

ÁCIDO-BASE

Comentario: Para resolver los ejercicios de este capítulo hay que tener en cuenta varias cuestiones de tipo:

❖ Teórico:

- Concepto de Concentración de disoluciones, Molaridad, Normalidad, etc.
- Conceptos de ácido y base:
 - Ácidos y bases fuertes (totalmente disociados)
 - Ácidos y bases débiles (parcialmente disociados).
 - Equilibrios de disociación.
 - Constantes de disociación.
- Concepto de pH y su escala.
- Hidrólisis de sales:
 - Sal de ácido fuerte y base fuerte
 - No existe hidrólisis, conduce a pH neutro
 - Sal de ácido fuerte y base débil
 - Equilibrio de hidrólisis conduce a pH ácido
 - Sal de ácido débil y base fuerte
 - Equilibrio de hidrólisis conduce a pH básico
 - Sal de ácido débil y base débil
 - Equilibrio de hidrólisis conduce a un pH dependiente de la respectiva fortaleza del ácido y de la base de los que procede la sal
- Diluciones.
- Volumetría de Neutralización (Se expone en el Capítulo VII como ANEXO).

❖ Práctico para resolución del ejercicio:

- Se debe apreciar qué tipos de ácido o base son los del ejercicio concreto, si están solos o se mezclan:

SOLOS:

- Ácido fuerte + agua = Dilución ⇒ Disolución ácida (pH < 7)
 - ¿Cuántos moles hay? ¿En qué volumen se encuentran? ¿Cuál es la molaridad? ⇒ Cálculo del pH
- Ácido fuerte + Ácido fuerte = Disolución ácida (pH < 7)
 - ¿Cuántos moles hay? ¿En qué volumen se encuentran? ¿Cuál es la molaridad? ⇒ Cálculo del pH
- Base fuerte + agua = Dilución ⇒ Disolución básica (pH > 7)
 - ¿Cuántos moles hay? ¿En qué volumen se encuentran? ¿Cuál es la molaridad? ⇒ Cálculo del pH
- Base fuerte + Base fuerte = Disolución básica (pH > 7)
 - ¿Cuántos moles hay? ¿En qué volumen se encuentran? ¿Cuál es la molaridad? ⇒ Cálculo del pH

Comentario: Si se mezcla un ácido fuerte con otro débil, la disolución poseerá un pH ácido, debido fundamentalmente al ácido fuerte, y en el caso de las bases el comportamiento será igual, pero con pH básico.

MEZCLAS

- Ácido fuerte + Base fuerte = Reacción de Neutralización
- Ácido fuerte + Base débil = Reacción de Neutralización
- Ácido débil + Base fuerte = Reacción de Neutralización
- Ácido débil + Base débil = Reacción de Neutralización

En estos casos habrá que calcular el reactivo que está en exceso, los moles que sobran y su molaridad para obtener el pH de la disolución. También se observará si la sal formada sufre el proceso de hidrólisis y produce pH ácido o básico, etc

Comentario: En las disoluciones el ión real que existe es el HIDRONIO H_3O^+ , sin embargo, a la hora de formularlo, es muy común hacerlo como un PROTÓN (H^+), para simplificar la notación química del texto.

A continuación se exponen distintos casos de enunciados de pH para ácidos y bases fuertes :

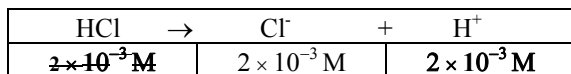
Caso 1 .- El enunciado proporciona la concentración,

- **Resolución:** se aplicará directamente el concepto de pH

➤ **Calcular el pH de las siguientes disoluciones : a) HCl 2×10^{-3} M; b) NaOH 2×10^{-3} M**

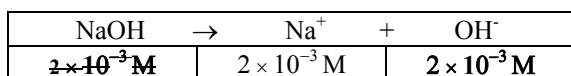
Por ser ácido y base fuertes están totalmente disociados

↳ Como es un ácido fuerte, se encuentra totalmente disociado, por lo que la concentración de iones H_3O^+ coincide con la del ácido fuerte HCl, y el equilibrio de disociación será:



$$\begin{aligned} \text{pH} &= -\log[H_3O^+] = -\log[H^+] = \\ &= -\log(2 \times 10^{-3}) = 2,698; \text{pH} = 2,698 \end{aligned}$$

↳ Como es una base fuerte, se encuentra totalmente disociada, por lo que la concentración de iones OH^- coincide con la de la base fuerte NaOH, y el equilibrio de disociación será:



$$\begin{aligned} \text{pOH} &= -\log[OH^-] = -\log(2 \times 10^{-3}) = \\ &= 2,698; \text{pOH} = 2,698 \end{aligned}$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 2,698 = 11,302$$

- **Caso 1-1** .- El enunciado proporciona el pH y solicita la concentración,

- **Resolución:** se aplicará directamente el concepto de pH

➤ **Calcular la concentración de las siguientes disoluciones para que tengan el pH solicitado: a) HCl con pH 2; b) NaOH con pH 11**

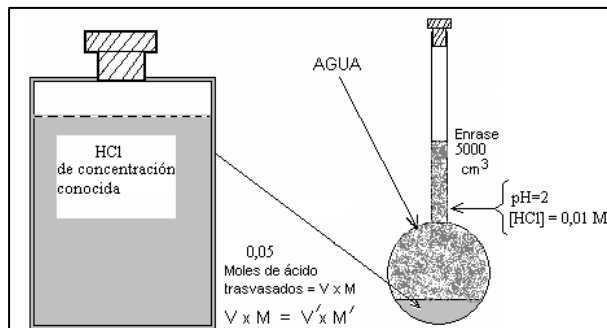
a) $\text{pH} = -\log[H_3O^+] \rightarrow [H_3O^+] = \text{Antilog}[-\text{pH}] = \text{Antilog}[-2] = 0,01 \text{ Molar}$

b) $\text{pOH} = 14 - \text{pH} = 14 - 11 = 3 \quad \text{pOH} = 3$
 $\text{pOH} = -\log[OH^-] \rightarrow [OH^-] = \text{Antilog}[-\text{pOH}] = \text{Antilog}[-3] = 0,001 \text{ Molar}$

- **Caso 1-2** .- El enunciado solicita la preparación de una cantidad de disolución con un pH determinado

- **Resolución:** se aplicará directamente el concepto de pH, se calculará la concentración y a partir de ahí se obtendrá el número de moles necesarios

➤ **Calcular la cantidad de moles de HCl necesaria para preparar 5 litros de una disolución cuyo pH sea 2**



a) $\text{pH} = -\log[H_3O^+] \rightarrow [H_3O^+] = \text{Antilog}[-\text{pH}] = \text{Antilog}[-2] = 0,01 \text{ Molar}$

$$M = \frac{\text{n}^\circ \text{ moles}}{V(\text{litros})}$$

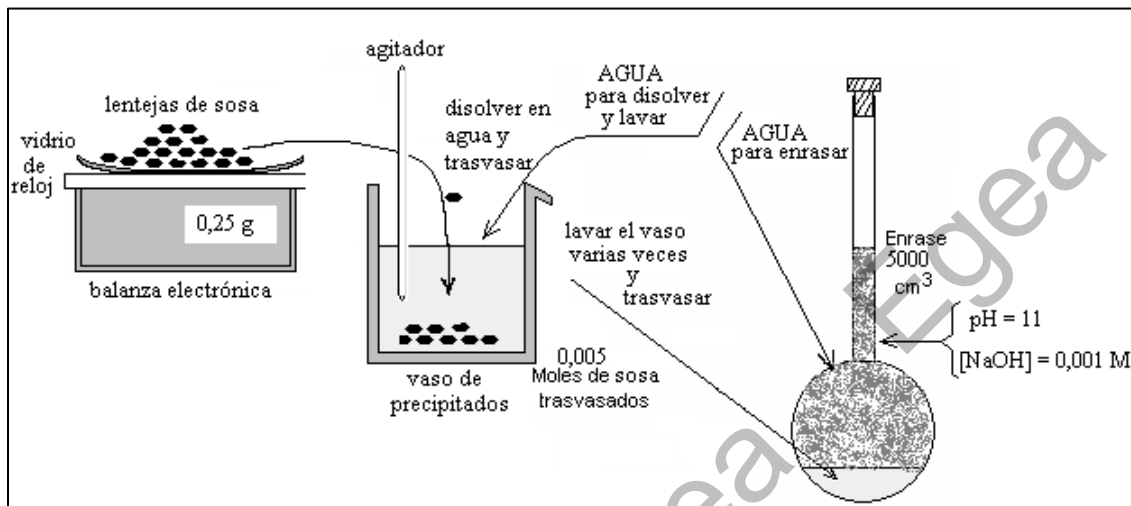
$$\begin{aligned} \text{n}^\circ \text{ de moles} &= M \times V(\text{litros}) = \\ &= 0,01 \times 5 = 0,05 \text{ moles de HCl se necesitan} \end{aligned}$$

➤ **Calcular la cantidad de NaOH necesaria para preparar 5 litros de una disolución cuyo pH sea 11**

$\text{pOH} = 14 - \text{pH} = 14 - 11 = 3 \quad \text{pOH} = 3$
 $\text{pOH} = -\log[OH^-] \rightarrow [OH^-] = \text{Antilog}[-\text{pOH}] = \text{Antilog}[-3] = 0,001 \text{ Molar}$

$$\begin{aligned} \text{n}^\circ \text{ de moles} &= M \times V(\text{litros}) = 0,001 \times 5 = \mathbf{0,005 \text{ moles de NaOH se necesitan}} \\ \text{n}^\circ \text{ de gramos} &= \text{n}^\circ \text{ de moles} \times M_m = 0,005 \text{ moles} \times 40 \text{ g/mol} = \mathbf{0,20 \text{ g de NaOH se necesitan}} \end{aligned}$$

En la figura siguiente se esquematiza el método de Laboratorio a seguir



Nota : si la sosa no fuese pura se realizará el cálculo correspondiente:

- Ej si fuera del 80% la cantidad a pesar sería

$$\frac{\text{Si para } 80 \text{ g de NaOH pura}}{\text{se pesan } 100 \text{ g de NaOH del } 80\%} = \frac{\text{para } 0,20 \text{ g de NaOH pura}}{\text{se pesarán "x"}}; x = 0,25 \text{ g}$$

o sea se pesarán 0,25 g de NaOH del 80% de pureza

Caso 2 .- El enunciado proporciona moles y volúmenes

- Resolución: se calculará la concentración y se resolverá como en el "Caso 1"

➤ **Calcular el pH de las siguientes disoluciones :**

- Se disuelven 3 moles de HCl en agua hasta obtener 10 litros de Disolución ¿cuál es el pH de la misma?
- Se disuelven 3 moles NaOH en agua hasta obtener 10 litros de Disolución ¿cuál es el pH de la misma?

a) Los 3 moles se diluyen hasta 10 litros $\Rightarrow M = \frac{\text{n}^\circ \text{ moles}}{V(\text{litros})} = \frac{3 \text{ mol}}{10 \text{ litros}} = 0,3 \text{ Molar}$

↳ A continuación se procede como en el caso 1 pero con este valor de la concentración molar

HCl	→	Cl ⁻	+	H ⁺
0,3M		0,3 M		0,3 M

$$\begin{aligned} \text{pH} &= -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log[\text{H}^+] = \\ &= -\log(0,3) = 0,523; \quad \mathbf{pH = 0,523} \end{aligned}$$

b) : Los 3 moles se diluyen hasta 10 litros $\Rightarrow M = \frac{\text{n}^\circ \text{ moles}}{V(\text{litros})} = \frac{3 \text{ mol}}{10 \text{ litros}} = 0,3 \text{ Molar}$

↳ A continuación se procede como en el caso 1 pero con este valor de la concentración molar:

NaOH	→	Na ⁺	+	OH ⁻
0,3M		0,3 M		0,3 M

$$\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-] = -\log(0,3) = 0,5231;$$

$$\text{pOH} = 0,523-; \quad \mathbf{pH = 14 - 0,523 = 13,477}$$

NOTA: PARA MAYOR CLARIDAD EN LAS OPERACIONES, EN ADELANTE LOS ENUNCIADOS SE REFERIRÁN A UN VOLUMEN TOTAL DE 1 LITRO DE DISOLUCIÓN, NO OBSTANTE HAY QUE HACER CONSTAR LAS SIGUIENTES OBSERVACIONES:

- ❖ Sólo se podrán sumar volúmenes de disoluciones iguales es decir con los mismos iones y con la misma concentración

- 100 cm^3 de HCl 2 M + 300 cm^3 de HCl 2 M = 400 cm^3 de HCl 2 M
- ❖ El volumen final de una mezcla de disoluciones se obtendrá teniendo en cuenta los datos de la densidad de la mezcla final y en algunos casos las densidades de las disoluciones iniciales
- ❖ Si el enunciado NO proporciona los datos necesarios para calcular el volumen final de la mezcla se SUPONDRÁ QUE LOS VOLÚMENES SE PUEDEN SUMAR (SON ADITIVOS).
- ❖ En los enunciados la palabra HASTA significa que se pone el agua necesaria para conseguir el enrase del matraz aforado con volumen final de la Disolución (más adelante se pone una figura que lo representa)

Caso 3 .- El enunciado proporciona masas y volúmenes

- **Resolución:** se calculará la concentración y se resolverá como en el "Caso 1"

➤ **Calcular el pH de las siguientes disoluciones :**

- a) Se disuelven 3,65 g de HCl en agua hasta obtener 1 litro de Disolución ¿cuál es el pH de la misma?
- b) Se disuelven 5 g de NaOH del 80% en peso en agua hasta obtener 1 litro de Disolución ¿cuál es el pH de la misma?

a) Como la $M_m(\text{HCl}) = 36,5$ uma, se tiene que: $n^\circ \text{ de moles} = \frac{n^\circ \text{ de gramos}}{M_m} = \frac{3,65 \text{ g}}{36,5 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0,1 \text{ mol}$

Este 0,1 mol se diluye hasta 1 litro $\Rightarrow M = \frac{n^\circ \text{ moles}}{V(\text{litros})} = \frac{0,1 \text{ mol}}{1 \text{ litro}} = 0,1 \text{ Molar}$

↳ A continuación se procede como en el caso 1 pero con este valor de la concentración molar

HCl	→	Cl ⁻	+	H ⁺
10^{-1} M		10^{-1} M		10^{-1} M

$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log[\text{H}^+] = -\log(10^{-1}) = 1$; **pH = 1**

b) En este caso la masa que se disuelve NO es NaOH pura por lo que habrá primero que calcular la cantidad de NaOH pura que se pone:

$\frac{\text{Si en } 100 \text{ gramos que se disuelven}}{\text{Hay } 80 \text{ g de NaOH pura}} = \frac{\text{en } 5 \text{ g disueltos}}{\text{hay "x" g de NaOH pura}} = 4 \text{ gramos de NaOH}$

Como la $M_m(\text{NaOH}) = 40$ uma, se tiene que: $n^\circ \text{ de moles} = \frac{n^\circ \text{ de gramos}}{M_m} = \frac{4 \text{ g}}{40 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0,1 \text{ mol}$

Este 0,1 mol se diluye hasta 1 litro $\Rightarrow M = \frac{n^\circ \text{ moles}}{V(\text{litros})} = \frac{0,1 \text{ mol}}{1 \text{ litro}} = 0,1 \text{ Molar}$

↳ A continuación se procede como en el caso 1 pero con este valor de la concentración molar:

NaOH	→	Na ⁺	+	OH ⁻
10^{-1} M		10^{-1} M		10^{-1} M

$\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-] = -\log(10^{-1}) = 1$;
pOH = 1 pH = 14 - pOH = 14 - 1 = 13

Caso 4 .- El enunciado proporciona DILUCIONES de una determinada concentración

- **Resolución:** se calcularán los moles utilizados y teniendo en cuenta el volumen total donde se encuentran se obtendrá la concentración nueva y se resolverá como en el "Caso 1"

➤ **Calcular el pH de las siguientes disoluciones :**

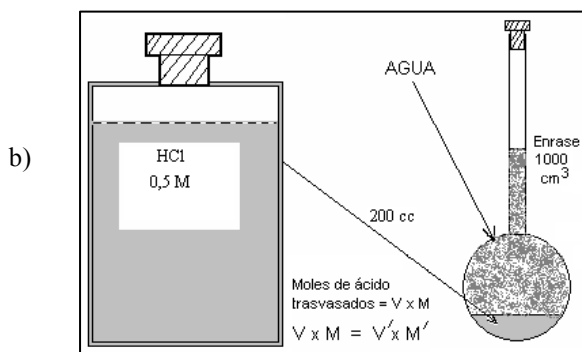
- a) Se toman 200 cm^3 de HCl 0,5 M y se les añade agua hasta obtener 1 litro de Disolución ¿cuál es el pH de la misma?
- b) Se toman 200 cm^3 de NaOH 0,5 M y se les añade agua hasta obtener 1 litro de Disolución ¿cuál es el pH de la misma?

a) Moles aportados = $(V \times M) = 0,2 \text{ litros} \times 0,5 \text{ M} = 0,1 \text{ moles de HCl}$ que se ponen en 1 litro de disolución

por lo que la concentración será : $M = \frac{n^\circ \text{ moles}}{V(\text{litros})} = \frac{0,1 \text{ mol}}{1 \text{ litro}} = 0,1 \text{ Molar}$

Una vez calculada la esta nueva concentración el **pH = 1**

***** otra forma de resolverlo es:



$$V \times M = V' \times M' \rightarrow 0,5 \text{ M} \times 0,2 \text{ litro} = 1 \text{ litro} \times M'$$

$$\Rightarrow M' = \frac{0,5 \times 0,2}{1} = 0,1 \text{ Molar}$$

Se resolverá de forma paralela con lo que se obtiene pOH = 1 **pH = 14-1 = 13**

MEZCLAS DE ÁCIDOS FUERTES O BASES FUERTES ENTRE SÍ

Caso 5 .- El enunciado proporciona MEZCLAS de ÁCIDOS FUERTES ENTRE SÍ

- **Resolución:** se calcularán los moles utilizados de cada ácido y teniendo en cuenta el volumen total donde se encuentran se obtendrá la concentración nueva y se resolverá como en el "Caso 1"

ÁCIDOS MONOPRÓTICOS

❖ SE MEZCLAN DISOLUCIONES DEL MISMO ÁCIDO

- Calcular el pH de las siguiente disolución :

Se toman 200 cm³ de HCl 0,1 M y se mezclan con 100 cm³ de HCl 0,5 M , a esta mezcla se le añade agua hasta obtener 1 litro de Disolución ¿cuál es el pH de la misma?

➤ 200 ml HCl 0,1 M: $M = \frac{\text{moles}}{V}$; moles = $M \times V = 0,1 \text{ M} \times 0,200 \text{ litro} = 0,02 \text{ moles de HCl}$

➤ 100 ml HCl 0,5 M: $M = \frac{\text{moles}}{V}$; moles = $M \times V = 0,5 \text{ M} \times 0,100 \text{ litro} = 0,05 \text{ moles de HCl}$

En total se han mezclado 0,02 moles de HCl + 0,05 moles de HCl = **0,07 moles de HCl**
Estos 0,07 moles de HCL están en un volumen total de 1 litro por lo tanto

$$M = \frac{n^\circ \text{ moles}}{V(\text{litros})} = \frac{0,07 \text{ mol}}{1 \text{ litro}} = 0,07 \text{ Molar} \quad \text{pH} = -\log[\text{H}^+] = -\log(0,07) = 1,1549 \quad \text{pH} = 1,16$$

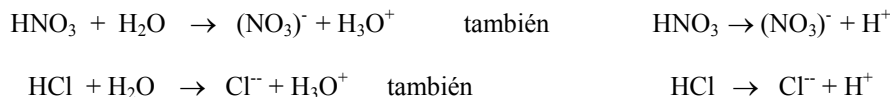
ÁCIDOS MONOPRÓTICOS

❖ SE MEZCLAN DISOLUCIONES DE DISTINTO ÁCIDO

- Calcular el pH de las siguiente disolución :

Se toman 200 cm³ de HCl 0,1 M y se mezclan con 100 cm³ de HNO₃ 0,5 M , a esta mezcla se le añade agua hasta obtener 1 litro de Disolución ¿cuál es el pH de la misma?

- 200 ml HCl 0,1 M: $M = \frac{\text{moles}}{V}$; moles = $M \times V = 0,1M \times 0,200 \text{ litro} = 0,02 \text{ moles de HCl}$
- 100 ml HNO₃ 0,5 M: $M = \frac{\text{moles}}{V}$; moles = $M \times V = 0,5M \times 0,100 \text{ litro} = 0,05 \text{ moles de HNO}_3$
- Como ambos son fuertes están totalmente disociados y sus reacciones de disociación total son:



Con lo que se puede hacer el siguiente resumen:

MEZCLA	V (litros)	Molaridad	Moles de ácido	Moles de H ⁺
HCl	0,2	0,1	0,02	0,02
HNO ₃	0,1	0,5	0,05	0,05
H ₂ O	?	-	-	
SUMA	1 litro			0,07 moles

Estos 0,07 moles de H⁺ están en un volumen total de 1 litro por lo tanto
La concentración molar de los iones H₃O⁺ será: $M = \frac{n^\circ \text{ moles}}{V(\text{litros})} = \frac{0,07 \text{ mol}}{1 \text{ litro}} = 0,07 \text{ Molar}$
 $\text{pH} = -\log[\text{H}^+] = -\log(0,07) = 1,1549 \quad \text{pH} = 1,16$

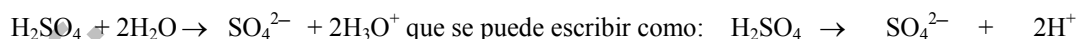
ÁCIDOS DIPRÓTICOS Ó POLIPRÓTICOS

❖ SE MEZCLAN DISOLUCIONES DEL MISMO ÁCIDO

- **Calcular el pH de la siguiente disolución :**
Se toman 200 cm³ de H₂SO₄ 0,1 M y se mezclan con 100 cm³ de H₂SO₄ 0,5 M , a esta mezcla se le añade agua hasta obtener 1 litro de Disolución ¿cuál es el pH de la misma?

Nota: el ácido sulfúrico en realidad posee dos constantes de disociación (verlo en el libro: tablas de K_a), o consultarlo con el profesor, pero como el enunciado no las proporciona, se supondrá totalmente disociado lo que facilita el ejercicio.

Como el H₂SO₄ es un ácido fuerte, y está totalmente disociado, la concentración de iones [H⁺] será el doble que la del H₂SO₄



- 200 ml H₂SO₄ 0,1 M: $M = \frac{\text{moles}}{V}$; moles = $M \times V = 0,1M \times 0,200 \text{ litro} = 0,02 \text{ moles de H}_2\text{SO}_4$
- 100 ml H₂SO₄ 0,5 M: $M = \frac{\text{moles}}{V}$; moles = $M \times V = 0,5M \times 0,100 \text{ litro} = 0,05 \text{ moles de H}_2\text{SO}_4$

En total se han mezclado 0,02 moles de HCl + 0,05 moles de HCl = **0,07 moles de H₂SO₄**

Estos 0,07 moles de H₂SO₄ al disociarse proporcionan el doble de iones H⁺ que están en un

H ₂ SO ₄	→	SO ₄ ²⁻	+	2H ⁺
0,07		0,07		2 × 0,07 = 0,14 moles

volumen total de 1 litro por lo tanto

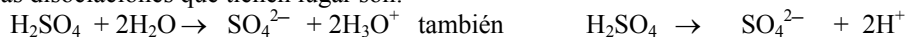
$$M = \frac{n^\circ \text{ moles}}{V(\text{litros})} = \frac{0,14 \text{ mol}}{1 \text{ litro}} = 0,14 \text{ Molar} \quad \text{pH} = -\log[\text{H}^+] = -\log[0,14] = 0,8538; \quad \text{pH} = 0,854$$

❖ SE MEZCLAN DISOLUCIONES DE ÁCIDOS CON DISTINTO N° DE IONES H

- **Calcular el pH de la siguiente disolución :**
Se toman 200 cm³ de H₂SO₄ 0,1 M y se mezclan con 100 cm³ de HNO₃ 0,5 M , a esta mezcla se le añade agua hasta obtener 1 litro de Disolución ¿cuál es el pH de la misma?

- 200 ml H₂SO₄ 0,1 M: $M = \frac{\text{moles}}{V}$; moles = M×V = 0,1M × 0,200 litro = 0,02 moles de H₂SO₄
- 100 ml HNO₃ 0,5 M: $M = \frac{\text{moles}}{V}$; moles = M×V = 0,5M × 0,100 litro = 0,05 moles de HNO₃

Las disociaciones que tienen lugar son:



H ₂ SO ₄	→	SO ₄ ²⁻	+	2H ⁺
0,02		0,02		2 × 0,02 = 0,04 moles

HNO ₃	→	(NO ₃) ⁻	+	H ⁺
0,05		0,05		0,05 moles

En total se han mezclado 0,04 moles de H⁺ + 0,05 moles de H⁺ = **0,09 moles de H⁺**
Estos 0,09 moles de H⁺ están en un volumen total de 1 litro por lo tanto

$$M = \frac{n^\circ \text{ moles}}{V(\text{litros})} = \frac{0,09 \text{ mol}}{1 \text{ litro}} = 0,09 \text{ Molar} \quad \text{pH} = -\log[\text{H}^+] = -\log [0,09] = 1,045; \quad \text{pH} = 1,045$$

Caso 6 .- El enunciado proporciona MEZCLAS de BASES FUERTES ENTRE SÍ

- **Resolución:** EL DESARROLLO ES TOTALMENTE PARALELO AL RESUELTO EN EL **CASO 5** SÓLO HAY QUE TENER EN CUENTA QUE AHORA ES PARA LOS IONES OH⁻ POR LO QUE EL CÁLCULO ES DEL pOH y luego se expresará en forma de pH = 14 - pOH

Caso 7 .- El enunciado proporciona un volumen de disolución y solicita AÑADIR ácido para obtener un determinado pH

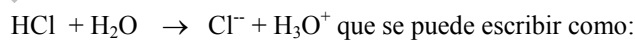
- **Resolución:** se tendrá en cuenta que el volumen de ácido también forma parte del volumen final
- **Calcular cuántos mililitros de ácido clorhídrico 2x10⁻² M hay que añadir a 200 ml de agua para obtener una disolución de pH=3,2.** (Ejercicio nº 35 del capítulo de ácido base del libro de resolución PAU del mismo autor)

Nota: hay que tener en cuenta que el volumen final es la suma de los 200 ml de agua y de los ml de ácido necesarios para obtener el pH solicitado (suponiendo que son aditivos).

$$\text{Como } \text{pH} = -\log [\text{H}^+] \Rightarrow \text{Tomando Antilogaritmos queda : } [\text{H}^+] = \text{Antilog} [-\text{pH}]$$

$$\text{Para } \text{pH} = 3,2 \Rightarrow [\text{H}^+] = \text{Antilog} [-3,2] = 6,3 \times 10^{-4} \text{ M}$$

Como el HCl es un ácido fuerte, y está totalmente disociado, la concentración del HCl será la misma que la de los iones [H⁺]



HCl	→	Cl ⁻	+	H ⁺
6,3×10 ⁻⁴ M		6,3×10 ⁻⁴ M		← 6,3×10 ⁻⁴ M

$$\overbrace{V_{\text{total disolución}} \times C_{\text{disolución}}}^{\text{MOLES}} = \overbrace{V_{\text{ácido}} \times C_{\text{ácido}}}^{\text{MOLES}}$$

$$(V_{\text{agua}} + V_{\text{ácido añadido}}) \times C_{\text{disolución}} = V_{\text{ácido}} \times C_{\text{ácido}}$$

$$(200 + V_a) \times 6,3 \cdot 10^{-4} = V_a \times 2 \cdot 10^{-2}$$

$$0,126 + 6,3 \cdot 10^{-4} V_a = 2 \cdot 10^{-2} V_a \Rightarrow 0,01937 V_a = 0,126 \Rightarrow V_a = 6,5 \text{ ml}$$

$$V_{\text{ácido necesario}} = 6,5 \text{ ml}$$

Nota: El enunciado puede proporcionar la concentración del ácido dando los datos de riqueza y densidad, en cuyo caso se puede proceder calculando primero la concentración del ácido, cuestión que se ha visto en el capítulo de Disoluciones

Se puede usar la fórmula resumida de

$$\text{Molaridad} = \frac{r(\%) (\text{riqueza en tanto por uno}) \times d \left(\frac{\text{g}}{\text{litro}} \right)}{M_m}$$

Caso 8 .- El enunciado proporciona un volumen de disolución y solicita AÑADIR base para obtener un determinado pH

- **Resolución:** se tendrá en cuenta que el volumen de la base también forma parte del volumen final

LA RESOLUCIÓN ES PARALELA AL **Caso 7**, hay que tener en cuenta que al tratarse de una base el pH se pasará a pOH y se procederá al cálculo correspondiente.

Si la base del enunciado es sólida y con una determinada riqueza (Ej.: lentejas de NaOH del 80% en masa de pureza), en general se supondrá que el volumen ocupado por el sólido al disolverse será despreciable frente al volumen de la disolución.

MEZCLAS DE ÁCIDOS FUERTES CON BASES FUERTES

Caso 9 .- El enunciado proporciona un volumen de disolución de un ácido fuerte y otro de una base fuerte y solicita el pH de la MEZCLA de ambos

- **Resolución:** se tendrá en cuenta que se trata de una reacción de NEUTRALIZACIÓN por lo que se calcularán los moles que se mezclan de ácido con base se planteará la reacción y se obtendrán los moles que sobran de uno de ellos (salvo que el nº de equivalentes mezclados sea el mismo), estos moles que sobren estarán en un determinado volumen (si el enunciado no proporciona datos será la suma de los volúmenes mezclados), con lo que se calculará la concentración del ión H⁺ u OH⁻ sobrante lo que conduce al cálculo del pH/volumen de la base también forma parte del volumen final

Pueden ocurrir tres casos: 1º Sobra ácido, 2º Sobra base ; 3º No sobra ni ácido ni base (la mezcla es en cantidades estequiométricas)

1º Sobra ácido

A su vez se pueden dar varios tipos datos en los enunciados, por ejemplo:

- **Calcular el pH de las siguiente disolución :**

Se mezclan 0,4 moles de HCl con 0,3 moles de NaOH , si el volumen total de la mezcla es de 0,5 litros ¿cuál es el pH de la misma?

La reacción de neutralización es: $\text{HCl} + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$ (Ajustada)

Según la estequiometría cada mol de ácido consume un mol de base, por lo que

MEZCLA	HCl	+ NaOH	→	NaCl	+ H ₂ O
Moles reaccionantes	0,4	0,3		0,	-
Moles finales	0,1	0		0,3	0,3
Moles sin reaccionar	0,1				
Volumen total(litros)	0,5				

- ↪ Como es un ácido fuerte, se encuentra totalmente disociado

HCl	→	H ⁺	+	Cl ⁻
0,1 M		0,1		0,1 M

$$M = \frac{\text{moles}}{\text{litros de disolución}} = \frac{0,1}{0,5} = 0,2 \text{ M} \quad \text{pH} = -\log[\text{H}^+] = -\log [0,2] = 0,698; \text{ pH} = 0,7$$

➤ **Calcular el pH de las siguiente disolución :**
Se mezclan 500 cc de HCl 0,1 M con 40 cc de NaOH 1M, y agua hasta conseguir 1000 cc de disolución ¿cuál es el pH de la misma?

- 500 ml HCl 0,1 M: $M = \frac{\text{moles}}{V}$; moles = $M \times V = 0,1 \text{ M} \times 0,500 \text{ litros} = 0,05 \text{ moles de HCl}$
- 40 ml NaOH 1 M: $M = \frac{\text{moles}}{V}$; moles = $M \times V = 1 \text{ M} \times 0,04 \text{ litros} = 0,04 \text{ moles de NaOH}$

MEZCLA	HCl	+ NaOH	→	NaCl	+ H ₂ O
Moles reaccionantes	0,05	0,04		0,	-
Moles finales	0,01	0		0,04	0,04
Moles sin reaccionar	0,01				
Volumen total(litros)	1				

☞ Como es un ácido fuerte, se encuentra totalmente disociado

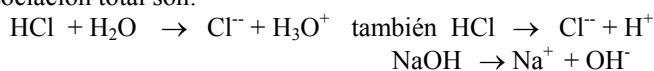
HCl	→	H ⁺	+	Cl ⁻
0,01 M		0,01		0,01 M

$$M = \frac{\text{moles}}{\text{litros de disolución}} = \frac{0,01}{1} = 0,01 \text{ M} \quad \text{pH} = -\log[\text{H}^+] = -\log [0,01] = 2; \text{ pH} = 2$$

***** (Otra forma)

Se pueden plantear las ecuaciones iónicas así se tiene que:

Las reacciones de disociación total son:



La reacción iónica será $\text{H}^+ + \text{OH}^- \rightarrow \text{H}_2\text{O}$,

Como se lleva a cabo mol a mol (por estequiometría), sobrará H⁺ que está en exceso

MEZCLA	M	V (litros)	Moles de H ⁺	Moles de OH ⁻	Moles reaccionantes
HCl	0,1	500×10^{-3}	0,05	-	0,04
NaOH	1	40×10^{-3}	-	0,04	0,04
Agua		?			
Moles sobrantes			0,01		
SUMA		1 litros			

Con lo que se puede hallar el **pH = 2**

2º Sobra base

44. ¿Qué pH tendrá la disolución resultante al mezclar 60mL de HCl 0,1 M y 140 mL de NaOH 0,05 M?

(Junio 2006: Repertorio A) Cuestión (4).

Comentario: Como se trata de una mezcla de ácido fuerte y base fuerte (si fuesen débiles proporcionaría el enunciado la K_a y la K_b correspondientes), se calcularán los moles que aporta cada uno a la disolución, estos moles están totalmente disociados (por ser ácido y base fuertes), con lo que se pueden calcular el número total de moles de iones H_3O^+ (también se puede escribir H^+), y OH^- además se sabe el volumen total (ya que como el enunciado no dice nada al respecto, se pueden considerar ADITIVOS, pues de lo contrario debería proporcionar la densidad de la disolución resultante).

Sabiendo los moles de H^+ o de OH^- que sobran después de reaccionar para dar H_2O y el volumen donde se encuentran se calcula la Molaridad y el pH.

MEZCLA:

- 60 ml HCl 0,1 M: $M = \frac{\text{moles}}{V}$; moles =
 $= M \times V = 0,1 \frac{\text{mol}}{\text{litro}} \times 60 \times 10^{-3} \text{ litros} = 0,006 \text{ moles de ácido clorhídrico}$
- 140 ml de NaOH 0,05 M :
- $M \times V = 0,05 \frac{\text{mol}}{\text{litro}} \times 140 \times 10^{-3} \text{ litros} = 0,007 \text{ moles de hidróxido sódico}$

Comentario: Según el cálculo anterior se han mezclado 6 mmoles (milimoles) de ácido con 7(milimoles de base que reaccionarán entre ellos según las ecuaciones siguientes

↵ Teniendo en cuenta la reacción de neutralización

La reacción de neutralización es: **HCl + NaOH → NaCl + H₂O (Ajustada)**

Según la estequiometría cada mol de ácido consume un mol de base, por lo que

MEZCLA	HCl	+ NaOH	→	NaCl	+ H ₂ O
Moles reaccionantes	0,006	0,007		0,	-
Moles finales	0	0,001		0,007	0,007
Moles sin reaccionar		0,001			

↵ Se calcula primero la molaridad de la sosa, como el volumen total es la suma de los volúmenes
 $60 + 140 = 200\text{ml} = 0,2$ litros de disolución

$$M = \frac{\text{moles}}{\text{litros de disolución}} = \frac{0,001}{0,2} = 0,005\text{M}$$

↵ Como es una base fuerte, se encuentra totalmente disociada

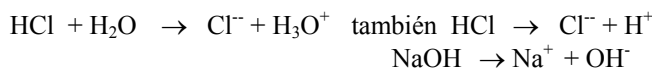
NaOH	→	Na ⁺	+	OH ⁻
0,005 M		0,005		0,005M

↵ $pOH = -\log [OH^-] = -\log(0,005) = 2,3$

$$pH = 14 - pOH = 14 - 2,3 = 11,69$$

También se pueden plantear las ecuaciones iónicas así se tiene que:

Las reacciones de disociación total son:



La reacción iónica será $H^+ + OH^- \rightarrow H_2O$,

Como se lleva a cabo mol a mol (por estequiometría), sobrarán OH^- que está en exceso

MEZCLA	V (litros)	Moles de H ⁺	Moles de OH ⁻	Moles sobrantes
HCl	60 × 10 ⁻³	0,006	-	-
NaOH	140 × 10 ⁻³	-	0,007	0,001
SUMA	0,2 litros			0,001 de NaOH

Con lo que se puede hallar el pH

↪ Se calcula primero la molaridad del ión OH⁻

$$M = \frac{\text{moles}}{\text{litros de disolución}} = \frac{0,001}{0,2} = 0,005M$$

$$pOH = -\log [OH^-] = -\log(0,005) = 2,3$$

$$pH = 14 - pOH = 14 - 2,3 = 11,69$$

$$pH = 11,69$$

ÁCIDOS Y BASES DÉBILES

En estos casos hay que tener en cuenta la K y el grado de disociación, para calcular la concentración de los iones H₃O⁺, o la de los iones OH⁻

Se reproducen algunos ejercicios del "Libro de problemas PAU de Extremadura", del mismo autor de este documento

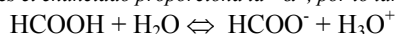
30. a) Determine el pH de una disolución 3,2 × 10⁻² M de ácido metanoico; HCOOH, que está ionizado al 4,75%.

b) ¿Cuál es el valor de la constante de ionización del ácido metanoico?

(Septiembre 2001: Repertorio A). Cuestión (5)

a)

Comentario: Se trata de un ácido débil, pues el enunciado proporciona la "α", por lo tanto, se hará el equilibrio de disociación:



Que se puede simplificar como:



$$[H^+] = C\alpha = 3,2 \times 10^{-2} \times 0,0475 = 0,00152$$

$$pH = -\log[H^+] = -\log(0,00152) = 2,818 \quad pH = 2,818$$

$$b) K_a = \frac{C\alpha \times C\alpha}{C(1-\alpha)} = \frac{C\alpha^2}{(1-\alpha)} = \frac{3,2 \times 10^{-2} \times (0,0475)^2}{(1-0,0475)} = \frac{0,722 \times 10^{-4}}{0,9525} = 7,58 \times 10^{-5}$$

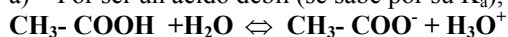
$$K_a = 7,58 \times 10^{-5}$$

36. a) Calcule el pH de una disolución de ácido acético 0,1 M (K_c = 1,8 × 10⁻⁵)

(Septiembre 2003: Repertorio B). Cuestión (4)

Comentario: Si se calcula "α", como se conoce la concentración inicial (0,1M), se sabrá la concentración de iones H⁺, por lo que el cálculo del pH es inmediato

a) Por ser un ácido débil (se sabe por su K_a), la ecuación de su equilibrio de disociación será:



que se puede escribir como:

$\text{CH}_3\text{-COOH} \leftrightarrow \text{CH}_3\text{-COO}^- + \text{H}^+$		
$C(1-\alpha)$	$C\alpha$	$C\alpha$

$$K_a = \frac{C\alpha \times C\alpha}{C(1-\alpha)} = \frac{C\alpha^2}{(1-\alpha)} \Rightarrow K_a = C\alpha^2$$

pues $K_a \cong 10^{-5}$ y se puede despreciar la α del denominador frente a 1

$$\alpha = \sqrt{\frac{K_a}{C}} = \sqrt{\frac{1,8 \cdot 10^{-5}}{0,1}} = 0,0134 \Rightarrow \text{Está disociado un } 1,34\%$$

↪ Cálculo de la concentración de iones H^+

$$[\text{H}^+] = C \times \alpha = 0,1 \times 0,0134 = 0,00134 \text{ M} \quad [\text{H}^+] = \mathbf{0,00134}$$

$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+] = -\log(0,00134) = 2,873 \quad \mathbf{\text{pH} = 2,873}$$

40. La concentración de protones de una disolución 0,1 M de un ácido débil HA es 0,0035 M.

- Determinar el valor de la constante de acidez para la especie HA.
- Determinar la concentración necesaria de ese ácido para obtener una disolución de $\text{pH} = 2$.

(Septiembre 2004: Repertorio B). Cuestión (4)

a)

↪ Se plantea el equilibrio de disociación : $\text{AH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{A}^- + \text{H}_3\text{O}^+$

Que se puede formular como:

AH	\rightarrow	A^-	$+$	H^+
$C(1-\alpha)$		$C\alpha$		$C\alpha = \mathbf{0,0035}$

Como se sabe la concentración inicial, se puede calcular α :

$$C\alpha = 0,0035 \Rightarrow 0,1 \alpha = 0,0035 \Rightarrow \alpha = \frac{0,0035}{0,1} = 0,035 \Rightarrow 3,5\%$$

El grado de disociación es por tanto el 3,5 %

$$K_a = \frac{C^2 \alpha^2}{C(1-\alpha)} = \frac{C\alpha^2}{(1-\alpha)} = \frac{0,1 \times 0,035^2}{1-0,035} = \frac{1,225 \times 10^{-4}}{0,965} = 1,269 \times 10^{-4}$$

b)

Comentario: primero hay que calcular la concentración necesaria de iones $[\text{H}^+]$ para que el pH sea el solicitado; y a continuación a partir del grado de disociación α la concentración inicial del ácido "C" que libere dicha concentración

$$\text{Como } \text{pH} = -\log [\text{H}^+] \Rightarrow [\text{H}^+] = \text{Antilog} [-\text{pH}]$$

$$\text{Para } \text{pH} = 2 \Rightarrow [\text{H}^+] = \text{Antilog} [-2] = 0,01 \text{ M}$$

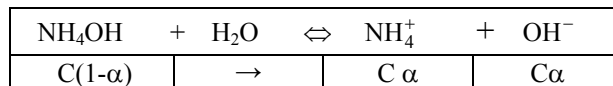
$$[\text{H}^+] = C\alpha = 0,01 \Rightarrow \text{como } \alpha = 0,035 \Rightarrow C = \frac{0,01}{0,035} = 0,2857 \text{ Molar}$$

Por tanto, una concentración **0,2857 Molar** del ácido débil disociado un 3,5 %, liberará una concentración 0,01 Molar de protones que produce un $\text{pH} = 2$, que es lo que solicita este ejercicio.

46. Calcular el grado de disociación y el pH de una disolución acuosa 0,01M de amoníaco (NH₄OH) cuya constante de disociación es $1,8 \times 10^{-5}$

(Septiembre 2006: Repertorio B) Cuestión (5).

A partir del equilibrio



$$K_b = \frac{C^2 \alpha^2}{C(1-\alpha)} = \frac{C \alpha^2}{(1-\alpha)}; \Rightarrow \alpha = \sqrt{\frac{K_b}{C}} = \sqrt{\frac{1,8 \times 10^{-5}}{0,01}} = 0,0424; \Rightarrow 4,24\%$$

Nota: se ha despreciado α frente a 1 por ser $K_b \leq 10^{-5}$

↪ A partir del grado de disociación “α” se calcula la concentración de iones OH⁻

$$[\text{OH}^-] = C \alpha = 0,01 \times 0,0424 = 4,24 \times 10^{-4} \text{ M}$$

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = -\log(4,24 \times 10^{-4}) = 3,372$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 3,3723 = 10,628$$

El pH de la disolución será de 10,628