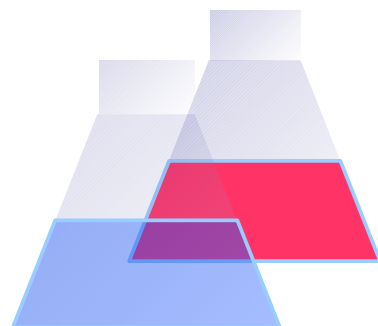


TEMA 5

EQUILIBRIOS ÁCIDO-BASE



Índice

1	<u>ELECTROLITOS. TEORÍA DE ARRHENIUS.</u>	1
	Electrolitos	2
	Teoría de Arrhenius.	2
	Limitaciones de la teoría de Arrhenius:	4
2	<u>TEORIA DE BRÖNSTED-LOWRY</u>	4
3	<u>FUERZA RELATIVA DE ACIDOS Y BASES</u>	4
4	<u>MEDIDA DE LA ACIDEZ (Y BASICIDAD) DE UNA DISOLUCIÓN.</u>	5
	IONIZACION DEL AGUA.	5
	ESCALA pH.	6
5	<u>HIDROLISIS</u>	6
	Constante de hidrólisis, K_h .	6
	Hidrólisis de sales	7
6	<u>INDICADORES</u>	9

1 ELECTROLITOS. TEORÍA DE ARRHENIUS.

El agua es una sustancia con una conductividad eléctrica muy baja. Si se le añaden ciertas sustancias como NaCl su conductividad aumenta mucho, en cambio si se disuelven otras como el azúcar su conductividad no varía.

Según esto se pueden clasificar las sustancias en electrolitos y no electrolitos:

Electrolitos

Sustancias que al añadir las al agua dan lugar a una disolución que conduce la corriente (se llaman también conductores de segunda especie a diferencia de los metales, conductores ohmicos o de 1ª especie)

Químicamente corresponden a tres tipos de sustancias:

	Ácidos			Bases		Sales	
	Oxoácidos $H_aA_bO_c$	Hidrácidos H_aA	Ác.orgánicos $RCOOH$	Hidróxidos $M(OH)_n$	Carbonatos, NH_3 ,aminas,..	Oxisales $M_aA_bO_c$	Sales binarias M_aA_b
Ejemplos	H_2SO_4	HF	CH_3-COOH	KOH		Na_2CO_3	ZnS
	HNO_2	H_2S	CH_3-CH_2COOH	$Mg(OH)_2$		$Ca(ClO_3)_2$	CaF_2

Propiedades

	Ácidos	Bases	SALES
Propiedades Físicas	Conducen la corriente eléctrica disueltas en agua	Conducen la corriente eléctrica disueltas en agua	Conducen la corriente eléctrica disueltas en agua
	Sabor ácido	Sabor a lejía	Sabor salado
	Color rojo con tornasol	Color azul con tornasol	Color violeta con tornasol
Propiedades Químicas	Atacan a los metales (Mg, Fe, Zn , Al ..) desprendiendo H_2	No actúan sobre los metales	
	Reacciona con el carbonato de calcio desprendiendo CO_2	Reaccionan con las grasas formando jabón	
	Neutralizan los efectos de las bases	Neutralizan los efectos de los ácidos	
	ÁCIDO + BASE $\longrightarrow$ SAL + H_2O		

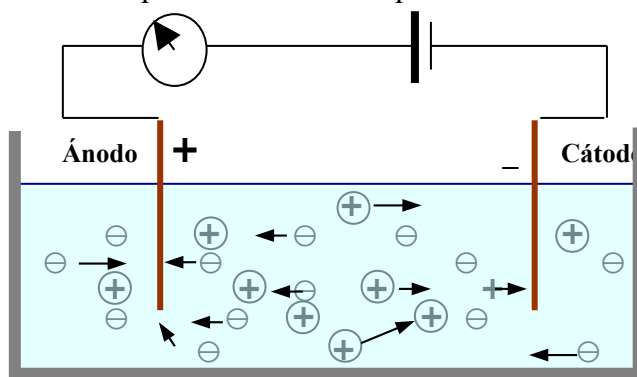
NO ELECTROLITOS: sustancias que disueltas en agua no varían la conductividad de la misma.

Teoría de Arrhenius.

Arrhenius explica la conductividad de las disoluciones de electrolitos suponiendo que estas sustancias al disolverse en agua se **disocian** separándose en iones: un ion positivo o catión y un ion negativo o anion .

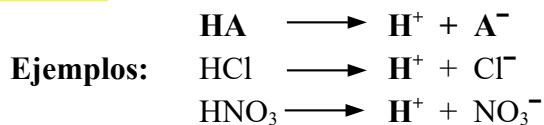
Si se introducen en la disolución dos conductores conectados a una pila (electrodos), los iones, al ser partículas cargadas, se mueven hacia los polos de signo opuesto cerrando el circuito y por tanto se observa paso de corriente.

Los no electrolitos solo se disuelven pero no se disocian por tanto no conducen.

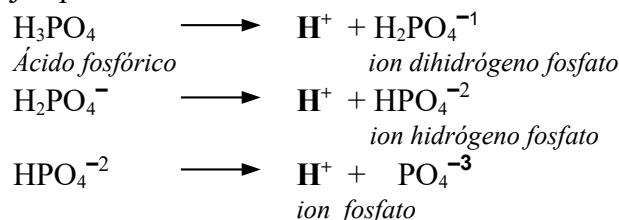




ACIDO: toda sustancia que al disolverla en agua se disocia dando iones H^+ (**protones**) y un ion negativo que depende del tipo de ácido

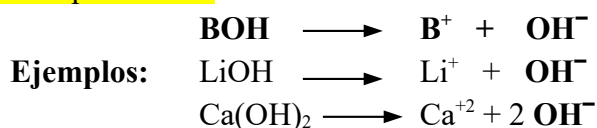


Si el ácido tiene un solo H se llama monoprótico, si tiene 2 ó mas poliprótico, en este caso la pérdida de iones H^+ se produce por etapas, por ejemplo :



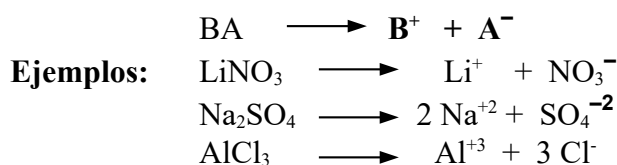
El ion H^+ es el responsable de las propiedades de los ácidos

BASE: sustancia que al disolverla en agua se disocia dando iones OH^- (**hidroxilo u oxidrilo**) y un ion positivo que depende del tipo de base.



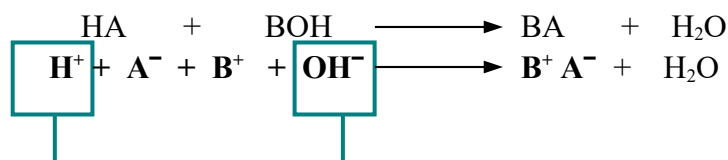
El ion OH^- es el responsable de las propiedades de las bases

SAL: Sustancia que en disolución acuosa se disocia en un ion positivo y un ion negativo, pero ninguno de los cuales es H^+ ni OH^- .



Como en la disolución de una sal no aparecen ni iones H^+ ni OH^- no presenta ni las propiedades de ácido ni las características de las bases.

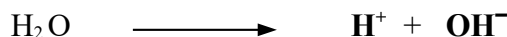
NEUTRALIZACIÓN. Al poner en contacto un ácido con la cantidad estequiométrica de una base las propiedades de ambos desaparecen, **se neutralizan** mutuamente, y dan lugar a una sal y agua. Esto se explica fácilmente según lo enunciado antes para la disociación de ácidos y bases:



Puede observarse que los iones que realmente se neutralizan son los H^+ procedentes del ácido con los OH^- procedentes de la base que se unen para formar una molécula de agua. Los iones A^- y B^+ no sufren ningún cambio, permanecen igual durante el proceso, son iones espectadores. Esto explica que la neutralización se produzca igual entre cualquier ácido y cualquier base.

IONIZACION DEL AGUA.

El agua pura presenta una conductividad muy baja pero no nula, eso significa que en agua pura deben existir iones que permitan la conducción de la corriente, y deben encontrarse en una baja concentración. ¿cómo es posible si el agua no pertenece a ninguno de los 3 tipos de electrolitos? . Sin embargo puede explicarse fácilmente si suponemos que una fracción muy pequeña de las moléculas de agua puede disociarse dando lugar a iones H^+ y OH^- , proceso que sería inverso del de la neutralización:



Limitaciones de la teoría de Arrhenius:

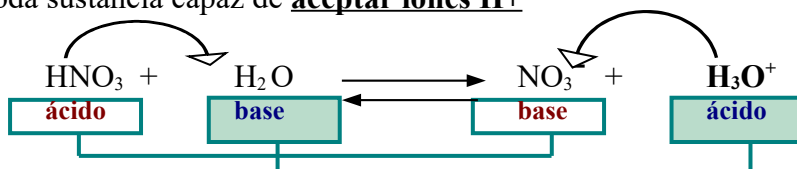
- No da cuenta del carácter básico del amoníaco, no puede dar lugar a iones OH^- ya que no están presentes en su molécula. Lo mismo para otras sustancias como las aminas.
- Hay muchas sales que no son neutras : algunas tienen carácter básico y otras ácido.
- Está limitado a disolución acuosa
- El carácter ácido es absoluto (y lo mismo para el básico)

2 TEORIA DE BRÖNSTED-LOWRY

ÁCIDO: Toda sustancia capaz de ceder iones H^+ (protones)

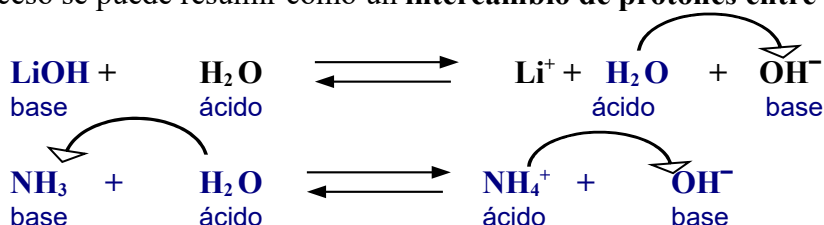
BASE : Toda sustancia capaz de aceptar iones H^+

Ejemplo:

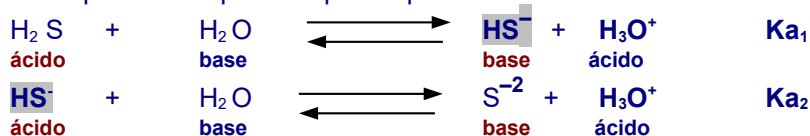


Nótese que:

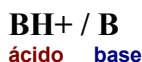
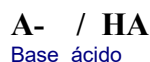
1. Una sustancia (HNO_3) actúa como ácido, y otra (H_2O) como base
2. Como es un equilibrio los productos también interaccionan para revertir a reactivos: el H_3O^+ cede el H^+ , actúa como ácido, y el NO_3^- lo capta, actúa como base
3. Existen 2 parejas ácido base
4. El disolvente, en este caso agua, juega un papel activo en el proceso
5. El proceso se puede resumir como un **intercambio de protones entre dos sustancias**



Para ácidos poliproticos el proceso se produce por etapas:



Par conjugado: dos sustancias con carácter opuesto y relacionadas mediante el intercambio de un ion H^+



En los casos anteriores: $\text{HNO}_3 / \text{NO}_3^-$ $\text{H}_2\text{O} / \text{H}_3\text{O}^+$ $\text{OH}^- / \text{H}_2\text{O}$ $\text{NH}_3 / \text{NH}_4^+$ $\text{H}_2\text{S} / \text{HS}^-$

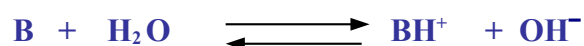
Anfótero (o anfólito): sustancia que puede actuar como ácido o como base. Por ejemplo H_2O , HS^-

3 FUERZA RELATIVA DE ACIDOS Y BASES

Cada equilibrio viene caracterizado por una constante que depende solo de la temperatura y se llama constante de acidez, K_a , o de basicidad, K_b .



$$K_a = \frac{[A^-][H_3O^+]}{[HA]}$$



$$K_b = \frac{[BH^+][OH^-]}{[B]}$$

Cuanto mayor sea el valor de la constante de acidez mas fuerte es el ácido.

Acido fuerte: aquel cuyo valor de K_a es mucho mayor que 1, la fracción de moléculas que se transforma es prácticamente del 100% y por tanto puede considerarse que el proceso es completo, no hay equilibrio.



(Notese que se indica escribiendo UNA SOLA FLECHA)

Análogamente una **base fuerte** es la que tiene una constante de basicidad muy alta: NaOH, KOH

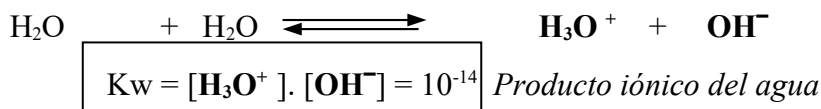
Ácido	Reacción	K_a	pK_a
Yodhídrico	$HI + H_2O \rightarrow I^- + H_3O^+$	Muy grande	Muy grande
Bromhídrico	$HBr + H_2O \rightarrow Br^- + H_3O^+$	Muy grande	Muy grande
Perclórico	$HClO_4 + H_2O \rightarrow ClO_4^- + H_3O^+$	Muy grande	Muy grande
Clorhídrico	$HCl + H_2O \rightarrow Cl^- + H_3O^+$	Muy grande	Muy grande
Sulfúrico	$H_2SO_4 + H_2O \rightarrow HSO_4^- + H_3O^+$	Muy grande	Muy grande
Nítrico	$HNO_3 + H_2O \rightarrow NO_3^- + H_3O^+$	Muy grande	Muy grande
Yódico	$HIO_3 + H_2O \rightleftharpoons IO_3^- + H_3O^+$	0,19	0,721
Sulfuroso	$H_2SO_3 + H_2O \rightleftharpoons HSO_3^- + H_3O^+$	0,016	1,796
Hidrogenosulfato	$HSO_4^- + H_2O \rightleftharpoons SO_4^{2-} + H_3O^+$	0,012	1,921
Cloroso	$HClO_2 + H_2O \rightleftharpoons ClO_2^- + H_3O^+$	0,011	1,96
Fosfórico	$H_3PO_4 + H_2O \rightleftharpoons H_2PO_4^- + H_3O^+$	$7,5 \cdot 10^{-3}$	2,125
Fluorhídrico	$HF + H_2O \rightleftharpoons F^- + H_3O^+$	$7,0 \cdot 10^{-4}$	3,155
Nitroso	$HNO_2 + H_2O \rightleftharpoons NO_2^- + H_3O^+$	$4,5 \cdot 10^{-4}$	3,347
Formico	$HCOOH + H_2O \rightleftharpoons HCOO^- + H_3O^+$	$1,8 \cdot 10^{-4}$	3,745
Benzoico	$C_6H_5COOH + H_2O \rightleftharpoons C_6H_5COO^- + H_3O^+$	$6,6 \cdot 10^{-5}$	4,180
Acético	$CH_3COOH + H_2O \rightleftharpoons CH_3COO^- + H_3O^+$	$1,8 \cdot 10^{-5}$	4,745
Carbónico	$H_2CO_3 + H_2O \rightleftharpoons HCO_3^- + H_3O^+$	$4,2 \cdot 10^{-7}$	6,377
Sulfhídrico	$H_2S + H_2O \rightleftharpoons HS^- + H_3O^+$	$1,0 \cdot 10^{-7}$	7,000
Hipocloroso	$HClO + H_2O \rightleftharpoons ClO^- + H_3O^+$	$3,0 \cdot 10^{-8}$	7,523
Dihidrogenofosfato	$H_2PO_4^- + H_2O \rightleftharpoons HPO_4^{2-} + H_3O^+$	$6,2 \cdot 10^{-8}$	7,208
Amonio	$NH_4^+ + H_2O \rightleftharpoons NH_3 + H_3O^+$	$5,5 \cdot 10^{-10}$	9,260
Cianhídrico	$HCN + H_2O \rightleftharpoons CN^- + H_3O^+$	$4,0 \cdot 10^{-10}$	9,398
Hidrogenocarbonato	$HCO_3^- + H_2O \rightleftharpoons CO_3^{2-} + H_3O^+$	$5,6 \cdot 10^{-11}$	10,25
Hidrogenofosfato	$HPO_4^{2-} + H_2O \rightleftharpoons PO_4^{3-} + H_3O^+$	$2,2 \cdot 10^{-13}$	12,66
Hidrogenosulfuro	$HS^- + H_2O \rightleftharpoons S^{2-} + H_3O^+$	$1,0 \cdot 10^{-13}$	13,00

Base	Reacción	K_b	pK_b
Hidróxido sódico	$NaOH \rightarrow Na^+ + OH^-$	Muy grande	Muy grande
Hidróxido potásico	$KOH \rightarrow K^+ + OH^-$	Muy grande	Muy grande
Etilamina	$CH_3CH_2NH_2 + H_2O \rightleftharpoons CH_3CH_2NH_3^+ + OH^-$	$6,41 \cdot 10^{-4}$	3,193
Metilamina	$CH_3NH_2 + H_2O \rightleftharpoons CH_3NH_3^+ + OH^-$	$3,70 \cdot 10^{-4}$	3,432
Amoniaco	$NH_3 + H_2O \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-$	$1,77 \cdot 10^{-5}$	4,752
Anilina	$C_6H_5NH_2 + H_2O \rightleftharpoons C_6H_5NH_3^+ + OH^-$	$4,27 \cdot 10^{-10}$	9,37

4 MEDIDA DE LA ACIDEZ (Y BASICIDAD) DE UNA DISOLUCIÓN.

IONIZACION DEL AGUA.

Tal como se indico anteriormente el agua pura conduce la corriente eléctrica lo que implica que deben existir iones, según la teoría de Bronsted el proceso de autoionización sería.



Y que es acorde con el dato de que el agua no se comporta ni como ácido, ni como base, es neutra.

La cantidad de moléculas que se disocian se puede calcular por medidas de la conductividad y resulta ser de 1 cada 555.555.555 lo que lleva a determinar que el valor de la constante del equilibrio denominada $K_w = 10^{-14}$.

Y como las concentraciones de ambos iones son iguales, en agua pura la concentración tanto de iones H^+ como de OH^- vale 10^{-7} moles/litro .

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-7} \text{ moles /l}$$

$$[\text{OH}^-] = 10^{-7} \text{ moles/l}$$

Cualquier disolución acuosa contiene tanto iones H_3O^+ como OH^- . Además el producto de las concentraciones de ambos iones es constante pues se cumple el producto iónico, si una de esas concentraciones sube la otra baja y viceversa:

- Una disolución es **ácida** si contiene mas iones H_3O^+ que OH^- , es decir:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] > 10^{-7} \text{ moles /l} \quad (\text{y } [\text{OH}^-] < 10^{-7} \text{ moles/l})$$

- Una disolución es **básica** si en ella predominan los iones OH^- , luego :

$$[\text{OH}^-] > 10^{-7} \text{ moles/l} \quad (\text{y } [\text{H}_3\text{O}^+] < 10^{-7} \text{ moles /l})$$

- Si una disolución contiene igual concentración de H_3O^+ que de OH^- es **neutra**.

Cuanto mayor sea la $[\text{H}_3\text{O}^+]$ de la disolución más ácida será, pero la mayoría de las disoluciones presentan concentraciones de iones H_3O^+ mucho menores que 1 por lo que para evitar trabajar con n°s muy pequeños se utiliza una escala logarítmica para medir el grado de acidez de las disoluciones :

ESCALA pH.

Se define el pH de una disolución como: $\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$

Según esto el agua pura tiene un $\text{pH} = 7$ y una disolución ácida $\text{pH} < 7$.

Se define el pOH de una disolución como: $\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-]$

El pOH del agua pura es 7 y el de una disolución básica es menor que 7.

De la expresión del producto ionico se deduce que : $\text{pH} + \text{pOH} = 14$

ESCALA DE ACIDEZ

	ÁCIDA							NEUTRA			BÁSICA					
$[\text{H}_3\text{O}^+]$	1	10^{-1}	10^{-2}	10^{-3}	10^{-4}	10^{-5}	10^{-6}	10^{-7}	10^{-8}	10^{-9}	10^{-10}	10^{-11}	10^{-12}	10^{-13}	10^{-14}	
$[\text{OH}^-]$	10^{-14}	10^{-13}	10^{-12}	10^{-11}	10^{-10}	10^{-9}	10^{-8}	10^{-7}	10^{-6}	10^{-5}	10^{-4}	10^{-3}	10^{-2}	10^{-1}	1	
pH	0	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	
pOH	14	13	12	11	10	9	8	7	6	5	4	3	2	1	0	

Por lo que en realidad puede usarse solo una escala para medir el grado de acidez o basicidad, pues están relacionadas tal como se resume en la tabla

5 HIDROLISIS

Constante de hidrólisis, K_h .

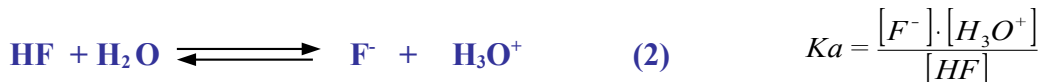
Es el proceso en que un ion reacciona con el agua, ganando o cediendo protones según el caso.

La constante correspondiente del equilibrio se denomina constante de hidrólisis, K_h , que esta relacionada con la constante de acidez (o basicidad) de su conjugado. Por ejemplo:

El ion fluoruro puede comportarse como un ácido y captar protones:



El proceso para ácido fluorhídrico



Recordando la autoionización del agua



La ecuación (3) puede obtenerse sumando la ecuación (1) y la (2), la constante de la ecuación (3) es el producto de las constantes de las ecuaciones (1) y (2).

$$K_w = K_h \cdot K_a = 10^{-14}$$

De ahí y dado que si una sustancia es ácida su conjugado es base y viceversa.

- Cuanto mayor sea la constante K_a de un ácido menor será la constante de basicidad de su conjugado
- Cuanto más fuerte es un ácido más débil es su base conjugada "
- Cuanto más fuerte es una base más débil es su ácido conjugado
- Si un ácido es muy fuerte (K_a muy alta) su base conjugada tiene un valor bajísimo por lo que en la práctica es como si el proceso no tuviera lugar y decimos que no se hidroliza

Ejemplo 1 . El ácido clorhídrico es fuerte, entonces K_{hCl} es muy baja, el ion cloruro, Cl^- tiene un carácter básico muy muy débil, menor que el del agua, la hidrólisis produce una concentración de iones OH^- inapreciable en disolución acuosa, inferior a la que se produciría en agua pura.

•



Ejemplo 2 . El amoníaco, NH_3 , es una base débil, $K_b NH_3 = 1,8 \cdot 10^{-5}$

La hidracina, N_2H_4 , es una base más débil que el amoníaco, $K_b = 1,7 \cdot 10^{-7}$,

Las constantes de hidrólisis de sus respectivos conjugados valen

$$K_h NH_4^+ = 5,5 \cdot 10^{-10}$$

$$K_h N_2H_5^+ = 5,9 \cdot 10^{-8}$$

$N_2H_5^+$ es un ácido más fuerte que el ion amonio

Nota: se utiliza mucho por comodidad la notación p . para constantes de acidez y basicidad:

$$pK_a = -\log K_a \quad pK_b = -\log K_b$$

Utilizando esta notación la relación entre una constante y la de hidrólisis se convierte en:

$$pK_a + pK_h = 14$$

$$pK_b + pK_h = 14$$

Hidrólisis de sales

Según la Teoría de Arrhenius todas las sales serían neutras, ya que su disociación no da lugar ni a iones H^+ ni OH^- . Pero existen sales ácidas, sales básicas y sales neutras.

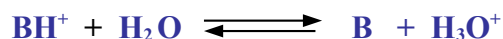
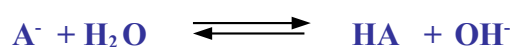
La teoría de Bronsted puede explicar estos hechos :

Dada una sal **AB** que se disuelve en agua

1º La sal se disocia: $AB \longrightarrow A^- + B^+$

2º Cada uno de los iones puede sufrir hidrólisis dependiendo de su naturaleza y del valor de la K_h :

- A⁻** { Si es el conjugado de un ácido débil, su K_h es bastante alta y se hidroliza en una medida apreciable
Si es el conjugado de un ácido fuerte su K_h es muy baja y prácticamente no se hidroliza
- B⁺** { Si es un cation alcalino o alcalino-terreo: Na^+ , K^+ , Ca^{+2} , etc no puede ni captar ni ceder protones, luego no se hidroliza .
(Los cationes de metales de transición se hidrolizan produciendo H_3O^+ pero la justificación sobrepasa el nivel de este curso)
Si es del tipo BH^+ , como NH_4^+ , puede actuar como ácido e hidrolizarse



Según esto las sales pueden agruparse en 4 tipos según el ácido y base de procedencia y por tanto de la hidrólisis que pueda sufrir cada uno de sus iones

1. SAL DE ACIDO FUERTE Y BASE FUERTE

Ejemplo: KNO_3

1º Disociación: $KNO_3 \longrightarrow K^+ + NO_3^{-1}$

2º Hidrólisis: K^+ no se hidroliza

NO_3^{-1} no se hidroliza

(es la base conjugada de un ácido fuerte)

$NaCl, KNO_3, NaClO_4, K_2SO_4,$

pH del agua no se altera
la disolución es **NEUTRA**

2. SAL DE ACIDO FUERTE Y BASE DEBIL

Ejemplo: NH_4Cl

1º Disociación: $NH_4Cl \longrightarrow NH_4^+ + Cl^{-1}$

2º Hidrólisis: $NH_4^+ + H_2O \rightleftharpoons NH_3 + H_3O^+$
 $Cl^{-1} + H_2O$ no se hidroliza
(es la base conjugada de un ácido fuerte)

$NH_4Cl, NH_4NO_3,$

Aparecen iones H_3O^+
la disolución es **ACIDA**

3. SAL DE ACIDO DEBIL Y BASE FUERTE

Ejemplo: $NaAc$

1º Disociación: $NaAc \longrightarrow Na^+ + Ac^{-1}$

2º Hidrólisis: $Na^+ + H_2O$ no se hidroliza
 $Ac^{-1} + H_2O \rightleftharpoons HAc + OH^-$
(es la base conjugada de un ácido débil)

$NaNO_3, KF, NaAc, K_2CO_3$

Aparecen iones OH^-
la disolución es **BASICA**

4. SAL DE ACIDO DEBIL Y BASE DEBIL

Ejemplo: NH_4F

1º Disociación: $NH_4F \longrightarrow NH_4^+ + F^{-1}$

2º Hidrólisis: $NH_4^+ + H_2O \rightleftharpoons NH_3 + H_3O^+$ $K_h = 5,6 \cdot 10^{-10}$
 $F^{-1} + H_2O \rightleftharpoons HF + OH^-$ $K_h = 2,9 \cdot 10^{-11}$

$NH_4Ac, NH_4F,$

Aparecen tanto iones OH^-
como H_3O^+

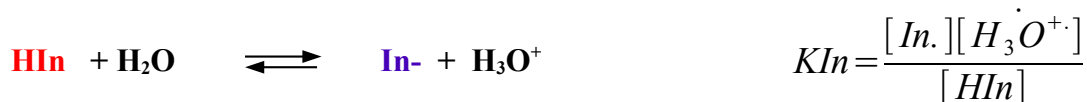
La disolución puede ser ligeramente ácida, ligeramente básica o neutra-según si la $[H_3O^+]$ es mayor menor o igual que la $[OH^-]$, lo cual a su vez viene determinado por el valor de las correspondientes constantes de hidrólisis. En el caso anterior la disolución será ligeramente ácida

6 INDICADORES

Son sustancias, ácidos o bases orgánicas débiles, que tienen la propiedad de presentar distinto color según el grado de acidez de la disolución, ya que la forma neutra del indicador presenta un color y la forma ionizada presenta un color diferente.

¿Cómo funciona un indicador ?

Por ejemplo: sea **HIn** un indicador ácido cuya forma neutra es de color **rojo** y la forma ionizada **azul** y cuya constante es K_{HIn}

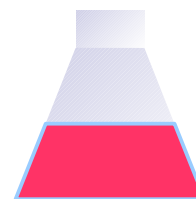


En disolución acuosa coexisten moléculas de **HIn** que presentan color **Rojo**
Y iones **In⁻** de color **azul**. **¿que color se aprecia ?**

- El ojo humano percibe color rojo si la $[HIn]$ es por lo menos 10 veces mayor que la de In^-
- Percibe color azul si la $[In^-]$ es 10 veces mayor que la de HIn
- Si las concentraciones de ambas especies son del mismo orden de magnitud el ojo **percibe el color intermedio:violeta**

En **disolución ácida:**

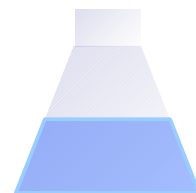
La concentración de iones hidronio es alta,
El equilibrio está desplazado a la izquierda,
Predominan la forma neutra **HIn**



Se observa color ROJO

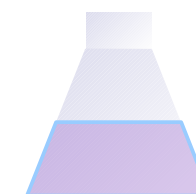
En **disolución básica.**

La concentración de iones hidronio es baja,
El equilibrio está desplazado a la derecha,
Predominan los iones **In⁻**



Se observa color AZUL

Si $[HIn]$ y la $[In^-]$ son iguales $K_{HIn} = [H_3O^+]$ y $pH = pK_{HIn}$



y se ve el color **intermedio**

A un pH inferior se ve color **Rojo**

A un pH superior se ve color **Azul**

Como la agudeza visual solo distingue los colores claramente si una concentración es 10 veces superior a la otra en la práctica en el intervalo de pH comprendido entre $pK_{HIn} - 1$ y $pK_{HIn} + 1$ se ve el color intermedio y se llama INTERVALO DE VIRAJE DEL INDICADOR

Indicador	Color ácido	Color básico	Intervalo de viraje
Violeta de metilo	Amarillo	Violeta	0,0 - 2,0
Amarillo de metilo	Rojo	amarillo	2,0 - 4,0
Azul de bromofenol	Amarilo	violeta	3,0 - 4,6
Rojo congo	Azul	Rojo	3,0 – 5,0
Rojo de metilo	Rojo	Amarillo	4,2 – 6,3
Azul de bromotimol	Amarillo	Azul	6,0 – 7,6
Tornasol	Rojo	Azul	6,0 – 8,0
Fenolftaleina	Incoloro	Rosado	8,0 - 9,5
Timoftaleina	Incoloro	Azul	8,0 – 9,5
Cumarina	Incoloro	Verde	9,2 – 10,5
Amarillo de alizarina	Amarillo	Violeta	10,0 – 12,1

7 DISOLUCIONES REGULADORAS

En general, el pH de las disoluciones varía bruscamente al añadir ácidos o bases. Incluso añadiendo cantidades pequeñas las variaciones pueden ser muy apreciables, de varias unidades de pH.

También cambia el pH al diluir, pero en este caso el efecto es mucho menor: al aumentar el volumen diez veces, la concentración se reduce a la décima parte, pero el logaritmo disminuye solamente una unidad, y la variación de pH es 1.

En cambio las llamadas **disoluciones reguladoras, amortiguadoras o tampon** son aquellas que presentan un pH prácticamente constante ante la adición de pequeñas cantidades de ácido o de base

Una disolución reguladora debe ser capaz de “absorber” un exceso de ácido (o de base) para ello:

- Debe contener una concentración relativamente grande de un ácido para reaccionar con los iones OH^- que se le añadan,
- También debe contener una concentración suficiente de una base para neutralizar los iones H_3O^+ que se le agreguen.
- Además, los componentes ácido y básico del amortiguador no deben neutralizarse mutuamente

Esas condiciones se cumplen si se utiliza una ácido y su base conjugada (o una base y su ácido conjugado) en concentraciones similares

DISOLUCION REGULADORA ACIDA

Ácido débil y una sal de dicho ácido:

Acido acetico y acetato sodico
Acido cianhidrico y cianuro potasico
Acido carbonico y bicarbonato de sodio

DISOLUCION REGULADORA BASICA

Base débil y una sal de dicha base:

Amoniaco y cloruro amónico
Carbonato sodico y bicarbonato sodico

La utilización de disoluciones amortiguadoras para obtener medios taponados es muy importante, ya que hay multitud de reacciones químicas que únicamente se producen en un estrecho intervalo de pH.

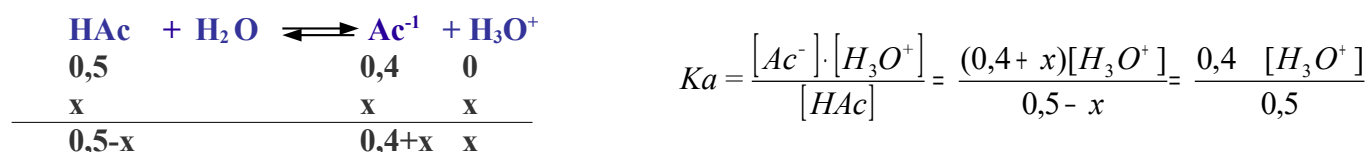
Usando disoluciones amortiguadoras adecuados se pueden tamponar medios prácticamente en todo el intervalo de pH.

Las disoluciones tampón también se utilizan para calibrar pH-metros

Son muy importantes en Bioquímica, ya que la mayor parte de los líquidos de los organismos tienen un pH característico, al estar regulados por varios sistemas. Por ejemplo, el pH de la sangre es 7,35 y sus variaciones normales son inferiores a 0,1 unidades, siendo fatal un cambio de pH de 0,4 unidades, la saliva tiene un pH de 6,9; la bilis 7,7; el jugo pancreático 8,3; etc.

¿Como actuá la disolución reguladora?

Ejemplo: si disolvemos 0,5 moles de HAc y 0,4 moles de NaAc en 1 litro de agua :



1º . De ahí puede calcularse el pH de la disolución reguladora.

2º . Si se añade una exceso de ácido, los iones **H₃O⁺** reaccionaran con la base presente en la disolución ,**Ac⁻** (su concentración baja ligeramente) dando **HAc** (su concentración aumenta ligeramente) con lo que la **H₃O⁺ aumenta un poco y** el pH baja ligeramente

3º Si se añade una exceso de base reaccionaran con el ácido presente en la disolución, **HAc**, (su concentración baja ligeramente) dando **Ac⁻** (su concentración aumenta ligeramente) con lo que la **H₃O⁺ baja un poco y** el pH sube ligeramente