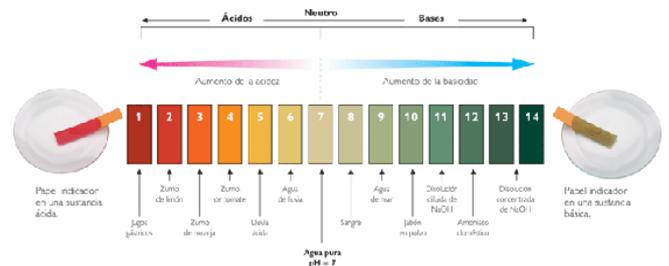


QUÍMICA //

2º BACHILLERATO.

- **TEMA 1. FORMULACIÓN INORGÁNICA,**
- **TEMA 2. FORMULACIÓN ORGÁNICA**
- **TEMA 3. ESTEQUIOMETRÍA.**
- **TEMA 4. TERMOQUÍMICA.**
- **TEMA 5. CINÉTICA QUÍMICA.**
- **TEMA 6. EQUILIBRIO QUÍMICO.**
- **TEMA 7. REACCIONES DE TRANSFERENCIA DE PROTONES.**
- **TEMA 8. REACCIONES DE TRANSFERENCIA DE ELECTRONES.**
- **TEMA 9. ESTRUCTURA ATÓMICA, SISTEMA PERIÓDICO Y ENLACE QUÍMICO.**



REACCIONES DE TRANSFERENCIA DE PROTONES.

TEMA 7

TEMARIO QUÍMICA.

Fernando Escudero Ramos.

I.E.S. FERNANDO DE LOS RÍOS (QUINTANAR DEL REY)



Índice de Contenido.

<i>1. INTRODUCCIÓN ÁCIDOS Y BASES.....</i>	<i>3</i>
<i>2. PAR ÁCIDO-BASE CONJUGADOS.....</i>	<i>4</i>
<i>3. FUERZA DE UN ÁCIDO O DE UNA BASE.....</i>	<i>5</i>
<i>4. DISOCIACIÓN DEL AGUA. ESCALA DE PH.....</i>	<i>6</i>
<i>5. EQUILIBRIOS ÁCIDO-BASE.....</i>	<i>7</i>
<i>6. HIDRÓLISIS DE SALES.....</i>	<i>8</i>
<i>7. EQUIVALENTE DE ÁCIDOS Y BASES. NORMALIDAD.....</i>	<i>9</i>
<i>8. VALORACIONES ÁCIDO-BASE.....</i>	<i>10</i>
<i>9. LA LLUVIA ÁCIDA.....</i>	<i>11</i>
<i>PROBLEMAS ÁCIDO-BASE.....</i>	<i>12</i>

1. INTRODUCCIÓN ÁCIDOS Y BASES.

Teoría de Arrhenius.

• **Ácido** es toda sustancia que posee algún átomo de hidrógeno capaz de disociarse en disolución acuosa, dando iones H^+ . Por ejemplo:



Los iones H^+ , en disolución acuosa, se representan como la especie H_3O^+ (aq), que se denomina ion hidronio.



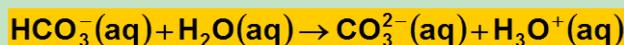
• **Base** es toda sustancia que contiene algún grupo OH capaz de disociarse en disolución acuosa, dando iones OH^- . Por ejemplo:



Los ácidos y las bases se comportan como dos grupos químicamente opuestos. La **Reacción de neutralización** consiste en la combinación del ion H^+ procedente del ácido con el ion OH^- procedente de la base para producir H_2O no disociada.

Teoría de Brönsted y Lowry.

• **Ácido** es toda especie capaz de ceder un protón. El concepto incluye iones como el HCO_3^- (formado al disolver $NaHCO_3$ en agua), ya que son capaces de ceder un protón a una molécula de agua:



• **Base** es toda especie capaz de aceptar un protón. Además de las bases típicas (hidróxidos), hay que incluir el amoníaco, ya que, al disolverse, acepta un protón del agua, formando el ion amonio:

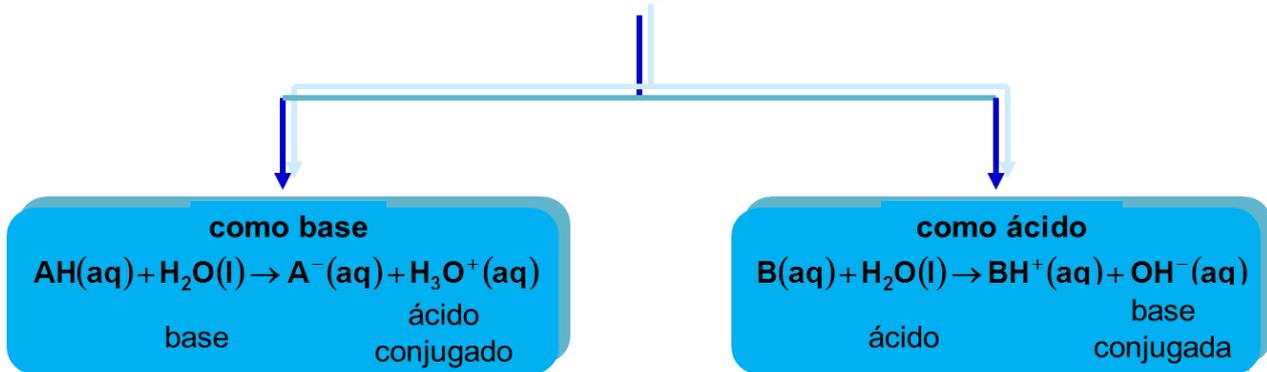


La teoría de Brönsted y Lowry para ácidos y bases incluye a la de Arrhenius y la amplía

2. PAR ÁCIDO-BASE CONJUGADOS.

- Un ácido y una base que difieren en un protón son un **par ácido-base conjugados**, por ejemplo: NH_4^+ (ácido) / NH_3 (base) o HCO_3^- (ácido) / CO_3^{2-} (base)

Las sustancias que, como el agua, pueden actuar como ácido o como base se llaman **sustancias anfóteras**



La **Reacción de neutralización** consiste en la transferencia de un protón de un ácido a una base para dar lugar al ácido conjugado de la base y a la base conjugada del ácido.

Fortaleza de las especies conjugadas.

Cuanto más fuerte es un ácido, más débil es su base conjugada; y viceversa: cuanto más débil es un ácido, más fuerte es su base conjugada

	Ácido		Base conjugada	
Muy fuertes	H_2SO_4 HCl HNO_3	HClO_4 HI HBr	HSO_4^- Cl^- NO_3^-	Extremadamente débiles
Fuertes	H_3O^+ HSO_4^-		H_2O SO_4^{2-}	Muy débiles
Medianamente fuertes	H_3PO_4 CH_3COOH		H_2PO_4^- CH_3COO^-	Débiles
Débiles	NH_4^+ HCO_3^- HPO_4^{2-}		NH_3 CO_3^{2-} PO_4^{3-}	Medianamente fuertes
Muy débiles	H_2O		OH^-	Fuertes

Según la teoría de Brønsted y Lowry, una reacción **ácido-base** es una reacción de **transferencia de protones**

3. FUERZA DE UN ÁCIDO O DE UNA BASE.

- Se denominan **ácidos fuertes** a los ácidos que se encuentran **totalmente disociados** en disolución acuosa: $\text{HCl}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow \text{Cl}^-(\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$
Esta reacción está tan desplazada hacia la derecha que es irreversible

Estequiometria

- Se denominan **ácidos débiles** a los ácidos que **se disocian sólo parcialmente** en agua: $\text{HCN}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{CN}^-(\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$
Es un equilibrio muy desplazado hacia la izquierda

Equilibrio

La constante de equilibrio, K_a , se denomina constante de acidez o de ionización.
Para un ácido cualquiera: $\text{AH}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{A}^-(\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$

$$K_a = \left\{ \frac{[\text{A}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{AH}]} \right\}_{\text{eq}}$$

- Cuanto más fuerte es el ácido mayor será K_a , y mayor tendencia tiene a formarse A^-
- El valor de la constante, K_a , es una medida de la fuerza de un ácido
- Como todas las constantes de equilibrio, K_a depende de la temperatura
- Grado de ionización: $\alpha = \Delta c / c_i$

- Se denominan **bases fuertes**, a las bases que se encuentran **totalmente disociadas en disolución acuosa**, y el ion OH^- muestra gran avidez por capturar un protón: $\text{NaOH}(\text{s}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow \text{Na}^+(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq})$

Estequiometria

- Se denominan **bases débiles**, a las bases que se disocian sólo parcialmente en agua, tras aceptar un protón de ésta: $\text{NH}_3(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq})$
Es un equilibrio muy desplazado hacia la izquierda

Equilibrio

La constante de equilibrio, K_b , se denomina constante de basicidad o de ionización;
para una base cualquiera: $\text{B}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{BH}^+(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq})$

$$K_b = \left\{ \frac{[\text{BH}^+][\text{OH}^-]}{[\text{B}]} \right\}_{\text{eq}}$$

- Cuanto más fuerte es la base, mayor es K_b , y el equilibrio se desplaza más a la derecha.
- El valor de la constante, K_b , es una medida de la fuerza de una base.
- Como todas las constantes de equilibrio, K_b depende de la temperatura.
- Grado de ionización: $\alpha = \Delta c / c_i$

4. DISOCIACIÓN DEL AGUA. ESCALA DE PH.

El agua se autoioniza según la ecuación $\text{H}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ (\text{aq}) + \text{OH}^- (\text{aq})$

Reacción muy desplazada hacia la izquierda
 ⇒ la constante de equilibrio es muy pequeña

$$K_c = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]^2} = 3,2 \cdot 10^{-18} \text{ (a } 25^\circ\text{C)}$$

En una disolución acuosa diluida, la $[\text{H}_2\text{O}]$ es muy grande y permanece prácticamente constante, por lo que se incluye en el valor de la constante de equilibrio, obteniéndose una nueva, K_w , que recibe el nombre de **producto iónico del agua**: $K_w = K_c [\text{H}_2\text{O}]^2 = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]$

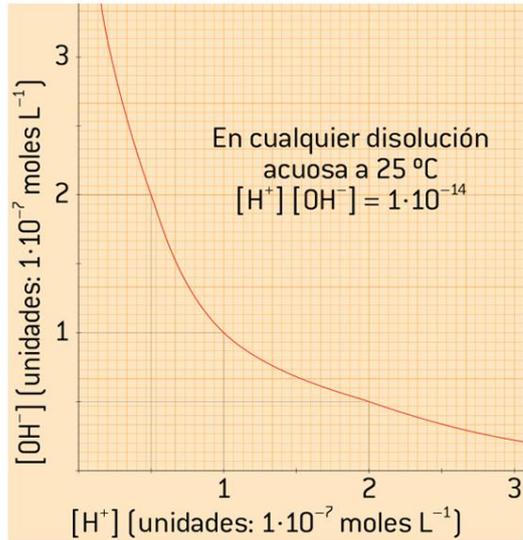
$$K_w = 10^{-14}$$

Una disolución es:

- Ácida si $[\text{H}_3\text{O}^+] > [\text{OH}^-]$
- Neutra si $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-]$
- Básica si $[\text{H}_3\text{O}^+] < [\text{OH}^-]$

Agua pura

En cualquier disolución acuosa, las variables $[\text{H}_3\text{O}^+]$ y $[\text{OH}^-]$ son inversamente proporcionales



Concepto de pH.

El pH de una disolución es el logaritmo en base 10, con el signo cambiado, de la concentración de iones H_3O^+ expresada en mol L^{-1} . Por tanto,

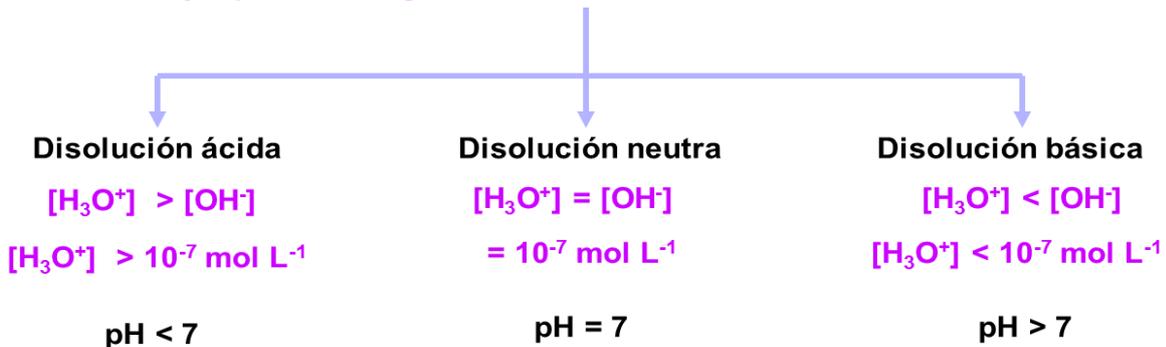
$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} (\text{mol L}^{-1}) \rightarrow \text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = \log 1 / [\text{H}_3\text{O}^+]$$

Para una temperatura dada, el producto iónico del agua permanece constante

A 25°C, $K_w = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = 10^{-14} \text{ moles}^2 \text{ L}^{-2}$ y en el agua pura, $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7} \text{ mol L}^{-1}$

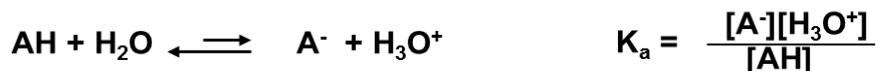
Por tanto, para el agua pura: $\text{pH} = -\log 10^{-7} = -(-7) = 7$

El valor del pH permite asignar el carácter ácido o básico de las disoluciones



5. EQUILIBRIOS ÁCIDO-BASE.

Conocida la K_b para una base se puede calcular la K_a de su ácido conjugado



Multiplicando ambas expresiones y simplificando

$$K_a K_b = \frac{[\text{A}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{AH}]} \cdot \frac{[\text{AH}][\text{OH}^-]}{[\text{A}^-]} = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = K_w$$

Por tanto conocido el valor de K_b para una base, se puede calcular el valor de K_a de su ácido conjugado: $K_w = K_a (\text{AH}) K_b (\text{A}^-)$

Los valores de las constantes de acidez nos permiten predecir en qué sentido está desplazado el equilibrio



Si $K_a (\text{ácido}_1) \gg K_a (\text{ácido}_2) \Rightarrow K_c$ será muy grande

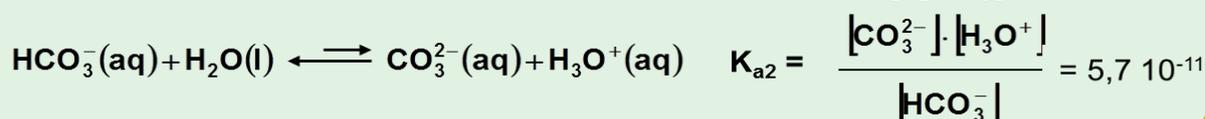
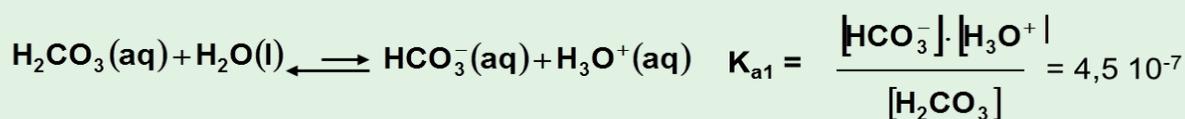
Si $K_a (\text{ácido}_1) \ll K_a (\text{ácido}_2) \Rightarrow K_c$ será muy pequeña

Un equilibrio ácido-base está desplazado en el sentido en que el ácido más fuerte, (con mayor K_a) sea el que ceda el protón

Ácidos polipróticos.

Son aquellos ácidos que pueden ceder más de un protón

- un ejemplo es el ácido carbónico, que es un ácido diprótico



K_{a1} es mayor que K_{a2} , en un factor comprendido entre 10^4 y 10^5 . Esto es un hecho general, pues la cesión de un protón, (una partícula cargada positivamente), le resulta más fácil a una especie neutra, que a una especie cargada negativamente

6. HIDRÓLISIS DE SALES.

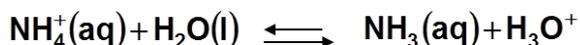
- Cuando una sal en estado sólido se disuelve en agua, sus iones se liberan de la red cristalina. Algunos **se rodean de moléculas de agua** y se dice que se **hidratan**. Sin embargo, otros **reaccionan con el agua**. En este caso se dice que se **hidrolizan**.
- **La hidrólisis es la reacción de los iones de una sal con el agua.** Consideramos las sales como compuestos iónicos procedentes de la reacción completa de un ácido y una base según la reacción:
 - $$\begin{array}{ccccccc} \text{HA} & + & \text{BOH} & \rightarrow & \text{B}^+ \text{A}^- & + & \text{H}_2\text{O} \\ \text{Ácido} & & \text{Base} & & \text{Sal} & & \text{Agua} \end{array}$$
- Como consecuencia, puede producirse un exceso de iones H_3O^+ o de iones OH^- , con lo que se forma una **disolución ácida o básica**, respectivamente.

Hidrólisis de cationes y aniones.

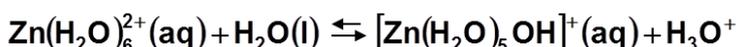
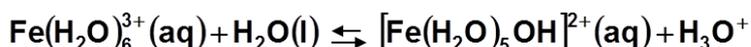
La hidrólisis de un catión es la reacción de éste con el agua

Cualquier catión cuya base conjugada sea débil, tendrá carácter ácido

Hay cationes que son ácidos de Brønsted, capaces de ceder un protón, como las sales de amonio, donde el catión es el NH_4^+



Otros cationes, unidos a una o más moléculas de agua son capaces de ceder un protón originando disoluciones ácidas



Los cationes que proceden de los hidróxidos, los cuales son bases fuertes, que se disocian totalmente y por tanto estos cationes no reaccionan con el agua (Na^+ , Ca^{2+} , K^+ , etc.)

La hidrólisis de un anión es la reacción de éste con el agua

Un anión cuyo ácido conjugado sea débil, tendrá carácter básico

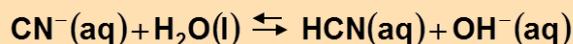
Al disolver KCl en H_2O se libera el ion Cl^- (base conjugada del HCl), que será una base muy débil y no aceptará H^+ del agua



Reacción desplazada a la izquierda; las moléculas del HCl ceden un H^+ a los OH^-

Los aniones de los ácidos fuertes no reaccionan con agua Cl^- , Br^- , I^- , ClO_4^- , NO_3^-

Al disolver KCN, se libera el ion CN^- (base conjugada del HCN), que será un ácido débil y tendrá cierta tendencia a captar un H^+



La hidrólisis es la reacción de los iones de una sal con el agua

Las sales pueden obtenerse por reacción de un ácido con una base. Considerando el tipo de ácido y de base del que proceden, las sales se dividen en

- **Sales procedentes de un ácido fuerte y una base fuerte**
 - como por ejemplo: NaNO_3 o CaCl_2
 - ni el anión ni el catión experimentan hidrólisis
 - sus disoluciones son neutras ($\text{pH} = 7$)
- **Sales procedentes de un ácido débil y una base fuerte**
 - como por ejemplo: Na_2CO_3 o KCN
 - sólo se hidroliza el anión, dando iones OH^-
 - sus disoluciones son básicas ($\text{pH} > 7$)
- **Sales procedentes de un ácido fuerte y una base débil**
 - como por ejemplo: NH_4NO_3
 - sólo se hidroliza el catión, dando iones H_3O^+
 - sus disoluciones son ácidas ($\text{pH} < 7$)
- **Sales procedentes de un ácido débil y una base débil**
 - como por ejemplo: NH_4CN
 - se hidrolizan tanto el anión como el catión
 - la disolución es ácida o básica según qué ion se hidrolice en mayor grado

7. EQUIVALENTE DE ÁCIDOS Y BASES. NORMALIDAD.

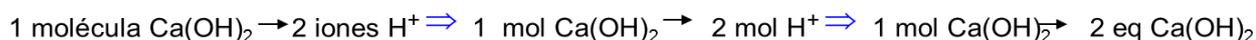
Todas las reacciones químicas ocurren equivalente a equivalente

Equivalente gramo (eq) de un **ácido** es la cantidad de éste que proporciona 1 mol de H^+

Equivalente gramo (eq) de una **base** es la cantidad de ésta que reacciona con 1 mol de H^+

En todas las reacciones ácido-base se da la relación **1 eq de ácido : 1 eq de base**

Un ejemplo:



$$\frac{2 \text{ moles HCl}}{1 \text{ mol Ca(OH)}_2} = \frac{2 \text{ eq HCl}}{2 \text{ eq Ca(OH)}_2}$$



Una forma de expresar la concentración de una disolución es la **Normalidad**



$$N = \frac{\text{número de equivalentes}}{\text{volumen de la disolución (L)}}$$

En las reacciones ácido - base se cumple que $n^\circ \text{ eq} = n^\circ \text{ mol} \cdot v$, donde v es:

para un **ácido**, el número de H^+ que cede por molécula

para una **base**, el número de H^+ que reacciona con cada molécula

$$\text{número de eq} = \text{número de moles} \cdot \text{valencia} \Rightarrow N = M \cdot v$$

8. VALORACIONES ÁCIDO-BASE.

La **volumetría ácido-base** es un procedimiento que permite calcular la concentración de una disolución, conociendo la concentración de otra, en una reacción de neutralización

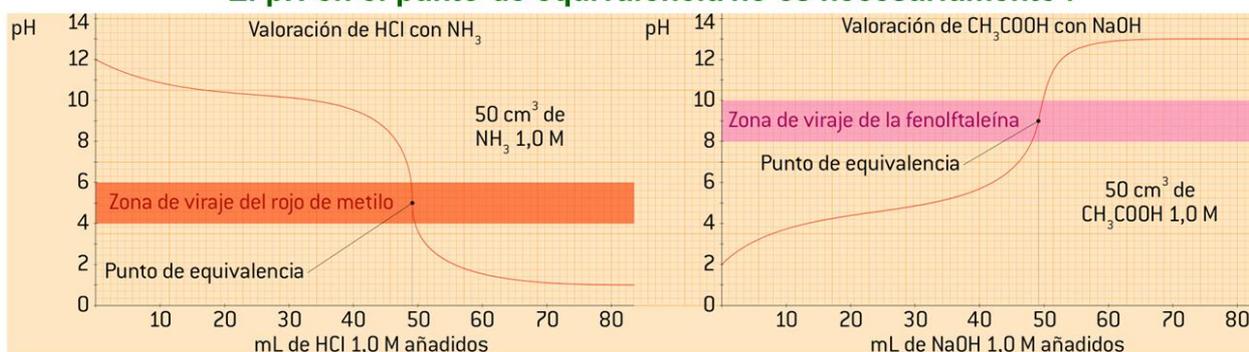
Se basa en el cambio brusco del pH de una disolución (ácida o básica), cuando se completa la reacción de neutralización ($\text{OH}^- + \text{H}^+ \rightarrow \text{H}_2\text{O}$)

Instante definido como **punto de equivalencia**

En el punto de equivalencia \rightarrow **nº eq de ácido = nº de eq de base** \rightarrow $N_a V_a = N_b V_b$

Para saber cuándo se ha alcanzado el punto de equivalencia, se utiliza un **indicador ácido base**, que avisa, **cambiando de color**, cuando se ha completado la reacción

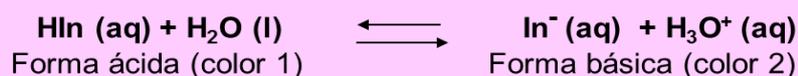
El pH en el punto de equivalencia no es necesariamente 7



Un **indicador ácido-base** es una sustancia de carácter ácido o básico débil que tiene la propiedad de presentar colores diferentes dependiendo del pH de la disolución en que se encuentra disuelto.

Indicadores ácido-base.

Son ácidos o bases débiles cuyo color es diferente a su base o ácido conjugado



La constante de acidez del indicador es:
$$K_{\text{In}} = \frac{[\text{In}^-] [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HIn}]} \Rightarrow \frac{[\text{HIn}]}{[\text{In}^-]} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{K_{\text{In}}}$$

Con esta expresión se puede **interpretar el "color"** que presentará el indicador según el pH de la disolución. Así se tiene que cuando la concentración de H_3O^+ :

- Sea mayor que K_{In} \rightarrow $\text{pH} \ll \text{p}K_{\text{In}} \rightarrow [\text{HIn}] \gg [\text{In}^-] \Rightarrow$ **Color de la forma ácida**
- Sea menor que K_{In} \rightarrow $\text{pH} \gg \text{p}K_{\text{In}} \rightarrow [\text{HIn}] \ll [\text{In}^-] \Rightarrow$ **Color de la forma básica**
- Sea igual que K_{In} \rightarrow $\text{pH} = \text{p}K_{\text{In}} \rightarrow [\text{HIn}] = [\text{In}^-] \Rightarrow$ **Color intermedio**

Selección de los indicadores ácido-base.

El indicador elegido debe tener el **punto final próximo al punto de equivalencia** de la valoración: $pK_{in} = pH$

EJEMPLOS DE INDICADORES ÁCIDO-BASE				
Nombre del indicador	Color forma ácida	Color forma básica	Rango pH de cambio color	pK_{in}
Azul de timol	Rojo	Amarillo	1,2-2,8	1,7
Naranja de metilo	Rojo	Amarillo	3,2-4,2	3,4
Rojo de metilo	Rojo	Amarillo	4,8-6,0	5,0
Tornasol	Rojo	Azul	5,0-8,0	6,5
Azul de bromotimol	Amarillo	Azul	6,0-7,6	7,1
Azul de timol	Amarillo	Azul	8,0-9,6	8,9
Fenolftaleína	Incoloro	Rosa	8,2-10,0	9,4
Alizarina	Rojo	Púrpura	11,0-12,4	11,7

El pK_{in} , debe diferir del valor del pH en el punto de equivalencia en más/menos una unidad: $pK_{in} \approx pH \text{ (punto de equivalencia) } \pm 1$

9. LA LLUVIA ÁCIDA.

Se debe principalmente a los **ácidos sulfúrico y nítrico** que se transforman en la atmósfera a partir de contaminantes del aire

El **ácido sulfúrico** procede principalmente del azufre del carbón utilizado en las centrales térmicas, donde se transforma en SO_2 : $4 FeS_2 (s) + 11O_2 (g) \longrightarrow 2Fe_2O_3 (s) + 8SO_2 (g)$

El SO_2 junto con el O_2 del aire y el agua atmosférica se transforma en ácido sulfúrico
 $SO_2 (g) + 1/2 O_2 (g) \longrightarrow SO_3 (g) + H_2O (l) \longrightarrow H_2SO_4 (l)$

El **ácido sulfúrico** disuelto en el agua de la lluvia ataca a los **materiales de construcción** como la piedra caliza o el mármol: $CaCO_3 (s) + H_2SO_4 (aq) \longrightarrow CaSO_4 (s) + CO_2 (g) + H_2O (l)$
 El $CaSO_4$ es una sal soluble que desaparece arrastrada por el agua de lluvia que la disuelve



El ácido sulfúrico, es el responsable, también, del **deterioro del papel de libros y documentos** fabricados con trazas de varios óxidos metálicos que catalizan la conversión del dióxido en trióxido de azufre



Los efectos de la lluvia ácida son especialmente dañinos en zonas que son de granito o de otros materiales incapaces de neutralizar los iones H^+

PROBLEMAS ÁCIDO-BASE.**1. ÁCIDOS Y BASES.**

1.- Utilizando la teoría protónica de Brönsted y Lowry, indica cuáles de las siguientes especies son ácidos o bases: SO_4^{2-} ; HCO_3^- ; F ; HCl . (10.5)

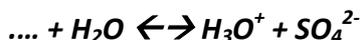
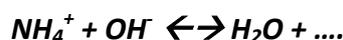
2. PAR ACIDO-BASE CONJUGADOS.

2.- El ion cianuro, CN^- , se comporta como una base de Brönsted-Lowry. ¿Cuál es su ácido conjugado?

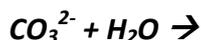
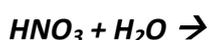
3.- El HF muestra carácter ácido. ¿Cuál es su base conjugada? (10.1)

4.- Escribe la fórmula del ácido o base conjugadas, según corresponda de las siguientes especies: CN^- ; OH^- ; HF , NH_4^+ ; CO_3^{2-}

5.- Completa estos equilibrios ácido-base de Brönsted-Lowry, caracterizando los correspondientes pares ácido-base conjugados: (10.7)



6.- Completa las siguientes reacciones ácido-base, indicando qué especies químicas son el ácido I y la base II y cuáles sus conjugados.



7.- Identifica los pares ácido-base conjugados de Brönsted-Lowry en las siguientes ecuaciones químicas: (10.10)



8.- Indica qué se entiende por una especie anfótera. Pon un ejemplo de comportamiento anfótero.

3. COMO MEDIR LA FUERZA DE UN ÁCIDO O DE UNA BASE.

9.- El ácido clorhídrico es el prototipo de ácido fuerte. En disolución acuosa diluida se ioniza totalmente; el proceso se puede representar mediante la ecuación química: $\text{HCl} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Cl}^- + \text{H}_3\text{O}^+$.

Si en un litro de agua se disuelven 0,15 moles de ácido clorhídrico, ¿qué concentración de $[\text{H}_3\text{O}^+]$ y $[\text{Cl}^-]$ se obtienen? (Mc-6.R1)

10.- ¿Qué magnitud física indica la fuerza de un ácido? ¿Cuál es la expresión de dicha magnitud para un ácido cualquiera AH? (10.11)

11.- Escribe la expresión de la constante de acidez del ácido fluorhídrico, HF. Dados los valores K_a (HF) = $6,8 \cdot 10^{-4}$ y K_a (HCN) = $4,9 \cdot 10^{-10}$, ¿Cuál de estos dos ácidos es más fuerte? (10.R2)

4. DISOCIACIÓN DEL AGUA. ESCALA DE PH.

12.- ¿Qué se entiende por producto iónico del agua? Indica cuál es su valor para la temperatura de 25°C. (10.13)

13.- Utilizando la expresión de K_w calcula la concentración de OH^- en las siguientes disoluciones. El agua pura.

a) Una disolución $[\text{H}_3\text{O}^+] = 4,3 \cdot 10^{-4}$ mol/L

b) Una disolución 0,02 M de ácido perclórico [tetraoxoclorato (VII) de hidrógeno]

c) Una disolución 0,15 M de ácido acético o etanoico ($K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$) (Mc-6.7)

14.- La concentración de iones OH^- en un producto amoniacal para la limpieza doméstica es 0,002 M. Calcula la concentración de iones hidronio en dicho producto. (Mc-6.R3) Sol: $5 \cdot 10^{-12}$ M

15.- Calcula la concentración de iones H_3O^+ y OH^- en una disolución 0,1 M de ácido nítrico [trioxonitrato (V) de hidrógeno] que es un ácido fuerte. (Mc-6.R4)

16.- Establece un criterio para determinar si una disolución es ácida, básica o neutra en términos de la $[\text{OH}^-]$. (Mc-6.8)

17.- En una disolución la concentración de iones hidronio es $4,0 \cdot 10^{-5}$ mol/L. Calcula:

a) El pH.

b) El pOH.

c) La $[\text{OH}^-]$ (Mc-6.R6)

18.- Un zumo de naranja tiene una concentración de iones hidronio igual a $6,3 \cdot 10^{-4}$ mol/L. Calcula:

- La concentración de iones hidróxido.
- El valor del pH. (10.21)

19.- Se define el pOH como $-\log [\text{OH}^-]$. La concentración de iones hidronio, H_3O^+ , en un zumo de tomate comercial es $2,5 \cdot 10^{-5}$ mol/L. Calcula su pH y POH. (10.R7) Sol: 4,6; 9,4.

20.- Si el pH de una disolución es 4:

- ¿Se trata de una disolución ácida, básica o neutra?
- ¿Cuál es la concentración molar de iones hidronio y la de iones hidróxido en esa disolución? (10.17) Sol: 10^{-4} ; 10^{-10} .

21.- El pH de la sangre es 7,35, mientras que el de un determinado vino es 3,35. Con estos datos podemos afirmar que la concentración de iones hidronio en la sangre es:

- Cuatro veces menor que en el vino.
- $10^{7,35}$ mol/L
- 10.000 veces mayor que en el vino.
- 10.000 veces menor que en el vino. (10.18)

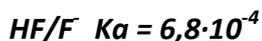
22.- Calcula el número de iones hidróxido presentes en 200 ml de una muestra de orina humana de pH = 6,40. Dato: Número de Avogadro, $N_A = 6,023 \cdot 10^{23}$. (10.19) Sol: $3 \cdot 10^{15}$.

23.- Una muestra de orina tiene un pH de 5,40.

- ¿Cuál es la concentración de iones hidronio?
- ¿Cuál es el valor del pOH? (10.20) Sol: $10^{-5,4}$; 8,6

5. EQUILIBRIOS ÁCIDO-BASE.

24.- Dados los pares conjugados ácido/base:



Elige el ácido más fuerte y la base más fuerte. (10.12)

25.- La constante de acidez del ácido cianhídrico, HCN, vale $K_a = 4,9 \cdot 10^{-10}$. Calcula la constante de basicidad del ion cianuro, CN^- . (10.15) Sol: $2,04 \cdot 10^{-5}$

26.- La constante de acidez del ácido acético (CH_3COOH) es $2 \cdot 10^{-5}$. ¿Cuál es la constante de basicidad del ion acetato (CH_3COO^-)? (10.R6) Sol: $5 \cdot 10^{-10}$

27.- Razona en qué sentido está desplazado el equilibrio:



Datos: $K_a (\text{NH}_4^+) = 5,7 \cdot 10^{-10}$; $K_a (\text{H}_2\text{CO}_3) = 4,5 \cdot 10^{-7}$ (10.R4)

28.- Razona en qué sentido está desplazada la reacción química:



Datos: $K_a (\text{HF}) = 6,8 \cdot 10^{-4}$; $K_a (\text{HCN}) = 4,9 \cdot 10^{-10}$. (10.14)

29.- Escribe la reacción entre el ácido sulfhídrico, H_2S y el ion carbonato CO_3^{2-} . Calcula la constante de equilibrio K_c , de dicha reacción. Predice en qué sentido estará desplazado el equilibrio.

Datos: $K_a (\text{H}_2\text{S}) = 9,5 \cdot 10^{-8}$; $K_a (\text{HCO}_3^-) = 4,7 \cdot 10^{-11}$ (10.16)

Sol: 2021

30.- Calcula el grado de ionización del ácido acético ($\text{CH}_3\text{-COOH}$) 0,05 M utilizando el valor de su $K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$. (Mc-6.R2)

Sol: 0,019; 1,9%

Equilibrios con pH

31.- Para una disolución de 0,1 mol/L de un ácido fuerte, AH:

- El pH es igual a 1.
- El pH es menor que 1.
- $[\text{A}^-] = 0,1$ mol.
- $[\text{AH}] \gg [\text{A}^-]$ (10.22)

32.- Se agregan dos gotas de ácido clorhídrico 0,5 mol/L a un litro de agua. Calcula el pH de la disolución resultante. El volumen de una gota es de 0,05 mL. (10.25)

Sol: 4,3

33.- Calcula el pH de una disolución 0,5 mol/L de HCN. Dato: $K_a (\text{HCN}) = 4,9 \cdot 10^{-10}$. (10.R3) Sol: 4,8

34.- Calcula el pH de una disolución 0,01 M de HF. Dato: $K_a (\text{HF}) = 6,8 \cdot 10^{-4}$ (10.2) Sol: 2,64

35.- Un ejercicio intenso puede originar la formación de ácido láctico (que designaremos por HLac) en los músculos. ¿Cuál es el pH de fluido muscular cuando la concentración de ácido láctico es $1,0 \cdot 10^{-3}$ mol/L? Dato: K_a del ácido láctico = $8,4 \cdot 10^{-4}$ (10.28)

Sol: 3,23

36.- El ácido nicotínico ($\text{HC}_6\text{H}_4\text{O}_2\text{N}$), también llamado niacina, es un miembro importante del grupo de las vitaminas B. Calcular el pH de una disolución preparada disolviendo 0,1 moles de ácido nicotínico (que se puede abreviar como HNic) en agua hasta tener un litro de disolución.

Dato: K_a del ácido nicotínico = $1,4 \cdot 10^{-5}$ (10.36)

Sol: 2,93

37.- La codeína, un compuesto que se extrae del opio y se emplea para combatir la tos, es una base débil con un pK_b de 5,79. Calcula el pH de una disolución de 0,020 mol/L de codeína.

Dato: $pK_b = -\log K_b$. (Utiliza Cod para representar la codeína). (10.30)

Sol: 10.26

38.- Indica en cuáles de los siguientes ácidos se puede realizar la aproximación $C - x = C$ y en cuales no:

- a) Ácido acético $K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$
- b) Ácido nitroso $K_a = 4,5 \cdot 10^{-4}$
- c) Ácido fluorhídrico $K_a = 5,6 \cdot 10^{-4}$
- d) Ácido cianhídrico $K_a = 4,9 \cdot 10^{-10}$ (Mc-6.10)

39.- Se tiene una disolución 0,25 mol/L de ácido benzoico (que designaremos por HBen). La concentración de iones hidronio en esta disolución es $[H_3O^+] = 4 \cdot 10^{-3}$ mol/L. Calcula la constante de acidez del ácido benzoico. (10.27)

Sol: $6,5 \cdot 10^{-5}$

40.- El pH de una disolución acuosa 0,1 mol/L de ácido hipocloroso; HClO, es 4,2. Calcula el valor de K_a para dicho ácido. (10.29)

Sol: $3,97 \cdot 10^{-8}$

41.- El ácido caproico $HC_6H_{11}O_2$, se encuentra en el aceite de coco y se utiliza en la fabricación de aromas artificiales. Una disolución preparada disolviendo 0,14 moles de ácido caproico en agua hasta obtener 1,5 litros de disolución tiene una concentración de iones hidronio igual a $1,1 \cdot 10^{-3}$ mol/L. Calcula el valor de K_a para el ácido caproico (monoprótico). (10.32)

Sol: $1,3 \cdot 10^{-5}$

42.- El fenol HC_6H_5O , es un ácido orgánico monoprótico débil que se utiliza en la fabricación de algunos plásticos. Una disolución preparada disolviendo 0,385 g de fenol en agua, hasta obtener 2 litros de disolución, tiene un pH de 6,29. Calcula la K_a del fenol. (10.33)

Sol: $1,3 \cdot 10^{-10}$

43.- Calcula la constante de basicidad, K_b , del amoníaco, NH_3 , sabiendo que una disolución que contiene 1,7 gramos por litro tiene un pH de 11,13. (10.R8)

Sol: $1,8 \cdot 10^{-5}$

44.- El fluoruro de hidrógeno es un ácido que en disolución 0,1 mol/L se disocia en un 10 %.

a) Calcula el pH de una disolución 0,1 mol/L de HF.

b) Halla la K_a de dicho ácido. (10.26)

Sol: 2; $1,1 \cdot 10^{-3}$

45.- En 500 ml de agua se disuelven 3 g de ácido acético. Calcula:

a) El pH de la disolución.

b) El porcentaje de ácido acético ionizado.

Dato: K_a del ácido acético = $2 \cdot 10^{-5}$ (10.31)

Sol: 2,85; 1,41%.

46.- Calcula el grado de disociación y el pH de una disolución de ácido acético 0,05 M.

Dato: K_a (acético) = $1,8 \cdot 10^{-5}$ (Mc-6.R9)

Sol: 3,02; 1,9%

47.- Una disolución acuosa es simultáneamente 0,1 mol/L en ácido acético y 0,1 mol/L en ácido nítrico.

- ¿Cuánto vale su pH?
- ¿Cuál es la concentración del ion acetato?

Dato: K_a del ácido acético = $1,8 \cdot 10^{-5}$ (10.34)

Sol: 1; $1,8 \cdot 10^{-5}$

6. HIDRÓLISIS DE SALES.

48.- Al disolver una sal en agua, ¿se puede obtener un pH básico? En caso afirmativo, razona la respuesta y pon un ejemplo. (10.37)

49.- ¿Cómo se puede deducir el carácter ácido o básico de una disolución de sal en agua? (10.38)

50.- Razonar el carácter ácido o básico de una disolución acuosa de nitrato de amonio, NH_4NO_3 .
 $K_b(\text{NH}_3) = 1,8 \cdot 10^{-5}$

51.- Deduce el carácter ácido o básico de una disolución de NaF. $K_a(\text{HF}) = 7,1 \cdot 10^{-4}$

52.- Razona el carácter ácido, básico o neutro de las disoluciones acuosas de las siguientes sales:

- Cloruro sódico.
- Acetato sódico.
- Cianuro potásico.
- Cloruro amónico. (10.39)

$K_a(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1,8 \cdot 10^{-5}$; $K_a(\text{HCN}) = 4 \cdot 10^{-4}$; $K_b(\text{NH}_3) = 1,8 \cdot 10^{-5}$

53.- ¿Cuál o cuáles de las sales siguientes disueltas en agua pura originan una disolución ácida?

- NaCl
- NH_4NO_3
- KCN
- KNO_3 (10.41)

54.- Predice el carácter ácido, básico o neutro de una disolución acuosa de:

- Acetato de amonio $\text{NH}_4\text{CH}_3\text{COO}$.
- Fluoruro de amonio NH_4F .

Datos: K_a del $\text{CH}_3\text{COOH} = 1,8 \cdot 10^{-5}$; K_b del $\text{NH}_3 = 1,8 \cdot 10^{-5}$; K_a del $\text{HF} = 6,8 \cdot 10^{-4}$. (10.42)

55.- Se tiene una disolución que contiene 2,45 g de NaCN en 500 mL. Halla:

- El pH de la disolución.
- Los moles de NaCN hidrolizados.
- El tanto por ciento de sal hidrolizada.

Dato: pK_a del HCN = 9,31 y $M(\text{NaCN}) = 49\text{u}$ (10.44)

Sol: 11,15; $0,715 \cdot 10^{-3}$ moles; 1,43%.

56.- Calcula el pH de una disolución obtenida al disolver, 0,005 moles de nitrato de amonio, NH_4NO_3 , en medio litro de agua. Dato: K_b del $\text{NH}_3 = 1,8 \cdot 10^{-5}$ (10.45) Sol: 5,63

57.- La quinina, un medicamento importante en el tratamiento de la malaria, es una base débil que podemos representar como Qu. Su pK_b vale 5,48 a 25°C . Debido a que es poco soluble en agua, suele suministrarse a partir del cloruro de quinina (H-QuCl), que es una sal bastante soluble. Determina el pH de una disolución 0,2 mol/L de H-QuCl . (10.46) Sol: 4,6

58.- La morfina, un poderoso analgésico, es una base débil con un pK_b de 5,79. Podemos representar la morfina por Mor, y su ácido conjugado, por H-Mor^+ . La morfina es poco soluble en agua, pero el nitrato de morfina (H-MorNO_3) es una sal muy soluble.

a) Calcula el pH de una disolución 0,2 mol/L de nitrato de morfina.

b) Halla la concentración de morfina en la disolución anterior. (10.47) Sol: 4,45; $3,51 \cdot 10^{-5}$ M.

59.- Se añadieron 0,01 moles de nitrito de sodio, NaNO_2 , a 100 mL de una disolución 0,035 mol/L de ácido nitroso, HNO_2 . Supón que no se produjo ningún cambio de volumen. Calcula:

a) El pH de la disolución final.

b) El porcentaje de ionización del HNO_2 .

Dato: K_a del $\text{HNO}_2 = 4,4 \cdot 10^{-4}$ (10.48)

Sol: 3,81; 0,44%

60.- Se mezclan 45 mL de disolución de ácido acético 0,2 mol/L con 45 mL de acetato de sodio 0,2 mol/L. Suponiendo que los volúmenes son aditivos, calcula el pH de la disolución formada.

Dato: K_a del $\text{CH}_3\text{-COOH} = 1,8 \cdot 10^{-5}$ (10.50)

Sol: 4,75.

61.- Se prepara una disolución amortiguadora disolviendo 0,20 moles de ácido fórmico (HCOOH) y 0,40 moles de formiato de sodio (HCOONa) en agua hasta obtener 1 litro de disolución. Determina el valor de su pH.

Dato: K_a (HCOOH) = $1,8 \cdot 10^{-4}$ (10.53)

Sol: 4,05

62.- ¿Cuántos gramos de cloruro de amonio debemos disolver en 500 mL de una disolución 0,20 mol/L de NH_3 para obtener una disolución de pH 10,00? Supón que la adición de cloruro de amonio no produce ningún cambio de volumen.

Dato: K_b del $\text{NH}_3 = 1,8 \cdot 10^{-5}$. Masas atómicas: N = 14u; H = 1u; Cl = 35,5u

Sol: 0,962 g

8. VALORACIONES ÁCIDO-BASE.

63.- Calcula la concentración de una disolución de hidróxido bórico, sabiendo que 15 ml de la misma se neutralizan hasta el punto de equivalencia con 35 ml de ácido clorhídrico 0,2 M. (Mc-6.R14)

64.- ¿Qué volumen de ácido sulfúrico 2,5 M se necesita para neutralizar una disolución que contiene 2,3 g de hidróxido de calcio? ¿Cuántos gramos de ácido sulfúrico puro se necesitan? (11.18)

(Datos: Masas atómicas: Ca=40; O=16; H=1; S=32)

Sol: 0,0124L; 3,04 g.

65.- Se disuelven 20 g de ácido sulfúrico puro en agua hasta obtener 500 ml de disolución.

a) Determina la concentración de dicha solución.

b) ¿Qué volumen de NaOH 0,2 M se necesita para neutralizar hasta el punto de equivalencia 25 ml de la disolución anterior? (Mc-6.15) (Datos: Masas atómicas: S=32; O=16; H=1)

Sol: 0,4 M; 100 ml

66.- Se prepara una disolución disolviendo 180 g de hidróxido de sodio en 400 g de agua. La densidad de la disolución resultante es 1,340 g/cm³.

a) Calcula la concentración de la disolución.

b) Calcula los gramos de hidróxido de sodio necesarios para neutralizar un litro de disolución 0,1 M de HCl. (11.R6) (Datos: Masas atómicas: O=16; H=1; Na=23)

Sol: 10,4 M; 10,4 N; 4 g.

67.- El porcentaje de hidrogenocarbonato de sodio (NaHCO₃) en una tableta utilizada como antiácido estomacal se calculó valorando con HCl 0,1 M. Para neutralizar 0,302 g de la tableta se necesitaron 16,5 cm³ de HCl. ¿Cuál es el porcentaje? (11.19) (Datos: Masas atómicas: C=12; O=16; H=1; Na=23)

Sol: 45,9%.

68.- Calcula la riqueza de una sosa comercial (hidróxido sódico con impurezas) si 30 gramos de la misma precisan 50 ml de ácido sulfúrico [tetraoxosulfato (VI) de hidrógeno] 3 M para su neutralización total. (Mc-6.R13)

Sol: 40%

69.- Una muestra de 0,968 g de hidróxido de sodio impuro se disolvió en agua obteniéndose 200 ml de disolución. Se valoraron 20,0 ml de esta disolución con HCl (aq) 0,107M, y se consumieron 15,8 ml de este ácido para alcanzar el punto de equivalencia. ¿Cuál es el porcentaje de pureza de la muestra original? (11.23)

Sol: 69,8%

70.- (3 puntos) Se añaden 3 gramos de hidróxido de sodio a 400 ml de una disolución 0,15 M de ácido clorhídrico. Suponiendo que el volumen se mantiene constante, calcula, para la disolución resultante: a) los moles de ácido o base en exceso; b) la concentración de iones hidroxilo; c) el pH.

(Datos: Masas atómicas: Na = 23 ; O = 16 ; H = 1) (Jun-2012)

71.- (3 puntos) Se mezclan 150 ml de una disolución 0,1 M de KOH con 250 mL de otra 0,03 M de HNO₃.

1. Determina la especie (ácido o base) que queda en exceso al mezclar las dos disoluciones.
2. Calcula la concentración de iones hidroxilo en la disolución resultante (los volúmenes son aditivos).
3. Calcula el pH de la disolución anterior. (R.1-2011)

72.- (3 puntos) Deseamos valorar 50 mililitros de hidróxido de calcio 0,25 M. Para ello utilizamos una disolución de ácido clorhídrico 0,30M. Considerando que este hidróxido es una base fuerte, responde a las siguientes cuestiones:

- a) ¿Cuál es el pH de la disolución básica inicial, antes de añadir el ácido clorhídrico?
- b) ¿Qué volumen de disolución de ácido clorhídrico necesitamos para alcanzar el punto de equivalencia (neutralización completa)? (Suponer que los volúmenes son aditivos) (Jun-2010)