
QUÍMICA

Bachillerato Internacional

Reacciones Ácido-Base
Sistemas Ácido-Base no
Elementales

Prof. Jorge Rojo Carrascosa

Índice general

1. REACCIONES DE TRANSFERENCIA DE PROTONES	2
1.1. TEORÍAS	2
1.1.1. TEORÍA DE ARRHENIUS	3
1.1.2. TEORÍA DE BRÖNSTED-LOWRY	3
1.1.3. TEORÍA ÁCIDO-BASE DE LEWIS	3
1.2. FORTALEZA DE ÁCIDOS Y BASES	4
1.2.1. ÁCIDOS POLIPRÓTICOS	4
1.3. DISOCIACIÓN DEL AGUA Y MEDIDAS DE pH	5
1.4. INDICADORES	6
1.5. PROBLEMAS RESUELTOS	8
2. SISTEMAS ÁCIDO-BASE NO ELEMENTALES	11
2.1. HIDRÓLISIS	11
2.1.1. SAL DE ÁCIDO FUERTE - BASE FUERTE	11
2.1.2. SAL DE ÁCIDO FUERTE - BASE DÉBIL	11
2.1.3. SAL DE ÁCIDO DÉBIL - BASE FUERTE	12
2.1.4. SAL DE ÁCIDO DÉBIL - BASE DÉBIL	12
2.2. DISOLUCIÓN REGULADORA	12
2.3. VALORACIONES o VOLUMETRÍAS ÁCIDO-BASE	13
2.4. PROBLEMAS RESUELTOS	15

Capítulo 1

REACCIONES DE TRANSFERENCIA DE PROTONES

Los ácidos y las bases son bien conocidos desde la antigüedad. Los ácidos se utilizaban en procesos metalúrgicos como en la separación del oro y la plata, y las bases, en la preparación de jabones o en la tinción de tejidos y fibras. Actualmente, sus diversas propiedades hacen que tengan multitud de usos, desde productos de limpieza hasta materiales de construcción pasando por productos para la fabricación de vidrios o medicamentos y conservantes alimenticios.

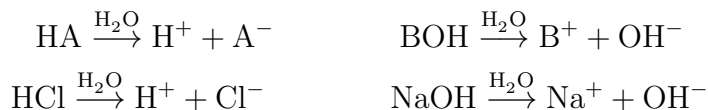
Los ácidos reaccionan con metales activos como el Zn, Fe y Al produciendo H_2 , enrojecen el papel de tornasol y sus disoluciones concentradas son cáusticas y destruyen los tejidos vivos y la materia orgánica. Sin embargo, las bases son suaves al tacto, tienen sabor amargo, azulean el papel de tornasol y sus disoluciones concentradas, al igual que las ácidas, son cáusticas y también destruyen toda materia orgánica.

1.1. TEORÍAS

En las reacciones químicas de las sustancias ácidas y básicas no existen cambios en los estados de agregación de los elementos. A comienzos del siglo XIX, los experimentos sobre la electricidad de distintos compuestos químicos realizados por Michael Faraday mostraron que, tanto los ácidos como las bases, en disolución acuosa, conducían la corriente eléctrica y que su reacción mutua, producía sal y H_2O .

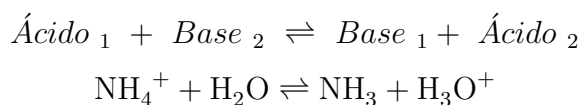
1.1.1. TEORÍA DE ARRHENIUS

Según la **teoría de la disociación iónica de Arrhenius** los ácidos son aquellas sustancias que en disolución acuosa se disocian cediendo H^+ , o iones hidrónio (oxonio o hidroxonio) H_3O^+ , y aniones, y las bases serían aquellas que ceden grupos OH^- , (iones hidroxilo u oxhidrilo), y cationes. Dicho de otra forma, los ácidos son sustancias que contienen hidrógeno y las bases las que tienen grupos OH^- .



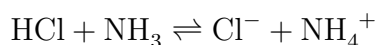
1.1.2. TEORÍA DE BRÖNSTED-LOWRY

Para la **teoría de Brönsted-Lowry** los ácidos son sustancias que en disolución son capaces de donar protones y las bases sustancias que en disolución aceptan protones, así se conseguía explicar la basicidad del NH_3 . Es en esta teoría cuando se empieza a hablar de ácidos y bases conjugadas.



A la Base_1 y al Ácido_2 se les conoce como base y ácido conjugado del Ácido_1 y Base_2 . Como vemos, aquí aparece un *equilibrio ácido-base*, puesto que a todo ácido le corresponde una base conjugada y viceversa. Para que el ácido pueda ceder protones tiene que existir una base que pueda aceptarlos.

Cuando se produce la reacción entre un ácido y una base, no conjugados, disueltos en agua tenemos una reacción de neutralización:



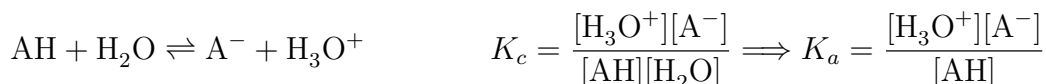
1.1.3. TEORÍA ÁCIDO-BASE DE LEWIS

Existen sustancias que no tienen H^+ en su estructura pero que son capaces de neutralizar bases. La **teoría de Lewis** marca la definición general de ácido como aquella sustancia que puede aceptar una pareja de electrones (poseen un orbital vacío) y base como aquella sustancia que puede ceder una pareja de electrones. Así, por ejemplo, serían ácidos el H^+ , BF_3 , $SO_3, \dots$, y bases NH_3 , F^- , $SO_4^{2-}, \dots$.

1.2. FORTALEZA DE ÁCIDOS Y BASES

La definición de ácido y base conjugada marca la fortaleza del par de la siguiente forma: **Cuanto más fuerte es un ácido, más débil es su base conjugada y viceversa.**

No todos los ácidos y las bases tienen las mismas propiedades, no tienen los mismos grados de disociación y por tanto no producen los mismos efectos. Así,



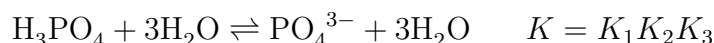
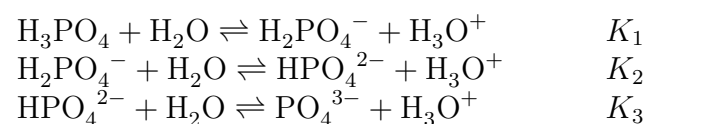
Siendo K_a la constante de acidez o de disociación del ácido. Si K_a es muy grande tenemos un ácido fuerte y se encuentra disociado completamente ($[\text{HA}]_{\text{inicial}} = [\text{H}^+]_{\text{equ.}}$ ó $[\text{BOH}]_{\text{inicial}} = [\text{OH}^-]_{\text{equ.}}$), si es pequeña tenemos un ácido débil y este se encuentra disociado parcialmente. De igual manera podemos hacer en el caso de las bases, donde aparecería K_b , la constante de basicidad de una base.

- Ácidos fuertes: HCl , H_2SO_4 , HNO_3 , HBr , ..., si $K_a > 10^2$
- Ácidos débiles: CH_3COOH , HF , $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$, ...
- Bases fuertes: KOH , NaOH , $\text{Ca}(\text{OH})_2$, ...
- Bases débiles: NH_3 , CO_3^{2-} , CH_3NH_2 , ...
- Anfóteros: HCO_3^- , HPO_4^{2-} , H_2O , ...

Se denominan **especies anfóteras** a los compuestos que pueden actuar como ácidos o como bases dependiendo de la fortaleza del ácido o de la base con la que se enfrentan. Por ejemplo, el ion bicarbonato, HCO_3^- , puede actuar como ácido y su base conjugada sería el ión carbonato, CO_3^{2-} , o puede actuar como base y ser su ácido conjugado el ácido carbónico, H_2CO_3 .

1.2.1. ÁCIDOS POLIPRÓTICOS

Los ácidos polipróticos son aquellos que tienen más de un protón, H_3PO_4 , H_2CO_3 , ... Estos ácidos no ceden por igual todos sus protones, tienen más tendencia a ceder el primer protón que los restantes.

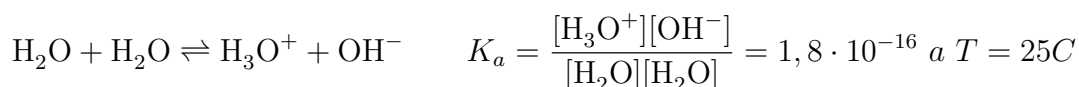


Donde $K_1 \gg K_2 \gg K_3$. En el cálculo del pH sólo se tiene en cuenta el primer equilibrio, los posteriores están muy desplazados hacia la izquierda.

Como podemos observar sus especies intermedias serían especies anfóteras.

1.3. DISOCIACIÓN DEL AGUA Y MEDIDAS DE pH

El agua es una especie anfótera, puede aceptar o donar un protón. En disolución se encuentra disociado según el equilibrio:



Esta reacción también se conoce con el nombre de autoionización. La $[\text{H}_2\text{O}]$ es constante y el equilibrio está desplazado totalmente hacia la izquierda, su constante es muy pequeña y la concentración del agua se incluye en ella.

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}][\text{H}_2\text{O}]} \implies K_a[\text{H}_2\text{O}]^2 = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] \implies K_w = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]$$

K_w se conoce como producto iónico del agua y equivale a 10^{-14} , puesto que la $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7}$ la disolución es neutra y estas concentraciones se toman como patrón para comparar las sustancias ácidas y básicas, así:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] > [\text{OH}^-] \longrightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] > 10^{-7} \text{ y } [\text{OH}^-] < 10^{-7} \implies \text{Disolución ácida}$$

Al añadir un ácido al agua para mantener K_w constante, el equilibrio se desplaza hacia la izquierda. Cuando añadimos una base:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] < [\text{OH}^-] \longrightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] < 10^{-7} \text{ y } [\text{OH}^-] > 10^{-7} \implies \text{Disolución básica}$$

La relación entre la constante de acidez y basicidad del ácido y base conjugada:

$$\left. \begin{array}{l} \text{AH} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{A}^- + \text{H}_3\text{O}^+ \quad K_a = \frac{[\text{A}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{AH}]} \\ \text{A}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{AH} + \text{OH}^- \quad K_b = \frac{[\text{AH}][\text{OH}^-]}{[\text{A}^-]} \end{array} \right\} \quad K_w = K_a K_b$$

El grado de acidez o basicidad de una disolución se mide utilizando el **concepto de pH**. El concepto de pH fue introducido por Sorensen en 1909 para tratar con números

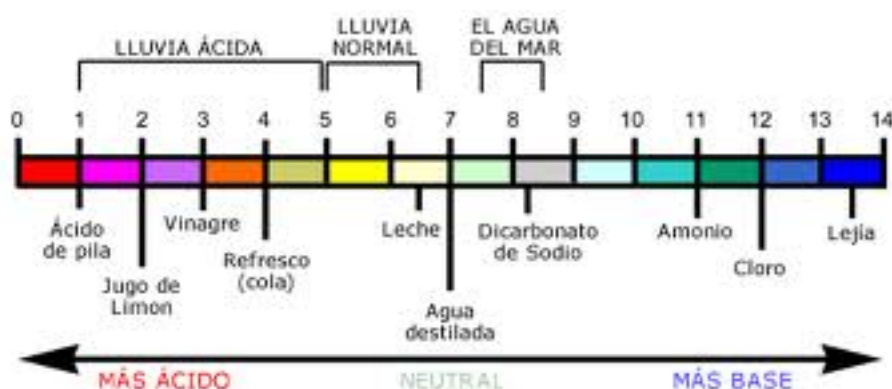
sencillos las concentraciones de H_3O^+ de ácidos y bases. La definición matemática es

$$pH = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] \quad pOH = -\log[\text{OH}^-] \quad \boxed{pH + POH = 14} \quad a \ 25C$$

La escala de pH en disolución acuosa varía de 0 a 14. Siendo ácidas las disoluciones con un pH menor que 7 y básicas o alcalinas, aquellas con un pH mayor que 7.

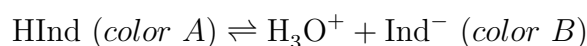
- $pH < 7 \implies$ Disolución ácida, $[\text{H}_3\text{O}^+] > 10^{-7}M$
- $pH = 7 \implies$ Disolución neutra, $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-]$
- $pH > 7 \implies$ Disolución básica, $[\text{H}_3\text{O}^+] < 10^{-7}M$

En la siguiente tabla podemos ver el pH en disolución acuosa de algunas sustancias cotidianas,



1.4. INDICADORES

Para conocer el viraje de una disolución de un medio a otro se utilizan compuestos denominados indicadores (colorantes orgánicos complejos), éstos cambian de color según estén en medio ácido o básico, es decir, cuando cambie el pH. Generalmente son ácidos y bases débiles con distinto color en su forma no disociada (ácida) y disociada (base conjugada).



En disoluciones ácidas, el equilibrio se desplaza hacia la izquierda y se observa el color A, sin embargo cuando estamos en una disolución alcalina, los H_3O^+ se habrán consumido y el equilibrio estará desplazado hacia la derecha, color B del indicador. El

cambio de color que se observa en una valoración se denomina **punto final** y cuando las cantidades de ácido y base son iguales se denomina **punto de equivalencia**. Ambas se encuentran muy cerca si se ha elegido un indicador adecuado. Si existen cantidades iguales de forma disociada y sin disociar tendremos una mezcla de colores,

$$K_{ind} = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot \frac{[\text{Ind}^-]}{[\text{HInd}]} \implies K_{Ind} = [\text{H}_3\text{O}^+] \Rightarrow pK_{ind} = pH$$

El ojo humano sólo distingue un color de otro cuando la concentración entre las dos especies es superior al 10% entre ambas, el intervalo del viraje del indicador abarca 2 unidades de pH y por tanto hay que escoger indicadores en los cuales el punto de equivalencia queda lo más centrado posible en el intervalo de viraje del mismo.

Indicador	Zona de viraje de pH	Color forma ácida (HA)	Color forma básica(A ⁻)
Anaranjado de Metilo	3,1 - 4,4	Rojo	Amarillo
Azul de Bromotimol	6 - 7,6	Amarillo	Azul
Tornasol	6 - 8	Rojo	Azul
Fenolftaleina	8 - 9,6	Incoloro	Rojo

1.5. PROBLEMAS RESUELTOS

1. Las siguientes afirmaciones son todas falsas. Reescríbalas para que sean correctas, justificando los cambios realizados:

- a) Una disolución acuosa 0,01 M de ácido nítrico tiene pH=4.
- b) Un ácido muy débil ($K_a < 10^{-8}$) en disolución acuosa da lugar a un pH ligeramente superior a 7.
- c) El valor de la constante de basicidad de la piridina ($K_b = 1,6 \cdot 10^{-9}$) es 4 veces el de la anilina ($K_b = 4 \cdot 10^{-10}$) y, a igualdad de concentraciones, su grado de disociación es 4 veces mayor.
- d) Para aumentar una unidad el pH de una disolución acuosa de NaOH es necesario duplicar su concentración.

- a) El ácido nítrico es un ácido fuerte y se encuentra totalmente disociado, por tanto la concentración de protones será de 0,01 M y su pH

$$pH = -\log[H_3O^+] = 2$$

- b) Al ser un ácido, aunque sea muy débil, dará lugar una concentración de protones mayor que la de grupos OH^- y por tanto, un pH menor que 7.
- c) En cualquiera de los dos casos tenemos dos bases muy débiles,

	HB	+	H ₂ O	→	B ⁻	+	H ⁺
moles iniciales (n_0)	n_0				-		-
moles equilibrio (n_{eq})	$n_0(1 - \alpha)$				$n_0\alpha$		$n_0\alpha$
Conc. equilibrio (C_{eq})	$C_0(1 - \alpha)$				$C_0\alpha$		$C_0\alpha$

$$K_b = \frac{c_0\alpha}{(1 - \alpha)} \Rightarrow \alpha \approx \sqrt{\frac{K_b}{C_0}}$$

Haciendo la relación entre ambas obtenemos el resultado correcto

$$\frac{\alpha_p}{\alpha_a} = \sqrt{\frac{K_p}{K_a}} \approx 2$$

- d) Se debería aumentar 10 veces su concentración. Comprobación:

$$pH_2 = pH_1 + 1 \Rightarrow 14 + \log(C_2) = 14 + \log(C_1) + 1$$

$$\log(C_2) - \log(C_1) = 1 \Rightarrow \log\left(\frac{C_2}{C_1}\right) \Rightarrow \frac{C_2}{C_1} = 10$$

2. Una disolución acuosa 1 M de ácido nitroso (HNO_2) tiene un 2% de ácido disociado. Calcule:

- La concentración de cada una de las especies presentes en el equilibrio.
- El pH de la disolución.
- El valor de K_a del ácido nitroso
- Si la disolución se diluye 10 veces ¿cuál será el nuevo grado de disociación?

a) Realizamos el equilibrio correspondiente al HNO_2 teniendo en cuenta que el grado de disociación es 0,02,

	HNO_2	+	H_2O	$\longrightarrow$	NO_2^-	+	H^+
Conc. iniciales (n_0)	1				-		-
Conc. equilibrio (n_{eq})	$1(1 - \alpha)$				α		α
Conc. equilibrio (n_{eq})	0,08				0,02		0,02

b) El valor del pH será,

$$pH = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log(0,02) = 2$$

c) El valor de K_a podemos averiguarlo aplicando la definición de la constante ácida,

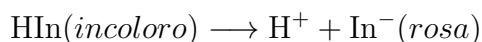
$$K_a = \frac{[\text{NO}_2^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HNO}_2]} = \frac{(0,02)^2}{0,08} = 4,08 \cdot 10^{-4}$$

d) Hallamos el nuevo valor del grado de disociación con la nueva concentración y teniendo en cuenta que el valor de la constante ácida no varía.

$$K_a = \frac{0,1\alpha^2}{1 - \alpha} \Rightarrow \alpha = 0,0619$$

3. La fenolftaleína es un indicador ácido-base que cambia de incoloro a rosa en el intervalo de pH 8 (incoloro) a pH 9,5 (rosa). ¿Qué color presentará este indicador en una disolución de $\text{NaOH } 10^{-3} \text{ M}$?

El color del indicador dependerá del pH de la disolución en la que se encuentra presente. Si la disolución es ácida, el indicador se encontrará en su especie ácida, HIn , y tendrá el color correspondiente, en este caso incoloro; sin embargo, si la disolución es básica el indicador se encontrará desplazado hacia su especie básica, In^- , y el color que presentará será el rosa.



En este caso, tenemos una base fuerte y se encuentra completamente dissociada en sus iones. El pH de la disolución será,

$$pOH = -\log[OH^-] = -\log(0,001) = 3 \Rightarrow pH = 14 - pOH = 11$$

La disolución es básica y el indicador tendrá el color de su forma básica, es decir, **rosa**.

Capítulo 2

SISTEMAS ÁCIDO-BASE NO ELEMENTALES

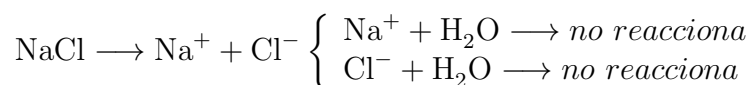
Este capítulo se centra en sistemas más complejos que los vistos anteriormente, en concreto nos centramos en tres modelos, la hidrólisis, la disolución tampón o reguladora y las valoraciones ácido-base.

2.1. HIDRÓLISIS

Cuando una sal se disuelve en agua su estructura se rompe y algún ión de la sal reacciona con el agua originando un comportamiento ácido o básico, esto se conoce con el nombre de hidrólisis. Se pueden producir los siguientes casos:

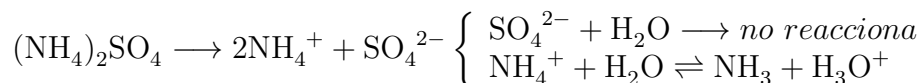
2.1.1. SAL DE ÁCIDO FUERTE - BASE FUERTE

En este caso tendremos una disolución neutra, el anión es una base muy débil y el catión, también, es un ácido muy débil.



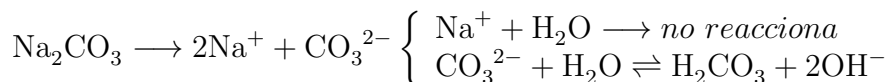
2.1.2. SAL DE ÁCIDO FUERTE - BASE DÉBIL

La disolución resultante será ácida, el catión resultante será un ácido más fuerte que el agua y reaccionará con él formando mayor $[\text{H}_3\text{O}^+]$



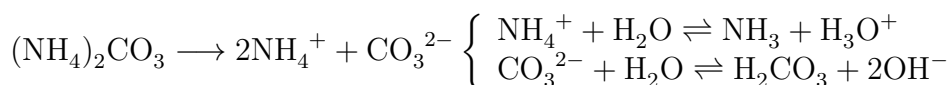
2.1.3. SAL DE ÁCIDO DÉBIL - BASE FUERTE

La disolución resultante será básica, en este caso el anión será una base más fuerte que el agua y reaccionará con él formando mayor $[\text{OH}^-]$



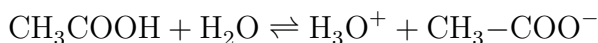
2.1.4. SAL DE ÁCIDO DÉBIL - BASE DÉBIL

En este caso, que tengamos una disolución ácida o básica dependen de las constantes del ácido y de la base, esto es, del grado de hidrólisis.



2.2. DISOLUCIÓN REGULADORA

Se conoce con este nombre a aquellas disoluciones que se mantiene constante el pH aún cuando se añaden pequeñas cantidades de ácidos o bases. También son conocidas como disoluciones amortiguadores, tampón o, simplemente, buffers. Son disoluciones que contienen un ácido débil y su base conjugada, por ejemplo ácido acético y acetato de sodio.



Al añadir un ácido, aumenta la $[\text{H}_3\text{O}^+]$, por efecto del ión común el equilibrio tiende a desplazarse hacia la izquierda consumiendo CH_3COO^- . Al añadir una base aumenta la $[\text{OH}^-]$, se combina con la $[\text{H}_3\text{O}^+]$ desplazándose hacia la derecha reaccionando algo de $\text{CH}_3\text{-COOH}$ con el agua reponiendo los iones H_3O^+ consumidos.

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{-COOH}]} \implies [\text{H}_3\text{O}^+] = K_a \frac{[\text{CH}_3\text{-COOH}]}{[\text{CH}_3\text{-COO}^-]} \rightarrow \boxed{pH = pK_a + \frac{n_{A^-}}{n_{HAc}}}$$

La concentración de ácido acético y acetato es la misma, por tanto:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = K_a = 1,8 \cdot 10^{-5} \implies pH = 4,74$$

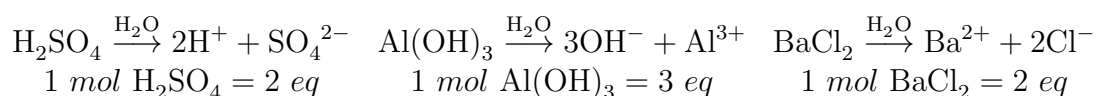
2.3. VALORACIONES o VOLUMETRÍAS ÁCIDO-BASE

La volumetría ácido-base permite calcular la concentración de un ácido (o base) disueltos, haciendo reaccionar un volumen de disolución ácida con otro volumen de una disolución básica de concentración conocida. Para realizar la valoración se van mezclan el ácido y la base en presencia de un indicador que muestra el momento en que se puede dar por finalizada la reacción de valoración.

Una forma de expresar la cantidad de sustancia de ácidos y bases es mediante la **normalidad**, ésta se define como,

$$N = \frac{\text{número equivalentes} - \text{gramo soluto}}{\text{Volumen disolución (L)}} = n \text{ equ.} \cdot M$$

Donde el **número de equivalentes-gramo** se define como la cantidad de moles de H^+ o OH^- proporcionado por un mol de ácido o base al disolverse en agua. Para una sal se define como la cantidad de moles de cargas positivas por un mol de sal disuelto en agua. Para una reacción REDOX será la cantidad de moles de electrones transferidos en oxidación o reducción de un mol del compuesto.



El **peso equivalente** es el peso de un equivalente, por tanto, para cualquier sustancia vendrá dado por la razón entre la masa y el número de equivalentes.

Visto esta nueva forma de expresar la concentración, estamos en condiciones de hallar cuantitativamente el punto de *equivalencia* de una valoración ácido-base. Ya que estas valoraciones ocurren equivalente de ácido a equivalente de base, nos permiten conocer la concentración de una especie, conocida la concentración de la otra sustancia denominada reactivo valorante.

$$n \text{ equivalentes ácido} = n \text{ equivalentes base}$$

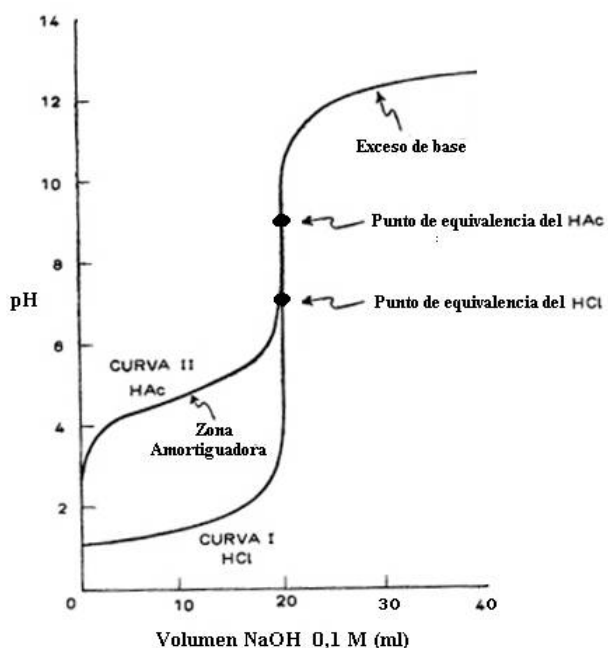
$$N_a V_a = N_b V_b$$

Sin embargo, esta visión de tratar las neutralizaciones comienza a estar en desuso y empieza a tener mucha presencia un tratamiento más cercano como es el número de moles. Es decir, en la neutralización la cantidad de moles de un ácido debe ser igual

a la cantidad de moles de una base, dejándose de lado el cálculo de los equivalentes.

Las curvas de valoración son gráficos que muestran cómo varía el pH de un ácido o una base según están siendo neutralizados. Estas curvas se obtienen normalmente introduciendo un electrodo de gas en el matraz de valoración mientras se añade base (o ácido) con una bureta.

En la curva de la derecha podemos ver la valoración que se realiza sobre dos disoluciones, la curva I representa la valoración de ácido clorhídrico y la curva II la de ácido acético. Para ambas disoluciones se utiliza como valorante el Hidróxido sódico.



En la curva I, al ser una valoración de ácido fuerte y base fuerte, según se añade base se va neutralizando un volumen igual de ácido produciendo sal más agua, la $[H^+]$ disminuye aumentando el pH. Cuando se añadan los mismos equivalentes de base que había de ácido en la disolución se obtendrá el punto de equivalencia, $pH=7$, el resto de base que se añade no tiene con qué reaccionar y aumenta el pH hasta 14. En la curva II se observa un aumento inicial de pH hasta alcanzar la región tamponada, en ella el pH varía lentamente ya que los iones hidronio reaccionan con los iones hidroxilo y se disocia más ácido para producir nuevos iones hidronio. Al añadir los 20 ml de NaOH, todo el ácido ha reaccionado para dar la sal CH_3COONa , al ser una sal de un ácido débil con una base fuerte tenemos una hidrólisis alcalina.

Para ácidos polipróticos se observan tantos puntos de inflexión como átomos de H ionizable tiene el ácido.

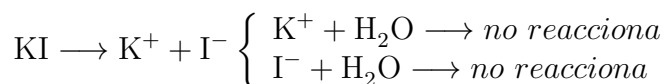
2.4. PROBLEMAS RESUELTOS

1. Se preparan disoluciones acuosas de los siguientes compuestos: yoduro de potasio, dioxonitrato (III) de sodio, bromuro de amonio y fluoruro de sodio.

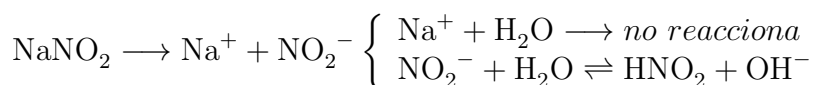
- a) Escriba los correspondientes equilibrios de disociación y los posibles equilibrios de hidrólisis resultantes para los cuatro compuestos en disolución acuosa.
- b) Justifique el carácter ácido, básico o neutro de cada una.

Datos: K_a (dioxonitrato (III) de hidrógeno) = $7,2 \cdot 10^{-4}$, K_a (ácido fluorhídrico) = $6,6 \cdot 10^{-4}$, K_b (amoníaco) = $1,8 \cdot 10^{-5}$

- a) Para cada una de las sustancias químicas propuestas tendríamos que ver la posible hidrólisis que sufrirían sus iones en disolución. Realizamos los dos apartados conjuntamente.



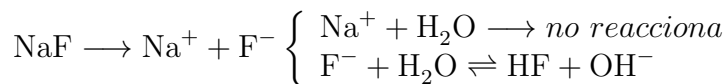
El KI es una sal de un ácido fuerte y una base fuerte y tendríamos una disolución **neutra**.



El NaNO_2 es una sal de un base fuerte y un ácido débil y tendríamos una disolución **básica**.



El NH_4Br es una sal de un ácido fuerte y una base débil y tendríamos una disolución **ácida**.



El NaF es una sal de un base fuerte y un ácido débil y tendríamos una disolución **básica**.

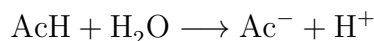
2. Calcula:

- a) El pH que proporciona 1 L de disolución reguladora 0,5 M en AcH y 0,5 M en NaAc.

- b) La variación de pH que se produce en esta disolución cuando se añade, sin modificar el volumen, 5 mL de HCl 0,5 M.
- c) La variación de pH que se produce en esta disolución cuando se añade, sin modificar el volumen, 5 mL de NaOH 0,5 M.

Datos: $K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$

- a) El equilibrio de disociación del ácido es,



$$\text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{[\text{Ac}^-]}{[\text{HAc}]} = -\log(1,8 \cdot 10^{-5}) + \log \frac{0,5}{0,5} = 4,745$$

- b) En los 5 mL de ácido 0,5 M tenemos $2,5 \cdot 10^{-3}$ moles de HCl. Estos moles serán neutralizados por igual cantidad de iones Ac^- y, formandose, los mismos moles de AcH. Así, en el nuevo equilibrio tendremos las siguientes concentraciones.

$$\text{AcH} = \frac{0,5 + 2,5 \cdot 10^{-3}}{1L} = 0,5025 \text{ Molar}$$

$$\text{Ac}^- = \frac{0,5 - 2,5 \cdot 10^{-3}}{1L} = 0,4975 \text{ Molar}$$

$$\text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{[\text{Ac}^-]}{[\text{HAc}]} = -\log(1,8 \cdot 10^{-5}) + \log \frac{0,4975}{0,5025} = 4,740$$

- c) En este caso, al añadir 5 mL de base 0,5 M tenemos $2,5 \cdot 10^{-3}$ moles de NaOH. Estos moles serán neutralizados por igual cantidad de iones H^+ y el equilibrio se desplazará hacia los productos. Disminuirá en la misma cantidad la concentración del ácido y aumentará la del ión acetato,

$$\text{AcH} = \frac{0,5 - 2,5 \cdot 10^{-3}}{1L} = 0,4975 \text{ Molar}$$

$$\text{Ac}^- = \frac{0,5 + 2,5 \cdot 10^{-3}}{1L} = 0,5025 \text{ Molar}$$

$$\text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{[\text{Ac}^-]}{[\text{HAc}]} = -\log(1,8 \cdot 10^{-5}) + \log \frac{0,5025}{0,4975} = 4,749$$

3. Se tiene una disolución de ácido etanoico $5,5 \cdot 10^{-2}$ M.

- Calcule el grado de disociación del ácido en esta disolución.
- Calcule el pH de la disolución.
- Calcule el volumen de una disolución de hidróxido de sodio 0,1 M necesario para neutralizar 20 ml de la disolución de ácido etanoico.
- Justifique si el pH resultante tras la neutralización del apartado anterior será ácido, básico o neutro.

Datos: K_a (ácido etanoico) = $1,86 \cdot 10^{-5}$

- Realizamos el equilibrio correspondiente al CH_3COOH teniendo su concentración inicial

	CH_3COONa	$\longrightarrow$	CH_3COO^-	+	Na^+
Conc. iniciales	$5,5 \cdot 10^{-2}$		-		-
Conc. equilibrio	$5,5 \cdot 10^{-2}(1 - \alpha)$		$5,5 \cdot 10^{-2}\alpha$		$5,5 \cdot 10^{-2}\alpha$

$$K_a = \frac{5,5 \cdot 10^{-2}\alpha^2}{1 - \alpha} \Rightarrow \alpha = 0,0182$$

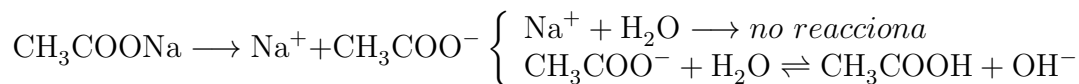
- La concentración de H^+ será,

$$[\text{H}^+] = 5,5 \cdot 10^{-2} \cdot 0,0182 = 10^{-3} \Rightarrow \text{pH} = 3$$

- Los moles de ácido en 20 ml son $n = M \cdot V = 5,5 \cdot 10^{-2} \cdot 0,02 = 0,0011$ moles. Por tanto, para neutralizar esos moles necesitaremos los mismos moles de base. Entonces,

$$\text{Volumen} = \frac{\text{moles base}}{\text{Molaridad}} = \frac{0,0011}{0,1} = 0,011 \text{ l} = 11 \text{ ml}$$

- La neutralización dará lugar a una sal CH_3COONa que puede sufrir hidrólisis.



El acetato de sodio es una sal que proviene de un base fuerte y un ácido débil y tendríamos una disolución **básica**.

- Una disolución contiene 0,376 gramos de fenol ($\text{C}_6\text{H}_5\text{OH}$) por cada 100 mL. Sabiendo que el fenol se puede comportar como ácido débil monoprótico y que su valor de K_a es $1,0 \cdot 10^{-10}$, calcule:

- a) Las concentraciones finales de fenol y fenolato presentes en la disolución, así como el pH y el porcentaje de ionización del fenol.
- b) El volumen de disolución de hidróxido de sodio 0,2 M que se necesitaría para valorar (neutralizar) 25 mL de disolución de fenol.

Datos: Masas atómicas H=1, C=12, O=16.

- a) Los 0,376 g de fenol corresponden a una cantidad de sustancia de $4 \cdot 10^{-3}$ moles y, en 100 ml, a una concentración de 0,04 molar. El equilibrio de este ácido débil es,

	$\text{C}_6\text{H}_5\text{OH}$	$\longrightarrow$	$\text{C}_6\text{H}_5\text{O}^-$	$+$	H^+
Conc. iniciales	0,04		-		-
Conc. equilibrio	$0,04(1 - \alpha)$		$0,04\alpha$		$0,04\alpha$

Teniendo en cuenta la constante del ácido,

$$K_a = \frac{[\text{C}_6\text{H}_5\text{O}^-][\text{H}^+]}{[\text{C}_6\text{H}_5\text{OH}]} = \frac{0,04\alpha^2}{1 - \alpha} \Rightarrow \alpha = 5 \cdot 10^{-5} = 0,005 \%$$

Donde hemos despreciado el valor de α frente a 1 ya que la constante de acidez del fenol es muy baja. La concentración para el fenol y el fenolato serán,

$$[\text{C}_6\text{H}_5\text{OH}] = 0,04(1 - 5 \cdot 10^{-5}) \approx 0,04 \text{ M}$$

$$[\text{C}_6\text{H}_5\text{O}^-] = 0,04 \cdot 5 \cdot 10^{-5} = 2 \cdot 10^{-6}$$

La concentración de H^+ es la misma que la de fenolato, por tanto,

$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+] = -\log(2 \cdot 10^{-6}) = 5,7$$

- b) Los moles que hay de fenol en 25 ml son de $n = M \cdot V = 0,04 \cdot 0,025 = 1 \cdot 10^{-3}$. Como en la neutralización necesitaremos los mismos moles de base que de ácido,

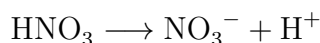
$$1 \cdot 10^{-3} \text{ moles NaOH} \cdot \frac{1 \text{ litro}}{0,2 \text{ moles NaOH}} = 5 \cdot 10^{-3} \text{ litros NaOH} = 5 \text{ ml NaOH}$$

5. Se tiene una disolución de ácido nítrico de $\text{pH} = 2,30$.

- Determine el número de moles de ión nitrato en disolución sabiendo que el volumen de la misma es de 250 mL.
- Calcule la masa de hidróxido de sodio necesaria para neutralizar 25 mL de la disolución anterior.
- Determine el pH de la disolución obtenida al añadir 25 mL de hidróxido de sodio 0,001 M a 25 mL de la primera disolución de ácido nítrico, suponiendo que los volúmenes son aditivos.

Datos: Masas atómicas Na=23, O=16, H=1.

- Observando la disociación del ácido nítrico, que es un ácido fuerte, podemos saber la concentración de ión nitrato puesto que, como vemos, tiene la misma estequiometría que los protones.



$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+] \Rightarrow \text{H}^+ = 10^{-\text{pH}} = 10^{-2,3} = 5 \cdot 10^{-3} = [\text{NO}_3^-]$$

Si el volumen de la disolución es de 250 mL, el número de moles presentes de ión nitrato es de $n = M \cdot V = 5 \cdot 10^{-3} \cdot 0,25 = 1,25 \cdot 10^{-3}$.

- En la neutralización, los moles de ácido en 25 ml deben ser iguales a los moles de base necesarios, por tanto, los moles de ácido en 25 mL son $n = M \cdot V = 5 \cdot 10^{-3} \cdot 0,025 = 1,25 \cdot 10^{-4}$,

$$1,25 \cdot 10^{-4} \text{ moles NaOH} \cdot \frac{40 \text{ g NaOH}}{1 \text{ mol NaOH}} = 5 \cdot 10^{-3} \text{ gramos NaOH}$$

- Al añadir 25 mL de NaOH 0,001 Molar tendríamos $2,5 \cdot 10^{-5}$ moles de base que darían lugar a una neutralización del ácido en la misma cantidad. Sin embargo, como hemos visto en el apartado anterior los moles de ácido son $1,25 \cdot 10^{-4}$, es decir, existe mayor cantidad de moles ácido y por lo tanto quedaría un exceso de protones, dando lugar a un pH ácido.

$$\text{moles ácido exceso} = 1,25 \cdot 10^{-4} - 2,5 \cdot 10^{-5} = 1 \cdot 10^{-4}$$

Al ser los volúmenes aditivos, la concentración de H^+ y el pH serán,

$$[\text{H}^+] = \frac{1 \cdot 10^{-4}}{0,05} = 2 \cdot 10^{-3} \Rightarrow \text{pH} = 2,69$$