



**Facultad de Ciencias Exactas y
Naturales y Agrimensura
Universidad Nacional del Nordeste**



QUÍMICA GENERAL

**Carreras: Licenciatura en Ciencias Químicas,
Profesorado en Ciencias Químicas y del Ambiente,
Bioquímica**

Unidad XI: Ácidos y Bases

Teoría de Arrhenius. Teoría de Bronsted-Lowry. Pares ácido-base conjugados. Reacciones protolíticas. Anfoterismo. Autoprotólisis. Equilibrio ácido-base. Autoionización y producto iónico del agua, pH y pOH. Escala de pH. Hidrólisis. Constante de hidrólisis. Teoría ácido-base de Lewis.

Características

Ácidos:

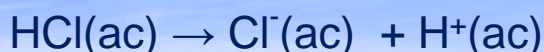
- Tienen sabor agrio.
- Son corrosivos para la piel.
- Enrojecen ciertos colorantes vegetales.
- Disuelven sustancias
- Atacan a los metales desprendiendo H_2 .
- Pierden sus propiedades al reaccionar con bases.

Bases:

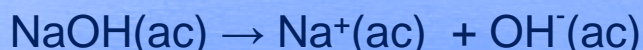
- Tiene sabor amargo.
- Suaves al tacto pero corrosivos con la piel.
- Dan color azul a ciertos colorantes vegetales.
- Precipitan sustancias disueltas por ácidos.
- Disuelven grasas.
- Pierden sus propiedades al reaccionar con ácidos.

Definición Acido-base de Arrhenius

Ácido: Es toda sustancia que en disolución acuosa se disocia **cediendo iones H^+** .



Base: Es toda sustancia que en disolución acuosa se disocia **cediendo iones OH^-** .



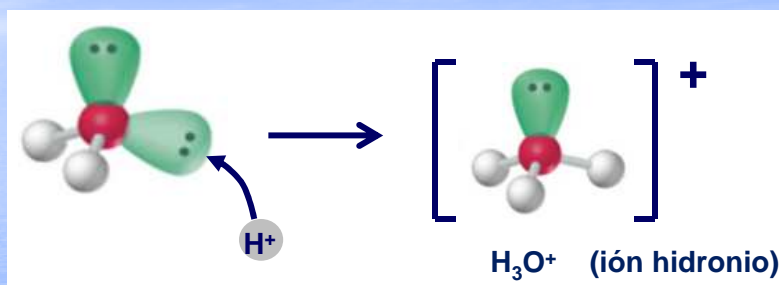
Reacción de Neutralización \longrightarrow Neutraliza las propiedades típicas de los ácidos y de las bases.



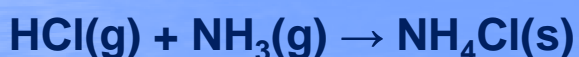
La *fuerza impulsora* de una reacción ácido-base de Arrhenius es la *combinación de los iones H^+ y OH^-* .

Limitaciones

- Los ácidos cuando se disocian en agua dan H^+ , pero los H^+ no existen como tal en solución acuosa.



- Solamente analiza el carácter ácido-base de las sustancias cuando están disueltas en agua.
- No analiza el carácter básico de aquellas sustancias que no poseen iones OH^- en su molécula (Ejemplo: NH_3 y Na_2CO_3).

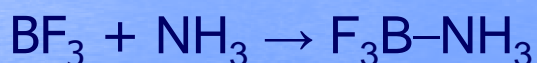


Ver video

Definición Ácido-Base de Lewis

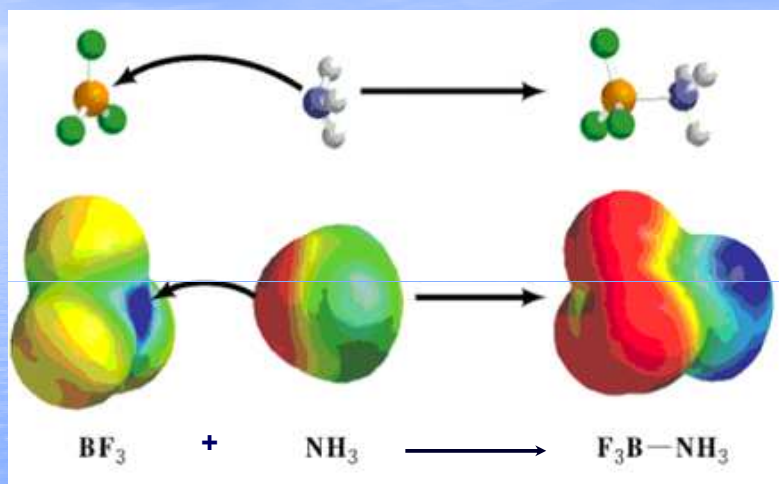
Ácido: Es toda especie química (molécula o ión) que **acepta un par electrónico** de otra sustancia que actúa como base. Ejemplos: H^+ , BH_3 , BF_3 , BCl_3 , AlCl_3 , SnCl_4 , Co^{3+} ,

Base: Es toda especie química (molécula o ión) capaz de **ceder un par electrónico** a otra sustancia que actúa como ácido. Ejemplos: OH^- , NH_3 , CO , Cl^- ,



Una reacción ácido-base de Lewis implica la **compartición** de uno o mas **pares electrónicos** de la base con el ácido.

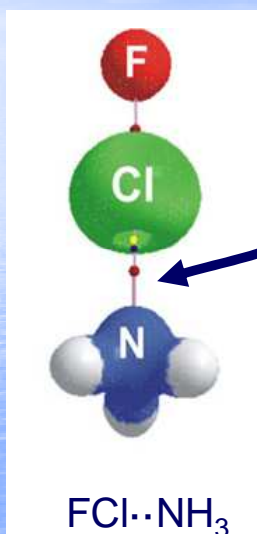
Mapas de Potencial Electrostático Molecular



Rojo: indica concentración de carga electrónica
Azul: indica regiones con deficiencia electrónica

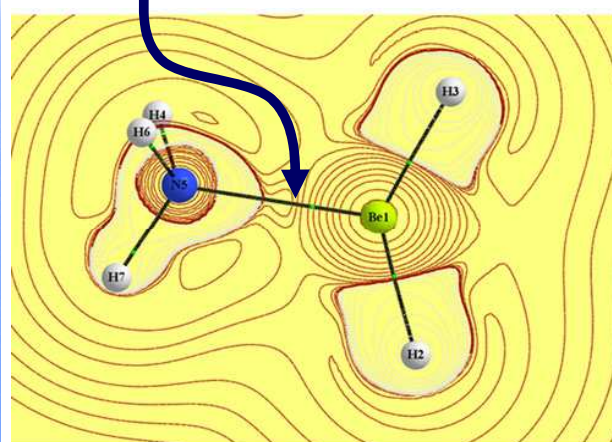
Enfoque Moderno de la Definición de Lewis

Interacciones Ácido-base de Lewis



Enlace de halógeno

Duarte, DJR; Peruchena, NM
J Mol Model **2013**, 19:2035–2041



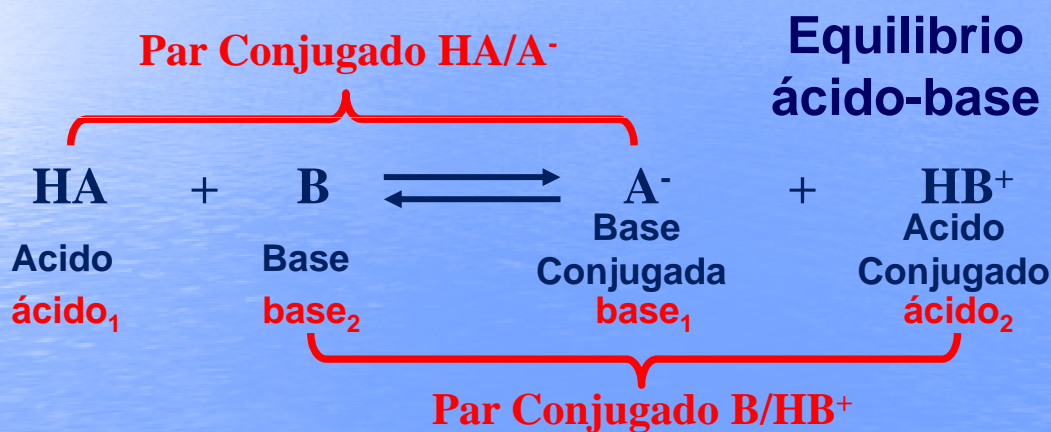
Enlace de berilio

K. Eskandari J Mol Model **2012**, 18:3481–3487

Definición Acido-Base de Brönsted-Lowry

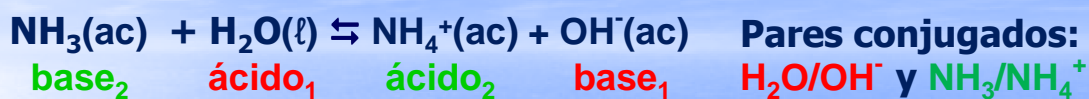
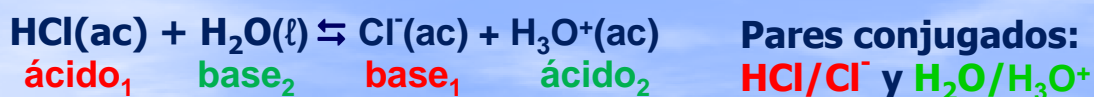
Ácido: es toda especie química (molécula o ión) capaz de **ceder un protón (H^+)**. Ejemplos: HNO_3 , H_2S , HCl , H_2SO_4 ,

Base: es toda especie química (molécula o ión) capaz de **aceptar un protón (H^+)**. Ejemplos: OH^- , H_2O , HCO_3^- ,



Una reacción ácido-base de B-L implica la transferencia de un H^+ del ácido a la base

Ejemplos



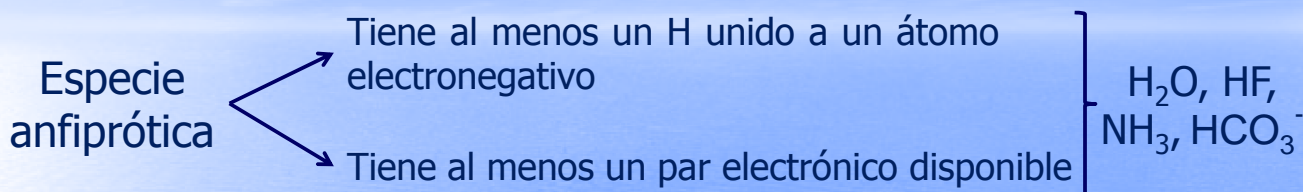
Ejercicios

Complete las siguientes reacciones protolíticas e indique los pares conjugados.



Anfoterismo

Una especie química es **anfótera** (o anfiprótica) cuando es capaz de actuar como **ácido** y como **base**.



El hecho de que el H₂O actúe como ácido o como base depende de la otra especie presente.

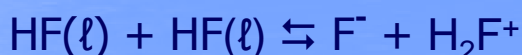
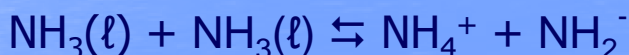
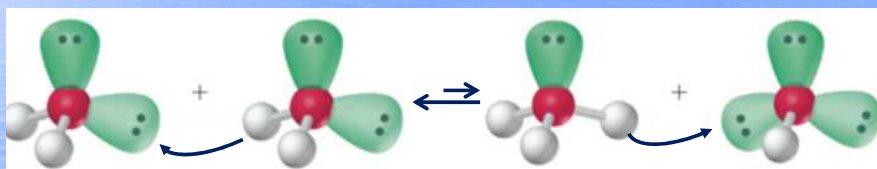
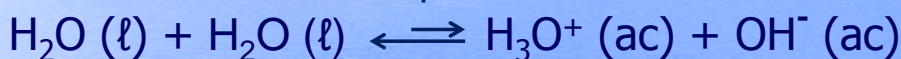
Ejercicio

Escriba las reacciones protolíticas e indique los pares conjugados, cuando la especie $\text{HCO}_3^-(\text{ac})$ se encuentra en a) $\text{HCl}(\text{ac})$ y b) $\text{NH}_3(\text{ac})$.

Autoprotólisis

Es la **transferencia de un H⁺** entre dos **moléculas iguales**. Para que haya autoprotólisis es condición necesaria que la molécula sea anfiprótica.

Una pequeña fracción de moléculas de agua está ionizada



Producto Iónico del Agua



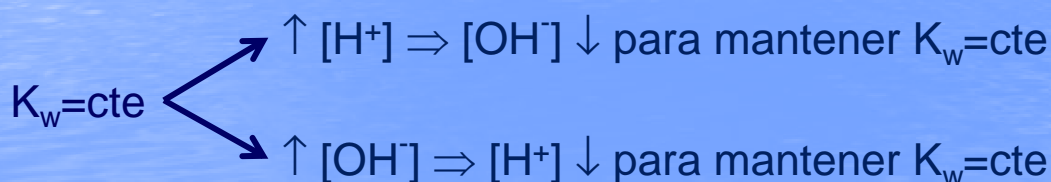
$$K = \frac{[\text{OH}^-] \cdot [\text{H}^+]}{[\text{H}_2\text{O}]} \quad [\text{H}_2\text{O}] = \text{cte} \quad \Rightarrow \quad K \cdot [\text{H}_2\text{O}] = [\text{OH}^-] \cdot [\text{H}^+]$$



$$\boxed{K_w = [\text{OH}^-] \cdot [\text{H}^+]}$$

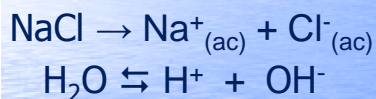
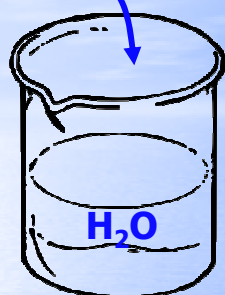
$$\left. \begin{array}{l} K_w = 1.10^{-14} \left(\frac{\text{mol}}{\text{l}}\right)^2 \\ [\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 1.10^{-7} \frac{\text{mol}}{\text{l}} \end{array} \right\} \text{En el agua pura a } 25^\circ\text{C y } 1 \text{ atm}$$

Expresión matemática para el **Producto Iónico del Agua**.



El pH: Una medida de la acidez

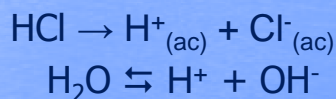
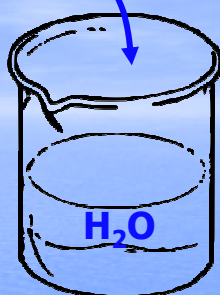
NaCl



$$[\text{H}^+] = [\text{OH}^-]$$

Disolución
acuosa **neutra**

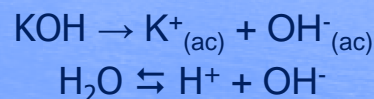
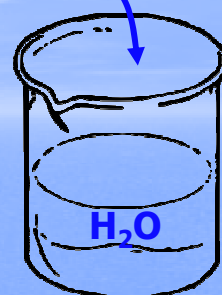
HCl



$$[\text{H}^+] > [\text{OH}^-]$$

Disolución
acuosa **ácida**

KOH

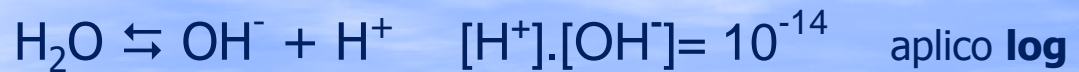


$$[\text{H}^+] < [\text{OH}^-]$$

Disolución
acuosa **básica**

$\text{pH} = -\log [\text{H}^+] \quad \Rightarrow \quad \text{Medida del grado de acidez o basicidad de una solución acuosa.}$
 $\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-]$

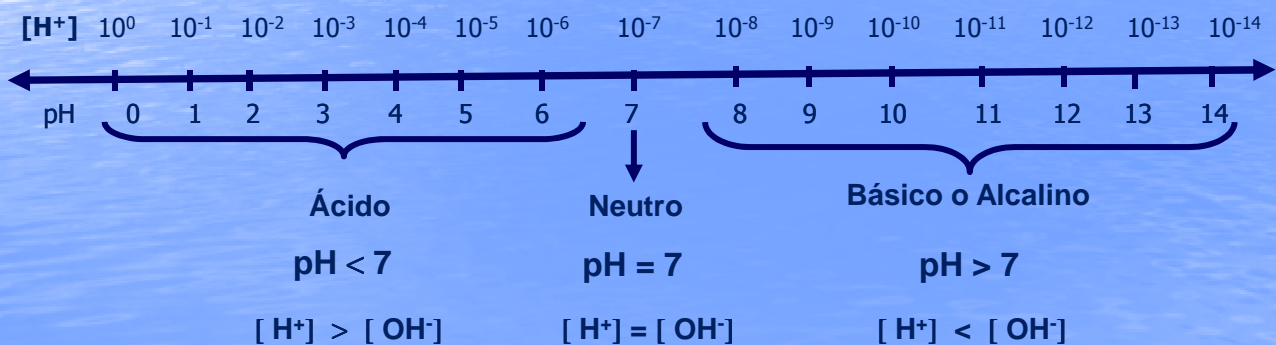
Relación entre pH y pOH



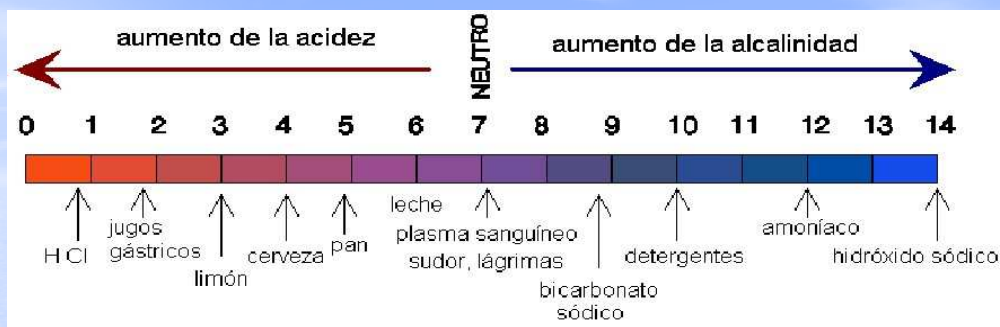
$$\log \{[\text{H}^+].[\text{OH}^-]\} = \log [10^{-14}] \Rightarrow \log [\text{H}^+] + \log [\text{OH}^-] = -14 \times (-1)$$

$$-\log [\text{H}^+] + \{-\log [\text{OH}^-]\} = 14 \Rightarrow \boxed{\text{pH} + \text{pOH} = 14}$$

Escala de pH



pH de algunas sustancias



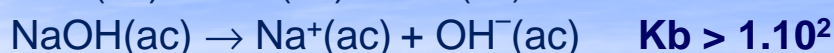
Sustancia	pH	Sustancia	pH
vinagre	2,2 a 3,4	jugo gástrico	1,6 a 3,0
cerveza	4,0 a 5,0	agua potable	6,5 a 8,0
café	5,0 a 5,5	Jugo pancreático	7,8 a 8,0
té	5,5	vino	3,0 a 4,0
leche de vaca	6,3 a 7,6	bananas	4,5 a 4,7
agua pura	7,0	queso	4,8 a 6,4
saliva humana	6,5 a 7,5	bilis	6,8 a 7,0
sangre humana	7,33 a 7,45	zumo de limón	2,0
orina humana matutina	4,8 a 8,4	jabón de manos	9,0 a 10,0
agua de mar	8,3	vagina	5,0 a 6,0 ⁶

Ejercicios

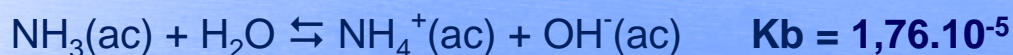
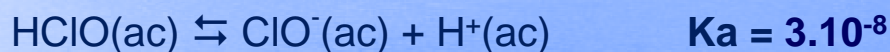
- 1.- Calcule el pH del agua pura.
- 2.- Calcule el pH de una disolución acuosa que tiene una $[H^+] = 7,3 \cdot 10^{-4} \text{ mol/l}$.
- 3.- La concentración de iones OH^- de una muestra sanguínea es $2,5 \cdot 10^{-7} \text{ M}$ ¿Cual es el pH de la sangre?
- 4.- En cierta solución amoniacal para limpieza doméstica, la concentración de iones $[OH^-]$ es $0,0025 \text{ M}$ ¿Cual es el pH de la solución?
- 5.- Determine la $[H^+]$ de una disolución acuosa que tiene un $pH = 3,62$.

Electrolitos fuertes y débiles

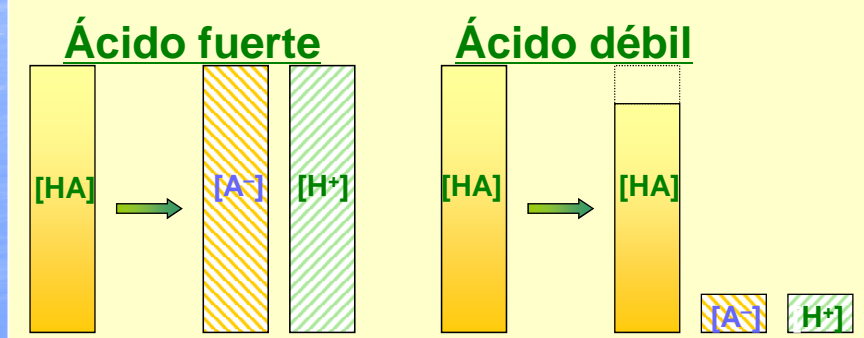
Electrolitos fuertes: Están totalmente disociados. Ejemplos:



Electrolitos débiles: Están disociados parcialmente. Ejemplos:



Ejemplo para ácidos



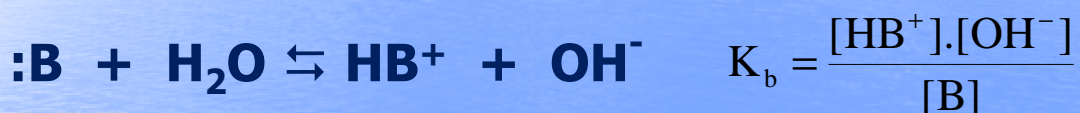
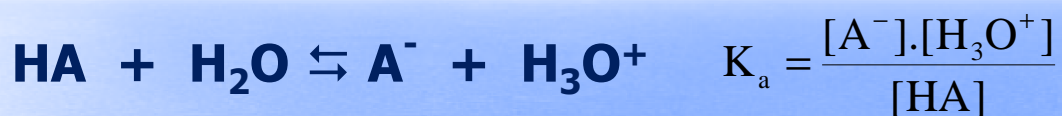
Ejemplo: Justifica porqué el ión HCO_3^- (especie anfiprótica) actúa como ácido frente al NaOH y como base frente al HCl.

- El NaOH proporciona OH^- a la disolución:
 - $\text{NaOH}(\text{ac}) \rightarrow \text{Na}^+(\text{ac}) + \text{OH}^-(\text{ac})$
 - por lo que $\text{HCO}_3^-(\text{ac}) + \text{OH}^-(\text{ac}) \rightleftharpoons \text{CO}_3^{2-}(\text{ac}) + \text{H}_2\text{O}(\ell)$
 - es decir, **el ión HCO_3^- actúa como ácido.**
-
- El HCl proporciona H^+ a la disolución:
 - $\text{HCl}(\text{ac}) \rightarrow \text{H}^+(\text{ac}) + \text{Cl}^-(\text{ac})$
 - por lo que $\text{HCO}_3^-(\text{ac}) + \text{H}^+(\text{ac}) \rightleftharpoons \text{H}_2\text{CO}_3(\text{ac}) (\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O})$
 - es decir, **el ión HCO_3^- actúa como base.**

19

Fuerza de Ácidos y Bases

El valor de la constante de equilibrio K_a indica la tendencia que tiene el ácido a ceder un H^+ . En cambio K_b indica la facilidad o no que tiene una base para aceptar un H^+ .



Referencia

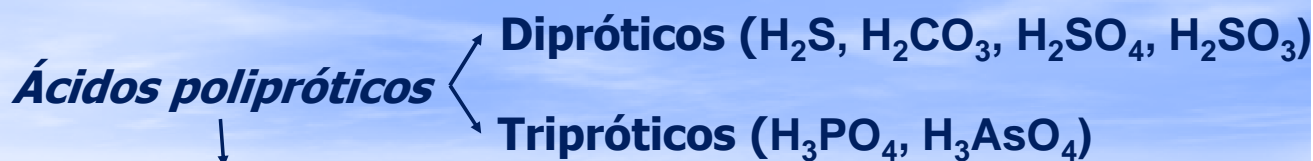
$K_a \geq 10^2$ Ácido Fuerte

$K_a \leq 10^{-2}$ Ácido Débil

$K_b \geq 10^2$ Base Fuerte

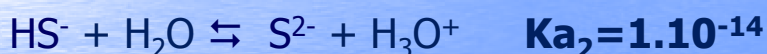
$K_b \leq 10^{-2}$ Base Débil

Ácidos polipróticos y bases polipróticas



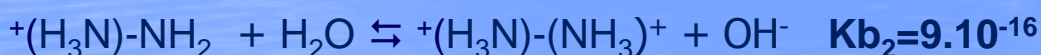
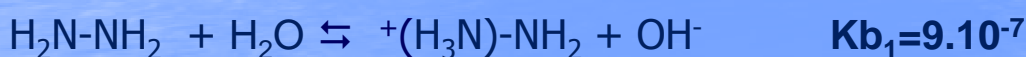
Ceden mas de un protón
(por etapas)

Ejemplo: Ácido sulfuroso

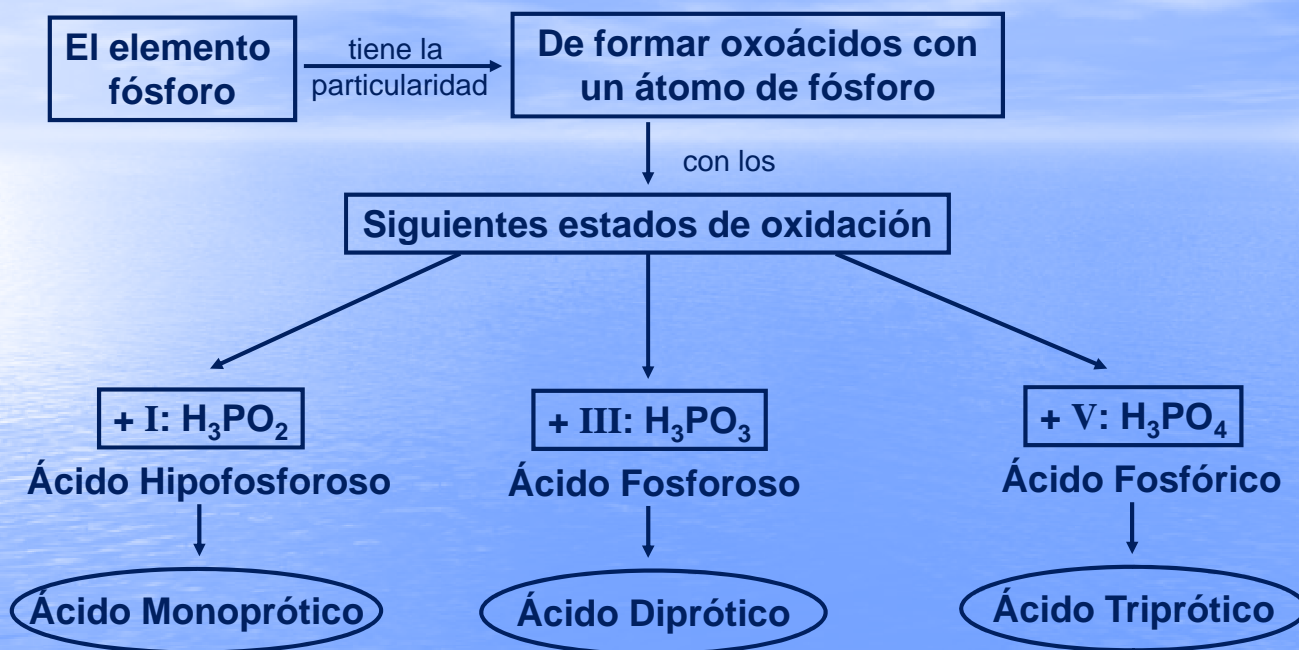


Bases polipróticas \longrightarrow Aceptan mas de un protón (por etapas)

Ejemplo: Hidracina N_2H_4



Oxoácidos del Fósforo



Ejercicio. Aplique el Método del Cálculo y haga las estructuras de Lewis de electrón-punto y de guiones, de los oxoácidos: H_3PO_2 , H_3PO_3 y H_3PO_4 .

Constantes de Disociación de Ácidos a 25° C

NOMBRE	FÓRMULA	Ka ₁	Ka ₂	Ka ₃
Acético	HC ₂ H ₃ O ₂	1,8.10 ⁻⁵		
Arsénico	H ₃ AsO ₄	5,6.10 ⁻³	1.10 ⁻⁷	3.10 ⁻¹²
Bórico	H ₃ BO ₃	5,8.10 ⁻¹⁰		
Carbónico	H ₂ CO ₃	4,3.10 ⁻⁷	5,6.10 ⁻¹¹	
Cianhídrico	HCN	4,9.10 ⁻¹⁰		
Cloroso	HClO ₂	1,1.10 ⁻²		
Fluorhídrico	HF	6,8.10 ⁻⁴		
Fosfórico	H ₃ PO ₄	7,5.10 ⁻³	6,2.10 ⁻⁸	4,2.10 ⁻¹³
Hipobromoso	HBrO	2,5.10 ⁻⁹		
Hipocloroso	HClO	3.10 ⁻⁸		
Hipoyodoso	HIO	2,3.10 ⁻¹¹		
Nitroso	HNO ₂	4,5.10 ⁻⁴		
Sulfhídrico	H ₂ S	9,5.10 ⁻⁸	1.10 ⁻¹⁴	
Sulfúrico	H ₂ SO ₄	Ácido Fuerte	1,2.10 ⁻²	
Sulfuroso	H ₂ SO ₃	1,7.10 ⁻²	6,4.10 ⁻⁸	

Ácidos Fuertes; Ka ≥ 1.10²: HCl, HBr, HI, HNO₃, HClO₃, HClO₄,

Constantes de Disociación de Bases a 25° C

NOMBRE	FÓRMULA	Kb ₁	Kb ₂
Amoníaco	NH ₃	1,76.10 ⁻⁵	
Anilina	C ₆ H ₅ NH ₂	3,83.10 ⁻¹⁰	
Metilamina	CH ₃ NH ₂	4,40.10 ⁻⁴	
Etilamina	C ₂ H ₅ NH ₂	4,71.10 ⁻⁴	
Hidracina	N ₂ H ₄	9.10 ⁻⁷	9.10 ⁻¹⁶

Bases Fuertes; Kb ≥ 1.10²: LiOH, NaOH, KOH, Ca(OH)₂, Sr(OH)₂, Ba(OH)₂

Deducción de Kh alcalina

- Equilibrio de disociación de un ácido:



- Reacción de la base conjugada con el agua (hidrólisis):



Sumando estas ecuaciones y aplicando propiedades de las reacciones de equilibrio, resulta:

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

- $K_w = K_a.K_h \Rightarrow K_h = K_w/K_a$

25

Deducción de Kh ácida

- Equilibrio de disociación de una base:



- Reacción del ácido conjugado con el agua (hidrólisis):



Sumando estas ecuaciones y aplicando propiedades de las reacciones de equilibrio, resulta:

$$K_b.K_h = \frac{[\text{HB}^+] \cdot [\text{OH}^-] \cdot [:\text{B}] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[:\text{B}] \cdot [\text{HB}^+]} = K_w$$

- $K_w = K_b.K_h \Rightarrow K_h = K_w/K_b$

26

Consecuencias de las relaciones entre K_a , K_b y K_h

En la práctica, estas relaciones ($K_a \cdot K_h = K_w$ y $K_b \cdot K_h = K_w$) significan:

- Si un ácido es fuerte su base conjugada es débil y viceversa.
- Si un ácido es débil su base conjugada es fuerte y viceversa.
- A la constante del ácido o base conjugada en la reacción con el agua se le suele llamar **constante de hidrólisis (K_h)**.

27

Hidrólisis de sales

Es la reacción de equilibrio que se produce cuando un catión o un anión (o ambos) provenientes de una sal reaccionan con el agua.

- Sólo es apreciable cuando estos iones **proceden** de una base o un ácido débil:

➤ **Hidrólisis ácida (de un catión): La solución resultante es ácida.**



➤ **Hidrólisis básica (de un anión): La solución resultante es básica.**



28

Tipos de hidrólisis.

Según procedan el catión y el anión de un ácido o una base fuerte o débil, las sales se clasifican en:

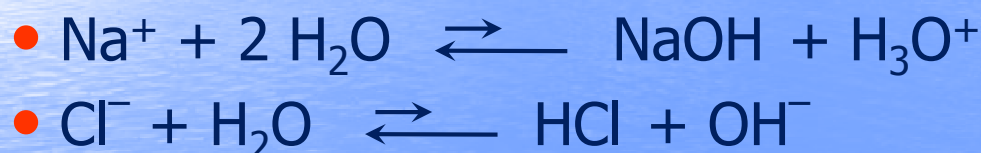
- Sales procedentes de base fuerte y ácido fuerte.
 - Ejemplo: NaCl
- Sales procedentes de base fuerte y ácido débil.
 - Ejemplo: NaCN
- Sales procedentes de base débil y ácido fuerte.
 - Ejemplo: NH_4Cl
- Sales procedentes de base débil y ácido débil.
 - Ejemplo: NH_4CN

29

Sales procedentes de base fuerte y ácido fuerte

Ejemplo: NaCl

NO SE PRODUCE HIDRÓLISIS ya que tanto el Na^+ como el Cl^- (base muy débil) apenas reaccionan con agua. Es decir los equilibrios:



están muy desplazado hacia la izquierda.

Sales procedentes de base fuerte y ácido débil

Ejemplo: NaClO

SE PRODUCE HIDRÓLISIS BÁSICA ya que el **Na⁺** prácticamente no reacciona con el agua, pero el **ClO⁻** es una base fuerte y si reacciona con ésta de forma significativa:



lo que provoca que el pH > 7 (dis. básica).

31

Sales procedentes de base débil y ácido fuerte

Ejemplo: NH₄Cl

SE PRODUCE HIDRÓLISIS ÁCIDA ya que el **NH₄⁺** (ácido relativamente fuerte) reacciona con agua mientras que el **Cl⁻** (base débil) no lo hace de forma significativa:



lo que provoca que el pH < 7 (dis. ácida)

32

Sales procedentes de base débil y ácido débil

Ejemplo: NH_4CN

En este caso tanto el catión NH_4^+ (ácido fuerte) como el anión CN^- (base fuerte) se hidrolizan y **LA DISOLUCIÓN SERÁ ÁCIDA O BÁSICA SEGÚN QUÉ ION SE HIDROLICE EN MAYOR PROPORCIÓN.**

Analizamos las constantes de hidrólisis.

$$K_h(\text{CN}^-) = 2,5 \cdot 10^{-5}$$

$$K_h(\text{NH}_4^+) = 5,7 \cdot 10^{-10}$$

$K_h(\text{CN}^-) > K_h(\text{NH}_4^+) \Rightarrow$ se hidroliza el CN^- y la disolución resultante es básica

Ejemplo: Sabiendo que $K_a(\text{HCN}) = 4,0 \cdot 10^{-10}$, calcular el valor de K_h de una disolución acuosa de NaCN . ¿La solución resultante es ácida o básica?

- La reacción de hidrólisis será:



La solución resultante será básica, porque en la reacción de hidrólisis se producen OH^-

- $$K_h(\text{CN}^-) = \frac{[\text{HCN}] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{CN}^-]} = \frac{K_w}{K_a} = \frac{K_w}{4,0 \cdot 10^{-10}}$$

- $$K_h(\text{CN}^-) = \frac{1,0 \cdot 10^{-14}}{4,0 \cdot 10^{-10}} = 2,5 \cdot 10^{-5}$$

Ejercicios

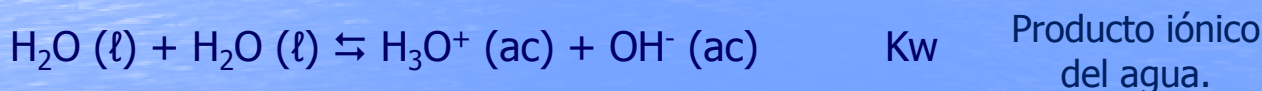
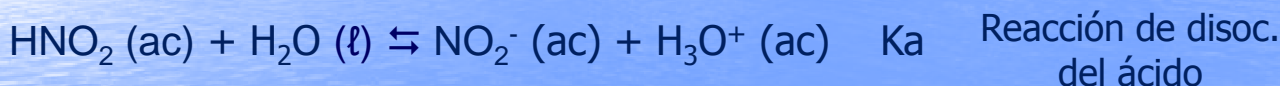
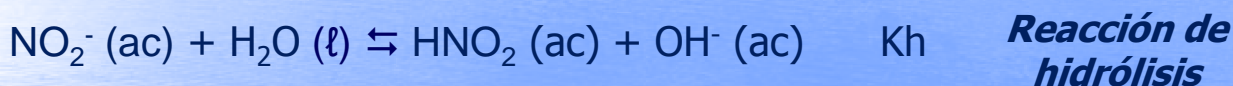
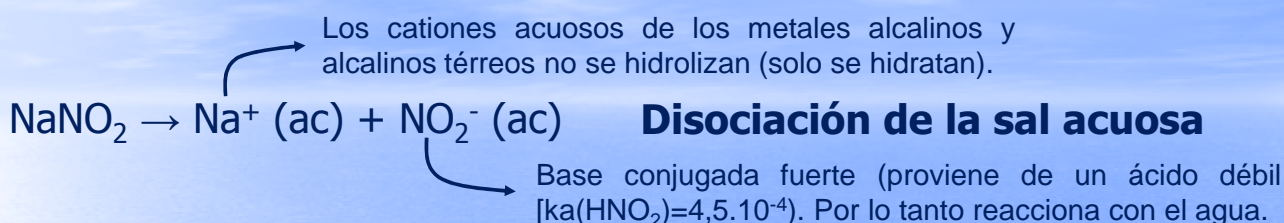
1.-El HNO_2 tiene un $K_a=4,5 \cdot 10^{-4}$. Se disuelve la sal NaNO_2 en agua. a) Escriba la reacción de disociación de la sal acuosa. b) Escriba la reacción de hidrólisis y calcule el valor de K_h . c) La disolución resultante es ¿alcalina o ácida?. Justifique la respuesta.

2.-El NH_3 tiene un $K_b=1,76 \cdot 10^{-5}$ y el HCl un $K_a \gg 1$. Se disuelve la sal NH_4Cl en agua. a) Escriba la reacción de disociación de la sal acuosa. b) Escriba la reacción de hidrólisis y calcule el valor de K_h . c) La disolución resultante es ¿alcalina o ácida?. Justifique la respuesta.

3.-El H_2CO_3 tiene un $K_{a1}=4,3 \cdot 10^{-7}$. Se disuelve la sal NaHCO_3 en agua. a) Escriba la reacción de disociación de la sal acuosa. b) Escriba la reacción de hidrólisis y calcule el valor de K_h . c) La disolución resultante es ¿alcalina o ácida?. Justifique la respuesta.

Otra forma de Resolución del ejercicio_1

Consideremos la disolución del NaNO_2 en agua

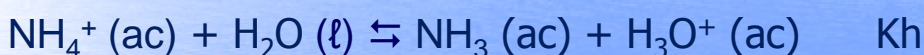
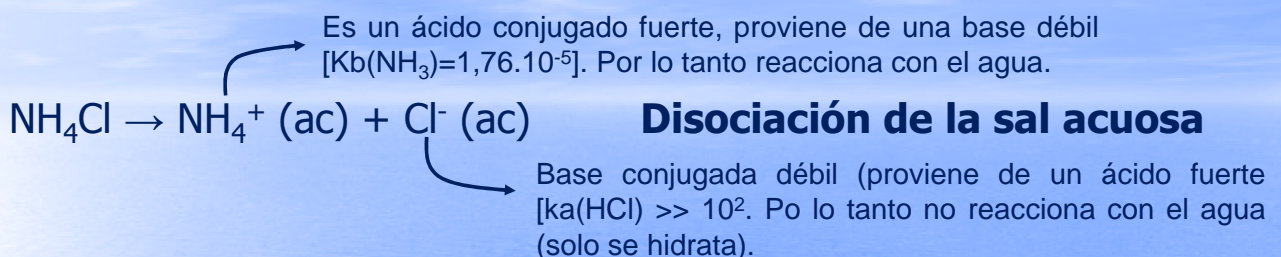


$$K_w = K_h \cdot K_a \Rightarrow K_h = \frac{K_w}{K_a} \xrightarrow[\text{valores}]{\text{reemplazando}} K_h = \frac{1 \cdot 10^{-14}}{4,5 \cdot 10^{-4}} = 2,22 \cdot 10^{-11}$$

En la Reacción de hidrólisis se producen iones OH^- , razón por la cual la solución resultante es básica.

Otra forma de Resolución del ejercicio_2

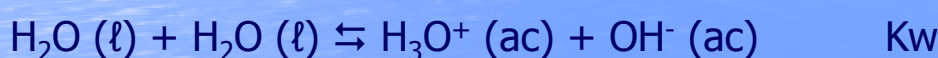
Consideremos la disolución de la sal NH_4Cl en agua



Reacción de hidrólisis



Reacción de disoc. de la base



Producto iónico del agua.

$$K_w = K_h \cdot K_b \Rightarrow K_h = \frac{K_w}{K_b} \xrightarrow[\text{valores}]{\text{reemplazando}} K_h = \frac{1 \cdot 10^{-14}}{1,76 \cdot 10^{-5}} = 5,68 \cdot 10^{-10}$$

En la Reacción de hidrólisis se producen iones H_3O^+ , razón por la cual la solución resultante es ácida.

37

Bibliografía:

- Whitten, K., Davis, R., Peck, M. Química General. McGraw-Hill/Interamericana de España S.A.U. 1998
- Chang, R. "Química". McGraw-Hill Interamericana de México, S.A. de C. V. México. 2006.
- Atkins, P. y Jones, L. "Principios de Química. Los caminos del descubrimiento". Editorial Panamericana. 2006.
- Atkins, P. y Jones, L. "Química. Moléculas. Materia. Cambio". Ediciones Omega S.A. Barcelona. España. 1998
- Brown, T., LeMay, H., Bursten, B. "Química la Ciencia Central". Prentice Hall Hispanoamericana S.A. México. 1998.
- Burns. "Fundamentos de Química". Prentice Hall. 1996.