constante de disociación del ácido HA, por lo que este equilibrio se desplazará hacia la izquierda hasta que las concentraciones de todas las especies (HA, H⁺ y A⁻) cumplan esa Ka:

	HA	<==>	H ⁺ +	A ⁻	
Inicial	0,015		0,027	----	moles
En equilibrio	0,015 - x		0,027 + x	x	moles

Siendo X = n° moles de HA que se disocian, y es también el n° de moles de H⁺ y de A⁻ formadas.

Y como estas cantidades en el equilibrio han de cumplir el valor de la constante de disociación del ácido HA, la cual hemos calculado y vale Ka = 0,0167, tendremos que;

$$K_a = \frac{[H^+][A^-]}{[HA]} \quad \text{donde: } 0,0125 = \frac{\left(\frac{0,027+x}{0,1}\right) \cdot \left(\frac{x}{0,1}\right)}{\left(\frac{0,015-x}{0,1}\right)} \quad \text{expresión ésta que nos permite calcular el valor de X:}$$

$$0,0125 \cdot 0,1 \cdot (0,015 - x) = x \cdot (0,027 + x) \implies x^2 + 0,0282 \cdot x - 1,875 \cdot 10^{-5} = 0$$

$x = 6,49 \cdot 10^{-4}$, que es la cantidad de HA disociada, y puesto que inicialmente teníamos 0,015 moles de este ácido HA, el grado de disociación será:

$$\% \text{ disociado} = \frac{6,49 \cdot 10^{-4}}{0,015} \cdot 100 = \mathbf{4,3 \%} ; \alpha = \mathbf{0,043}$$

y la concentración de protones (H_3O^+ o bien H^+) es $[\text{H}^+] = \frac{0,027 + 6,49 \cdot 10^{-4}}{0,1} = \mathbf{0,276 \text{ M}}$

Por lo que el pH es: $\text{pH} = -\lg 0,276 ; \mathbf{pH = 0,56}$

ÁCIDO-BASE - C-38

El ácido sulfuroso es un ácido diprótico, siendo sus constantes de disociación: $K_{a1} = 1,23 \cdot 10^{-2}$ y $K_{a2} = 6,60 \cdot 10^{-8}$. Se ha producido un vertido de dicho ácido en un recipiente de agua, dando lugar a una concentración inicial de 0,050 M. Calcular el pH de dicha disolución.

RESOLUCIÓN

Debido a la gran diferencia entre las dos constantes de disociación para el primero y el segundo protón, podemos despreciar la segunda frente a la primera y determinar el pH solamente con el primero de los dos protones (esta aproximación puede hacerse cuando la diferencia entre ambas sea superior a 100 veces y en este caso, si comparamos los órdenes de ambas, pasamos de 10^{-2} a 10^{-8} , es decir una diferencia de orden de 10^6)

	H_2SO_3	\rightleftharpoons	$HSO_3^- +$	H^+	$K_{a1} = \frac{[HSO_3^-][H^+]}{[H_2SO_3]}$
Inicial	0,050		----	----	
En equilibrio	0,050 - x		x	x	

En este caso, y dado que la constante de disociación es relativamente grande, NO podemos despreciar "x" frente a 0,050, por lo que tenemos que plantear y resolver la ecuación de segundo grado obtenida al desarrollar la fracción de la primera constante de disociación:

$$1,23 \cdot 10^{-2} = \frac{x \cdot x}{0,050 - x}; \quad 1,23 \cdot 10^{-2} \cdot (0,050 - x) = x^2; \quad 6,15 \cdot 10^{-4} - 1,23 \cdot 10^{-2} x = x^2;$$

$$x^2 + 1,23 \cdot 10^{-2} \cdot x - 6,15 \cdot 10^{-4} = 0 \text{ y de ahí: } x = \frac{-1,23 \cdot 10^{-2} \pm \sqrt{(1,23 \cdot 10^{-2})^2 + 4 \cdot 1,23 \cdot 10^{-2} \cdot 6,15 \cdot 10^{-4}}}{2};$$

$$x = \frac{-1,23 \cdot 10^{-2} \pm 5,11 \cdot 10^{-2}}{2}; \text{ de donde sacamos que } x = 0,019; \text{ pH} = -\lg[H^+];$$

$$\text{pH} = -\lg 0,019 = 1,72$$

ÁCIDO BASE C-39

Calcular el pH de una solución 0,1 M de ácido cloroacético ($\text{ClCH}_2\text{-COOH}$), si la K_a del ácido es $1,41 \cdot 10^{-3}$

RESOLUCIÓN

La reacción de disociación de este ácido, es:

	$\text{ClCH}_2\text{-COOH} \rightleftharpoons$	$\text{ClCH}_2\text{-COO}^- +$	H^+
Inicial	0,1	----	----
En equilibrio	$0,15 - x$	x	x

Siendo "x" el número de mol/L de ác. Cloroacético que se disocian, y serán también las de H^+ y del ion cloroacetato $\text{ClCH}_2\text{-COO}^-$ que se forman.

En este caso, el valor de la constante de disociación nos indica un ácido de fuerza media,, por lo que no se debería despreciar el valor de "x" frente al 0,1; si lo hiciéramos así, sería:

$$1,41 \cdot 10^{-3} = \frac{x \cdot x}{0,1 - x}; 1,41 \cdot 10^{-3} \cdot (0,1 - x) = x^2; x^2 + 1,41 \cdot 10^{-3} \cdot x - 1,41 \cdot 10^{-4} = 0;$$

$$x = \frac{-1,41 \cdot 10^{-3} \pm \sqrt{(1,41 \cdot 10^{-3})^2 + 4 \cdot 1,41 \cdot 10^{-4}}}{2}; \quad \mathbf{x = 0,0112}$$

Por tanto: $[\text{ClCH}_2\text{-COO}^-] = [\text{H}^+] = 0,0112$ y de ahí: $\text{pH} = -\text{Lg} [\text{H}^+] = -\text{Lg} 0,0112$;
pH = 1,95

ÁCIDO-BASE - C-40

El ácido nicotínico es un ácido monoprótico de fórmula molecular $\text{HC}_6\text{H}_4\text{NO}_2$. Una solución 0,012 M de ácido nicotínico tiene un $\text{pH} = 3,39$ a 25°C .

Calcular:

- La constante de ionización del ácido.
- La concentración de cada una de las especies iónicas de una solución 0,1 M de ácido nicotínico.
- pH de la disolución del apartado b.

RESOLUCIÓN

- a) Puesto que se trata de un ácido débil, llamaremos "x" al n° de mol/L de ác. Nicotínico disociado, pero, además, como conocemos el $\text{pH} = 3,39$, $\Rightarrow [\text{H}^+] = 4,07 \cdot 10^{-4} = x$, tendremos:

	$\text{HC}_6\text{H}_4\text{NO}_2$	\rightleftharpoons	$\text{H}^+ +$	$\text{C}_6\text{H}_4\text{NO}_2^-$	
Inicial	0,012		--	--	$K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{C}_6\text{H}_4\text{NO}_2^-]}{[\text{HC}_6\text{H}_4\text{NO}_2]} \Rightarrow$
En equilibrio	$0,012 - x = 0,012 - 4,07 \cdot 10^{-4}$ $= 0,0116$		$x = 4,07 \cdot 10^{-4}$	$x = 4,07 \cdot 10^{-4}$	$K_a = \frac{4,07 \cdot 10^{-4} \cdot 4,07 \cdot 10^{-4}}{0,0116}$

Por tanto: **$K_a = 1,43 \cdot 10^{-5}$**

- b) Si ahora tenemos una disolución 0,1 M, volvemos a hacer la disociación del ácido, pero con esta nueva concentración y ahora, lo que no conocemos es la cantidad disociada, a la que llamaremos "x": n° de mol/L de ác. Nicotínico disociado y así:

	$\text{HC}_6\text{H}_4\text{NO}_2$	\rightleftharpoons	$\text{H}^+ +$	$\text{C}_6\text{H}_4\text{NO}_2^-$	
Inicial	0,1		--	--	$K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{C}_6\text{H}_4\text{NO}_2^-]}{[\text{HC}_6\text{H}_4\text{NO}_2]} \Rightarrow$
En equilibrio	$0,1 - x$		x	x	$1,43 \cdot 10^{-5} = \frac{x \cdot x}{0,1 - x}$

Ecuación que para resolverla podemos despreciar "x" frente a 0,1 en el denominador de la fracción, por ser

muy pequeño, y así, nos queda: $1,43 \cdot 10^{-5} = \frac{x^2}{0,1} \Rightarrow x = 1,19 \cdot 10^{-3}$ y con ella determinamos las

concentraciones de todas las especies en el equilibrio, a saber:

$$- [\text{HC}_6\text{H}_4\text{NO}_2] = 0,1 - x = 0,1 - 1,19 \cdot 10^{-3} = (0,09881) \approx 0,1$$

$$- [\text{C}_6\text{H}_4\text{NO}_2^-] = x = 1,19 \cdot 10^{-3}$$

$$- [\text{H}^+] = x = 1,19 \cdot 10^{-3} \quad \text{Y por tanto: } \text{pH} = -\lg[\text{H}^+] = -\lg 1,19 \cdot 10^{-3}; \quad \text{pH} = 2,92$$

ÁCIDO BASE - C-41

Ordene de mayor a menor acidez los siguientes ácidos débiles. Justifique la respuesta

	ácido	Ka	pKa
a)	Tricloro acético: CCl_3COOH	$3,0 \times 10^{-1}$	0,52
b)	Fenol: $\text{C}_6\text{H}_5\text{OH}$	$1,3 \times 10^{-10}$	9,89
c)	Acético: CH_3COOH	$1,8 \times 10^{-5}$	4,75
d)	Yódico: HIO_3	$1,7 \times 10^{-1}$	0,77

RESOLUCIÓN

La constante de disociación nos indica fuerza del ácido: $\text{HA} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{A}^-$ y así: $K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$

Cuanto mayor sea esta constante (Ka), más disociado estará el ácido y mayor concentración de protones presentará su disolución, es decir, más fuerte será, por lo que el orden de más a menor fuerte será:

d) Yódico > a) Tricloroacético > c) Acético > b) Fenol

ÁCIDO BASE C-42

Calcular el pH de la solución resultante al disolver 9,5 g de HNO_2 en 200 mL de agua ¿Cuál es el porcentaje de ionización del ácido? $K_a = 4,5 \cdot 10^{-4}$

RESOLUCIÓN

La molaridad de la disolución inicial de ác. Nitroso, teniendo en cuenta que su peso molecular es:

$$P_m = 1.1 + 1.14 + 2.16 = 47, \text{ es: } M = \frac{g}{P_m \cdot L} = \frac{9,5}{47.0,200}; \mathbf{M = 1,01 \text{ Molar}}$$

La reacción de disociación de este ácido, que como sabemos es un ácido débil, es:

	$\text{HNO}_2 \rightleftharpoons$	$\text{NO}_2^- +$	H^+
Inicial	1,01	----	----
En equilibrio	1,01 - x	x	x

Siendo "x" el número de mol/L de ác. Nitroso que se disocian, y serán también las de H^+ y de NO_2^- que se forman.

La constante de disociación para este equilibrio es: $K_a = \frac{[\text{NO}_2^-][\text{H}^+]}{[\text{HNO}_2]}$ en la cual al sustituir, nos queda:

$$4,510^{-4} = \frac{x \cdot x}{1,01 - x} \text{ y dado el pequeño valor de la constante de equilibrio, podemos despreciar "x" frente al}$$

$$1,01 \text{ en el denominador de esta fracción, y así: } 4,510^{-4} = \frac{x^2}{1,01}; \mathbf{x = 0,021}$$

Por tanto: $[\text{H}^+] = x = 0,021$; y de ahí: $\text{pH} = -\lg [\text{H}^+] = -\lg 0,021$; **pH = 1,67**

ÁCIDO BASE - C-43

El amoníaco está disociado al 1,3% en una disolución 0,1 M. Calcular el pH y la constante equilibrio de la reacción: $\text{NH}_3(\text{ac}) + \text{H}_2\text{O}(\text{L}) \rightleftharpoons \text{NH}_4^+(\text{ac}) + \text{OH}^-(\text{ac})$

RESOLUCIÓN

El equilibrio de disociación es

	NH_3 +	H_2O	\rightleftharpoons	NH_4^+ +	OH^-
Inicial	0,10			--	--
En equilibrio	$0,10 - x = \mathbf{0,0987}$			$x = \mathbf{1,3 \cdot 10^{-3}}$	$x = \mathbf{1,3 \cdot 10^{-3}}$

Donde "x" es el nº de mol/L de NH_3 disociadas, y dado que está ionizado el 1,3%:

$$x = 1,3\% \text{ de } 0,1: x = 0,1 \cdot \frac{1,3}{100}; x = \mathbf{1,3 \cdot 10^{-3}}$$

$$\text{La constante de disociación es: } K_a = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]}; K_a = \frac{1,3 \cdot 10^{-3} \cdot 1,3 \cdot 10^{-3}}{0,0987}; \mathbf{K_a = 1,71 \cdot 10^{-5}}$$

El pOH se define como: $\text{pOH} = -\lg[\text{OH}^-]$, por lo que para esta disolución es: $\text{pOH} = -\lg 1,3 \cdot 10^{-3}$;

$$\mathbf{\text{pOH} = 2,87}; \mathbf{\text{pH} + \text{pOH} = 14}; \mathbf{\text{pH} = 14 - 2,87 = 11,13}$$

Grupo D: ÁCIDOS POLIPRÓTICOS

D-01 (*)- Calcule el pH de una disolución 0,010 Molar de ácido sulfúrico sabiendo que $K_{a2} = 1,2 \cdot 10^{-2}$

D-02 ()**- Se dispone de los siguientes volúmenes de dos disoluciones diferentes:

Disolución 1: 50 mL de HCl 0,1 M

Disolución 2: 50 mL de H_2SO_4 0,04 M ($K_{a2} = 1,2 \cdot 10^{-2}$)

Calcular el pH de la disolución obtenida al mezclar 25 mL de cada disolución.

(Considerense los volúmenes aditivos)

D-03 (*)- El ácido sulfúrico es el compuesto más importante de la industria química y en disolución acuosa se comporta como un ácido diprótico fuerte. La constante de ionización de la segunda ionización es $1,1 \cdot 10^{-2}$. Si se parte de un ácido sulfúrico 0,02 M.

Calcular:

1. La concentración de protones si se ignora la segunda ionización.
2. La concentración de protones y el pH considerando la ionización de ambos protones.
3. El volumen de solución acuosa de hidróxido amónico 1M que debe añadirse a la solución de sulfúrico 0,02 M para convertir todo el sulfúrico en un abono nitrogenado, sulfato amónico.

D-04 (*)- Calcule la concentración molar de una disolución de ác. Sulfúrico que tenga el mismo pH que otra de ác. Acético 0,374 M ($K_{a2} = 1,2 \cdot 10^{-2}$ para el ác. Sulfúrico)

D-05 ()**- El pH del agua destilada es 7 a 298 K. Sin embargo, cuando el agua está en contacto con el aire se va acidificando debido a la progresiva disolución en ella del CO_2 existente en dicho aire.

A) Calcule la solubilidad total del CO_2 en un agua que se encuentre en contacto con un aire en el cual la presión parcial del CO_2 sea de $5,12 \cdot 10^{-4}$ atm.

B) Determine el pH de dicha disolución.

DATOS: Constante de la Ley de Henry para el CO_2 en agua: $K_H = 29,82$ atm.L/mol

Constante de equilibrio para la disolución del CO_2 en agua: $K_c = 2,62 \cdot 10^{-3}$

Constantes de disociación del ác. Carbónico en agua: $K'a_1 = 4,30 \cdot 10^{-7}$; $K_{a2} = 5,61 \cdot 10^{-11}$

D-06 ()**- El ácido sulfúrico es un ácido diprótico muy fuerte, siendo su primera constante de ionización (K_{a1}) muy alta (el equilibrio estará totalmente desplazado hacia la disociación). Además se sabe que la segunda ionización es $K_{a2} = 0,0126$. Hallar el pH y las concentraciones de todas las especies presentes en una disolución 0,09M de ácido sulfúrico.

D-07 ()**- A partir de una disolución de ácido sulfúrico de pH=1,0 calcular la concentración del ácido en dicha disolución. $K_{a2} = 1,2 \times 10^{-2}$.

D-08 ()**- Calcule el pH de una disolución 0,01 M de ácido carbónico, así como la concentración de todas las especies iónicas presentes en dicho equilibrio. (Datos $pK_1 = 6,35$; $pK_2 = 10,32$)

D-09 (*) - El ácido sulfuroso es un ácido diprótico, siendo sus constantes de disociación: $K_{a1} = 1,23 \cdot 10^{-2}$ y $K_{a2} = 6,60 \cdot 10^{-8}$.

Se ha producido un vertido de dicho ácido en un recipiente de agua, dando lugar a una concentración inicial de 0,050 M. Calcular el pH de dicha disolución.

ÁCIDO-BASE - D-01

Calcule el pH de una disolución 0,010 Molar de ácido sulfúrico sabiendo que $K_{a2} = 1,2 \cdot 10^{-2}$

RESOLUCIÓN

El H_2SO_4 es un ácido diprótico que se ioniza en dos etapas, la primera de ellas es:

$H_2SO_4 \rightleftharpoons H^+ + HSO_4^-$, la cual corresponde a la ionización de un ácido fuerte, por lo que es completa :

	$H_2SO_4 \rightleftharpoons$	$H^+ +$	HSO_4^-
Inicial	0,010	---	---
En equilibrio	---	0,010	0,010

En una segunda etapa se disociará el ion Hidrogenosulfato, pero ahora ya esta disociación no es completa:

	$HSO_4^- \rightleftharpoons$	$H^+ +$	SO_4^{2-}
Inicial	0,010	---	---
En equilibrio	$0,010 - x$	$0,010 + x$	x

Siendo "x" el nº de mol/L de ion HSO_4^- que se disocian. Al alcanzarse este segundo equilibrio nos quedarán en la disolución $(0,010 - x)$ mol/L de ion HSO_4^- (los que teníamos menos los que se han disociado); $(0,010+x)$ mol/L de iones H^+ (los que teníamos después de la primera disociación más los que se han formado en esta segunda disociación) y (x) mol/L de iones SO_4^{2-} , que se habrán formado en esta segunda disociación.

Sustituyendo todos estos valores en la expresión de la constante de equilibrio correspondiente a esta

segunda disociación: $Ka = \frac{[H^+].[SO_4^{2-}]}{[HSO_4^-]}$; $1,2 \cdot 10^{-2} = \frac{(0,010 + x) \cdot x}{(0,010 - x)}$ expresión que, al desarrollarla,

nos queda: $x^2 + 2,2 \cdot 10^{-2} \cdot x - 1,2 \cdot 10^{-4} = 0$ De la cual, al resolverla: $x = 4,5 \cdot 10^{-3}$ y con este dato podemos ya determinar la concentración de protones en el equilibrio:

$$[H^+] = 0,010 + x = 0,010 + 4,5 \cdot 10^{-3} = 0,0145 \text{ mol/L} \implies \text{pH} = -\lg 0,0145; \text{pH} = 1,84$$

ACIDO-BASE - D-02

Se dispone de los siguientes volúmenes de dos disoluciones diferentes:

Disolución 1: 50 mL de HCl 0,1 M

Disolución 2: 50 mL de H₂SO₄ 0,04 M (K_{a2} = 1,2·10⁻²)

Calcular el pH de la disolución obtenida al mezclar 25 mL de cada disolución.
(Considerense los volúmenes aditivos)

RESOLUCIÓN:

Cuando se mezclan dos disoluciones de dos ácidos fuertes, la cantidad de protones presentes en la disolución será la suma de los procedentes de la disociación completa de ambos ácidos. No obstante, en el caso del ácido sulfúrico, la segunda disociación no es completa, por lo que en ella debemos tener en cuenta todos los protones existentes en la disolución, que son los procedentes de la disociación del ácido clorhídrico y los procedentes de la primera disociación:

Vamos a calcular la cantidad de protones (nº de moles) de H⁺ que se originarán cuando se disocia completamente la cantidad de cada uno de los ácidos presente en 25 mL de su disolución.

Al mezclar estas dos disoluciones, hemos de tener en cuenta que se modifican las concentraciones ya que el volumen final de la disolución es el doble del inicial (mezclamos cantidades iguales de ambas) por lo que las respectivas concentraciones se reducirán a la mitad.

Si tomamos 25 mL de ácido clorhídrico y le añadimos otros 25 mL (de ácido sulfúrico) la concentración del mismo se reducirá a la mitad, ya que el volumen final es de 50 mL por lo que tendremos una disolución 0,05 M de ácido clorhídrico, cuya disociación será:

- **DISOLUCIÓN 1 (HCl):**

	HCl	<====>	H ⁺ +	Cl ⁻
Inicial	0.05		---	---
En equilibrio	---		0.05	0.05

- **DISOLUCIÓN 2 (H₂SO₄)**

Con el ácido sulfúrico nos sucederá una cosa similar: Si tomamos 25 mL de ácido sulfúrico y le añadimos otros 25 mL (de ácido clorhídrico) la concentración del mismo se reducirá a la mitad, por lo que tendremos una disolución 0,05 M de ácido sulfúrico, cuya primera disociación será:

	H ₂ SO ₄	<====>	H ⁺ +	HSO ₄ ⁻
Inicial	0.05		---	---
En equilibrio	---		0.05	0.05

Pero el ácido sulfúrico es un ácido diprótico que sufre una segunda disociación. En ella, el ion bisulfato (HSO₄⁻) procedente de la primera disociación, cuya concentración es 0,05 M, se disocia originando "x" mol/L de iones sulfato (SO₄²⁻) y otros "x" mol/L de protones (H⁺) pero a éstos hay que añadirles los existentes en la disolución antes de comenzar esta segunda disociación, que son los procedentes de la disociación del ácido clorhídrico (0,05 mol/L) y los procedentes de la primera disociación del ácido sulfúrico (0,05 mol/L).

Por tanto al inicio de esta segunda disociación tendremos: 0,05 mol/L de iones bisulfato (HSO₄⁻) y (0,05 + 0,05 = 0,10) mol/L de protones H⁺

	HSO ₄ ⁻	<====>	H ⁺ +	SO ₄ ²⁻
Inicial	0.05		0.10	---
En equilibrio	0.05 - x		0.10 + x	x

- Al alcanzarse el equilibrio en esta segunda disociación, nos quedarán:
- Iones bisulfato (HSO_4^-): $(0,05 - x)$ (Los que había menos los que se han disociado)
 - Protones (H^+): $(0,10 + x)$ (Los que había más los que se han formado)
 - Iones sulfato (SO_4^{2-}): (x) los que se han formado)

Al tratarse de un equilibrio, ha de cumplirse la expresión de la constante, por lo que

tendremos:
$$K_{a_2} = \frac{[\text{H}^+][\text{SO}_4^{2-}]}{[\text{HSO}_4^-]} ; 1,2 \cdot 10^{-2} = \frac{(0,1 + x) \cdot x}{(0,05 - x)}$$
 y al desarrollarlo

nos queda: $x^2 + 0,112 \cdot x - 6 \cdot 10^{-4} = 0$; y de ahí: $x = 5,12 \cdot 10^{-3}$

Por tanto, una vez alcanzado el equilibrio los iones presentes en el mismo serán:

- Iones bisulfato (HSO_4^-): $(0,05 - x) = 0,05 + 5,12 \cdot 10^{-3} = 5,51 \cdot 10^{-2}$ mol/L
- Protones (H^+): $(0,10 + x) = 0,10 + 5,12 \cdot 10^{-3} = 0,105$ mol/L
- Iones sulfato (SO_4^{2-}): $(x) = 5,12 \cdot 10^{-3}$ mol/L

El pH de la disolución será, por tanto:

$$\text{pH} = -\lg[\text{H}^+] = -\lg(0,105) = \mathbf{0,98}$$

ACIDO-BASE D-03

El ácido sulfúrico es el compuesto más importante de la industria química y en disolución acuosa se comporta como un ácido diprótico fuerte. La constante de ionización de la segunda ionización es $1,1 \cdot 10^{-2}$. Si se parte de un ácido sulfúrico 0,02 M.

Calcular:

1. La concentración de protones si se ignora la segunda ionización.
2. La concentración de protones y el pH considerando la ionización de ambos protones.
3. El volumen de solución acuosa de hidróxido amónico 1M que debe añadirse a la solución de sulfúrico 0,02 M para convertir todo el sulfúrico en un abono nitrogenado, sulfato amónico.

RESOLUCIÓN

a) Si ignoramos la segunda ionización, se trata de un ácido monoprótico fuerte, por lo que será una ionización completa

	$H_2SO_4 \rightleftharpoons$	$H^+ +$	HSO_4^-	$[H^+] = 0,02 ; pH = -Lg[H^+]$ $pH = -Lg 0,02$ $pH = 1,7$
Inicial	0,020	---	---	
En equilibrio	---	0,020	0,020	

B) Si consideramos ahora ambas disociaciones, una vez concluida esta primera disociación, en una segunda etapa se disociará el ion Hidrogenosulfato, pero ahora ya esta disociación no es completa:

	$HSO_4^- \rightleftharpoons$	$H^+ +$	SO_4^{2-}
Inicial	0,020	0,020	---
En equilibrio	$0,020 - x$	$0,020 + x$	x

Siendo "x" el nº de mol/L de ion HSO_4^- que se disocian. Al alcanzarse este segundo equilibrio nos quedarán en la disolución:

	HSO_4^-	\rightleftharpoons	$H^+ +$	SO_4^{2-}
Inicial	0,05		0,10	---
En equilibrio	$0,020 - x$		$0,020 + x$	x

$(0,020 - x)$ mol/L de ion HSO_4^- (los que teníamos procedentes de la primera disociación menos los que se han disociado);

$(0,020+x)$ mol/L de iones H^+ (los que teníamos procedentes de la primera disociación más los que se han formado en esta segunda disociación)

(x) mol/L de iones SO_4^{2-} , que se habrán formado en esta segunda disociación.

Sustituyendo todos estos valores en la expresión de la constante de equilibrio correspondiente a

esta segunda disociación: $Ka = \frac{[H^+].[SO_4^{2-}]}{[HSO_4^-]}$; $1,1 \cdot 10^{-2} = \frac{(0,020 + x) \cdot x}{(0,020 - x)}$ expresión que, al

desarrollarla, nos queda: $x^2 + 0,031 \cdot x - 2,2 \cdot 10^{-4} = 0$ De la cual, al resolverla: $x = 5,95 \cdot 10^{-3}$ y con este dato podemos ya determinar la concentración de protones en el equilibrio y el pH:

$$[H^+] = 0,020 + x = 0,020 + 5,95 \cdot 10^{-3} = 0,02595 \text{ mol/L} \implies pH = -Lg 0,02595; \text{ pH} = 1,59$$

C) La reacción que tiene lugar, y su estequiometría, tomando como partida 1 litro de la disolución de ácido sulfúrico, que contiene 0,02 moles de dicho ácido, son:

$H_2SO_4 +$	$2.NH_4OH$	\rightarrow	$(NH_4)_2SO_4 +$	$2.H_2O$	de donde: $x = \frac{0,02 \cdot 2}{1} =$ $0,04$ moles de NH_4OH
1 mol = 98 g	2 mol=2.35=70 g		1 mol	2 mol	
0,02 moles	X				

Y teniendo en cuenta la expresión de la molaridad: $M = \frac{N^{\circ} \text{ moles}}{\text{Litro}}$; $1 = \frac{0,04}{L}$;

L=0,04 litros = 40 mL de NH₄OH se necesitarán

ÁCIDO BASE D-04

Calcule la concentración molar de una disolución de **ác. Sulfúrico** que tenga el mismo pH que otra de **ác. Acético 0,374 M** ($K_{a2} = 1,2 \cdot 10^{-2}$ para el **ác. Sulfúrico**)

RESOLUCIÓN

Calculamos el pH del **ác. Acético** 0,374 Molar, teniendo en cuenta que se trata de un ácido débil, pues nos dan su constante de disociación:

Esta disociación es:

	HAc	\rightleftharpoons	Ac ⁻ +	H ⁺	Siendo: x : N° de mol/L de HAc disociadas, que es también el n° de mol/L de Ac ⁻ y de H ⁺ que han formado
Inicial	0,374		---	---	
En el equilibrio	0,374 - x		x	x	

Para calcular el valor de esta "x", aplicamos la expresión de la constante de disociación, en la cual podemos hacer: $(0,374 - x) = 0,374$, pues el valor de esta "x" es despreciable frente a 0,374 dado el pequeño valor de su constante de disociación, así:

$$K_c = \frac{[Ac^-] \cdot [H^+]}{[HAc]}; \text{ al sustituir: } 1,810^{-5} = \frac{x \cdot x}{0,374 - x} \implies 1,810^{-5} = \frac{x^2}{0,374}$$

"x": **$x = 2,59 \cdot 10^{-3}$** y con ella, calculamos la concentración de H⁺: **$[H^+] = x = 2,59 \cdot 10^{-3}$ Molar**, y de ahí: **pH = -lg[H⁺] = -lg 2,59 · 10⁻³ = 2,58**

(Realmente cuando se produce la disociación del HAc los protones se asocian a una molécula de agua originando un hidrogenión: $H^+ + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+$ pero el resultado es idéntico al que se obtiene escribiendo solamente H⁺, y hemos optado por esta forma ya que simplifica las reacciones).

Para que una disolución de **ác. Sulfúrico** tenga el mismo pH que ésta, deberá originar en su disociación una concentración de protones igual a ésta: **$[H^+] = 2,59 \cdot 10^{-3}$ Molar**.

El ácido sulfúrico: H₂SO₄ es un ácido diprótico cuyo primer protón está completamente disociado (es un ácido fuerte para él) pero el segundo no se comporta así, ya que su constante de disociación $K_a = 1,2 \cdot 10^{-2}$, aunque es grande, nos indica que parte del ion bisulfato: HSO₄⁻ no se disocia, y tenemos que tenerlo en cuenta.

Por ello, vamos a suponer que tenemos un **ác. Sulfúrico** de concentración "c" (es la que hay que calcular) y con ella vamos a plantear las dos disociaciones:

1ª disoc.	H ₂ SO ₄	\rightleftharpoons	H ⁺ +	HSO ₄ ⁻
Inicial	c		--	--
En equil.	--		c	c

2ª disoc.	HSO ₄ ⁻	\rightleftharpoons	H ⁺ +	SO ₄ ²⁻
Inicial	c		c	--
En equil.	c-x		c+x	x

En esta segunda disociación se tiene que cumplir la expresión de la constante de equilibrio K_a

$K_a = \frac{[H^+] \cdot [SO_4^{2-}]}{[HSO_4^-]}$ pero también sabemos que la concentración total de protones (c+x) es la misma que la de la disolución anterior de **ác. Acético** (nos lo dice el enunciado del problema), por lo que nos quedará:

$1,2 \cdot 10^{-2} = \frac{(c+x) \cdot x}{(c-x)}$ $c+x = 2,59 \cdot 10^{-3}$	de donde: $x = 2,59 \cdot 10^{-3} - x$ y al sustituir en la primera expresión: $1,2 \cdot 10^{-2} \cdot (c - (2,59 \cdot 10^{-3} - c)) = 2,59 \cdot 10^{-2} \cdot c$; $2,4 \cdot 10^{-2} \cdot c - 3,11 \cdot 10^{-5} = 2,59 \cdot 10^{-3} \cdot c$; $0,0214 \cdot c = 3,11 \cdot 10^{-5}$; $c = 1,45 \cdot 10^{-3}$ M
--	---

Si hubiéramos considerado el **ác. Sulfúrico** como un ácido fuerte en sus dos protones (completamente disociados los dos) partiendo de una concentración inicial "c", tendríamos que:

	H ₂ SO ₄	\rightleftharpoons	2.H ⁺ +	SO ₄ ²⁻	Y dado que el problema nos dice que el pH, o lo que es lo mismo, la concentración de protones tiene que ser la misma que en el ác. Acético : $[H^+] = 2 \cdot c = 2,59 \cdot 10^{-3}$ Molar ,
Inicial	c		---	---	
En equilibrio	---		2.c	c	

es decir: **$c = 1,3 \cdot 10^{-3}$ M**, que es la concentración que debería tener ese **ác. Sulfúrico**. Como podemos comprobar la diferencia entre los resultados al calcularlas de esas dos formas de calcularlo aunque no excesivamente grande sí es apreciable.

ÁCIDO-BASE D-05

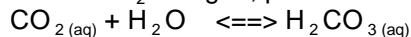
El pH del agua destilada es 7 a 298 K. Sin embargo, cuando el agua está en contacto con el aire se va acidificando debido a la progresiva disolución en ella del CO_2 existente en dicho aire.

- A) Calcule la solubilidad total del CO_2 en un agua que se encuentre en contacto con un aire en el cual la presión parcial del CO_2 sea de $5.12 \cdot 10^{-4}$ atm.
 B) Determine el pH de dicha disolución.

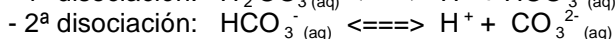
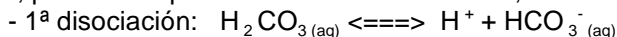
DATOS: Constante de la Ley de Henry para el CO_2 en agua: $K_H = 29,82 \text{ atm}\cdot\text{L/mol}$
 Constante de equilibrio para la disolución del CO_2 en agua: $K_c = 2,62 \cdot 10^{-3}$
 Constantes de disociación del ác. Carbónico en agua: $K'a_1 = 4,30 \cdot 10^{-7}$; $Ka_2 = 5,61 \cdot 10^{-11}$

RESOLUCIÓN

Cuando se disuelve el CO_2 en agua, parte de él se combina con agua para formar ác. Carbónico



En una segunda etapa, este ác. Carbónico sufre dos disociaciones sucesivas al perder sus dos protones, pero dado que se trata de un ácido débil, no son completas ninguna de ellas:



Por tanto la cantidad total de CO_2 disuelta será la suma de la que se encuentre en forma de $\text{CO}_{2(aq)}$, más la que se encuentre en forma de ác. Carbónico sin disociar: $\text{H}_2\text{CO}_{3(aq)}$, más la que se encuentre en forma de ion bicarbonato: $\text{HCO}_3^-(aq)$ más la que se encuentre en forma de ion carbonato: $\text{CO}_3^{2-}(aq)$.

En estos dos equilibrios de disociación los protones que se liberan H^+ , al encontrarse en el agua se asociarán a otras moléculas de agua para formar iones hidronio: $\text{H}^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+$, que son los que realmente existirán en la disolución, pero dado que el agua se encuentra en una concentración muy alta y permanece constante a lo largo del proceso, no se tiene en cuenta y vamos a escribir las reacciones exclusivamente con el ion H^+

Vamos a calcular sucesivamente las cantidades que se encuentran en cada una de las formas:

-1º: Gas CO_2 disuelto en agua

La concentración de un gas en un disolvente puede determinarse mediante la Ley de Henry, que nos dice que La concentración de un gas en un disolvente es proporcional a su presión parcial en la fase gaseosa en contacto con dicho disolvente: $P_{\text{GAS}} = K_H \cdot [\text{Gas}]_{\text{aq}}$

Aplicada a este caso: $5,12 \cdot 10^{-4} = 29,82 \cdot [\text{CO}_2]_{\text{aq}}$; $[\text{CO}_2]_{\text{aq}} = 1,72 \cdot 10^{-5} \text{ Mol/L}$

Esta cantidad permanecerá constante mientras exista CO_2 en el aire, ya que a medida que el $[\text{CO}_2]_{\text{aq}}$ se vaya transformando sucesivamente en ác carbónico y este se disocie, se disolverá más cantidad del gas para mantener su equilibrio de disolución

-2º: Cantidad que se encuentra en forma de ác. Carbónico sin disociar $[\text{H}_2\text{CO}_3]_{(aq)}$

Podemos determinarlo teniendo en cuenta que nos dan el valor de la constante de este equilibrio de disolución:

	$\text{CO}_{2(aq)}$	+	H_2O	\rightleftharpoons	$\text{H}_2\text{CO}_{3(aq)}$
Inicial	$1,72 \cdot 10^{-5}$				----
En equilibrio	$1,72 \cdot 10^{-5}$				x

$$K_c = \frac{[\text{H}_2\text{CO}_{3(aq)}]}{[\text{CO}_{2(aq)}]} ; 2,62 \cdot 10^{-3} = \frac{[\text{H}_2\text{CO}_{3(aq)}]}{1,72 \cdot 10^{-5}}$$

$[\text{H}_2\text{CO}_3]_{(aq)} = 4,51 \cdot 10^{-8} \text{ M}$

En este equilibrio la cantidad de $\text{CO}_{2(aq)}$ permanece constante ya que a medida que parte de él reacciona con agua para formar ác. Carbónico, se disolverá más gas debido al anterior equilibrio de disolución. La concentración del agua, que actúa a la vez de disolvente, está en una concentración muy alta y permanece constante a lo largo del proceso, por lo que no se tiene en cuenta.

-3º: Primera disociación del ác. Carbónico

Este equilibrio de primera disociación: $\text{H}_2\text{CO}_{3(aq)} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HCO}_3^-(aq)$, normalmente y dado que la concentración de dicho ácido: $[\text{H}_2\text{CO}_3]_{(aq)}$ es muy baja y además constante debido al mantenimiento del equilibrio anterior de combinación del $\text{CO}_{2(aq)}$ con agua, suele referirse este equilibrio de disociación al $\text{CO}_{2(aq)}$, quedando así: $\text{CO}_{2(aq)} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HCO}_3^-(aq)$, y la constante de disociación que nos dan es la correspondiente a éste último: $K'a_1 = 4,30 \cdot 10^{-7}$.

	$\text{CO}_{2(aq)} +$	H_2O	\rightleftharpoons	$\text{H}^+ +$	$\text{HCO}_3^- (aq)$
Inicial	$1,72 \cdot 10^{-5}$			----	----
En equilibrio	$1,72 \cdot 10^{-5}$			x	x

$$K_{a1} = \frac{[\text{H}^+][\text{HCO}_3^-]_{aq}}{[\text{CO}_2]_{aq}}$$

La concentración del $\text{CO}_{2(aq)}$ permanece constante debido que a medida que se vaya combinando con el agua y disociándose, se irá disolviendo más cantidad de gas debido a que se tiene que mantener el equilibrio de disolución antes visto, así, al sustituir nos quedará:

$$4,30 \cdot 10^{-7} = \frac{x \cdot x}{1,72 \cdot 10^{-5}}, \text{ de donde } x = 2,72 \cdot 10^{-6}; \text{ es decir: } [\text{H}^+] = [\text{HCO}_3^-]_{(aq)} = x = 2,72 \cdot 10^{-6} \text{ M}$$

-4º: Segunda disociación del ác. Carbónico: disociación del ion bicarbonato

En esta segunda disociación: $\text{HCO}_3^- (aq) \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{CO}_3^{2-} (aq)$, en la cual el ion bicarbonato procedente de la disociación anterior pierde el segundo protón, hemos de tener en cuenta la segunda constante de disociación, que era: $K_{a2} = 5,61 \cdot 10^{-11}$

	$\text{HCO}_3^- (aq) +$	H_2O	\rightleftharpoons	$\text{H}^+ +$	$\text{CO}_3^{2-} (aq)$
Inicial	$2,72 \cdot 10^{-6}$			----	----
En equilibrio	$2,72 \cdot 10^{-6}$			$2,72 \cdot 10^{-6} + x$	x

$$K_{a2} = \frac{[\text{H}^+][\text{CO}_3^{2-}]_{aq}}{[\text{HCO}_3^-]_{aq}}$$

La concentración del $\text{HCO}_3^- (aq)$ permanece constante debido que a medida que se vaya disociándose, se irá disociando más cantidad del ác. Carbónico debido a que se tienen que mantener los equilibrios anteriores antes vistos, pero en este caso, en la disolución tenemos los protones procedentes de la primera disociación, que influirán en este segundo equilibrio así, al sustituir nos quedará:

$$5,61 \cdot 10^{-11} = \frac{x \cdot (2,72 \cdot 10^{-6} + x)}{2,72 \cdot 10^{-6}},$$

Para resolver esta ecuación, podemos hacer dos cosas: desarrollarla y resolver la ec. de segundo grado resultante: $(5,61 \cdot 10^{-11}) \cdot (2,72 \cdot 10^{-6}) = x^2 + 2,72 \cdot 10^{-6} \cdot x$; $x^2 + 2,72 \cdot 10^{-6} \cdot x - 1,52 \cdot 10^{-16} = 0$ de donde obtenemos que: $x = 5,60985 \cdot 10^{-11}$, donde, si dejamos solamente dos cifras significativas nos quedaría: $x = 5,61 \cdot 10^{-11}$,

No obstante y dado que la constante de disociación es muy pequeña comparada con las concentraciones iniciales (suele tomarse como referencia que sea 100 veces menor y en este caso es 100000) podemos despreciar "x" frente a $2,72 \cdot 10^{-6}$, por lo que nos quedará: $5,61 \cdot 10^{-11} = \frac{x \cdot (2,72 \cdot 10^{-6})}{2,72 \cdot 10^{-6}}$ y de ahí: $x = 5,61 \cdot 10^{-11}$, que como vemos es el mismo que si no hubiéramos despreciado "x".

La solubilidad total, será, por tanto:

$$S_{\text{TOTAL}} = [\text{CO}_{2(aq)}] + [\text{H}_2\text{CO}_3]_{(aq)} + [\text{HCO}_3^-]_{(aq)} + [\text{CO}_3^{2-}]_{(aq)}$$

$$S_{\text{TOTAL}} = 1,72 \cdot 10^{-5} + 4,51 \cdot 10^{-8} + 2,72 \cdot 10^{-6} + 5,61 \cdot 10^{-11}$$

$$S_{\text{TOTAL}} = 2,00 \cdot 10^{-5} \text{ M}$$

Como podemos ver, las cantidades del mismo que se encuentran en forma de ác. Carbónico sin disociar ($[\text{H}_2\text{CO}_3]_{(aq)}$) y en forma de ion carbonato ($[\text{CO}_3^{2-}]_{(aq)}$) son despreciables frente a las otras.

B) pH de la disolución

El pH es: $\text{pH} = -\lg[\text{H}^+]$ y la concentración de protones será la suma de los procedentes de la primera disociación: $2,72 \cdot 10^{-6} \text{ M}$ más los procedentes de la segunda: $5,61 \cdot 10^{-11}$

$$[\text{H}^+]_{\text{TOTAL}} = 2,72 \cdot 10^{-6} + 5,61 \cdot 10^{-11} = 2,72 \cdot 10^{-6}; \text{ pH} = -\lg 2,72 \cdot 10^{-6} = 5,56$$

Como podemos ver, la contribución de la segunda disociación es despreciable frente a la primera

ÁCIDO BASE D-06

El ácido sulfúrico es un ácido diprótico muy fuerte, siendo su primera constante de ionización (K_{a1}) muy alta (el equilibrio estará totalmente desplazado hacia la disociación). Además se sabe que la segunda ionización es $K_{a2} = 0,0126$. Hallar el pH y las concentraciones de todas las especies presentes en una disolución 0,09M de ácido sulfúrico.

RESOLUCIÓN

a) La primera disociación corresponde a un ácido monoprótico fuerte, por lo que será una ionización completa

	$H_2SO_4 \rightleftharpoons$	$H^+ +$	HSO_4^-
Inicial	0,09	---	---
En equilibrio	---	0,09	0,09

B) Si consideramos ahora ambas disociaciones, una vez concluida esta primera disociación, en una segunda etapa se disociará el ion Hidrogenosulfato, pero ahora ya esta disociación no es completa:

	$HSO_4^- \rightleftharpoons$	$H^+ +$	SO_4^{2-}
Inicial	0,09	0,09	---
En equilibrio	$0,09 - x$	$0,09 + x$	x

Siendo "x" el nº de mol/L de ion HSO_4^- que se disocian.

Cuando se alcanza este segundo equilibrio nos quedarán en la disolución:

$(0,09 - x)$ mol/L de ion HSO_4^- (los que teníamos procedentes de la primera disociación menos los que se han disociado);

$(0,09+x)$ mol/L de iones H^+ (los que teníamos procedentes de la primera disociación más los que se han formado en esta segunda disociación)

(x) mol/L de iones SO_4^{2-} , que se habrán formado en esta segunda disociación.

Sustituyendo todos estos valores en la expresión de la constante de equilibrio

correspondiente a esta segunda disociación: $K_{a2} = \frac{[H^+][SO_4^{2-}]}{[HSO_4^-]}$; $0,0126 = \frac{(0,09+x) \cdot x}{(0,09-x)}$ y

al desarrollarla, nos queda: $x^2 + 0,1026 \cdot x - 1,13 \cdot 10^{-3} = 0$ De la cual, al resolverla: $x = 1,005 \cdot 10^{-2}$ y con este dato podemos ya determinar la concentración de todas las especies en el equilibrio y el pH:

$[H^+] = 0,090 + x = 0,090 + 1,005 \cdot 10^{-2} = 0,100$ mol/L \implies pH = - lg 0,100; **pH = 1**

$[HSO_4^-] = 0,090 - x = 0,090 - 1,005 \cdot 10^{-2} = 0,080$ M

A partir de una disolución de ácido sulfúrico de pH=1,0 calcular la concentración del ácido en dicha disolución. $K_{a2} = 1,2 \times 10^{-2}$.

RESOLUCIÓN

La primera disociación del ácido sulfúrico es completa, por tanto si llamamos "c" a la concentración inicial del ácido, tendremos:

	H_2SO_4	\rightleftharpoons	$H^+ +$	HSO_4^-
Inicial	c		--	--
En equilibrio	--		c	c

Y estas cantidades son de las que hemos de partir para la segunda disociación, la del ion hidrógenosulfato, que ya no es completa, pues conocemos su constante de disociación.

La segunda disociación, en la que llamaremos "x" al nº de mol/L de hidrógenosulfato disociado, será:

	HSO_4^-	\rightleftharpoons	$H^+ +$	SO_4^{2-}
Inicial	c		c	--
En equilibrio	c-x		c+x	x

$$K_{a2} = \frac{[H^+][SO_4^{2-}]}{[HSO_4^-]} \implies 1,2 \cdot 10^{-2} = \frac{[c+x] \cdot [x]}{[c-x]}$$

Además, nos indican que el pH=1,0, por lo que será: $[H^+] = 10^{-1} = 0,1$ y esta es la concentración de protones una vez alcanzado el equilibrio de disociación final, es decir, que será: $(c+x) = 0,1$ y con este valor y el de la constante de disociación K_{a2} , se plantea un sistema de ecuaciones que hemos de resolver:

$$\left. \begin{aligned} 1,2 \cdot 10^{-2} &= \frac{[c+x] \cdot [x]}{[c-x]} \\ c+x &= 0,1 \end{aligned} \right\} \text{de donde: } c=0,1-x \text{ y al sustituir: } 1,2 \cdot 10^{-2} = \frac{[0,1-x+x] \cdot [x]}{[0,1-x-x]} \implies$$

$$1,2 \cdot 10^{-2} = \frac{0,1 \cdot x}{[0,1-2x]}$$

$$1,2 \cdot 10^{-2} \cdot (0,1-2x) = 0,1 \cdot x \implies 0,0012 - 0,024 \cdot x = 0,1 \cdot x \implies 0,0012 = 0,124 \cdot x \implies x = \frac{0,0012}{0,124} \implies x = 9,68 \cdot 10^{-3}$$

Por tanto, la concentración inicial "c" del ácido sulfúrico sería: $c = 0,1 - x = 0,1 - 9,68 \cdot 10^{-3} = 0,0903 \text{ M}$

$[H_2SO_4] = 0,0903 \text{ M}$

ÁCIDO-BASE - D-08

Calcule el pH de una disolución 0,01 M de ácido carbónico, así como la concentración de todas las especies iónicas presentes en dicho equilibrio. (Datos $pK_1 = 6,35$; $pK_2 = 10,32$)

RESOLUCIÓN

En la disociación de cualquier ácido diprótico, coexisten dos equilibrios, el correspondiente a la pérdida del primer protón, y el correspondiente a la pérdida del segundo.

1ª disociación

Es aquella en la cual el ácido carbónico pierde su primer protón, originando el ion bicarbonato:

	H_2CO_3	\rightleftharpoons	$H^+ +$	HCO_3^-	$K_1 = \frac{[H^+][HCO_3^-]}{[H_2CO_3]}$
Inicial	0,01		---	---	
En equilibrio	$0,01 - x$		x	x	

Siendo $x = n^\circ$ de mol/l de carbonato disociadas, que coincide con el n° de mol/l de protones y de iones bicarbonato que se forman, por lo que, una vez alcanzado el equilibrio, quedarán en disolución $(0,01 - x)$ moles de ácido carbónico (las que había menos las que se han disociado), de protones: (x) (las que se han formado) y de ion bicarbonato: (x) (las que se han formado).

$$pK_1 = 6,35 ; K_1 = 10^{-6,35} = 4,47 \cdot 10^{-7} ; 4,47 \cdot 10^{-7} = \frac{x \cdot x}{0,01 - x}$$

pequeño valor de la constante de disociación, que hace que $0,01 \gg x$, podremos desprestigiar esta "x" en el denominador frente a 0,01, (suele tomarse como referencia para hacer esta suposición cuando el orden de la concentración sea 100 veces mayor que el de la constante) por lo que nos quedará:

$$4,47 \cdot 10^{-7} = \frac{x^2}{0,01}, \text{ y de ahí: } x = 6,68 \cdot 10^{-5}$$

Este valor nos indica que después de esta primera disociación, tendremos las siguientes concentraciones:

$$\begin{aligned} [H_2CO_3] &= 0,01 \\ [HCO_3^-] &= 6,68 \cdot 10^{-5} \\ [H^+] &= 6,68 \cdot 10^{-5} \end{aligned}$$

2ª disociación

Es aquella en la cual el ion bicarbonato, procedente de la primera disociación: HCO_3^- pierde su protón, originando el ion carbonato. En este caso, la concentración inicial del ion bicarbonato será la procedente de la primera disociación pero en el caso de la concentración inicial de protones, hemos de tener en cuenta que ya existen en la disolución los procedentes de la primera disociación, los cuales hemos de tener presentes a la hora de plantear el equilibrio

	HCO_3^-	\rightleftharpoons	$H^+ +$	CO_3^{2-}	$K_2 = \frac{[H^+][CO_3^{2-}]}{[HCO_3^-]}$
Inicial	$6,68 \cdot 10^{-5}$		$6,68 \cdot 10^{-5}$	---	
En equilibrio	$6,68 \cdot 10^{-5} - x$		$6,68 \cdot 10^{-5} + x$	x	

Siendo $x = n^\circ$ de mol/l de ion bicarbonato carbonato disociadas, que coincide con el n° de mol/l de protones y de iones carbonato que se forman. Por tanto, una vez alcanzado el equilibrio, quedarán en disolución $(6,68 \cdot 10^{-5} - x)$ moles de ion bicarbonato (las que había menos las que se han disociado), de protones: $(6,68 \cdot 10^{-5} + x)$ (las que había más las que se han formado) y de ion carbonato: (x) (las que se han formado)

$pK_2 = 10,32 ; K_2 = 10^{-10,32} = 4,79 \cdot 10^{-11}$; y sustituyendo en la expresión de la constante de equilibrio: Al igual que se hizo en el caso de la primera disociación, dado el pequeño valor de esta segunda constante de disociación también podíamos haber desprestigiar el valor de "x" frente al $6,68 \cdot 10^{-5}$ (el orden de la constante es 10^6 veces menor que el de la concentración inicial), por lo que el cálculo nos

quedaría: $4,79 \cdot 10^{-11} = \frac{(6,68 \cdot 10^{-5} + x) \cdot x}{(6,68 \cdot 10^{-5} - x)}$ $\implies 4,79 \cdot 10^{-11} = \frac{(6,68 \cdot 10^{-5}) \cdot x}{(6,68 \cdot 10^{-5})}$; de donde

$$x = 4,79 \cdot 10^{-11}$$

por lo que, después de esta segunda disociación, las concentraciones de las diferentes especies en el equilibrio serán:

$$[\text{H}_2\text{CO}_3] = 0,01$$

Los que había inicialmente, que prácticamente no varían

$$[\text{HCO}_3^-] = 6,68 \cdot 10^{-5}$$

Los que se formaron en la 1ª disociación (los de la 2ª son despreciables frente a éstos)

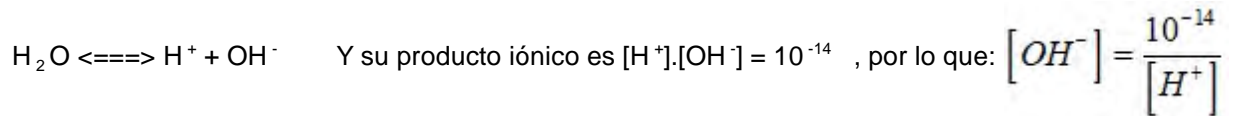
$$[\text{CO}_3^{2-}] = 4,79 \cdot 10^{-11}$$

Los que se formaron en la segunda disociación

$$[\text{H}^+] = 6,68 \cdot 10^{-5}$$

Los que se formaron en la 1ª disociación (los de la 2ª son despreciables frente a éstos)

Pero dado que nos piden la concentración de todas las especies iónicas presentes en la disolución, hemos de tener en cuenta también los iones OH^- procedentes de la disociación del agua, la cual se disocia de acuerdo con la reacción:



Es decir: $[\text{OH}^-] = \frac{10^{-14}}{6,68 \cdot 10^{-5}} ; [\text{OH}^-] = 1,5 \cdot 10^{-10}$

Y finalmente, el pH de la disolución es; $\text{pH} = -\lg[\text{H}^+] = -\lg 6,68 \cdot 10^{-5} ; \text{pH} = 4,17$

ÁCIDO-BASE - D-09

El ácido sulfuroso es un ácido diprótico, siendo sus constantes de disociación: $K_{a1} = 1,23 \cdot 10^{-2}$ y $K_{a2} = 6,60 \cdot 10^{-8}$.

Se ha producido un vertido de dicho ácido en un recipiente de agua, dando lugar a una concentración inicial de 0,050 M. Calcular el pH de dicha disolución.

RESOLUCIÓN

Debido a la gran diferencia entre las dos constantes de disociación para el primero y el segundo protón, podemos despreciar la segunda frente a la primera y determinar el pH solamente con el primero de los dos protones:

	H_2SO_3	\rightleftharpoons	$HSO_3^- +$	H^+	$K_{a1} = \frac{[HSO_3^-][H^+]}{[H_2SO_3]}$
Inicial	0,050		----	----	
En equilibrio	0,050 - x		x	x	

En este caso, y dado que la constante de disociación es relativamente grande, NO podemos despreciar "x" frente a 0,050, por lo que tenemos que plantear y resolver la ecuación de segundo grado obtenida al desarrollar la fracción de la primera constante de disociación:

$$1,23 \cdot 10^{-2} = \frac{x \cdot x}{0,050 - x}; \quad 1,23 \cdot 10^{-2} \cdot (0,050 - x) = x^2; \quad 6,15 \cdot 10^{-4} - 1,23 \cdot 10^{-2} x = x^2;$$

$$x^2 + 1,23 \cdot 10^{-2} \cdot x - 6,15 \cdot 10^{-4} = 0 \quad \text{y de ahí: } x = \frac{-1,23 \cdot 10^{-2} \pm \sqrt{(1,23 \cdot 10^{-2})^2 + 4 \cdot 1,23 \cdot 10^{-2} \cdot 6,15 \cdot 10^{-4}}}{2};$$

$$x = \frac{-1,23 \cdot 10^{-2} \pm 5,11 \cdot 10^{-2}}{2}; \quad \text{de donde sacamos que } x = 0,019; \quad \text{pH} = -\lg[H^+];$$

$$\text{pH} = -\lg 0,019 = 1,72$$

Grupo E- CÁLCULO DEL pH EN DISOLUCIONES DE SALES

E-01 (*)- Tenemos una disolución acuosa pura de acetato de sodio 0,2 M a 25°C. Para dicha disolución se pide:
a) Escribir el equilibrio de hidrólisis
b) El valor del pH
c) Calcular la molaridad del ácido acético presente "no disociado"
DATOS: K_a para el HAc = $2 \cdot 10^{-5}$

E-02 - Se preparan soluciones 0,1 M de las siguientes sales, NH_4Cl , FeCl_3 , $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ y NaNO_2 . Indicar cuál de ellas presenta el pH más elevado justificando la respuesta.

E-03 (*)- Se tiene una disolución de acetato sódico 0,1 M. Sabiendo que la constante de disociación del ácido acético es $K_a = 1,8 \times 10^{-5}$ y que el producto iónico del agua es $K_w = 10^{-14}$ señale el resultado correcto en las siguientes preguntas.

1ª.- La constante K_b del ión acetato será:

- a) $1,8 \cdot 10^{-5}$
- b) $0,2 \cdot 10^{-9}$
- c) $5,5 \cdot 10^{-10}$
- d) Ningún resultado es correcto

2ª.- El grado de disociación, α , será:

- a) $7,4 \cdot 10^{-5}$
- b) $1,4 \cdot 10^{-5}$
- c) $4,2 \cdot 10^{-3}$
- d) Ningún resultado es correcta

3ª.- La concentración de H_3O^+ y OH^- será respectivamente:

- a) $1,35 \cdot 10^{-6}$ y $7,4 \cdot 10^{-8}$
- b) $1,35 \cdot 10^{-6}$ y $7,4 \cdot 10^{-9}$
- c) $1,35 \cdot 10^{-8}$ y $7,4 \cdot 10^{-7}$
- d) Ninguno es correcto

4ª.- El pH de la disolución será:

- a) 9,0
- b) 9,1
- c) 8
- d) 8,9

E-04 (*)- Una disolución de amoníaco 0,1 Molar y $K_b = 1,8 \cdot 10^{-5}$ se valora con H Br (Ácido fuerte) 0,1 M. De los indicadores ácido-base que se relacionan a continuación, indicar, explicando, cual debería utilizarse para detectar el punto de equivalencia en dicha valoración:

Indicador	Cambio de color-Intervalo de pH
Rojo de metilo	4,2 - 6,2
Fenolftaleína	8,2 - 10,0
Amarillo de alizarina	10,1 - 12,0

E-05 ()**- Calcular el pH de una disolución 0,01 M de $\text{CH}_2\text{Cl-COONH}_4$. DATO $pK_a = 2,9$; $pK_b = 4,8$

E-06 ()**- Calcular el valor del pH de una disolución de acetato sódico ($\text{CH}_3\text{-COONa}$) 1M
Dato: K_a del ácido acético = $1,7 \cdot 10^{-5}$

ÁCIDO-BASE - E-02

Se preparan soluciones 0,1 M de las siguientes sales, NH_4Cl , FeCl_3 , $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ y NaNO_2 . Indicar cuál de ellas presenta el pH más elevado justificando la respuesta

RESOLUCIÓN

La acidez o basicidad de una disolución de una sal puede predecirse cualitativamente conociendo la "fuerza" del ácido y de la base que han originado dicha sal, de acuerdo con el siguiente criterio

ÁCIDO FUERTE + BASE FUERTE \rightarrow SAL NEUTRA

ÁCIDO FUERTE + BASE DÉBIL: \rightarrow SAL ÁCIDA

ÁCIDO DÉBIL + BASE FUERTE \rightarrow SAL BÁSICA

ÁCIDO DÉBIL + BASE DÉBIL \rightarrow Tendrá el carácter del más fuerte de los dos.

Ésto se debe a que al disociarse en agua, el ácido débil reaccionará con los H^+ , para regenerar el correspondiente ácido sin disociar por lo que disminuirá la concentración de H^+ en la disolución, quedando un exceso de iones OH^- que le conferirán a esa disolución un cierto carácter básico. Si se tratase de una base débil, se combinaría con los OH^- quedando libres los H^+ y la disolución sería ácida.

En los casos dados, tenemos:

- 1) Disolución acuosa de NH_4Cl \Rightarrow Procede del NH_4OH , que es una base débil
Y del HCl , Que es un ácido fuerte, y así:

LA DISOLUCIÓN ACUOSA SERÁ ÁCIDA

- 2) Disolución acuosa de FeCl_3 \Rightarrow Procede del $\text{Fe}(\text{OH})_3$ (*), que es una base fuerte
Y del HCl , Que es un ácido fuerte, y así:

LA DISOLUCIÓN ACUOSA SERÁ NEUTRA

(*) El $\text{Fe}(\text{OH})_3$ es un compuesto muy insoluble, pero la pequeña cantidad del mismo que se encuentre disuelta está completamente disociada, de ahí que haya que tomarlo como una base

- 3) Disolución acuosa de $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ \Rightarrow Procede del $\text{Ca}(\text{OH})_2$, que es una base fuerte
Y del HNO_3 Que es un ácido fuerte, y así:

LA DISOLUCIÓN ACUOSA SERÁ NEUTRA

- 4) Disolución acuosa de NaNO_2 \Rightarrow Procede del NaOH , que es una base fuerte
Y del HNO_2 Que es un ácido débil, y así:

LA DISOLUCIÓN ACUOSA SERÁ BÁSICA

Por tanto, la disolución de pH más alto sera la 4ª, pues es la de mayor carácter básico

ÁCIDO-BASE - E-03

Se tiene una disolución de acetato sódico 0,1 M. Sabiendo que la constante de disociación del ácido acético es $K_a = 1,8 \times 10^{-5}$ y que el producto iónico del agua es $K_w = 10^{-14}$ señale el resultado correcto en las siguientes preguntas.

1ª.- La constante K_b del ión acetato será:

- a) $1,8 \cdot 10^{-5}$ b) $0,2 \cdot 10^{-9}$ c) $5,5 \cdot 10^{-10}$ d) Ningún resultado es correcto

2ª.- El grado de disociación, α , será:

- a) $7,4 \cdot 10^{-5}$ b) $1,4 \cdot 10^{-5}$ c) $4,2 \cdot 10^{-3}$ d) Ningún resultado es correcta

3ª.- La concentración de H_3O^+ y OH^- será respectivamente:

- a) $1,35 \cdot 10^{-6}$ y $7,4 \cdot 10^{-8}$ b) $1,35 \cdot 10^{-6}$ y $7,4 \cdot 10^{-9}$ c) $1,35 \cdot 10^{-8}$ y $7,4 \cdot 10^{-7}$ d) Ninguno es correcto

4ª.- El pH de la disolución será:

- a) 9,0 b) 9,1 c) 8 d) 8,9

RESOLUCIÓN

La reacción de hidrólisis del acetato de sodio podemos considerar que se produce en dos pasos, en el primero de ellos se disocia el acetato en sus iones: sodio y acetato $NaAc \rightarrow Na^+ + Ac^-$, esta disociación es completa ya que se trata de un electrolito fuerte, por lo que la concentración del ion acetato será igual que la inicial del acetato de sodio (0,1 M) a la vez que tiene lugar la disociación del agua: $H_2O \rightarrow H^+ + OH^-$ aunque dado el pequeño valor de su constante de disociación ($K_w = 10^{-14}$) este equilibrio está muy desplazado hacia la izquierda; en una segunda etapa, los iones acetato se combinarán con los protones procedentes del agua generando el ácido acético. Estos procesos son:

$NaAc + H_2O \rightleftharpoons Na^+ + Ac^- + H^+ + OH^- \rightleftharpoons HAc + Na^+ + OH^-$ aunque teniendo en cuenta que el Na no interviene en el proceso y que el agua está siempre muy poco disociada, podemos simplificar el proceso dejándolo así: $Ac^- + H_2O \rightleftharpoons HAc + OH^-$ (Reacción de hidrólisis)

Por lo que la constante para el proceso es: $K_h = \frac{[HAc] \cdot [OH^-]}{[Ac^-] \cdot [H_2O]}$ donde, si añadimos al

numerador y denominador $[H^+]$, nos queda $K_h = \frac{[HAc] \cdot [OH^-] \cdot [H^+]}{[Ac^-] \cdot [H_2O] \cdot [H^+]}$ ==>

$K_h = \frac{[HAc]}{[Ac^-] \cdot [H^+]} \cdot \frac{[H^+] \cdot [OH^-]}{[H_2O]} = \frac{K_w}{K_a}$ que son, en definitiva la inversa de la constante de

disociación del ácido acético (K_a) y la del agua K_w , por lo que: $K_c = \frac{K_w}{K_a} = \frac{10^{-14}}{1,8 \cdot 10^{-5}}$; $K_c =$

$5,55 \cdot 10^{-10}$

Para calcular las concentraciones en el equilibrio de hidrólisis, hemos de tener en cuenta que la concentración inicial de los iones acetato es la misma que la de la sal inicial, como ya habíamos dicho, mientras que la del agua, por ser prácticamente constante, no va a influir en el equilibrio, así:

	$Ac^- +$	H_2O	\rightleftharpoons	$HAc +$	OH^-
Inicial	0,1			---	---
En equilibrio	0,1 - x			x	x

Llamando "x" al nº de mol/L de ion acetato que reaccionan, de acuerdo con la estequiometría de este equilibrio, será también el nº de mol/L de HAc y de H^+ que se formarán.

Por tanto, al sustituir en la expresión de la constante de hidrólisis $K_h = \frac{[HAc] \cdot [OH^-]}{[Ac^-] \cdot [H_2O]}$

=> $5,5 \cdot 10^{-10} = \frac{x \cdot x}{0,1 - x}$; de donde: $x = \sqrt{0,1 \cdot 5,55 \cdot 10^{-10}}$ $x = 7,45 \cdot 10^{-6}$;

$[HAc] = [OH^-] = 7,45 \cdot 10^{-6}$

El grado de hidrólisis (proporción de iones acetato que reaccionan con el agua) es:

$$\alpha = \frac{7,45 \cdot 10^{-6}}{0,1} \quad \alpha = 7,45 \cdot 10^{-5} \Rightarrow 7,45 \cdot 10^{-3} \% \quad [\text{OH}^-] = 7,45 \cdot 10^{-6}, \text{ y puesto}$$

$$\text{que: } [\text{H}_3\text{O}^+].[\text{OH}^-] = 10^{-14} \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{10^{-14}}{7,45 \cdot 10^{-6}} ; [\text{H}_3\text{O}^+] = 1,34 \cdot 10^{-9}$$

$$\text{y el pH} = -\lg [\text{H}_3\text{O}^+] = -\lg 1,34 \cdot 10^{-9} ; \text{pH} = 8,87$$

SOLUCIONES: 1ª- C ; 2ª- A ; 3ª- D ; 4ª- D

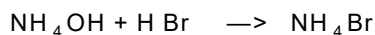
ÁCIDO-BASE - E-04

Una disolución de amoníaco 0,1 Molar y $K_b = 1,8 \cdot 10^{-5}$ se valora con H Br (Ácido fuerte) 0,1 M. De los indicadores ácido-base que se relacionan a continuación, indicar, explicando, cual debería utilizarse para detectar el punto de equivalencia en dicha valoración:

Indicador	Cambio de color-Intervalo de pH
Rojo de metilo	4,2 - 6,2
Fenolftaleína	8,2 - 10,0
Amarillo de alizarina	10,1 - 12,0

RESOLUCIÓN

El final de la valoración es el momento en el cual se haya añadido la cantidad equivalente de ácido que de base había, de tal forma que no exista ninguno de los dos en exceso, por lo que en la disolución habrá únicamente la sal que se haya formado, en este caso NH_4Br , habiéndose formado 0,1 moles de la misma, de acuerdo con la reacción de neutralización:



y dado que ambas disoluciones tenían la misma concentración se habrá utilizado la misma cantidad de ambos reactivos, por lo que el volumen final de la disolución obtenida cuando se complete la reacción será el doble del inicialmente tomado de NH_4Br (Si se utilizó 1 litro de éste, se habrá necesitado otro litro de H Br, por lo que el volumen final será de 2 L) y así, la

concentración de la sal formada será: $[\text{NH}_4\text{Br}] = \frac{0,1}{2} = 0,05 \text{ Molar}$

El pH del final de la valoración será el pH que le comunique esta sal a la disolución. Dado que se trata de una sal de una base débil, se disociará y posteriormente se hidrolizará en agua:



Siendo la constante de hidrólisis: $K_h = \frac{[\text{NH}_4\text{OH}][\text{H}^+]}{[\text{NH}_4^+]}$ y sabemos que;

$$K_h = \frac{K_w}{K_b} = \frac{10^{-14}}{1,8 \cdot 10^{-5}} = 5,55 \cdot 10^{-10} \text{ Y además, se cumple también que: } [\text{NH}_4\text{OH}] = [\text{H}^+],$$

por lo que al sustituir nos quedará: $5,55 \cdot 10^{-10} = \frac{[\text{H}^+]^2}{0,05}$; $[\text{H}^+] = 5,27 \cdot 10^{-6} = 10^{-5,28}$ de donde

pH = 5,28, por tanto el indicador válido será aquel cuyo intervalo de viraje comprenda este valor, es decir, **el ROJO DE METILO**

ÁCIDO-BASE E-05

Calcular el pH de una disolución 0,01 M de $\text{CH}_2\text{Cl-COONH}_4$.

DATO $\text{pK}_a = 2,9$; $\text{pK}_b = 4,8$

RESOLUCIÓN

Se trata de una sal procedente de un ácido débil: el ác. Cloroacético: $\text{CH}_2\text{Cl-COOH}$ y una base débil: el amoníaco: NH_3 .

En este caso hemos de tener en cuenta la reacción de disociación de la sal, las reacciones de hidrólisis del ion cloroacetato y de disociación del ion amonio así como el equilibrio de disociación del agua.

Disociación de la sal:	$\text{CH}_2\text{Cl-COONH}_4 \rightleftharpoons \text{CH}_2\text{Cl-COO}^- + \text{NH}_4^+$	Disociación completa
Disociación del ácido	$\text{CH}_2\text{Cl-COOH} \rightleftharpoons \text{CH}_2\text{Cl-COO}^- + \text{H}^+$	$K_a = \frac{[\text{CH}_2\text{Cl-COO}^-] \cdot [\text{H}^+]}{[\text{CH}_2\text{Cl-COOH}]}$
Disociación del ion amonio:	$\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4\text{OH} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$	$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]}$
Disociación del agua:	$\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{OH}^-$	$K_w = [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-]$

La reacción total que tiene lugar será la que se produce entre la sal y el agua:

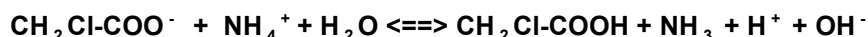
Las reacciones que tienen lugar sucesivamente son:

- 1º: Al poner la sal en el agua, ésta se disocia
- 2º: El ion amonio se disocia en NH_3 y H^+ debido a que se trata de una base débil y se tiene que cumplir su constante de equilibrio K_b
- 3º: Simultáneamente, los iones cloroacetato al encontrarse con el agua, se hidrolizan, formando moléculas de ácido cloroacético y dejando libre los iones OH^- procedentes de la disociación del agua.
- 4º: Los iones OH^- procedentes de esta última disociación al encontrarse con los iones H^+ procedentes de la disociación del amonio, han de cumplir con el equilibrio de disociación del agua.

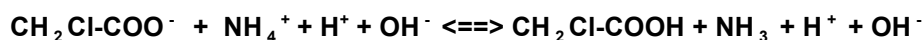


La primera parte es una reacción completa ya que el cloroacetato de amonio es una sal (electrolito fuerte) que está completamente disociada, por lo que si la concentración de la sal es 0,01 M, originará una concentración 0,01 M de ion cloroacetato y 0,01 M de ion amonio.

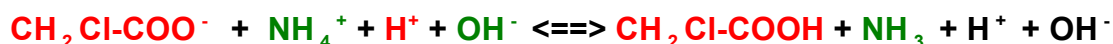
Si tomamos ahora la reacción completa entre iones y agua:



y escribimos disociada el agua en el primer miembro



Tenemos simultáneamente los equilibrios de disociación del agua (en negro), del ácido (en rojo) y de la base (en verde), aunque estos dos últimos invertidos:



La constante para este equilibrio será, por tanto: $K_r = \frac{K_w}{K_a \cdot K_b} = \frac{10^{-14}}{10^{-2,9} \cdot 10^{-4,8}}$; **$K_r = 10^{-6,3}$** , y si escribimos la

expresión de la constante para esta reacción, nos queda: $K_r = \frac{[CH_2Cl - COOH] \cdot [NH_3] \cdot [H^+] \cdot [OH^-]}{[CH_2Cl - COO^-] \cdot [NH_4^+] \cdot [H^+] \cdot [OH^-]}$ donde

podemos simplificarla ya que aparecen las concentraciones de H^+ y de OH^- en el numerador y denominador, por lo

que la constante para esta reacción nos quedará finalmente: $K_r = \frac{K_w}{K_a \cdot K_b} = \frac{[CH_2Cl - COOH] \cdot [NH_3]}{[CH_2Cl - COO^-] \cdot [NH_4^+]}$

Como podemos observar, en esta expresión no aparecen las concentraciones de H^+ y de OH^- , por lo que puede deducirse que el pH de esta disolución no va a depender de la concentración de estas especies en la disolución.

Para determinar el pH en esta disolución hemos de tener en cuenta la disociación inicial de la sal:

$CH_2Cl - COONH_4 \rightleftharpoons CH_2Cl - COO^- + NH_4^+$ de la que podemos deducir que las concentraciones de $CH_2Cl - COO^-$ y de NH_4^+ son iguales entre sí e igual a 0,01 M

$$[CH_2Cl - COO^-] = [NH_4^+].$$

Si consideramos también que ambas especies se hidrolizan aproximadamente en la misma proporción, podremos poner que:

$$[CH_2Cl - COOH] = [NH_3].$$

Por tanto, en la expresión anterior de la constante para esta reacción se pueden aplicar estas dos igualdades sustituyendo la $[NH_4^+]$ por la de $[CH_2Cl - COO^-]$ y la de $[NH_3]$ por la de $[CH_2Cl - COOH]$, con lo que nos

quedará $\frac{K_w}{K_a \cdot K_b} = \frac{[CH_2Cl - COOH]^2}{[CH_2Cl - COO^-]^2}$.

Para poder emplear esta expresión en el cálculo del pH, vamos a modificarla ligeramente multiplicando numerador y denominador por $[H^+]^2$ para que nos aparezca de nuevo la expresión de la constante de disociación del ácido:

$$\frac{K_w}{K_a \cdot K_b} = \frac{[CH_2Cl - COOH]^2 \cdot [H^+]^2}{[CH_2Cl - COO^-]^2 \cdot [H^+]^2} \text{ en la cual podemos hacer:}$$

$$\frac{K_w}{K_a \cdot K_b} = \frac{[CH_2Cl - COOH]^2}{[CH_2Cl - COO^-]^2 \cdot [H^+]^2} \cdot [H^+]^2 \implies \frac{K_w}{K_a \cdot K_b} = \left(\frac{[CH_2Cl - COOH]}{[CH_2Cl - COO^-] \cdot [H^+]} \right)^2 \cdot [H^+]^2 \text{ y la expresión}$$

que hay dentro del paréntesis corresponde a la inversa de la constante de disociación del ácido: K_a , por lo que al

sustituir, nos quedará: $\frac{K_w}{K_a \cdot K_b} = \left(\frac{1}{K_a} \right)^2 \cdot [H^+]^2 \implies \frac{K_w}{K_a \cdot K_b} = \frac{1}{K_a^2} [H^+]^2 \implies \frac{K_w \cdot K_a^2}{K_a \cdot K_b} = [H^+]^2 \implies$

$$\frac{K_w \cdot K_a}{K_b} = [H^+]^2 \implies [H^+] = \sqrt{\frac{K_w \cdot K_a}{K_b}}$$

Al sustituir cada constante por su valor, sabiendo que: $K_w = 10^{-14}$; $K_b = 10^{-4,8}$; $K_a = 10^{-2,9}$

$$[H^+] = \sqrt{\frac{10^{-14} \cdot 10^{-2,9}}{10^{-4,8}}} = \sqrt{10^{-12,1}} = 10^{-6,05} \text{ de donde } \mathbf{pH = 6,05}$$

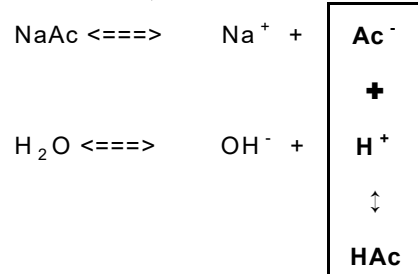
ÁCIDO-BASE E-06

Calcular el valor del pH de una disolución de acetato sódico ($\text{CH}_3\text{-COONa}$) 1M

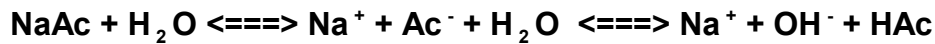
Dato: K_a del ácido acético = $1,7 \cdot 10^{-5}$

RESOLUCIÓN

La sal NaAc es un electrolito que se disocia en disolución acuosa, coexistiendo con los iones procedentes de la disociación del agua e interaccionando con ellos de tal forma que los iones Ac^- se combinarán en parte con los H^+ (ó H_3O^+) para formar el ácido HAc, siendo estas reacciones las siguientes:



Si englobamos en uno solo estos tres procesos, nos quedará:



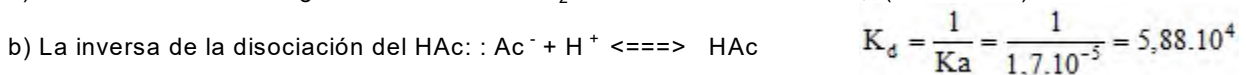
b) Calcular el valor del Ph

La constante de equilibrio para este proceso de hidrólisis es

$$K_h = \frac{[\text{OH}^-][\text{HAc}]}{[\text{Ac}^-]}$$

Para determinar el valor de esta constante de hidrólisis, hemos de tener en cuenta que

las reacciones de disociación de las que procede, y sus constantes, son:



Por tanto, la constante para la reacción global (hidrólisis) es el producto de ambas: $K_w \cdot K_d$, o lo que es lo

mismo: $K_h = \frac{K_w}{K_a} = \frac{10^{-14}}{1,7 \cdot 10^{-5}} = 5,88 \cdot 10^{-10}$

Teniendo en cuenta que las concentraciones de OH^- y de HAc son iguales, (por cada molécula de agua que se disocia se produce un OH^- y un H^+ que reacciona después con un Ac^- y puesto que el NaAc es una sal, electrolito fuerte, y por tanto está completamente disociada, la concentración de iones Ac^- será la misma que la inicial de NaAc (1 Molar), de la cual habrá desaparecido una cantidad para reaccionar con los iones H^+ para formar HAc, pero esta cantidad es despreciable debido al pequeño valor de la constante de disociación del HAc, así:

$$5,88 \cdot 10^{-10} = \frac{[\text{OH}^-][\text{HAc}]}{1} ; 5,88 \cdot 10^{-10} = \frac{[\text{OH}^-]^2}{1} \text{ de donde } [\text{OH}^-] = 2,42 \cdot 10^{-5} ; \text{pOH} = -\lg 2,42 \cdot 10^{-5} = 4,61 \text{ y}$$

por lo tanto: $\text{pH} = 14 - 4,61 = 9,38$ (Opción a))

Grupo F- DISOLUCIONES AMORTIGUADORAS o TAMPÓN

F-01 (*)- La constante de ionización del hidróxido amónico a 25°C es $1,8 \cdot 10^{-5}$. Calcular:

- El pH de una disolución acuosa 0,02 M de hidróxido de amonio
- El pH de otra disolución que contiene 0,535 g de cloruro de amonio en 500 mL de agua
- Justificar brevemente los resultados obtenidos en el apartado b) y explicar, asimismo las posibles diferencias con a)

F-02 (*)- Calcular el pH de la solución resultante al añadir 4 g de NaF a 250 mL de HF 0,25 M. DATOS: K_a para el HF = $6,8 \cdot 10^{-4}$. Pesos atómicos: Na: 22,98 ; F = 18,99

F-03 - Indicar si la siguiente afirmación es cierta o falsa, justificando brevemente la respuesta: "Al mezclar NaOH y $\text{CH}_3 - \text{COOH}$ en una proporción molar 1 : 2, respectivamente, la disolución resultante podrá actuar como tampón".

F-04 ()**- Calcula el pH de una disolución que es 0,5 M en cloruro de amonio y 0,4 M en amoniaco. ¿Qué variación de pH se produce si a 25 mL de la anterior disolución se le añaden 5 mL de HCl 0,3 M? ($K_b = 1,8 \cdot 10^{-5}$)

F-05 (*)- Se mezclan 50 mL de una disolución 0,1 M de ácido acético con otros 50 mL de otra disolución 0,2 M de acetato de sodio. Calcule el pH de la disolución resultante. DATOS K_a para el ácido acético: $1,8 \cdot 10^{-5}$

F-06 (*)- Tenemos una disolución reguladora constituida por una mezcla de ácido acético y de acetato sódico, ambos a una concentración 0,1 M. Calcular:

- El valor del pH de dicha disolución
- ¿variará mucho el valor del pH si se añade una pequeña cantidad de hidróxido sódico? Justifique su respuesta.

Datos: K_a para el ácido acético, a 25°C, $1,8 \cdot 10^{-5}$

F-07 ()**- La constante de ionización del hidróxido amónico es $1,8 \cdot 10^{-5}$ Calcular el grado de ionización del hidróxido amónico y el pH de:

- Una disolución 0,01 M de hidróxido amónico.
- La disolución resultante al añadir a 500 mL de la disolución anterior 0,535 g de cloruro amónico.
- Coméntese brevemente la variación observada en el grado de ionización del hidróxido amónico en a) y b). ¿A qué se debe esta variación?

F-08 (*)- Se pide: a) Calcule el valor del pH de una disolución 0,05 M de ácido acético ($K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$)

- Si añadimos a esa disolución una cantidad de acetato de sodio en la proporción de 0,025 moles/L, ¿variará el pH sensiblemente? Calcular el pH resultante.
 - Razonar brevemente el resultado obtenido en b)
-

ÁCIDO-BASE - F-01

La constante de ionización del hidróxido amónico a 25°C es $1,8 \cdot 10^{-5}$. Calcular:

- El pH de una disolución acuosa 0,02 M de hidróxido de amonio
- El pH de otra disolución que contiene 0,535 g de cloruro de amonio en 500 mL de agua
- Justificar brevemente los resultados obtenidos en el apartado b) y explicar, asimismo las posibles diferencias con a)

RESOLUCIÓN

- a) El hidróxido de amonio es una base débil, y por tanto está parcialmente disociada, de acuerdo con el equilibrio:

	NH_4OH	\rightleftharpoons	$\text{NH}_4^+ +$	OH^-
Inicial	0,02		---	---
En equilibrio	$0,02 - x$		x	x

La constante de disociación es:

$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_4\text{OH}]}$$

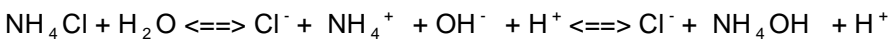
Siendo $X = n^\circ$ de moles/litro de NH_4OH disociadas que, de acuerdo con la estequiometría del equilibrio, son también el n° de mol/litro formadas de NH_4^+ y también de OH^- .

Por tanto, tenemos que: $1,8 \cdot 10^{-5} = \frac{x \cdot x}{0,02 - x}$ donde, dado que el valor de la constante de disociación es muy pequeño, resulta que $0,02 \gg x$, por lo que podemos despreciar esta x en el denominador, y esta

expresión nos queda: $1,8 \cdot 10^{-5} = \frac{x \cdot x}{0,02} \Rightarrow 0,02 \cdot 1,8 \cdot 10^{-5} = x^2$; $x = 6 \cdot 10^{-4}$ y de ahí $\text{pOH} = -\lg[\text{OH}^-]$;

$$\text{pOH} = -\lg 6 \cdot 10^{-4} = 3,22 ; \text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 3,22 ; \text{pH} = 10,78$$

- b) El cloruro de amonio es una sal procedente de un ácido fuerte (HCl) y de una base débil (NH_4OH) por lo que al disolverse y disociarse en agua, los iones NH_4^+ reaccionarán prácticamente todos pues es una base débil con los iones hidróxido (OH^-) procedentes de la disociación del agua para formar NH_4OH , por lo que en la disolución quedará un exceso de iones hidronio (H^+ ó H_3O^+) también procedentes de la disociación del agua por lo tanto se tratará de una disolución ácida, como corresponde a la disolución de una sal formada por la reacción entre un ácido fuerte (HCl) y una base débil (NH_4OH). La reacción de hidrólisis que tiene lugar es:



La constante de esta reacción de hidrólisis es: $K_h = \frac{K_w}{K_b} = \frac{10^{-14}}{1,8 \cdot 10^{-5}} = 5,55 \cdot 10^{-10}$ y su expresión, obtenida teniendo

en cuenta la reacción de hidrólisis anterior, es: $K_h = \frac{[\text{NH}_4\text{OH}][\text{H}^+]}{[\text{NH}_4^+]}$ donde las concentraciones de las especies NH_4

OH y H^+ son iguales ya que al disociarse una molécula de agua se forma un H^+ y un OH^- el cual se combina con el ion amonio, por otra parte, dado que el cloruro de amonio es un electrolito fuerte, la concentración inicial del ion

amonio (NH_4^+) es igual a la inicial de la sal: $M = \frac{g}{P_m \cdot L} = \frac{0,535}{53,5 \cdot 0,5} = 0,02 \text{ M}$ Así, nos quedará:

	$\text{NH}_4^+ +$	$\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons$	$\text{NH}_4\text{OH} +$	H^+
Inicial	0,02		---	---
En equilibrio	$0,02 - x$		x	x

$$5,55 \cdot 10^{-10} = \frac{x \cdot x}{0,02 - x};$$

$$x^2 + 5,55 \cdot 10^{-10} \cdot x - 1,11 \cdot 10^{-11} = 0$$

$$x = 3,33 \cdot 10^{-6} = 10^{-5,47}$$

por lo que como $\text{pH} = -\lg[\text{H}^+] = -\lg 10^{-5,47}$; $\text{pH} = 5,47$

ÁCIDO-BASE- F-02

Calcular el pH de la solución resultante al añadir 4 g de NaF a 250 mL de HF 0,25 M

DATOS: K_a para el HF = $6,8 \cdot 10^{-4}$. Pesos atómicos: Na: 22,98 ; F = 18,99

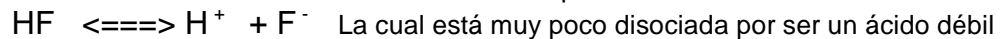
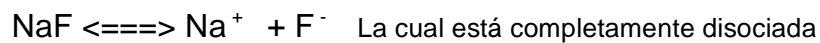
RESOLUCIÓN

Al disolver una sal de un ácido débil, como es el HF, conjuntamente con el ácido, se forma una disolución amortiguadora o disolución tampón.

$$\text{La concentración de la sal es: } M = \frac{g}{Pm \cdot L} = \frac{4}{41,970,25} = \mathbf{0,38 \text{ Molar en NaF}}$$

Cuando esta sal, que es un electrolito fuerte, se disuelve en agua, se disocia completamente, por lo que de la estequiometría de esta disociación: $\text{NaF} \rightleftharpoons \text{Na}^+ + \text{F}^-$ deducimos que la concentración de iones fluoruro (F^-) procedentes de la disociación de la sal es igual a la concentración de ésta: $[\text{F}^-] = \mathbf{0,38 \text{ M}}$

Pero en esta disolución coexisten dos compuestos que se disocian y cuyas disociaciones son



Por tanto, las concentraciones de las diferentes especies en el equilibrio son:

$$[\text{F}^-]_{\text{TOTAL}} = [\text{F}^-]_{\text{SAL}} + [\text{F}^-]_{\text{ACIDO}} \text{ y como } [\text{F}^-]_{\text{SAL}} \gg [\text{F}^-]_{\text{ACIDO}} \implies [\text{F}^-]_{\text{TOTAL}} = [\text{F}^-]_{\text{SAL}} = \mathbf{0,38 \text{ M}}$$

$$[\text{HF}]_{\text{FINAL}} = [\text{HF}]_{\text{ACIDO}} = \mathbf{0,25 \text{ M}}, \text{ pues está muy poco disociado}$$

Así, al aplicarle la expresión que nos da la K_a para la disociación de este ácido débil:

$$\text{HF} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{F}^-; \quad K_a = \frac{[\text{F}^-] \cdot [\text{H}^+]}{[\text{HF}]} \implies 6,8 \cdot 10^{-4} = \frac{0,38 \cdot [\text{H}^+]}{0,25} \quad \text{al despejar } [\text{H}^+], \text{ nos}$$

quedará: $[\text{H}^+] = 4,47 \cdot 10^{-4}$ Y por tanto el $\text{pH} = -\lg [\text{H}^+] = -\lg 4,47 \cdot 10^{-4}$; $\mathbf{\text{pH} = 3,35}$

Podíamos haberlo calculado partiendo directamente de la fórmula que nos da la constante de disociación para

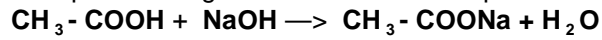
estos casos de disoluciones amortiguadoras: ; $K_a = \frac{[\text{SAL}] \cdot [\text{H}^+]}{[\text{ACIDO}]}$

ÁCIDO-BASE - F-03

Indicar si la siguiente afirmación es cierta o falsa, justificando brevemente la respuesta: "Al mezclar NaOH y CH₃-COOH en una proporción molar 1 : 2, respectivamente, la disolución resultante podrá actuar como tampón".

RESOLUCIÓN

La reacción que tiene lugar entre los reactivos que nos dan es:



en la cual vemos que la reacción tiene lugar mol a mol, por tanto si ponemos 1 mol de NaOH por cada 2 moles de CH₃-COOH, al finalizar la reacción se habrá consumido todo el NaOH, formándose 1 mol de CH₃-COONa y sobrando 1 mol de CH₃-COOH.

La disolución resultante después de la reacción estará formada por CH₃-COOH y CH₃-COONa, es decir, un ácido débil (el CH₃-COOH) y una de sus sales (el CH₃-COONa), los cuales **FORMAN UNA DISOLUCIÓN TAMPÓN.**

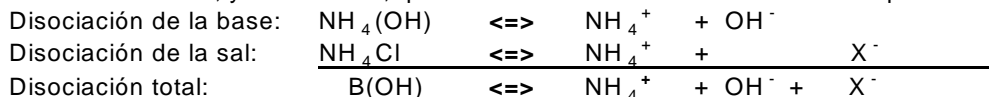
ÁCIDO-BASE F-04

Calcula el pH de una disolución que es 0,5 M en cloruro de amonio y 0,4 M en amoniaco. ¿Qué variación de pH se produce si a 25 mL de la anterior disolución se le añaden 5 mL de HCl 0,3 M? ($K_b = 1,8 \cdot 10^{-5}$)

RESOLUCIÓN

Se trata de una disolución amortiguadora o tampón ya que está formada por una base débil (el amoniaco: NH_3 ó NH_4OH) y una de sus sales (el NH_4Cl).

En esta disolución tenemos dos equilibrios de disociación, el de la base, que al ser débil no está completamente disociada, y el de su sal, que al ser un electrolito fuerte estará completamente disociado:



donde NH_4^+ corresponde a la cantidad de NH_4^+ procedentes de la disociación parcial de la base más los procedentes de la disociación total de la sal. Al tratarse de una base débil, el número de NH_4^+ que dejará libres en disolución será muy pequeño, mientras que la sal, al ser un electrolito fuerte, estará completamente disociada, por lo que el número de NH_4^+ que dejará libres en disolución será grande, y así, podremos decir que:

$$[\text{NH}_4^+]_{\text{total}} = [\text{NH}_4^+]_{\text{sal}} + [\text{NH}_4^+]_{\text{base}} \sim [\text{NH}_4^+]_{\text{sal}}$$

aproximación ésta que no será origen de error ya que como hemos indicado: $[\text{NH}_4^+]_{\text{base}} \ll [\text{NH}_4^+]_{\text{sal}}$

Y así, la constante de disociación de la base: $K_b = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_4(\text{OH})]}$, en la que:

$[\text{NH}_4^+]$: es prácticamente la procedente de la sal, la cual al estar completamente disociada hace que la concentración de ion sea igual a la concentración inicial de la sal.

$[\text{OH}^-]$: procede todo de la disociación de la base, pues no existen OH^- en ninguna otra especie de las presentes en la disolución.

$[\text{NH}_4(\text{OH})]$: al tratarse de una base débil, la cantidad disociada es despreciable, por lo que será igual a la concentración inicial de la base

y así, podemos escribir: $K_b = \frac{[\text{SAL}]_{\text{inicial}} \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{BASE}]_{\text{inicial}}}$ donde podemos despejar la concentración de iones OH^- y

con ella, calcularemos el pOH.

$$\text{Para este caso concreto: } 1,8 \cdot 10^{-5} = \frac{0,5 \cdot [\text{OH}^-]}{0,4}; [\text{OH}^-] = 1,44 \cdot 10^{-5},$$

$$\text{y de ahí: } \text{pOH} = -\lg 1,44 \cdot 10^{-5} = 4,84; \text{ pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 4,84 = \mathbf{9,16}$$

Estas disoluciones amortiguadoras tienen la propiedad de mantener constante, dentro de unos límites el pH de la disolución aunque se le añadan pequeñas cantidades de ácido o de base.

En este caso, al añadirle una cierta cantidad de HCl, éste se disocia: $\text{HCl} \rightleftharpoons \text{Cl}^- + \text{H}^+$ y son estos iones H^+ los que modificarían el pH. Pero se encuentran en la disolución amortiguadora con otros iones OH^- procedentes de la disociación de la base y reaccionarán con ellos para formar agua: $\text{H}^+ + \text{OH}^- \rightarrow \text{H}_2\text{O}$, por lo que desaparecerían ambos de la disolución.

El número de moles de cada sustancia que vamos a mezclar es:

- 25 mL de la disolución amortiguadora, la cual es

0,5 M en cloruro de amonio: $\bar{n}(\text{NH}_4\text{Cl}) = M \cdot V = 0,5 \cdot 0,025 = 0,0125$ moles de NH_4Cl , las cuales, dado que es una sal electrolito fuerte, se encontrará completamente disociada en sus iones, originando 0,0125 moles de NH_4^+ y otros tantos de Cl^-

	$\text{NH}_4\text{Cl} \rightleftharpoons$	$\text{NH}_4^+ +$	Cl^-	
Inicial	0,0125	---	---	moles
En equilibrio	-----	0,0125	0,0125	moles

0,4 M en amoniaco: $n(\text{NH}_4\text{OH}) = M \cdot V = 0,4 \cdot 0,025 = 0,0100$ moles de NH_4OH , la cual como es un electrolito débil, se encontrará prácticamente sin disociar

- 5 mL de la disolución 0,3 M de HCl: $n(\text{HCl}) = M \cdot V = 0,3 \cdot 0,005 = 0,0015$ moles de HCl
Este ácido es un ácido fuerte y se encontrará, por tanto, completamente disociado:

	$\text{HCl} \rightleftharpoons$	$\text{H}^+ +$	Cl^-	
Inicial	0,0015	---	---	moles
En equilibrio	-----	0,0015	0,0015	moles

Vamos a realizar los cálculos en dos etapas, en la primera de ellas tendremos en cuenta únicamente la reacción de neutralización entre los iones H^+ procedentes de la disociación del HCl con los iones OH^- procedentes del NH_4OH , y, posteriormente, tendremos en cuenta que se trata de una base débil y que ha de cumplir con su constante de equilibrio K_c .

Así, dado que los iones H^+ van a reaccionar con otros tantos iones OH^- , tendrá que disociarse esa misma cantidad de moles de NH_4OH para neutralizarlos, por lo que en la disolución final (inmediatamente después de la neutralización) tendremos :

- **NH_4OH :** las moles que había en un principio (0,0100) menos las que se hayan disociado (0,0015)

$$n(\text{NH}_4\text{OH}) = 0,0100 - 0,0015 = 0,0085 \text{ moles}$$

- **NH_4^+ :** las moles procedentes de la disociación del cloruro de amonio (0,0125) más las procedentes de la disociación del amoniaco necesario para neutralizar al HCl añadido (0,0015)

$$n(\text{NH}_4^+) = 0,0125 + 0,0015 = 0,0140 \text{ moles}$$

- **H^+** el procedente del HCl habrá reaccionado completamente con los OH^- procedentes de la disociación del NH_4OH por lo que no quedará nada

- **OH^-** procedentes de la disociación del NH_4OH , los cuales habrán reaccionado completamente con los H^+ procedentes de la disociación del HCl por lo que no quedará nada

- **Cl^-** en esta disolución existirán los procedentes de la disociación completa del HCl (0,0015) más los procedentes de la disociación, también completa del NH_4Cl (0,0125)

$$n(\text{Cl}^-) = 0,0125 + 0,0015 = 0,0140 \text{ moles}$$

Y ahora, con estas cantidades hemos de tener en cuenta que todas ellas se encuentran en un volumen de disolución procedente de la suma de otros dos: 25 mL de la disolución amortiguadora más otros 5 mL de la disolución de HCl, lo que hace un volumen total de 30 mL (0,030 Litros). Además, se producirá una disociación de la base dado que al tratarse de un electrolito débil debe cumplir también con la expresión de su constante de disociación, por lo que tendremos:

	$\text{NH}_4\text{OH} \rightleftharpoons$	$\text{NH}_4^+ +$	OH^-	
Inicial	0,0085	0,0140	---	moles
En equilibrio	0,0085 - x	0,0140 + x	x	moles

$$K_b = \frac{[NH_4^+][OH^-]}{[NH_4(OH)]} ; 1,8 \cdot 10^{-5} = \frac{\left(\frac{0,0140 + x}{0,030}\right) \cdot \left(\frac{x}{0,030}\right)}{\left(\frac{0,0085 - x}{0,030}\right)} ; \text{ de donde: } x = 6,56 \cdot 10^{-7} \text{ y de ahí calculamos}$$

la concentración de OH^- , que es: $[OH^-] = \frac{6,56 \cdot 10^{-7}}{0,03} = 2,19 \cdot 10^{-5}$, y por lo tanto, el pOH es: $pOH = -\lg$

$(2,19 \cdot 10^{-5}) = 4,66$, y por tanto, **pH = 14 - pOH = 14 - 4,66 = 9,34**

ÁCIDO-BASE F-05

Se mezclan 50 mL de una disolución 0,1 M de ácido acético con otros 50 mL de otra disolución 0,2 M de acetato de sodio. Calcule el pH de la disolución resultante.

DATOS K_a para el ácido acético: $1,8 \cdot 10^{-5}$

RESOLUCIÓN

Al disolver una sal de un ácido débil, como es el ác. Acético (HAc), conjuntamente con el ácido, se forma una disolución amortiguadora o disolución tampón. La concentración de ambos se modifica al mezclar ambas disoluciones ya que aumenta el volumen (es la suma de ambos: 50 mL + 50 mL = 100 mL = 0,1 L total después de la mezcla), por lo que vamos a determinar el nº de moles de ácido y de sal que hay en cada una de las cantidades que se van a mezclar

$$\text{El nº de moles de la sal es: } M = \frac{g}{Pm \cdot L} ; 0,2 = \frac{N^\circ \text{ moles}}{0,05} \quad N^\circ \text{ moles de sal} = 0,01 \text{ Moles de NaAc}$$

$$\text{Y análogamente con el ácido: } 0,1 = \frac{N^\circ \text{ moles}}{0,05} ; N^\circ \text{ moles de ácido} = 0,005 \text{ moles de HAc}$$

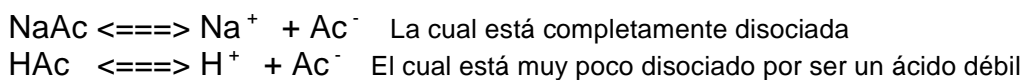
Las concentraciones de ambos son, teniendo en cuenta que el volumen total es 0,1 L

$$[\text{HAc}] = \frac{0,005}{0,1} = 0,05 \text{ Molar en HAc} ; [\text{NaAc}] = \frac{0,01}{0,1} = 0,1 \text{ Molar en NaAc}$$

Cuando esta sal NaAc, se disuelve en agua, y teniendo en cuenta que como todas las sales es un electrolito fuerte, se disocia completamente, por lo que de la estequiometría de esta disociación:

$\text{NaF} \rightleftharpoons \text{Na}^+ + \text{F}^-$ deducimos que la concentración de iones Acetato (Ac^-) procedentes de la disociación de la sal es igual a la concentración de ésta: **$[\text{Ac}^-] = 0,1 \text{ M}$**

Pero en la disolución obtenida al mezclar ambas, coexisten dos compuestos que se disocian (NaAc y HAc) y cuyas disociaciones son



Por tanto, las concentraciones de las diferentes especies en el equilibrio son:

$[\text{Ac}^-]_{\text{TOTAL}} = [\text{Ac}^-]_{\text{SAL}} + [\text{Ac}^-]_{\text{ACIDO}}$ y como **$[\text{Ac}^-]_{\text{SAL}} \gg [\text{Ac}^-]_{\text{ACIDO}}$** , ya que la sal se encuentra completamente disociada y el ácido, al ser débil, estará muy poco disociado, por lo que tendremos que **$\Rightarrow [\text{Ac}^-]_{\text{TOTAL}} = [\text{Ac}^-]_{\text{SAL}} = 0,1 \text{ M}$**

Por su parte, la concentración final del ácido será prácticamente igual a la inicial, pues al tratarse de un ácido débil está muy poco disociado: **$[\text{HAc}]_{\text{FINAL}} = [\text{HAc}]_{\text{ACIDO}} = 0,05 \text{ M}$** ,

Así, al aplicarle la expresión que nos da la K_a para la disociación de este ácido débil:

$$\text{HAc} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{Ac}^- ; K_a = \frac{[\text{Ac}^-][\text{H}^+]}{[\text{HAc}]} \rightleftharpoons 1,8 \cdot 10^{-5} = \frac{0,1[\text{H}^+]}{0,05} \quad \text{al despejar } [\text{H}^+], \text{ nos}$$

quedará: $[\text{H}^+] = 9 \cdot 10^{-6}$ Y por tanto el pH = $-\lg [\text{H}^+] = -\lg 9 \cdot 10^{-6}$; **pH = 5,04**

Podíamos haberlo calculado partiendo directamente de la fórmula que nos da la constante de disociación para

estos casos de disoluciones amortiguadoras: ; $K_a = \frac{[\text{SAL}][\text{H}^+]}{[\text{ACIDO}]} \rightleftharpoons 1,8 \cdot 10^{-5} = \frac{0,1[\text{H}^+]}{0,05}$

ÁCIDO-BASE - F-06

Tenemos una disolución reguladora constituida por una mezcla de ácido acético y de acetato sódico, ambos a una concentración 0,1 M. Calcular:

a) El valor del pH de dicha disolución

b) ¿variará mucho el valor del pH si se añade una pequeña cantidad de hidróxido sódico?

Justifique su respuesta.

Datos: K ionización del ácido acético, a 25°C, $1,8 \times 10^{-5}$

RESOLUCIÓN

Al disolver ambos conjuntamente se obtiene una disolución amortiguadora o tampón, en la cual se tienen dos equilibrios de disociación simultáneos:

$\text{HAc} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{Ac}^-$, que está poco disociado por ser un ácido débil

$\text{NaAc} \rightleftharpoons \text{Na}^+ + \text{Ac}^-$ la cual se encuentra completamente disociada por ser un electrolito fuerte

Dado que se ha de cumplir la expresión de la constante de disociación del ácido acético, la cual

viene dada por la expresión: $Ka = \frac{[\text{Ac}^-] \cdot [\text{H}^+]}{[\text{HAc}]}$, la concentración de los iones acetato será la suma

de los procedentes de la disociación del ácido, (pocos por ser débil) y los procedentes de la disociación de la sal, que es completa, por lo que podemos suponer que prácticamente serán los mismos que los procedentes de la sal, mientras que el ácido, al ser débil, su concentración en el equilibrio será prácticamente la misma que la inicial, por tanto, con estas dos aproximaciones, la expresión de la

constante quedará: $Ka = \frac{[\text{SAL}] \cdot [\text{H}^+]}{[\text{ACIDO}]}$ de donde, al sustituir, obtendremos la concentración de

protones: $1,8 \cdot 10^{-5} = \frac{0,1[\text{H}^+]}{0,1}$; $[\text{H}^+] = 1,8 \cdot 10^{-5}$ y por lo tanto el valor del pH de esta disolución será: $\text{pH} = -$

$\lg[\text{H}^+] = -\lg 1,8 \cdot 10^{-5}$; **pH = 4,74**

b) Cuando se le añade una pequeña cantidad de NaOH, los OH^- aportados por éste, reaccionarán con los H^+ presentes en la disolución, por lo que para mantener la expresión de la constante de disociación, se disociará una cierta cantidad del ácido que quedaba sin disociar, regenerando los H^+ perdidos, por tanto, el pH de la disolución no variará apreciablemente

ÁCIDO BASE F-07

La constante de ionización del hidróxido amónico es $1,8 \cdot 10^{-5}$ Calcular el grado de ionización del hidróxido amónico y el pH de:

a) Una disolución 0,01 M de hidróxido amónico.

b) La disolución resultante al añadir a 500 mL de la disolución anterior 0,535 g de cloruro amónico.

c) Coméntese brevemente la variación observada en el grado de ionización del hidróxido amónico en a) y b). ¿A qué se debe esta variación?

Dato: Masas atómicas: H = 1,0; O = 16,0; Cl = 35,5.

a) El equilibrio de disociación es:

	NH_4OH	\rightleftharpoons	NH_4^+ +	OH^-
inicialmente	0,01		----	----
En equilibrio	$0,01 - x$		x	x

Siendo "x" el número de mol/L de NH_4OH disociadas

Aplicando la expresión de la constante de disociación: $K_b = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_4\text{OH}]}$ y sustituyendo en ella:

$$1,8 \cdot 10^{-5} = \frac{x \cdot x}{0,01 - x}, \text{ expresión en la cual se puede despreciar "x" frente a 0,01, en el denominador de la}$$

fracción, con lo que ésta nos queda: $1,8 \cdot 10^{-5} = \frac{x^2}{0,01}$, de donde se calcula x, que es: $x = 4,24 \cdot 10^{-4}$, y

de ahí: $\text{pOH} = -\lg[\text{OH}^-] = -\lg 4,24 \cdot 10^{-4} = 3,37$

y así: $\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 3,37 = 10,63$

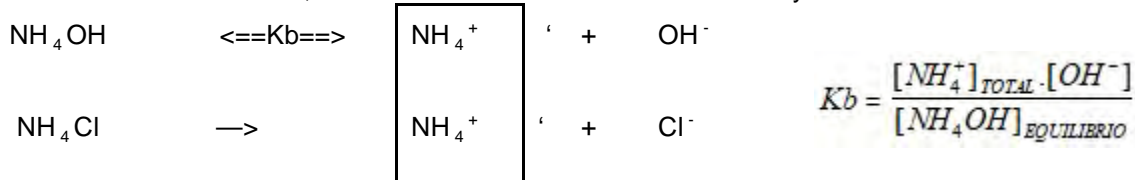
El grado de disociación, α , lo calculamos teniendo en cuenta que de los 0,01 moles/L iniciales se han disociado $x = 4,24 \cdot 10^{-4}$, por lo que:

$$\alpha = \frac{4,24 \cdot 10^{-4}}{0,01} = 4,24 \cdot 10^{-2} = 4,24 \%$$

b) Calcularemos la concentración en moles/L, del NH_4Cl añadido, teniendo en cuenta que el volumen de la disolución son los 500 mL que teníamos, por lo que:

$$M = \frac{g_{\text{soluto}}}{Pm \cdot L} = \frac{0,535}{53,5 \cdot 0,5} = 0,02 \text{ Molar}$$

Así en la disolución resultante, tenemos: el hidróxido de amonio inicial y el cloruro de amonio añadido



siendo: $[\text{NH}_4^+]_{\text{TOTAL}} \approx [[\text{NH}_4^+]_{\text{SAL}} + [\text{NH}_4^+]_{\text{BASE}}] = [\text{NH}_4^+]_{\text{SAL}} = 0,02 \text{ M}$ debido a que el NH_4^+ que proviene de la disolución de la base es mucho menor que el que proviene de la disociación de la sal, pues esta se ioniza totalmente.

Y además $[\text{NH}_4\text{OH}]_{\text{EQUILIBRIO}} \approx [\text{NH}_4\text{OH}]_{\text{INICIAL}} = 0,01 \text{ M}$, ya que el NH_4OH se disocia muy poco.

Con estas aproximaciones, podemos sustituir ya en la expresión de la constante de equilibrio de

disociación del NH_4OH :

$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+]_{\text{SAL}} \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{NH}_4\text{OH}]_{\text{BASE}}}; 1,8 \cdot 10^{-5} = \frac{0,02 \cdot [\text{OH}^-]}{0,01}; [\text{OH}^-] = 0,9 \cdot 10^{-5}$$

de ahí: $\text{pOH} = -\lg[\text{OH}^-] = -\log 0,9 \cdot 10^{-5} = 5,05$ y así: **$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 5,05 = 8,95$**

El grado de disociación, α , lo calculamos teniendo en cuenta que de los 0,01 moles/L iniciales se han disociado en este caso $x = 0,9 \cdot 10^{-5}$, por lo que:

$$\alpha = \frac{0,9 \cdot 10^{-5}}{0,01} = 9,0 \cdot 10^{-4} = 0,09 \%$$

c) Como vemos, el grado de ionización, α , ha disminuido mucho (casi es 50 veces menor), debido al efecto de ión común, provocado por los NH_4^+ que aparecen al añadir el NH_4Cl . El mismo efecto hace que el pH disminuya al producirse menos iones OH^- .

ÁCIDO-BASE F-08

- Se pide: a) Calcule el valor del pH de una disolución 0,05 M de ácido acético ($K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$)
 b) Si añadimos a esa disolución una cantidad de acetato de sodio en la proporción de 0,025 moles/L, ¿variará el pH sensiblemente? Calcular el pH resultante.
 c) Razonar brevemente el resultado obtenido en b)

RESOLUCIÓN

En el equilibrio de disociación del ácido acético (HAc) vamos a llamar "x" al número de moles de ácido que se disocian, por lo que se formarán también "x" moles de ion acetato (Ac^-) y "x" moles de iones hidronio (H_3O^+), quedando sin disociar: (0,05 - x) moles (la cantidad inicial menos la cantidad que se ha disociado), no obstante, dado que la constante de disociación es muy pequeña, a la hora de realizar los cálculos, podemos despreciar "x" frente a 0,05. Así, el equilibrio de disociación será:

	HAc	\rightleftharpoons	$Ac^- +$	H^+
Inicial	0,05		---	---
En el equilibrio	0,05 - x		x	x

$$K_a = \frac{[H^+].[Ac^-]}{[HAc]}$$

Al sustituir todos los valores nos queda: $1,8 \cdot 10^{-5} = \frac{x \cdot x}{(0,05 - x)} \Rightarrow 1,8 \cdot 10^{-5} = \frac{x \cdot x}{(0,05)}$

desde donde se despeja "x": $x = \sqrt{0,05 \cdot 1,8 \cdot 10^{-5}} = 9,48 \cdot 10^{-4}$

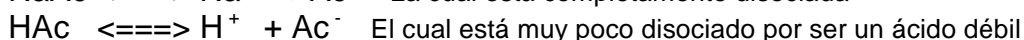
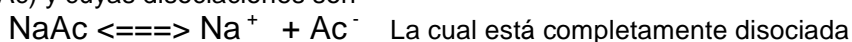
Las concentraciones de las especies en equilibrio son, por tanto: $[Ac^-] = [H^+] = x = 9,48 \cdot 10^{-4}$.

Por tanto, el pH de esta disolución es: $pH = -\lg [H^+] = -\lg 9,48 \cdot 10^{-4}$; **pH = 3,02**

- B) Al añadir una sal de un ácido débil, como es el ác. Acético (HAc), conjuntamente con el ácido, se forma una disolución amortiguadora o disolución tampón. La concentración de ambos será 0,05 Molar para el ácido y 0,025 Molar para la sal.

Cuando esta sal NaAc, se disuelve en agua, y teniendo en cuenta se trata de un electrolito fuerte (como casi todas las sales), se disocia completamente, por lo que de la estequiometría de esta disociación: $NaF \rightleftharpoons Na^+ + F^-$ deducimos que la concentración de iones Acetato (Ac^-) procedentes de la disociación de la sal es igual a la concentración de ésta: **$[Ac^-] = 0,025 M$**

Pero en la disolución obtenida al mezclar ambas, coexisten dos compuestos que se disocian (NaAc y HAc) y cuyas disociaciones son



Por tanto, las concentraciones de las diferentes especies en el equilibrio son:

$$[Ac^-]_{TOTAL} = [Ac^-]_{SAL} + [Ac^-]_{ACIDO} \quad \text{y como } [Ac^-]_{SAL} \gg [Ac^-]_{ACIDO}, \text{ ya que la sal se encuentra completamente disociada y el ácido, al ser débil, estará muy poco disociado, por lo que tendremos que } \Rightarrow [Ac^-]_{TOTAL} = [Ac^-]_{SAL} = 0,025 M$$

Por su parte, la concentración final del ácido será prácticamente igual a la inicial, pues al tratarse de un ácido débil está muy poco disociado: **$[HAc]_{FINAL} = [HAc]_{ACIDO} = 0,05 M$** ,

Así, al aplicarle la expresión que nos da la K_a para la disociación de este ácido débil:

$$HAc \rightleftharpoons H^+ + Ac^-; \quad K_a = \frac{[Ac^-].[H^+]}{[HAc]} \rightleftharpoons 1,8 \cdot 10^{-5} = \frac{0,025.[H^+]}{0,05} \quad \text{al despejar } [H^+], \text{ nos}$$

quedará: $[H^+] = 3,6 \cdot 10^{-5}$ Y por tanto el $pH = -\lg [H^+] = -\lg 3,6 \cdot 10^{-5}$; **pH = 4,44**

Podíamos haberlo calculado partiendo directamente de la fórmula que nos da la constante de disociación para estos casos de disoluciones amortiguadoras: ;

$$K_a = \frac{[SAL].[H^+]}{[ACIDO]} \rightleftharpoons 1,8 \cdot 10^{-5} = \frac{0,025.[H^+]}{0,05}$$

Grupo G- REACCIONES ÁCIDO-BASE

- G-01** - Al mezclar 10,0 ml de una disolución de hidróxido de sodio 0,001 M con 10,0 ml de ácido clorhídrico de concentración desconocida se obtiene una disolución de pH = 10,0. Calcule la concentración del ácido.
- G-02 (*)**- Una muestra de ácido tricloroacético, $\text{Cl}_3\text{C-COOH}$, que pesa 1,85 g se disuelve en 100 ml de agua y la disolución se neutraliza con 20 ml de una disolución de hidróxido sódico.
Calcule: a) La concentración de la base. b) El pH de ambas disoluciones antes de iniciar la neutralización.
DATO: Constante de disociación del ácido, $K_a = 10^{-0,9}$
- G-03** - A) Señale cual es el pH resultante cuando se mezclan 12,5 ml de NaOH 0,32 M con 50 ml de HCl 0,10 M
B) ¿Alguno de los dos reactivos puede ser considerado como limitante?
C) Indique detalladamente cómo prepararía la disolución ácida de 50 ml de HCl 0,10 M partiendo de HCl 12 Molar
- G-04 (*)**- Un vaso de precipitados contiene 100 mL de una disolución de ácido hipocloroso, HOCl, de concentración desconocida. Para conocerla valoramos la disolución anterior con una disolución 0,100 M de NaOH, encontrando que el punto de equivalencia se alcanza cuando hemos agregado 40,0 mL de hidróxido sódico. Calcular: a) La concentración inicial del ácido; b) Suponiendo que el pH de la disolución inicial del ácido hipocloroso fuese igual a 4,46 ¿cuál será el valor K_a del ácido? ¿Cual será su grado de disociación?; c) ¿Cual será la concentración de iones ClO^- una vez alcanzado el punto de equivalencia?
- G-05 (*)**- Hallar la pureza de una sosa cáustica comercial impurificada con cloruro de sodio, sabiendo que se disuelven 28,14 g de la misma en un litro de disolución, del cual se toma 20 ml que necesitan para su neutralización 24,9 ml de una disolución de ácido clorhídrico 0,51 M
- G-06 (*)**- Calcula: a) el pH de 50 mL de HCl de concentración 0,01 M; b) el pH de 50 mL de Ba(OH)_2 de concentración 0,01 M; c) el pH resultante de la mezcla de las disoluciones anteriores.
- G-07 (*)**- Se añaden 40 mL de hidróxido de sodio 0,10 Molar a 10 mL de ácido clorhídrico 0,45 Molar. ¿Cuál es el pH de la disolución resultante?
- G-08 (*)**- Se quiere proceder a la valoración de 200 mL de una disolución de H_2SO_4 empleando para ello una disolución 0,1 M de KOH. Al realizar la neutralización resulta que se han consumido 300 mL de la disolución básica. Calcular:
a) ¿Cual será la concentración del ácido?
B) Cual será el pH de la disolución inicial del ácido? ¿Y el de la disolución resultante de la neutralización?
- G-09 (*)**- Se quiere saber cuantos gramos de ácido nítrico hay en 50 mL de una disolución. Para ello se valoran con 20 ml de una disolución de NaOH obtenida al disolver 80 g del mismo el 4 litros de agua. ¿Cuánto ácido nítrico teníamos en la disolución inicial?. ¿Cual es su Molaridad?
- G-10 (*)**- Se añaden lentamente una disolución de ácido acético 0,2 M a 25 mL de NaOH 0,2 M.
Calcular: 1- El pH de la solución inicial de NaOH.
2- El pH de la solución al añadir los 5 primeros mililitros de ácido acético
3- El pH en el punto de equivalencia.
DATO: K_a a 25 °C para el ácido acético es $1,8 \cdot 10^{-5}$
- G-11 (*)**- Establecer las especies iónicas principales presentes en las disoluciones obtenidas mezclando volúmenes iguales de las disoluciones indicadas y calcular el pH de la disolución resultante.
a) 0,12 M HCl; 0,20 M NaOH
b) 0,25 M HCl; 0,25 M NaOH
c) 0,20 M HCl; 0,15 M NaOH
- G-12 (*)**- Quince mL de una solución de NaOH necesitan para su neutralización 22 mL de HCl 1M. Calcular el peso de NaOH contenido en 1 L de solución.
- G-13 (*)**- Una muestra de 500 mg de un ácido monoprótico fuerte se neutralizó con 33,16 ml de disolución 0,15 M de KOH. Calcule: a) La masa molecular del ácido. b) El pH de la mezcla cuando se hubieran añadido 40 ml de la base, suponiendo un volumen final de 50 ml.
- G-14 (*)**- ¿Cuántos mL de solución 0,2 M de ácido sulfúrico serán precisos para neutralizar 40 mL de una solución que contiene 4 g/L de hidróxido sódico?

G-15 (*)- Calcule el pH de: a) 20 mL de una disolución de ácido acético, $\text{CH}_3\text{-COOH}$, de concentración 0,01 M.
b) 5 mL de una disolución de NaOH de concentración 0,05 M.
c) La mezcla de las dos disoluciones suponiendo que los volúmenes son aditivos.
DATOS: constante $K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$

G-16 ()**- Calcular el pH de una disolución preparada mezclando volúmenes iguales de las disoluciones siguientes:
a) HCl 0,2 Molar
b) Una disolución que contiene 6,4 g/l de NaOH
c) KOH 0,04 Molar

G-17 - Se hacen reaccionar 12,5 ml de una disolución acuosa de hidróxido de sodio 0,32 M con 50 ml de ácido clorhídrico 0,10 M.
A) Calcule el pH de la disolución resultante
b) ¿Alguno de los reactivos tendría la consideración de limitante? ¿Por qué?

G-18 ()** - Se dispone de una disolución acuosa de un ácido HA y su concentración es de 8 g/L. Sabiendo que su masa molecular es 62 y que está disociado en un 30%, . Calcule la constante de disociación del ácido . Después de añadir a 100 cm^3 de la disolución anterior, un volumen de HCl concentrado que contenga 1 gramo de ácido. Conocida la masa molecular del HCl = 36'5 y considerando despreciable el volumen de HCl añadido frente al de la disolución, calcular el grado de disociación y la concentración de protones en la disolución resultante

G-19 ()** - Se dispone de una disolución de 40 cm^3 de ácido acético 0,1 M y se titulan con NaOH 0,1M (consideramos los volúmenes aditivos): DATOS: $K_a \text{CH}_3\text{COOH} (25^\circ\text{C}) = 1,76 \times 10^{-5}$
Responder a las siguientes cuestiones:

- 1- El pH de la disolución inicial de ác. Acético será:
a) pH = 2,9 b) pH = 4,3 c) pH = 5,9 d) Ninguna respuesta es correcta
- 2- El pH de la disolución cuando se han añadido 10 cm^3 de NaOH será:
a) pH = 7,0 b) pH = 5,3 c) pH = 4,3 d) Ninguna respuesta es correcta
- 3- El pH en el punto de equivalencia será:
a) pH = 7,0 b) pH entre 8 y 9 c) pH entre 4 y 5 d) Ninguna respuesta es correcta
- 4- ¿qué indicador considera más adecuado para utilizar en esta valoración?
a) Dinitrofenol (Intervalo de viraje pH: 2 - 4) b) Rojo Congo (Intervalo de viraje pH: 3 - 5)
c) Rojo de metilo (Intervalo de viraje pH: 4,4 - 6,2) d) Fenofaleína (Intervalo de viraje pH: 8,3 - 10)

ACIDO-BASE - G-01

Al mezclar 10,0 ml de una disolución de hidróxido de sodio 0,001 M con 10,0 ml de ácido clorhídrico de concentración desconocida se obtiene una disolución de pH = 10,0. Calcule la concentración del ácido

RESOLUCIÓN

Si el pH = 10, se trata de una disolución básica, por lo que en la reacción entre el HCl y el NaOH nos habrá sobrado una cierta cantidad de este último:

Si pH = 10 ==> pOH = 14 - 10 = 4 y así, en la disolución final: $[\text{OH}^-] = 10^{-4}$ que será la concentración de OH^- que nos quedan al final de la reacción ácido-base y que nos deben servir para calcular la concentración del NaOH sobrante en esa reacción, utilizando para ello el equilibrio de disociación de ese NaOH, que es un electrolito fuerte y por tanto está completamente disociado, por lo que dada la estequiometría que presenta, la concentración inicial de NaOH será idéntica a la de OH^- final = 10^{-4}

	NaOH	<==>	Na ⁺ +	OH ⁻
Inicial	10^{-4}		----	----
En equilibrio	----		10^{-4}	10^{-4}

Si tenemos en cuenta ahora la reacción ácido-base entre el HCl y el NaOH teniendo en cuenta, además, que la concentración final resultante de la misma para el NaOH debe ser: $[\text{NaOH}] = 10^{-4} \text{ M}$ y el volumen final es la suma de los volúmenes de las dos disoluciones mezcladas: 20,0 ml, el número de moles de NaOH sobrantes se obtiene a partir de la expresión de la Molaridad de la disolución y es:

$$M = \frac{N^{\circ} \text{ moles}}{V}; \quad N^{\circ} \text{ Moles} = 10^{-4} \cdot 0,020 = 2 \cdot 10^{-6} \text{ moles sobrantes de NaOH}$$

El nº de moles inicial de NaOH, se determina de la misma forma conociendo el volumen de esa disolución (10,0 ml) y su molaridad (M = 0,001 Molar):

$$M = \frac{N^{\circ} \text{ moles}}{V}; \quad N^{\circ} \text{ Moles} = 0,001 \cdot 0,010 = 10^{-5} \text{ moles iniciales de NaOH}$$

por lo que habrán reaccionado: $10^{-5} - 2 \cdot 10^{-6} = 8 \cdot 10^{-6}$ moles de NaOH que habrán reaccionado con el HCl y de acuerdo con la estequiometría de la correspondiente reacción ácido-base:

HCl +	NaOH	->	NaCl +	H ₂ O
1 mol	1 mol			
x	$8 \cdot 10^{-6}$			

de donde deducimos que el número de moles de HCl que han reaccionado es **Nº moles HCl = $8 \cdot 10^{-6}$** los cuales se encontraban en los 10,0 ml de la disolución que tomamos, por lo que su concentración es:

$$M = \frac{N^{\circ} \text{ moles}}{V} = \frac{8 \cdot 10^{-6}}{0,010} = 8 \cdot 10^{-4} \text{ Molar de HCl}$$

ÁCIDO-BASE G-02

Una muestra de ácido tricloroacético, $\text{Cl}_3\text{C-COOH}$, que pesa 1,85 g se disuelve en 100 ml de agua y la disolución se neutraliza con 20 ml de una disolución de hidróxido sódico.

Calcule: a) La concentración de la base. b) El pH de ambas disoluciones antes de iniciar la neutralización.

Dato: Constante de disociación del ácido, $K_a = 10^{-0,9}$

RESOLUCIÓN

Los pesos moleculares son: $\text{Cl}_3\text{C-COOH} = 3.35,45 + 12,01 + 12,01 + 2.16,00 + 1,00 = 163,378$
 $\text{NaOH} = 22,99 + 16,00 + 1,00 = 39,99$

La reacción que tiene lugar entre el ácido tricloroacético ($\text{Cl}_3\text{C-COOH}$) y el hidróxido de sodio, y la estequiometría de esta reacción son

$\text{Cl}_3\text{C-COOH} +$	NaOH	----->	$\text{Cl}_3\text{C-COONa} +$	H_2O
1 mol = 163,38 g	1 mol = 39,99 g		1 mol	1 mol
1,85 g	X			

de donde:
$$\left. \begin{array}{l} 163,38 \text{ g ácido} \text{-----} 39,99 \text{ g NaOH} \\ 1,85 \text{ g} \text{-----} X \end{array} \right\} x = \frac{39,99 \cdot 1,85}{163,38} = 0,45 \text{ g de NaOH}$$

Teniendo en cuenta que se emplearon 20 ml de la disolución de NaOH, su concentración es:

$$M = \frac{g_{\text{SOLUTO}}}{\text{pM} \cdot L} = \frac{0,45}{39,99 \cdot 0,020} = 0,56 \text{ Molar}$$

b) Para determinar el pH de cada disolución hemos de conocer las molaridades respectivas, que son:

$\text{NaOH} \Rightarrow 0,56 \text{ Molar}$ $\text{Cl}_3\text{C-COOH} : M = \frac{1,85}{163,38 \cdot 0,100} = 0,11 \text{ Molar}$ Y con ellas, se plantean los

respectivos equilibrios de disociación, teniendo en cuenta que el NaOH es un electrolito fuerte y por tanto estará completamente disociado, mientras que el ácido tricloroacético es un electrolito débil y por ello su disociación es solamente parcial.

La disociación del NaOH es total, ya que se trata de un electrolito fuerte, por lo que tendremos:

	NaOH	\rightleftharpoons	Na^+	+	OH^-
Inicial	0,56		-----		-----
En el equilibrio	-----		0,56		0,56

De aquí, deducimos que cuando se alcanza el equilibrio $[\text{OH}^-] = 0,56 \text{ M}$, por lo que:

$$\text{pOH} = -\lg[\text{OH}^-] = -\lg 0,56 = 0,25 \quad \text{Y de ahí: } \text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 0,25 ; \text{pH} = 13,75$$

Puesto que el ácido tricloroacético es un ácido débil (nos dan como dato su constante de disociación) se disociará parcialmente, por lo que este equilibrio nos quedará como:

	$\text{CCl}_3\text{-COOH}$	\rightleftharpoons	$\text{CCl}_3\text{-COO}^-$	+	H^+
Inicial	0,11		-----		-----
En el equilibrio	0,11 - x		x		x

Y a estas concentraciones en equilibrio les aplicamos la expresión de la constante de disociación K_a , que es:

$$K_a = \frac{[\text{CCl}_3\text{-COO}^-][\text{H}^+]}{[\text{CCl}_3\text{-COOH}]} ; 10^{-0,9} = \frac{x \cdot x}{0,11 - x} ; 0,126 = \frac{x^2}{0,11 - x} ; x^2 - 0,126(0,11 - x) = 0$$

de donde, al resolver esta ecuación, nos queda: $X = \frac{-0,126 \pm \sqrt{0,126^2 + 4 \cdot 1,0 \cdot 0,126}}{2} ; X = 0,07$ y

así: $[\text{H}^+] = 0,07$ por lo que $\text{pH} = -\lg[\text{H}^+] = -\lg 0,07 ; \text{pH} = 1,15$

ACIDO-BASE - G-03

- A) Señale cual es el pH resultante cuando se mezclan 12,5 ml de NaOH 0,32 M con 50 ml de H Cl 0,10 M
- B) ¿Alguno de los dos reactivos puede ser considerado como limitante?
- C) Indique detalladamente cómo prepararía la disolución ácida de 50 ml de H Cl 0,10 M partiendo de H Cl 12 Molar

RESOLUCIÓN

Las cantidades de los dos reactivos que tenemos, expresadas en moles son:

NaOH 12,5 ml de disolución 0,32 Molar: $0,32 = \frac{n}{0,0125}$; $n = 4 \cdot 10^{-3}$ moles de NaOH

HCl 50 ml de disolución 0,10 Molar: $0,10 = \frac{n}{0,050}$; $n = 5 \cdot 10^{-3}$ moles de HCl

Teniendo en cuenta la reacción estequiométrica entre estos dos reactivos:

	H Cl +	NaOH	→	NaCl +	H ₂ O
Estequiometría	1 mol	1 mol		1 mol	1 mol
Cantidades Iniciales	$5 \cdot 10^{-3}$	$4 \cdot 10^{-3}$		---	---
Cantidades finales	$1 \cdot 10^{-3}$	---		$4 \cdot 10^{-3}$	$4 \cdot 10^{-3}$

Por tanto, y dado que la reacción tiene lugar mol a mol, se terminará el NaOH (Reactivo limitante) ya que es el reactivo que está en menor cantidad, sobrando : $5 \cdot 10^{-3} - 4 \cdot 10^{-3} = 1 \cdot 10^{-3}$ moles de Hcl.

El pH de la disolución resultante será el que corresponda a la disolución final de HCl, del cual hay $1 \cdot 10^{-3}$ moles en un volumen total de $V = 12,5 + 50 = 62,5 \text{ ml} = 0,0625$ litros, resultantes de la mezcla de ambas

disoluciones , por lo que su concentración es: Molaridad: $= \frac{0,001}{0,0625}$; $M = 0,016$ molar en HCl

Así, la disociación de este ácido será

	HCl	⇌	H ₃ O ⁺ +	Cl ⁻
Inicial	0,016		---	---
Final	---		0,016	0,016

$\text{pH} = -\lg[\text{H}_3\text{O}^+]$ y así: $\text{pH} = -\lg 0,016$

pH = 1,79

Para preparar esos 50 ml de la disolución 0,10 Molar de HCl, necesitamos $5 \cdot 10^{-3}$ moles del ácido, las cuales hemos de tomar de la disolución 12 Molar, por lo que el volumen de ésta que necesitaremos lo determinamos partiendo de

la expresión de la Molaridad de la disolución: $M = \frac{n}{V} \Rightarrow 12 = \frac{5 \cdot 10^{-3}}{V}$; $V = \frac{5 \cdot 10^{-3}}{12}$; $V = 4,16 \cdot 10^{-4} \text{ L} = 0,416 \text{ ml}$

Se cogerían 0,416 ml de la disolución de HCl 12 M con una pipeta de 1 ml graduada, los colocaríamos en un matraz aforado de 50 ml que tuviera un poco de agua, agitaríamos y después llenaríamos dicho matraz con más agua.

Pero dado que esa cantidad 0,416 ml es demasiado pequeña, y además no es habitual disponer de pipetas de 1 ml graduadas, la forma más real y cómoda de preparar esta disolución es preparar una cantidad mayor, por ejemplo 500 ml (10 veces más) para lo cual se pipetearían 4,16 ml (con una pipeta graduada de 5 ml), se vierten en un matraz aforado de 500 ml que contenga un poco de agua, se agita para que mezclen bien, y se llena (se enrasa) con más agua destilada. Una vez preparada esta disolución, se sacarían los 50 ml necesarios por medio de una pipeta aforada de 50 ml.

ACIDO - BASE -G-04

Un vaso de precipitados contiene 100 mL de una disolución de ácido hipocloroso, HOCl, de concentración desconocida. Para conocerla valoramos la disolución anterior con una disolución 0,100 M de NaOH, encontrando que el punto de equivalencia se alcanza cuando hemos agregado 40,0 mL de hidróxido sódico.

- Calcular:
- La concentración inicial del ácido
 - Suponiendo que el pH de la disolución inicial del ácido hipocloroso fuese igual a 4,46 ¿cuál será el valor K_a del ácido? ¿Cual será su grado de disociación?
 - ¿Cual será la concentración de iones ClO^- una vez alcanzado el punto de equivalencia?

RESOLUCIÓN

La reacción de neutralización que tiene lugar es:

$\text{HClO} + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaClO} + \text{H}_2\text{O}$ en la que vemos que la reacción tiene lugar mol a mol, por lo que el número de moles inicial del ácido es el mismo que las que añadimos de base, así:

$N^\circ \text{ moles NaOH} = V \cdot N = 0,040 \cdot 0,100 = \mathbf{0,004 \text{ moles}}$ de NaOH que hemos añadido, que es también el número de moles de ácido que había en la disolución inicial.

$$\text{Su concentración es: } M = \frac{n^\circ \text{ moles}}{L} = \frac{0,004 \text{ moles}}{0,100 \text{ L}} = \mathbf{0,04 \text{ Molar}}$$

El equilibrio de disociación del ácido en la disolución inicial es:



Inicial	0,04	---	---
En equilibrio	0,04 - X	X	X

Si $\text{pH} = 4,46$; $[\text{H}^+] = 10^{-4,46}$, que es X. La expresión que nos da la constante de disociación de este ácido

$$\text{es: } K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{ClO}^-]}{[\text{HClO}]},$$

la cual con los datos que tenemos: $X = [\text{ClO}^-] = [\text{H}^+] = 10^{-4,46}$ y $[\text{HClO}] = 0,04 - 10^{-4,46} = 0,04$, queda

$$K_a = \frac{10^{-4,46} \cdot 10^{-4,46}}{0,04} = \mathbf{K_a = 3,0 \cdot 10^{-8}}$$

$$\text{El grado de disociación es: } \alpha = \frac{N^\circ \text{ moles disociadas}}{N^\circ \text{ total moles}} = \frac{10^{-4,46}}{0,04} = \frac{3,47 \cdot 10^{-5}}{0,04}; \alpha = \mathbf{8,67 \cdot 10^{-4}; (0,0867\%)}$$

En el punto de equivalencia prácticamente no quedará nada de ácido sin disociar ya que todo él habrá ido descomponiéndose para reaccionar con el NaOH añadido, de manera que como podemos observar en la disociación de ácido cada mol de éste origina 1 mol de iones ClO^- , el n° de moles de este ion existentes al final de la valoración será el mismo n° que moles iniciales de ácido teníamos, es decir: 0,004 moles.

, en un volumen de 140 ml totales (100 ml procedentes del la disolución del ácido y otros 40 ml procedentes de la disolución de NaOH añadida.

$$\text{Su concentración será, por tanto: } M = \frac{n^\circ \text{ moles}}{L} \Rightarrow \mathbf{M = 0,029 \text{ Molar en } \text{ClO}^-}$$

ACIDO-BASE - G-05

Hallar la pureza de una sosa cáustica comercial impurificada con cloruro de sodio, sabiendo que se disuelven 28,14 g de la misma en un litro de disolución, del cual se toma 20 ml que necesitan para su neutralización 24,9 ml de una disolución de ácido clorhídrico 0,51 M

RESOLUCIÓN

Cuando disolvemos la muestra en 1000 ml de agua y de ellos valoramos 20 mL, determinamos la cantidad de NaOH que hay en esos 20 mL, ya que el Na Cl no reacciona, pues solamente se produce la reacción entre el NaOH y el H Cl.

La reacción que tiene lugar es: $\text{H Cl} + \text{Na OH} \rightarrow \text{Na Cl} + \text{H}_2\text{O}$, en la cual vemos que la reacción entre el ácido clorhídrico (H Cl) y el hidróxido de sodio tiene lugar mol a mol.

Así, vamos a calcular el número de moles de H Cl, partiendo de la fórmula de la Molaridad, dado que conocemos su volumen y concentración: $M = \frac{n}{V}$; $n = M.V = 0,51 \cdot 0,0249 = \mathbf{0,0127 \text{ moles de H Cl}}$

Por tanto, en esos 20 mL tendremos también 0,0127 moles de NaOH, por lo que en el volumen total en el cual disolvimos la mezcla habrá: $n_{\text{TOTAL}} = 0,0127 \cdot \frac{1000}{20} = 0,635 \text{ moles de NaOH en la muestra inicial}$

Esta cantidad, en gramos, será: $0,635 \cdot 40 = \mathbf{25,40 \text{ g de NaOH hay en la muestra inicial}}$

Como la masa total de la muestra era de 28,14 g, la pureza de la misma (o riqueza en NaOH) será:

$$\mathbf{\text{Riqueza de la muestra en NaOH} = \frac{25,40}{28,14} \cdot 100 = \mathbf{90,25\% \text{ de NaOH}}}$$

ÁCIDO-BASE -G-06

Calcula: a) el pH de 50 mL de HCl de concentración 0,01 M; b) el pH de 50 mL de Ba(OH)₂ de concentración 0,01 M; c) el pH resultante de la mezcla de las disoluciones anteriores.

RESOLUCIÓN

Tanto el HCl como el Ba(OH)₂ son electrolitos fuertes, por lo que en disolución acuosa estarán completamente disociados. Así, sus equilibrios de disociación serán:

$$\text{HCl} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{Cl}^-$$

INICIAL	0,01	----	----
EN EQUILIBRIO	----	0,01	0,01

pH = -lg[H⁺] = -lg 0,01 ⇒ **pH = 2**

$$\text{Ba(OH)}_2 \rightleftharpoons \text{Ba}^{2+} + 2 \text{OH}^-$$

INICIAL	0,01	----	----
EN EQUILIBRIO	----	0,01	2 · 0,01

pOH = -lg[OH⁻] = -lg 0,02 ⇒ pOH = 1,7
pH = 14 - pOH = 14 - 1,7 ; **pH = 12,3**

Cuando se mezclan ambas disoluciones, hemos de tener en cuenta la estequiometría de la reacción para calcular si sobra alguna cantidad de alguno de los dos reactivos, dado que conocemos el número inicial de moles de cada uno, pues sabemos tanto el volumen de disolución empleada como su molaridad,

$$\text{HCl} \Rightarrow 0,01 = \frac{n_{\text{MOLES}}}{0,05} ; \text{N}^{\circ} \text{ moles iniciales de HCl} = 5 \cdot 10^{-4}$$

$$\text{Ba(OH)}_2 \Rightarrow 0,01 = \frac{n_{\text{MOLES}}}{0,05} ; \text{N}^{\circ} \text{ moles iniciales de Ba(OH)}_2 = 5 \cdot 10^{-4}$$

Y la reacción que tiene lugar, ya ajustada, y su estequiometría es:

$$2 \text{HCl} + \text{Ba(OH)}_2 \rightarrow \text{BaCl}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$$

2 moles	1 mol		
5 · 10 ⁻⁴	X		

En la cual vemos que se necesitan 2 moles de HCl por cada mol de Ba(OH)₂, por lo que se gastará todo el HCl (es por tanto el reactivo limitante, mientras que del Ba(OH)₂ se gastarán :

$$X = \frac{5 \cdot 10^{-4}}{2} = 2,5 \cdot 10^{-4} \text{ moles}; \text{ Y nos sobrará el resto, es decir: } 5 \cdot 10^{-4} - 2,5 \cdot 10^{-4} = 2,5 \cdot 10^{-4} \text{ moles de Ba(OH)}_2$$

El pH de la disolución resultante después de la reacción corresponderá al de una disolución de Ba(OH)₂ formada por 2,5 · 10⁻⁴ moles, que es la cantidad sobrante de la disolución, disueltas en un volumen de 0,100 L, que es la suma de los volúmenes de las dos disoluciones mezcladas, así, tendremos que la concentración del

$$\text{Ba(OH)}_2 \text{ es: } M = \frac{2,5 \cdot 10^{-4}}{0,1} = 2,5 \cdot 10^{-3}, \text{ y por tanto, teniendo en cuenta ahora su equilibrio de disociación:}$$

$$\text{Ba(OH)}_2 \rightleftharpoons \text{Ba}^{2+} + 2 \text{OH}^-$$

INICIAL	2,5 · 10 ⁻³	----	----
EN EQUILIBRIO	----	2,5 · 10 ⁻³	2 · 2,5 · 10 ⁻³

pOH = -lg[OH⁻] = -lg 5 · 10⁻³ ⇒ pOH = 2,3
pH = 14 - pOH = 14 - 2,3 ; **pH = 11,7**

ÁCIDO-BASE - G-07

Se añaden 40 mL de hidróxido de sodio 0,10 Molar a 10 mL de ácido clorhídrico 0,45 Molar. ¿Cuál es el pH de la disolución resultante?

RESOLUCIÓN

Las cantidades que tenemos de ambos reactivos puros, obtenidas a partir de la expresión que nos da la

Molaridad de una disolución, $M = \frac{n_{SOLUTO}}{L_{DISOLUC}}$ son:

$$\text{H Cl: } 0,45 = \frac{n_{SOLUTO}}{0,010} ; n_{\text{HCl}} = 0,0045 \text{ moles de H Cl} ; \text{NaOH: } 0,10 = \frac{n_{SOLUTO}}{0,040} ; n_{\text{NaOH}} = 0,004 \text{ moles de NaOH}$$

De acuerdo con la estequiometría de la reacción: $\text{H Cl} + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$, vemos que los dos reactivos dados: H Cl y NaOH reaccionan mol a mol.

Por ello, el reactivo limitante es el NaOH, pues el que se encuentra en menor cantidad y es el que se termina antes.

La cantidad de H Cl que reacciona será de 0,004 moles, el mismo número de moles que tenemos de NaOH, por lo que al final de la reacción nos sobrarán:

$$0,0045 - 0,004 = 0,0005 \text{ moles de H Cl que sobran al final de la reacción}$$

El volumen final será el resultante al mezclar las dos disoluciones: $0,010 + 0,040 = 0,050$ Litros. Por tanto la concentración final del ácido clorhídrico, que es la que nos va a servir para determinar el pH de la misma, es:

$$M = \frac{0,0005}{0,05} ; M_{\text{HCl}} = 0,01 \text{ Molar de H Cl}$$

Para determinar el pH de esta disolución, vamos a disociar este H Cl, el cual como es un ácido fuerte, estará completamente disociado:

	H Cl	<====>	Cl ⁻ +	H ⁺
Inicial	0,01		---	---
En equilibrio	---		0,01	0,01

Por lo que el pH será: $\text{pH} = -\lg[\text{H}^+] = -\lg 0,01 = 2$

ACIDO-BASE G-08

Se quiere proceder a la valoración de 200 mL de una disolución de H₂SO₄ empleando para ello una disolución 0,1 M de KOH. Al realizar la neutralización resulta que se han consumido 300 mL de la disolución básica. Calcular:

- a) ¿Cual será la concentración del ácido?
- B) Cual será el pH de la disolución inicial del ácido, sabiendo que $K_{a2}=1,2 \cdot 10^{-2}$? ¿Y el de la disolución resultante de la neutralización?

RESOLUCIÓN

La reacción que tiene lugar es: $H_2SO_4 + 2 KOH \rightarrow K_2SO_4 + 2 H_2O$, y para aplicarle la estequiometría a las cantidades que reaccionan, hemos de determinar la cantidad que conocemos, que es la de KOH: 300 mL de concentración 0,1 M, por lo que el n° de moles del mismo que intervienen en la reacción lo

calculamos a partir de la expresión de la Molaridad de una disolución, y es: $M = \frac{n_{SOLUTO}}{L_{DISOLUC}}$;

$0,1 = \frac{n_{SOLUTO}}{0,3} \implies n_{SOLUTO} = 0,03 \text{ moles de KOH}$, que son las que intervienen en la reacción, por lo

que a partir de la estequiometría de la misma calculamos la cantidad de ácido que se tenía en la muestra:

H ₂ SO ₄ +	2 KOH	→	K ₂ SO ₄ +	2 H ₂ O
1 mol	2 moles			
X	0,03			

de donde: $X = \frac{0,03 \cdot 1}{2} = 0,015 \text{ moles de } H_2SO_4 \text{ había en la muestra inicial.}$

Dado que el volumen de la misma era de 200 mL, su Molaridad se determina aplicando la expresión de la

misma: $M = \frac{n_{SOLUTO}}{L_{DISOLUC}}$; $M = \frac{0,015}{0,2}$; **M = 0,075 Molar**

pH de la disolución inicial del Ác. Sulfúrico:

Para determinar el pH de esta disolución inicial del ácido, hemos de tener en cuenta que el ác. Sulfúrico, H₂SO₄ es un ácido diprótico que se ioniza en dos etapas, la primera de ellas es:

$H_2SO_4 \rightleftharpoons H^+ + HSO_4^-$, la cual corresponde a la ionización de un ácido fuerte, por lo que es completa :

	$H_2SO_4 \rightleftharpoons$	$H^+ +$	HSO_4^-
Inicial	0,075	---	---
En equilibrio	---	0,075	0,075

En una segunda etapa se disociará el ion Hidrogenosulfato, pero ahora ya esta disociación no es completa:

	$HSO_4^- \rightleftharpoons$	$H^+ +$	SO_4^{2-}
Inicial	0,075	---	---
En equilibrio	0,075 - x	0,075 + x	x

Siendo “x” el n° de mol/L de ion HSO₄⁻ que se disocian. Al alcanzarse este segundo equilibrio nos quedarán en la disolución (0,075 - x) mol/L de ion HSO₄⁻ (los que teníamos menos los que se han disociado); (0,075+x) mol/L de iones H⁺ (los que teníamos después de la primera disociación más los que se han formado en esta segunda disociación) y (x) mol/L de iones SO₄²⁻; que se habrán formado en esta segunda disociación.

Sustituyendo todos estos valores en la expresión de la constante de equilibrio correspondiente a esta

segunda disociación: $Ka = \frac{[H^+].[SO_4^{2-}]}{[HSO_4^-]}$; $1,2 \cdot 10^{-2} = \frac{(0,075 + x) \cdot x}{(0,075 - x)}$ expresión que, al desarrollarla,

nos queda: $x^2 + 8,4 \cdot 10^{-2} \cdot x - 9,0 \cdot 10^{-4} = 0$ De la cual, al resolverla: $x = 9,61 \cdot 10^{-3}$ y con este dato podemos ya determinar la concentración de protones en el equilibrio:

$[H^+] = 0,075 + x = 0,075 + 9,61 \cdot 10^{-3} = 0,0846 \text{ mol/L} \implies \text{pH} = -\lg 0,0846$; **pH = 1,07**

Para el caso de la **disolución resultante de la neutralización**, en una primera aproximación podríamos decir que el pH de la disolución final resultante de la neutralización será aproximadamente **7 (Disolución neutra)**, ya que se ha añadido a la disolución ácida la cantidad equivalente de base, con lo que se habrá neutralizado y no sobra nada de ácido ni de base, y ambos, ácido y base, son fuertes. Aunque el ac. Sulfúrico en su segunda ionización se comporta como un ácido débil, por lo que puede considerarse como fuerte para sus dos protones, aunque dada la pequeña concentración el error sería apreciable.

Para calcularlo con precisión, dado que se trata de concentraciones pequeñas partiríamos de la disolución de sulfato de sodio que se forma al reaccionar el sulfúrico con el hidróxido de potasio.

La sal K_2SO_4 es un electrolito que se disocia en disolución acuosa, coexistiendo con los iones procedentes de la disociación del agua e interaccionando con ellos de tal forma que los iones sulfato: SO_4^{2-} se combinarán en parte con los H^+ (ó H_3O^+) para formar el ion bisulfato HSO_4^- , siendo estas reacciones las siguientes:

K_2SO_4	\rightleftharpoons	$2K^+$	+	SO_4^{2-}	Y si englobamos estos dos procesos simultáneos en uno solo, nos quedará: $K_2SO_4 + H_2O \rightleftharpoons 2K^+ + SO_4^{2-} + H_2O \rightleftharpoons 2K^+ + HSO_4^- + OH^-$ en el cual, como los iones K^+ no intervienen en el equilibrio, podemos escribirlo como: $SO_4^{2-} + H_2O \rightleftharpoons HSO_4^- + OH^-$ que es una reacción de hidrólisis y su constante será:
				+	
H_2O	\rightleftharpoons	OH^-	+	H^+	$K_h = \frac{[HSO_4^-].[OH^-]}{[SO_4^{2-}]}$
				\updownarrow	
				HSO_4^-	

Para determinar el valor de esta constante de hidrólisis, hemos de tener en cuenta que las reacciones de disociación de las que procede, y sus constantes, son:

- a) la de disociación del agua: $H_2O \rightleftharpoons OH^- + H^+$; ($K_w = 10^{-14}$)
 b) La inversa de la disociación del HSO_4^- : $SO_4^{2-} + H^+ \rightleftharpoons HSO_4^-$ $K_d = \frac{1}{K_a} = \frac{1}{1,2 \cdot 10^{-2}}$

Por tanto, la constante para la reacción global (hidrólisis) es el producto de ambas: $K_w \cdot K_d$, o lo que es lo mismo: $K_h = \frac{K_w}{K_a} = \frac{10^{-14}}{1,2 \cdot 10^{-2}} = 8,33 \cdot 10^{-13}$

	$SO_4^{2-} +$	H_2O	\rightleftharpoons	$HSO_4^- +$	OH^-	$8,33 \cdot 10^{-13} = \frac{x \cdot (10^{-7} + x)}{0,075 - x}$
Inicial	0,075			---	10^{-7}	
En equilibrio	$0,075 - x$			x	$10^{-7} + x$	

Teniendo en cuenta que las concentraciones de OH^- y de HSO_4^- procedentes de la disociación son iguales, (por cada molécula de agua que se disocia se produce un OH^- y un H^+ que reacciona después con un SO_4^{2-} y puesto que el K_2SO_4 es una sal, electrolito fuerte, y por tanto está completamente disociada, la concentración de iones SO_4^{2-} será la misma que la inicial de K_2SO_4 , de la cual habrá desaparecido una cantidad para reaccionar con los iones H^+ para formar HSO_4^- , asimismo, dados los pequeños valores de estas concentraciones, hemos de tener en cuenta que en la disolución existen los iones OH^- procedentes de la disociación del agua (10^{-7}) así al desarrollar la expresión de la constante de equilibrio nos quedará:

$8,33 \cdot 10^{-13} \cdot (0,075 - x) = x \cdot (10^{-7} + x)$; $x^2 + 10^{-7} \cdot x - 6,25 \cdot 10^{-14} = 0$ de donde: $x = 2,05 \cdot 10^{-7}$
 por tanto: $[OH^-] = 10^{-7} + x = 10^{-7} + 2,05 \cdot 10^{-7} = 3,05 \cdot 10^{-7}$

$\text{pOH} = -\lg[OH^-] = -\lg(3,05 \cdot 10^{-7}) = 6,52$; $\text{pH} = 14 - 6,52 = 7,48$; **pH = 7,48**

ACIDO-BASE G-09

Se quiere saber cuantos gramos de ácido nítrico hay en 50 mL de una disolución. Para ello se valoran con 20 ml de una disolución de NaOH obtenida al disolver 80 g del mismo el 4 litros de agua. ¿Cuánto ácido nítrico teníamos en la disolución inicial?. ¿Cual es su Molaridad?

RESOLUCIÓN

La reacción que tiene lugar es: $\text{HNO}_3 + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$, y para aplicarle la estequiometría a las cantidades que reaccionan, hemos de determinar la cantidad que conocemos, que es la de NaOH: 20 mL de una disolución obtenida al disolver 80 g en 4 litros:

$$g/L = \frac{80}{4} = 20 \text{ g/L}, \text{ por lo que si se utilizan 20 mL, la cantidad del soluto NaOH será: } 20 \frac{g}{L} = \frac{g}{0,020L}; g =$$

0,4 g de NaOH, que son los que intervienen en la reacción con el ácido nítrico, por lo que a partir de la estequiometría de la misma calculamos la cantidad de ácido que se tenía en la muestra:

$\text{HNO}_3 +$	NaOH	\rightarrow	$\text{NaNO}_3 +$	H_2O
1 mol = 63 g	1 mol = 40 g			
X	0,4			

de donde: $X = \frac{0,4 \cdot 63}{40} = 0,63 \text{ gramos de HNO}_3 \text{ había en la muestra inicial.}$

Para determinar su Molaridad, aplicamos la expresión que nos la da: $M = \frac{g}{Pm \cdot L}$, y nos queda:

$$M = \frac{0,63}{63 \cdot 0,05}; \mathbf{M = 0,2 \text{ Molar}}$$

ACIDO-BASE G-10

Se añaden lentamente una disolución de ácido acético 0,2 M a 25 mL de NaOH 0,2 M.

Calcular:

- 1- El pH de la solución inicial de NaOH.
- 2- El pH de la solución al añadir los 5 primeros mililitros de ácido acético
- 3- El pH en el punto de equivalencia.

Dato: K_a a 25 °C para el ácido acético es $1,8 \cdot 10^{-5}$

RESOLUCIÓN:

1. La estequiometría de la disociación de la disolución inicial de NaOH, teniendo en cuenta que se trata de un electrolito fuerte y por tanto está completamente disociado es:

	NaOH	<====>	Na ⁺ +	OH ⁻	
Inicial	0,2		---	---	$pOH = -\lg[OH^-] = -\lg 0,2 = 0,7$
En equilibrio	---		0,2	0,2	pH = 14 - pOH = 14 - 0,7 = 13,3

2. Cuando se añaden 5 mL del ácido acético, reaccionarán con la cantidad equivalente de NaOH, por lo que el pH de la disolución resultante corresponderá al NaOH que quede sin reaccionar, los cuales se encontrarán ahora disueltos en el volumen total, que será la suma de los 25 mL de la disolución de NaOH más los 5 mL de la disolución de H Ac añadidos. Así, teniendo en cuenta el cálculo estequiométrico para la reacción: (Puesto que se trata de reactivos en disolución, en realidad la reacción se produce entre el H Ac y los iones OH⁻ originando H₂O y iones Ac⁻)

	H Ac +	NaOH	→	NaAc +	H ₂ O	
Cantidades estequiométricas	1 mol	1 mol				H Ac: $n = 0,005 \cdot 0,2 = 0,001$ mol
En la reacción	0,001	X				NaOH: $n = 0,025 \cdot 0,2 = 0,005$ mol
						X = 0,001 mol de NaOH reaccionan

Cantidad restante de NaOH = $0,005 - 0,001 = 0,004$ mol
 Volumen final: $0,025 + 0,005 = 0,030$ L

$$[NaOH] = \frac{0,004}{0,030} = 0,13 \text{ Molar}$$

Los cuales se disociarán de la misma forma que en el caso anterior:

	NaOH	<====>	Na ⁺ +	OH ⁻	
Inicial	0,13		---	---	$pOH = -\lg[OH^-] = -\lg 0,13 = 0,87$
En equilibrio	---		0,13	0,13	pH = 14 - pOH = 14 - 0,87 = 13,13

3. El punto de equivalencia corresponde al estado en el cual se ha añadido la misma cantidad estequiométrica de ácido y base, por lo que ninguno está en exceso .

Para llegar al mismo tendríamos que añadir 25mL de HAc 0,2 M a los 25 mL de NaOH 0,2 M. De esta forma los moles de H Ac añadidos serán igual a los moles iniciales de NaOH, por lo que no sobrará nada de ninguno de los dos reactivos, pero se habrá formado la cantidad correspondiente de NaAc, la cual se hidroliza en agua, por lo que estaríamos en el caso de la hidrólisis de una sal procedente de una base fuerte (NaOH) y un ácido débil, la cual se encontrará en un volumen total correspondiente a la suma de los volúmenes de las dos disoluciones mezcladas

La reacción estequiométrica entre el ácido y la base es:

	H Ac +	NaOH	→	NaAc +	H ₂ O	
Cantidades estequiométricas	1 mol	1 mol		1 mol	1 mol	H Ac: $n = 0,025 \cdot 0,2 = 0,005$ mol
En la reacción	0,005	0,005		x		NaOH: $n = 0,025 \cdot 0,2 = 0,005$ mol
						X = 0,005 mol de NaAc formados

Volumen final total: $0,025 + 0,025 = 0,050$ L y así: $[NaAc] = \frac{0,005}{0,05} = 0,10$ M

Y la reacción de hidrólisis de esta sal es

	Ac ⁻ +	H ₂ O	→	HAc +	OH ⁻
Inicial	0,1			---	---
En equilibrio	0,1-X			X	X

Siendo X el n° de mol/L de Ac⁻ que se hidrolizan, y que es también el n° de mol/L de HAc y de OH⁻ formados

Teniendo en cuenta que el valor de la constante de hidrólisis para este equilibrio se determina por la expresión: $K_H = \frac{K_W}{K_A} = \frac{10^{-14}}{1,8 \cdot 10^{-5}} = 5,5 \cdot 10^{-10}$, y que para este equilibrio la expresión de la

constante es: $K_C = \frac{[HAc] \cdot [OH^-]}{[Ac^-]}$; $5,5 \cdot 10^{-10} = \frac{X \cdot X}{0,1 - X}$ de donde **X = 7,42 · 10⁻⁶**

(Dado que la constante es muy pequeña, para resolver más fácilmente esta ecuación se puede despreciar X frente a 0,1, sin que ello afecte apreciablemente al resultado)

Y así: $pOH = -\lg[OH^-] = -\lg 7,42 \cdot 10^{-6} = 5,13$; **pH = 14 - pOH = 14 - 5,13 = 8,87**

ACIDO-BASE G-11

Establecer las especies iónicas principales presentes en las disoluciones obtenidas mezclando volúmenes iguales de las disoluciones indicadas y calcular el pH de la disolución resultante.

- a) 0,12 M HCl; 0,20 M NaOH
- b) 0,25 M HCl; 0,25 M NaOH
- c) 0,20 M HCl; 0,15 M NaOH

RESOLUCIÓN

En los tres casos se trata de una mezcla de una disolución de un ácido con la de una base (Vamos a suponer que en todos los casos se mezcla 1 litro de cada una de las disoluciones), por lo que reaccionarán ambas de acuerdo con el proceso: $\text{HCl} + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$, en el cual vemos que reaccionan mol a mol y el pH será el de la disolución resultante.

a) 0,12 M HCl; 0,20 M NaOH

El N° de moles de cada reactivo se determina teniendo en cuenta la expresión de la molaridad de las

disoluciones: $M = \frac{n_{\text{SOLUTO}}}{L_{\text{DISOLUCION}}}$

1 Litro de HCl 0,12 M : $0,12 = \frac{n}{1L}$; n= 0,12 moles de HCl

1 litro de NaOH 0,20 M: $0,20 = \frac{n}{1L}$; n= 0,20 moles de NaOH

Puesto que reaccionan mol a mol, **se formarán 0,12 moles de NaCl y sobrarán: 0,20 - 0,12 = 0,08 moles de NaOH**, que se encontrarán en un volumen igual a la suma de los volúmenes de las disoluciones mezcladas: **2 litros**.

Para determinar el pH, que será básico por ser una disolución de NaOH, hemos de calcular la Molaridad de esta nueva disolución de NaOH: $M = \frac{0,08}{2} = \mathbf{0,04 \text{ Molar de NaOH}}$ la cual se disociará según el proceso:

	NaOH	<==>	Na ⁺ +	OH ⁻	pOH = - Lg [OH ⁻] = - Lg 0,04 = 1,4
Inicial	0,04		---	---	pH + pOH = 14
Equilibrio	---		0,04	0,04	pH = 14 - 1,4 = 12,6

Los iones presentes son los procedentes de la disociación del NaCl formado (cada mol se disocia dando 1 mol de Na⁺ y 1 mol de Cl⁻) y los del NaOH que no ha reaccionado, así como los del agua

Cl⁻ (Proceden del NaCl).....0,12 Moles => $M = \frac{0,12}{2} = \mathbf{0,06 \text{ Molar en Cl}^-}$

Na⁺ (Proceden del NaCl y del NaOH) = 0,12 + 0,08= 0,20 Moles => $M = \frac{0,20}{2} = \mathbf{0,10 \text{ Molar en Na}^+}$

OH⁻ (Proceden del NaOH y del agua, aunque los procedentes de ésta son despreciables frente a los procedentes de la disociación del NaOH).....0,08 Moles => $M = \frac{0,08}{2} = \mathbf{0,04 \text{ Molar en OH}^-}$

H⁺ (Proceden de la disociación del agua). Si hemos determinado el pH=12,5, será: $[\text{H}^+] = 10^{-12,6} \text{ Molar}$

b) 0,25 M HCl; 0,25 M NaOH

El N° de moles de cada reactivo se determina teniendo en cuenta la expresión de la molaridad de las

disoluciones: $M = \frac{n_{\text{SOLUTO}}}{L_{\text{DISOLUCION}}}$

1 Litro de HCl 0,25 M : $0,25 = \frac{n}{1L}$; n= 0,25 moles de HCl

1 litro de NaOH 0,25 M: $0,25 = \frac{n}{1L}$; n= 0,25 moles de NaOH

Puesto que reaccionan mol a mol, **se formarán 0,25 moles de NaCl y no sobrará ni HCl ni NaOH**, que se encontrarán en un volumen igual a la suma de los volúmenes de las disoluciones mezcladas: **2 litros**.

Puesto que no sobra ni ácido ni base, se tratará de una **disolución NEUTRA, y su pH será 7**

Los iones presentes son los procedentes de la disociación del NaCl formado (cada mol se disocia dando 1 mol de Na⁺ y 1 mol de Cl⁻) y los del agua

Cl⁻.(Proceden del NaCl).....0,25 Moles => $M = \frac{0,25}{2} = 0,125$ Molar en Cl⁻

Na⁺ (Proceden del NaCl0,25 Moles => $M = \frac{0,25}{2} = 0,125$ Molar en Na⁺

OH⁻ (Proceden del agua, y al ser neutra la disolución: **[OH⁻] = 10⁻⁷ Molar en OH⁻**

H⁺ (Proceden del agua, y al ser neutra la disolución: **[H⁺] = 10⁻⁷ Molar en H⁺**

c) 0,20 M HCl; 0,15 M NaOH

El N° de moles de cada reactivo se determina teniendo en cuenta la expresión de la molaridad de las disoluciones: $M = \frac{n_{SOLUTO}}{L_{DISOLUCION}}$

1 Litro de HCl 0,20 M : $0,20 = \frac{n}{1L}$; n= 0,20 moles de HCl

1 litro de NaOH 0,15 M: $0,15 = \frac{n}{1L}$; n= 0,15 moles de NaOH

Puesto que reaccionan mol a mol, **se formarán 0,15 moles de NaCl y sobrarán: 0,20 - 0,15 = 0,05 moles de HCl**, que se encontrarán en un volumen igual a la suma de los volúmenes de las disoluciones mezcladas: **2 litros**.

Para determinar el pH, que será ácido por ser una disolución de HCl, hemos de calcular la Molaridad de esta nueva disolución de HCl: $M = \frac{0,05}{2} = 0,025$ Molar de HCl la cual se disociará según el proceso:

	HCl	<=>	H ⁺ +	Cl ⁻	pH = - Lg [H ⁺] = - Lg 0,0125
Inicial	0,0125		---	---	pH = 1,9
Equilibrio	---		0,0125	0,0125	

Los iones presentes son los procedentes de la disociación del NaCl formado (cada mol se disocia dando 1 mol de Na⁺ y 1 mol de Cl⁻), los del HCl que no ha reaccionado, así como los del agua

Cl⁻.(Proceden del NaCl y del HCl) = 0,15 + 0,05 = 0,20 Moles => $M = \frac{0,20}{2} = 0,10$ Molar en Cl⁻

Na⁺ (Proceden del NaCl = 0,15 Moles => $M = \frac{0,15}{2} = 0,075$ Molar en Na⁺

OH⁻ (Proceden del agua ,-----**[OH⁻] = 10^{-12,1} Molar en OH⁻**

H⁺ (Proceden del HCl y de la disociación del agua aunque los procedentes de ésta son despreciables frente a los procedentes de la disociación del HCl)). Si hemos determinado el pH=1,9, será:**[H⁺] = 10^{-1,9} Molar**

ÁCIDO-BASE - G12

Quince mL de una solución de NaOH necesitan para su neutralización 22 mL de HCl 1M. Calcular el peso de NaOH contenido en 1 L de solución.

RESOLUCIÓN

Con los datos que nos dan, conocemos la cantidad de HCl que reacciona, que calculamos a partir de la expresión que nos da la Molaridad de una disolución: $M = \frac{\text{Moles}_{\text{SOLUTO}}}{L_{\text{DISOLUCION}}}$;

$$1 = \frac{\text{Moles}_{\text{HCl}}}{0,022}; n_{\text{HCl}} = 0,022 \text{ moles}$$

La reacción que tiene lugar entre ambos reactivos es:

HCl +	NaOH	->	NaCl +	H ₂ O	$x = \frac{1,0,022}{1} = 0,022 \text{ moles NaOH}$
1 mol	1 mol				
0,022	x				

Y dado que esta cantidad de NaOH se encontraba en un volumen de 22 mL, podemos determinar la

Molaridad de esta disolución: $M = \frac{\text{Moles}_{\text{SOLUTO}}}{L_{\text{DISOLUCION}}}$; $M = \frac{0,022}{0,015}$; **M = 1,47 Molar.**

El peso de NaOH contenido en 1 litro de disolución lo determinamos teniendo en cuenta que la Molaridad es el nº de moles que hay en 1 litro de disolución, por lo que en 1 litro de esta disolución tendremos 1,47 moles, y dado que la masa molecular del mismo es 40 g/mol y tenemos 1,47 moles en ese litro, la masa de NaOH que tenemos será: $g = 1,47 \cdot 40 = \mathbf{58,80 \text{ g de NaOH}} \mathbf{había en 1 litro de esa disolución}$

ÁCIDO-BASE G-13

Una muestra de 500 mg de un ácido monoprótico fuerte se neutralizó con 33,16 ml de disolución 0,15 M de KOH. Calcule:

- La masa molecular del ácido.
- El pH de la mezcla cuando se hubieran añadido 40 ml de la base, suponiendo un volumen final de 50 ml.

RESOLUCIÓN

La reacción que tiene lugar entre el ácido monoprótico (HA) y el hidróxido de potasio, y la estequiometría de esta reacción son de donde la cantidad de KOH utilizada la calculamos a partir de

la expresión de la Molaridad de una disolución: $M = \frac{g_{SOLUTO}}{Pm_{SOLUTO} \cdot L_{DISCON}} \Rightarrow 0,15 = \frac{g_{SOLUTO}}{56,10 \cdot 0,03316}$;

g = 0,279 g de KOH se gastan en la reacción

HA	+	KOH	----->	KA	+	H ₂ O
1 mol = X		1 mol = 56,10 g		1 mol		1 mol
0,500 g		0,279				

$$\text{de donde } X = \frac{0,500 \cdot 56,10}{0,279} = \mathbf{100,54 \text{ g/mol}}$$

Si añadimos 40 mL de base, la cantidad de ésta añadida es: $0,15 = \frac{g_{SOLUTO}}{56,10 \cdot 0,040}$; g =

0,337 g de KOH, por lo que la cantidad de ésta que sobraré la calculamos a partir de la estequiometría de la reacción, en la cual, como ya habíamos calculado, se gastan 0,279 g para neutralizar el ácido que había, así:

KOH sobrante = 0,337 - 0,279 = **0,058 g de KOH sobran.**

Dado que el volumen total es de 50 mL, la molaridad de esta disolución de KOH es:

$$M = \frac{0,058}{56,10 \cdot 0,05} = \mathbf{0,0207 \text{ Molar de KOH}}$$
 y esta base se disocia completamente en disolución

acuosa ya que se trata de una base fuerte, con lo que calculamos el pOH y con él, el pH

	KOH	<==>	K ⁺	+	OH ⁻
Inicial	0,0207		---		---
En equil.	---		0,0207		0,0207

$$pOH = -\lg[OH^-] = -\lg 0,0207; \mathbf{pOH = 1,68}$$

$$pH = 14 - pOH = 14 - 1,68$$

$$\mathbf{pH = 12,32}$$

ACIDO-BASE G-14

¿Cuántos mL de solución 0,2 M de ácido sulfúrico serán precisos para neutralizar 40 mL de una solución que contiene 4 g/L de hidróxido sódico?

RESOLUCIÓN

Con los datos que nos dan, conocemos la cantidad de NaOH que reacciona, que

calculamos a partir de la concentración que nos dan: $4 \frac{\text{g}}{\text{L}} = \frac{\text{g}}{0,040\text{L}}$; **g = 0,16 g de NaOH**

tenemos en esa disolución

La reacción que tiene lugar entre ambos reactivos es:

H_2SO_4 +	2.NaOH	->	Na_2SO_4 +	2.H₂O	$x = \frac{1,0,16}{2,40} = 0,002$ moles de H_2SO_4
1 mol	2 mol= 2.40 g				
x	0,16				

Y dado que esta cantidad de H_2SO_4 procede de una disolución 0,2 Molar, podemos determinar el

volumen de la misma partiendo de la expresión de la Molaridad: $M = \frac{\text{Moles}_{\text{SOLUTO}}}{L_{\text{DISOLUCION}}}$; $0,2 = \frac{0,002}{L}$;

$$L = \frac{0,002}{0,2}$$

L = 0,010L = 10 mL se necesitan de la disolución de H_2SO_4 .

ACIDO-BASE - G-15

Calcule el pH de:

- a. 20 mL de una disolución de ácido acético, CH₃-COOH, de concentración 0,01 M.
 - b. 5 mL de una disolución de NaOH de concentración 0,05 M.
 - c. La mezcla de las dos disoluciones suponiendo que los volúmenes son aditivos.
- Datos: constante Ka = 1,8 · 10⁻⁵

RESOLUCIÓN

A) En el equilibrio de disociación del ácido acético:

	H Ac	<==>	Ac ⁻ +	H ₃ O ⁺
Inicial	0,01		---	---
En el equilibrio	0,01 - x		x	x

llamamos "x" al número de moles/litro de ácido que se disocian, y es también el n° de moles de H₃O⁺ (ó H⁺) y de iones Ac⁻ que se forman, de acuerdo con la estequiometría de la reacción. Dado que la constante de disociación es muy pequeña, la cantidad de H Ac que queda al alcanzarse el equilibrio es prácticamente al misma que había al principio, pues 0,01 >> x, y por tanto podemos despreciar x y

quedará: (0,01 - x) ≈ 0,01

La expresión de la constante de disociación para el ácido acético es: $Ka = \frac{[H_3O^+].[Ac^-]}{[HAc]}$

en la cual al sustituir todos los valores nos queda: $1.8 \cdot 10^{-5} = \frac{x \cdot x}{(0,01 - x)} \Rightarrow 1.8 \cdot 10^{-5} = \frac{x \cdot x}{(0,01)}$

desde donde se despeja "x": $x = \sqrt{0,01 \cdot 1,8 \cdot 10^{-5}} = 4,24 \cdot 10^{-4}$

Las concentraciones de las especies en equilibrio son, por tanto: [Ac⁻] = [H₃O⁺] = x = 4,24 · 10⁻⁴

Y si el pH es: pH = -lg [H₃O⁺] = -lg 4,24 · 10⁻⁴ ; **pH = 3,37**

B) En este caso se trata de una base fuerte, por lo que está completamente disociada:

	NaOH	<=>	Na ⁺ +	OH ⁻	
Inicial	0,05		---	---	pOH = -lg [OH ⁻]; pOH = -lg 0,05
En equilibrio	---		0,05	0,05	pOH = 1,3 ; y como pH + pOH = 14

pH = 14 - 1,3 = 12,7 ; **pH = 12,7**

C) Al mezclar ambas disoluciones reaccionarán el ácido acético y el hidróxido de sodio, de acuerdo con la reacción: H Ac + NaOH <==> NaAc + H₂O en la que vemos que cada mol de ácido reacciona con un mol de la base.

Las cantidades que tenemos de cada uno de los reactivos las calculamos partiendo de la

expresión de la Molaridad de una disolución $(M = \frac{N^{\circ} mol}{Litro})$, y son:

HAc: $0,01 = \frac{N^{\circ} mol}{0,020}$; n_{HAc} = 0,01 · 0,020 = 2 · 10⁻⁴ mol de H Ac

$$\text{NaOH: } 0,05 = \frac{N^{\circ} \text{mol}}{0,005}; n_{\text{NaOH}} = 0,05 \cdot 0,005 = 2,5 \cdot 10^{-4} \text{ mol de NaOH}$$

Teniendo en cuenta que la reacción entre ambos tiene lugar MOL a MOL, y tenemos $2 \cdot 10^{-4}$ mol de H A y $2,5 \cdot 10^{-4}$ mol de NaOH, **sobrarán:** $2,5 \cdot 10^{-4}$ mol de NaOH - $2 \cdot 10^{-4}$ mol de H A = **$0,5 \cdot 10^{-4}$ mol de NaOH**

Por otra parte, si los volúmenes son aditivos, el volumen final de la mezcla de ambas disoluciones será: $0,020 + 0,005 =$ **0,025 Litros finales**, por lo que la concentración final del NaOH sobrante será:

$$\text{NaOH: } M = \frac{0,5 \cdot 10^{-4}}{0,025} = 2 \cdot 10^{-3} \text{ Molar en NaOH}$$

y el pH de la disolución resultante será el pH de esta disolución $2 \cdot 10^{-3}$ Molar de NaOH, que como en el caso anterior, al tratarse de una base fuerte, por lo que está completamente disociada:

	NaOH	<=>	Na ⁺ +	OH ⁻	
Inicial	0,002		---	---	pOH = -lg [OH ⁻]; pOH = -lg 0,002
En equilibrio	---		0,002	0,002	pOH = 2,7 ; y como pH + pOH = 14 pH = 14 - 2,7 = 12,7 ; pH = 11,3

ÁCIDO-BASE G-16

Calcular el pH de una disolución preparada mezclando volúmenes iguales de las disoluciones siguientes:

- a) HCl 0,2 Molar
- b) Una disolución que contiene 6,4 g/l de NaOH
- c) KOH 0,04 Molar

RESOLUCIÓN

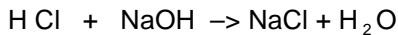
Como se mezclan volúmenes iguales, vamos a suponer que mezclamos 1 litro de cada una de las disoluciones, por lo que tendremos:

a) 1 L de HCl 0,2 M \Rightarrow 0,2 moles de ácido HCl

b) 1 L de NaOH con 6,4 g/L: $M = \frac{6,4}{40,1} = 0,16 \text{ M} \Rightarrow 0,16 \text{ moles de NaOH}$

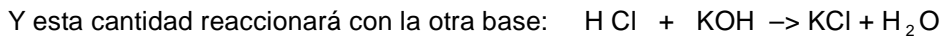
c) 1 L de KOH 0,04 M \Rightarrow 0,04 moles de KOH

Dado que tenemos un ácido y dos bases, aunque la reacción es simultánea entre todos los reactivos, vamos a suponer que las reacciones son consecutivas, por lo que se producirá la reacción del ácido con una de las bases, y la cantidad de ácido que sobre, reaccionará con la otra base:



Reaccionan mol a mol, por lo que reaccionarán 0,16 moles de NaOH con la misma cantidad de moles del ácido HCl. Dado que teníamos 0,20 moles de HCl y reaccionan 0,16 moles con el NaOH, nos sobrarán:

$$0,20 - 0,16 = 0,04 \text{ moles de HCl sobrarán en esta primera reacción}$$



Como vemos, también reaccionan mol a mol, por lo que dado que disponemos de 0,04 moles de ácido sobrante de la reacción anterior y otros 0,04 moles de KOH, reaccionarán completamente y no sobrarán nada de ninguno de los reactivos.

Las dos sales formadas: NaCl y KCl son sales procedentes de un ácido fuerte (HCl) y de bases fuertes (NaOH y KOH), las disoluciones serán neutras, por consiguiente: **pH = 7**

ACIDO-BASE - G-17

Se hacen reaccionar 12,5 ml de una disolución acuosa de hidróxido de sodio 0,32 M con 50 ml de ácido clorhídrico 0,10 M.

A) Calcule el pH de la disolución resultante

b) ¿Alguno de los reactivos tendría la consideración de limitante? ¿Por qué?

RESOLUCIÓN

Las cantidades que tenemos de ambos reactivos puros, obtenidas a partir de la expresión que nos da la

Molaridad de una disolución, $M = \frac{n_{SOLUTO}}{L_{DISOLUC}}$ son:

$$\text{H Cl: } 0,10 = \frac{n_{SOLUTO}}{0,050} ; n_{\text{HCl}} = 0,005 \text{ moles de H Cl} ; \text{NaOH: } 0,32 = \frac{n_{SOLUTO}}{0,0125} ; n_{\text{NaOH}} = 0,004 \text{ moles de NaOH}$$

De acuerdo con la estequiometría de la reacción: $\text{H Cl} + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$, vemos que los dos reactivos dados: H Cl y NaOH reaccionan mol a mol.

Por ello, el reactivo limitante es el NaOH, pues el que se encuentra en menor cantidad y es el que se termina antes.

La cantidad de H Cl que reacciona será de 0,004 moles, el mismo número de moles que tenemos de NaOH, por lo que al final de la reacción nos sobrarán:

$$0,005 - 0,004 = 0,001 \text{ moles de H Cl que sobran al final de la reacción}$$

El volumen final será el resultante al mezclar las dos disoluciones: $0,050 + 0,0125 = 0,0625$ Litros. Por tanto la concentración final del ácido clorhídrico, que es la que nos va a servir para determinar el pH de la misma, es:

$$M = \frac{0,001}{0,0625} ; M_{\text{HCl}} = 0,016 \text{ Molar de H Cl}$$

Para determinar el pH de esta disolución, vamos a disociar este H Cl, el cual como es un ácido fuerte, estará completamente disociado:

	H Cl	<====>	Cl ⁻ +	H ⁺
Inicial	0,016		---	---
En equilibrio	---		0,016	0,016

Por lo que el pH será: $\text{pH} = -\lg[\text{H}^+] = -\lg 0,016 = 1,79$

ÁCIDO-BASE - G-18

Se dispone de una disolución acuosa de un ácido HA y su concentración es de 8 g/L. Sabiendo que su masa molecular es 62 y que está disociado en un 30%, . Calcule la constante de disociación del ácido . Después de añadir a 100 cm³ de la disolución anterior, un volumen de HCl concentrado que contenga 1 gramo de ácido. Conocida la masa molecular del HCl = 36'5 y considerando despreciable el volumen de HCl añadido frente al de la disolución, calcular el grado de disociación y la concentración de protones en la disolución resultante

RESOLUCIÓN

La concentración inicial del ácido es: $M = \frac{g}{Pm.L}$; $M = \frac{8}{62.1}$; **M = 0,13 Molar**

Teniendo en cuenta que se encuentra disociado un 30%, la cantidad del mismo que se disocia serça el 30% de 0,13, es decir: $\frac{30}{100} \cdot 0,13 = 0,039$

El equilibrio de disociación del ácido es

	HA <==>	H ⁺ +	A ⁻
Inicial	0,13	----	----
En equilibrio	0,13 - 0,039 = 0,091	0,039	0,039

Y por tanto la constante de disociación será: $K_a = \frac{[H^+][A^-]}{[HA]}$; $K_a = \frac{0,039 \cdot 0,039}{0,091}$

$$K_a = 0,0167 = 1,67 \cdot 10^{-2}$$

Si de esta cantidad se toman 100 ml, las cantidades de cada especie presentes en la disolución de este ácido serán:

HA = 0,0091 moles ; H⁺ = A⁻ = 0,0039 moles

y se le añade 1 g de HCl ($\frac{1}{36,5} = 0,027$ moles) el cual se disocia completamente en H⁺ y Cl⁻.

Vamos a considerar que el ácido HA no está disociado cuando le añadimos el Hcl, de manera que las cantidades (en moles) iniciales serán, teniendo en cuenta que se toma un volumen de 0,1 litro: HA = 0,013 moles (la cantidad total inicial del ácido que tenemos, H⁺ tendremos el número de moles procedente de la disociación total del HCl = 0,0274 moles; de A⁻ no tendremos nada, ya que estamos considerando como punto de partida el ácido HA sin disociar; además tendremos en la disolución 0,0274 moles de Cl⁻. Procedentes de la disociación del HCl los cuales no influyen en el equilibrio.

Estas cantidades tienen que cumplir el valor de la constante de disociación del ácido HA, por lo que este equilibrio se desplazará hacia la izquierda hasta que las concentraciones de todas las especies (HA, H⁺ y A⁻) cumplan esa Ka:

	HA <==>	H ⁺ +	A ⁻
Inicial	0,013	0,0274	----
En equilibrio	0,013 - x	0,0274 + x	x

Siendo $X = n^{\circ}$ moles de HA que se disocian, y es también el n° de moles de H^+ y de A^- formadas.

Y como estas cantidades en el equilibrio han de cumplir el valor de la constante de disociación del ácido HA, la cual hemos calculado y vale $K_a = 0,0167$, tendremos que;

$$K_a = \frac{[H^+][A^-]}{[HA]} \quad \text{donde: } 0,0167 = \frac{\left(\frac{0,0274+x}{0,1}\right) \cdot \left(\frac{x}{0,1}\right)}{\left(\frac{0,013-x}{0,1}\right)} \quad \text{expresión ésta que nos permite}$$

calcular el valor de X: $0,0167 \cdot 0,1 \cdot (0,013 - x) = x \cdot (0,0274 + x) \implies x^2 + 0,02907 \cdot x - 2,171 \cdot 10^{-5} = 0$

$x = 7,28 \cdot 10^{-4}$, que es la cantidad de HA disociada, y puesto que inicialmente teníamos 0,013 moles de este ácido HA, el grado de disociación será:

$$\% \text{ disociado} = \frac{7,28 \cdot 10^{-4}}{0,013} \cdot 100 = \mathbf{5,6 \%}; \quad \alpha = \mathbf{0,056}$$

y la concentración de protones (H_3O^+ o bien H^+) es $[H^+] = \frac{0,0274 + 7,28 \cdot 10^{-4}}{0,1} = \mathbf{0,281 \text{ M}}$

ÁCIDO-BASE G-19

Se dispone de una disolución de 40 cm³ de ácido acético 0,1 M y se titulan con NaOH 0,1M (consideramos los volúmenes aditivos): DATOS: $K_a \text{ CH}_3\text{COOH} (25^\circ\text{C}) = 1,76 \times 10^{-5}$

Responder a las siguientes cuestiones:

- 1- El pH de la disolución inicial de ác. Acético será:
 - a) pH = 2,9 b) pH = 4,3 c) pH = 5,9 d) Ninguna respuesta es correcta
- 2- El pH de la disolución cuando se han añadido 10 cm³ de NaOH será:
 - a) pH = 3,0 b) pH = 4,3 c) pH = 5,3 d) Ninguna respuesta es correcta
- 3- El pH en el punto de equivalencia será:
 - a) pH = 7,0 b) pH entre 8 y 9 c) pH entre 4 y 5 d) Ninguna respuesta es correcta
- 4- ¿qué indicador considera más adecuado para utilizar en esta valoración?
 - a) Dinitrofenol (Intervalo de viraje pH: 2 - 4)
 - b) Rojo Congo (Intervalo de viraje pH: 3 - 5)
 - c) Rojo de metilo (Intervalo de viraje pH: 4,4 - 6,2)
 - d) Fenoftaleína (Intervalo de viraje pH: 8,3 - 10)

RESOLUCIÓN

1- Para calcular el pH de la disolución inicial solamente necesitamos la concentración inicial del ácido (0,1M), no la cantidad del mismo que tengamos.

En el equilibrio de disociación del ácido acético (H Ac) vamos a llamar “x” al número de moles de ácido que se disocian, por lo que se formarán también “x” moles de ion acetato (Ac⁻) y “x” moles de iones hidronio (H₃O⁺), quedando sin disociar: (0,1 - x) moles (la cantidad inicial menos la cantidad que se ha disociado), no obstante, dado que la constante de disociación es muy pequeña, a la hora de realizar los cálculos, podemos despreciar “x” frente a 0,1. Así, el equilibrio de disociación será:

	H Ac	<==>	Ac⁻ +	H₃O⁺	$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{Ac}^-]}{[\text{HAc}]}$
Inicial	0,1		---	---	
En el equilibrio	0,1 - x		x	x	

Donde al sustituir en esa expresión de la constante de disociación todos los valores nos queda:

$$1,76 \cdot 10^{-5} = \frac{x \cdot x}{(0,1 - x)} \Rightarrow 1,76 \cdot 10^{-5} = \frac{x \cdot x}{(0,1)} \quad \text{desde donde se despeja "x": } x = \sqrt{0,1 \cdot 1,76 \cdot 10^{-5}} = 1,32 \cdot 10^{-3}$$

Las concentraciones de las especies en equilibrio son, por tanto: $[\text{Ac}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] = x = 1,32 \cdot 10^{-3}$

el pH es: $\text{pH} = -\lg [\text{H}_3\text{O}^+] = -\lg 1,32 \cdot 10^{-3}$; **pH = 2,9** (Opción a)

2. Cuando se añaden 10 mL de NaOH a los 40 mL que teníamos de ácido acético, reaccionarán con la cantidad equivalente de ácido por lo que el pH de la disolución resultante corresponderá al HAc que quede sin reaccionar, los cuales se encontrarán ahora disueltos en el volumen total, que será la suma de los 40 mL de la disolución de HAc más los 10 mL de la disolución de NaOH añadidos. Así, teniendo en cuenta el cálculo estequiométrico para la reacción: (Puesto que se trata de reactivos en disolución, en realidad la reacción se produce entre el H Ac y los iones OH⁻ originando H₂O y iones Ac⁻)

	H Ac +	NaOH	—>	NaAc +	H₂O	
Cantidades estequiométricas	1 mol	1 mol				H Ac: n = 0,040.0,1 = 0,004 mol
En la reacción	x	0,001				NaOH: n = 0,010.0,1 = 0,001 mol
						X = 0,001 mol de HAc reaccionan

Cantidad restante de HAc = 0,004 - 0,001 = 0,003 mol Volumen final: 0,040 + 0,010 = 0,050 L	$[\text{HAc}] = \frac{0,003}{0,050} = 0,06 \text{ Molar}$
--	---

Los cuales se disociarán de la misma forma que en el caso anterior:

	H Ac	<==>	Ac⁻ +	H₃O⁺	$K_a = \frac{[H_3O^+][Ac^-]}{[HAc]}; 1,76 \cdot 10^{-5} = \frac{x \cdot x}{0,06};$ $x = 1,03 \cdot 10^{-3} = 10^{-2,99} \approx 10^{-3}$
Inicial	0,06		---	---	
En el equilibrio	0,06 - x		x	x	

De donde $pH = -\lg 10^{-3}$; **pH = 3** (Opción a)

3. El punto de equivalencia corresponde al estado en el cual se ha añadido la misma cantidad estequiométrica de ácido y base, por lo que ninguno está en exceso.

Para llegar al mismo tendríamos que añadir 40 mL de NaOH 0,1 M a los 40 mL de HAc 0,1 M. que teníamos en la disolución inicial. De esta forma los moles de NaOH añadidos serán igual a los moles iniciales de HAc, por lo que no sobrará nada de ninguno de los dos reactivos, pero se habrá formado la cantidad correspondiente de NaAc, la cual se hidroliza en agua, por lo que estaríamos en el caso de la hidrólisis de una sal procedente de una base fuerte (NaOH) y un ácido débil, la cual se encontrará en un volumen total correspondiente a la suma de los volúmenes de las dos disoluciones mezcladas

La reacción estequiométrica entre el ácido y la base es:

	H Ac +	NaOH	->	NaAc +	H₂O	H Ac: n = 0,040.0,1 = 0,004 mol
Cantidades estequiométricas	1 mol	1 mol		1 mol	1 mol	NaOH: n = 0,040.0,1 = 0,004 mol
En la reacción	0,004	0,004		x		X = 0,004 mol de NaAc formados

Volumen final total: 0,040 + 0,040 = 0,080 L y así: $[NaAc] = \frac{0,004}{0,080} = 0,05 \text{ M}$

Y esta sal, primero se disocia completamente: $NaAc \rightleftharpoons Na^+ + Ac^-$ y es este ion acetato (Ac^-) el cual se hidroliza, pues procede de un ácido débil y se combina con agua dejando libres algunos iones OH^-

	Ac⁻ +	H₂O	->	HAc +	OH⁻	Siendo X el nº de mol/L de Ac^- que se hidrolizan, y que es también el nº de mol/L de HAc y de OH^- formados
Inicial	0,05			---	---	
En equilibrio	0,05-X			X	X	

Teniendo en cuenta que el valor de la constante de hidrólisis para este equilibrio se determina por la expresión: $K_H = \frac{K_w}{K_a} = \frac{10^{-14}}{1,76 \cdot 10^{-5}} = 5,68 \cdot 10^{-10}$, y que para este equilibrio la expresión de la

constante es: $K_C = \frac{[HAc] \cdot [OH^-]}{[Ac^-]}$; $5,68 \cdot 10^{-10} = \frac{X \cdot X}{0,05 - X}$ de donde **X = 5,33.10⁻⁶**

(Dado que la constante es muy pequeña, para resolver más fácilmente esta ecuación se puede despreciar X frente a 0,05, sin que ello afecte apreciablemente al resultado)

Y así: $pOH = -\lg[OH^-] = -\lg 5,33 \cdot 10^{-6} = 5,27$; **pH = 14 - pOH = 14 - 5,27 = 8,73** (Opción b)

Para elegir el indicador ácido-base más adecuado para esta valoración, hemos de tener en cuenta los correspondientes intervalos de viraje. El más adecuado es aquel cuyo intervalo de viraje incluya el valor del pH del final de la valoración, en este caso, sería la fenolftaleína (opción d), ya que los demás virarían antes de finalizar la valoración.