

QUÍMICA GENERAL e INORGÁNICA

UNIDAD X

ACIDOS y BASES



Teoría de Arrhenius. Limitaciones. Concepto ácido-base de Bronsted-Lowry. Pares conjugados. Anfoterismo. Autoionización. Tipos de reacciones ácido-base. Concepto ácido-base de Lewis. Equilibrio ácido-base. Autoionización del agua. Producto iónico del agua. Cálculo de la concentración de protón y oxhidrilo en base a K_w . pH y pOH. Relación. Escala de pH y la relación con la concentración de ión hidrógeno.

TEORÍAS ÁCIDO - BASE

**HAY TRES
TEORÍAS**

Que
explican

Cuando una
sustancia o especie
química

es

ÁCIDA

BÁSICA

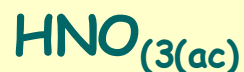
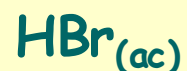
Teoría ácido – base de Arrhenius

Teoría ácido – base de Bronsted - Lowry

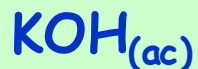
Teoría ácido – base de Lewis

Teoría ácido – base de Arrhenius

Ácido: es toda sustancia que al disolverse en agua se disocia cediendo protones (H^+).



Base: es toda sustancia que al disolverse en agua se disocia cediendo iones oxidrilo (OH^-).



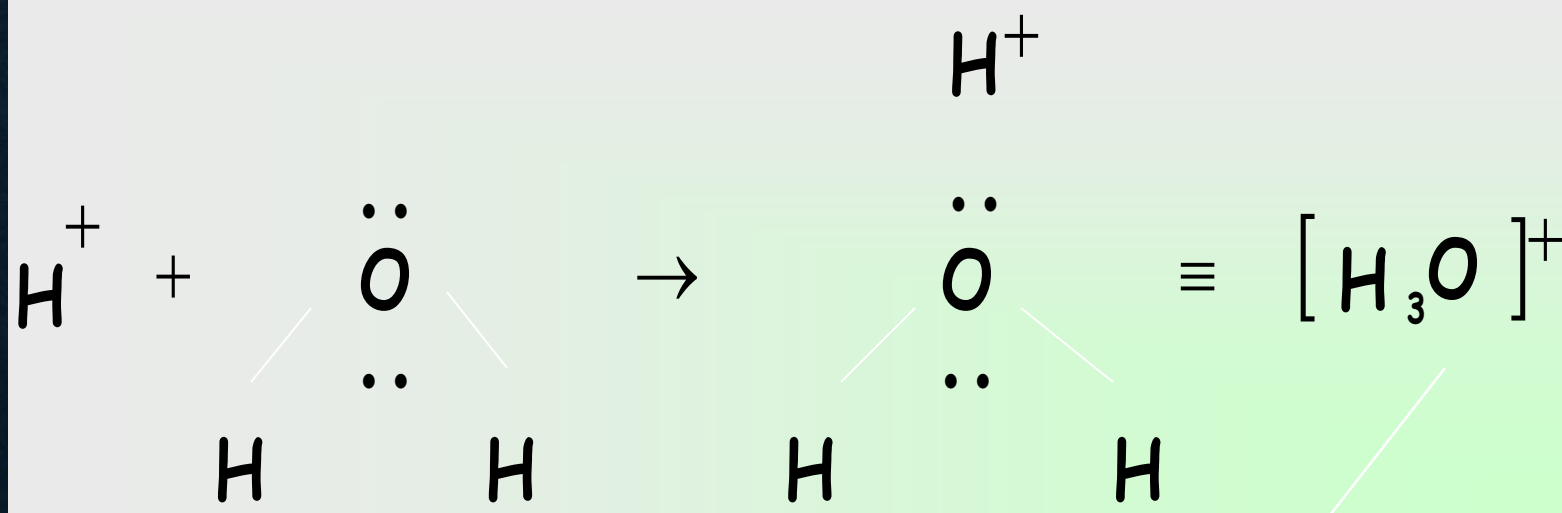
Limitaciones de la teoría de Arrhenius

1) Solo analiza el carácter ácido o básico de las sustancias cuando están disueltas en agua. Es decir que el único disolvente que utiliza es el agua.

2) No analiza el carácter básico de las sustancias que no tienen iones OH^- en su molécula.

3) El H^+ no existe como tal en solución acuosa, ya que al ser un catión pequeño atrae a las moléculas de agua. Puede estar rodeado de hasta seis moléculas de agua.

La forma más simple de representarlo es cuando se encuentra asociado a una molécula de agua.

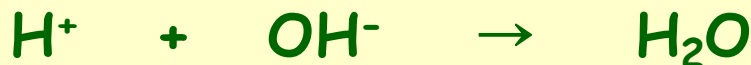


Protón hidratado

Teoría ácido – base de Lewis

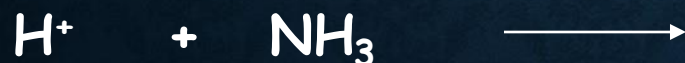
Ácido: es toda especie química que acepta un par electrónico de otra especie química que actúa como base

Base: es toda especie química que cede un par electrónico a otra especie química que actúa como ácido.



Acepta 1 par electrónico
Actúa como ácido

Cede 1 par electrónico
Actúa como base



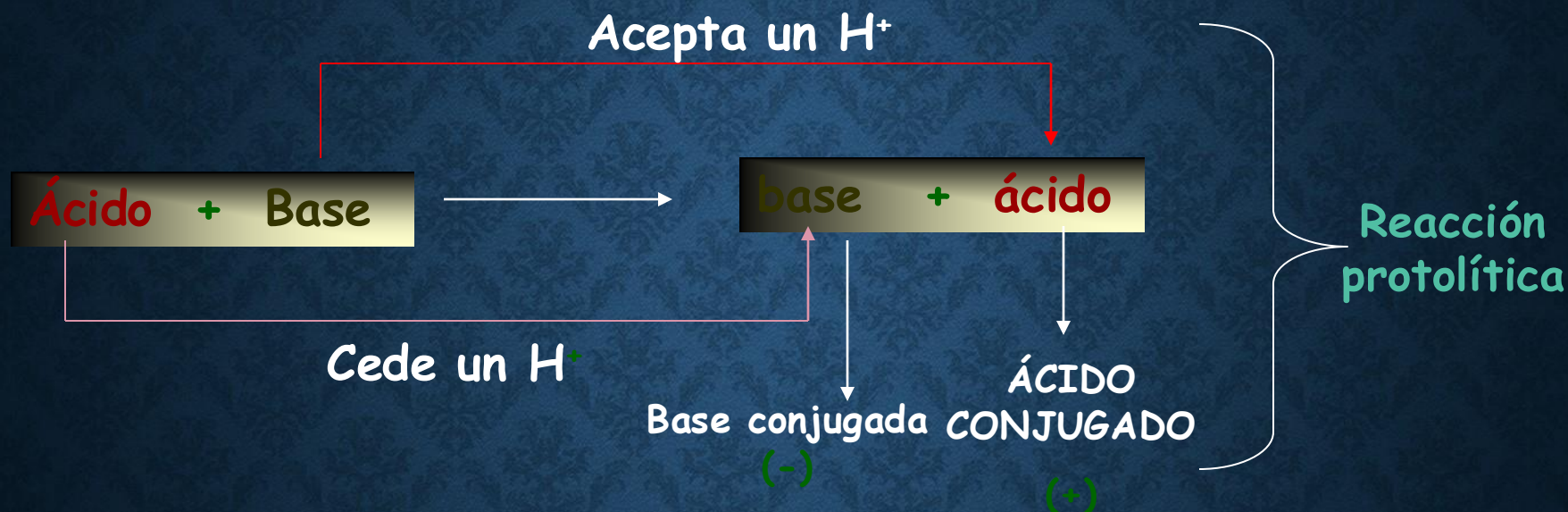
Teoría ácido - base de Bronsted - Lowry

De acuerdo a esta teoría hay una transferencia de un protón

Ácido: es toda especie química que cede un protón a otra especie química que actúa como base

Base: es toda especie química que acepta un protón de otra especie química que actúa como ácido.

Teoría ácido - base de Bronsted - Lowry



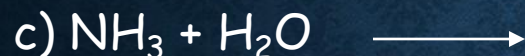
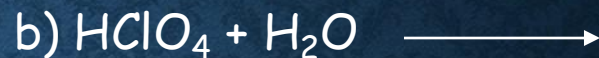
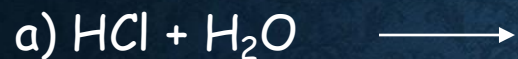
Protólisis: es la ganancia o pérdida de un protón

Reacción protolítica: existe transferencia de un protón

Base conjugada: especie química que se forma cuando un ácido pierde un protón.

Ácido conjugado: especie química que se forma cuando una base acepta un protón

Ejercicios. Complete las siguientes reacciones protolíticas, indicando los pares conjugados



Aplicaciones de la Teoría de Bronsted - Lowry

Anfoterismo

Una sustancia es anfótera o anfiprótica cuando puede actuar como **ácido** o como **base**, es decir que puede **ceder** y **aceptar** protones.

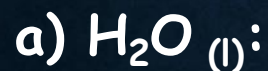
Para que una sustancia sea anfótera o anfiprótica la molécula debe estar formada al menos por **un hidrógeno**, que debe estar unido a un **átomo de alta electronegatividad**, el cual debe tener al menos un **par electrónico libre**.

Autoprotólisis o Autoionización

Este término se utiliza para indicar la transferencia de un protón entre dos moléculas de la misma sustancia.

Para que se produzca autoprotólisis es condición que la molécula sea anfótera.

Ejercicios. Escriba la reacción protolítica correspondiente a la autoprotólisis de las sustancias.



Tipo de reacciones protolíticas

Neutralización

Ácidos polipróticos

Bases polipróticas

Neutralización

Según la teoría de Bronsted, representa la reacción entre la base conjugada y ácido conjugado de la misma sustancia.

Está representada por la reacción inversa de la autoprotólisis

Ejercicios

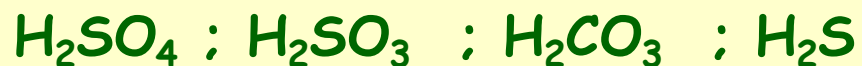
Escriba la reacción protolítica de neutralización de las sustancias:

I) Agua líquida

II) Amoníaco líquido

Ácidos polipróticos

Son aquellos ácidos que tienen más de un protón en su molécula



Ácidos dipróticos



Ácidos tripróticos

Estos ácidos pierden los protones por etapas

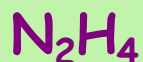
Ejercicios.

Escriba las reacciones protolíticas correspondientes cuando:

- a) El H_2SO_4 se disuelve en agua. b) El H_3PO_4 se disuelve en agua.
- c) El H_2CO_3 se disuelve en agua.

Bases polipróticas

Son aquellas bases que pueden aceptar más de un protón.



hidracina

Estas bases aceptan los protones por etapas

Ejemplo. Escriba las reacciones protolíticas correspondientes cuando la N_2H_4 (hidracina) se disuelve en agua. Se comporta como base diprótica

Equilibrio ácido - base

Producto iónico del agua (K_w)



Es una cte de equilibrio



Es una medida de la tendencia del agua a disociarse en sus iones

Autoprotólisis del agua



Reacción simplificada



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

$$K [\text{H}_2\text{O}] = [\text{OH}^-][\text{H}^+]$$

K_w

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

Producto iónico del agua

$$K_w = 1 \cdot 10^{-14} (\text{mol/L})^2$$

$$[\text{OH}^-][\text{H}^+] = 1 \cdot 10^{-14} (\text{mol/L})^2$$

Determinación de $[H^+]$ y $[OH^-]$ en el agua pura



En el agua pura: $[H^+] = [OH^-]$, debido a que, 1mol de agua produce 1mol de OH^- y 1 mol de H^+ , además el número de cargas positivas y negativas son iguales.

El valor de $[OH^-]$ y $[H^+]$ se deduce a partir producto iónico del agua .

$$[OH^-] [H^+] = 1.10^{-14} \text{ (mol/L)}^2$$

Determinación de $[H^+]$ y $[OH^-]$ en el agua pura



En el agua pura $[H^+] = [OH^-]$

Y como

$$[OH^-] [H^+] = 1 \cdot 10^{-14} \text{ (mol/L)}^2$$

Para hallar el valor de $[OH^-]$ y $[H^+]$ se debe deducir de la expresión anterior.

Lo que permite decir:

$$[H^+] = 1 \cdot 10^{-7} \text{ (mol/L)}$$

$$[OH^-] = 1 \cdot 10^{-7} \text{ (mol/L)}$$

pH y pOH

I) Se agrega una sal al agua

En este caso no se modifican las $[H^+]$ ni las de $[OH^-]$, porque al disociarse la sal no produce variación de estas concentraciones.

$$[H^+] = [OH^-]$$

II) Se agrega un ácido al agua

En este caso aumenta la $[H^+]$, porque al disociarse el ácido se generan H^+ provocando un aumento de las concentraciones de este ión.

$[OH^-]$	$[H^+]$	$[H^+][OH^-]$
1.10^0 mol/L	1.10^{-14} mol/L	$1.10^{-14} (\text{mol/L})^2$
1.10^{-4} mol/L	1.10^{-10} mol/L	$1.10^{-14} (\text{mol/L})^2$
1.10^{-6} mol/L	1.10^{-8} mol/L	$1.10^{-14} (\text{mol/L})^2$
1.10^{-10} mol/L	1.10^{-4} mol/L	$1.10^{-14} (\text{mol/L})^2$

$$[H^+] > [OH^-]$$

III) Se agrega una base al agua

En este caso aumenta la $[\text{OH}^-]$ porque al disociarse la base se generan OH^- provocando un aumento de las concentraciones de este ión.

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

$[\text{OH}^-]$	$[\text{H}^+]$	$[\text{H}^+][\text{OH}^-]$
$1 \cdot 10^{-14} \text{ mol/L}$	$1 \cdot 10^0 \text{ mol/L}$	$1 \cdot 10^{-14} (\text{mol/L})^2$
$1 \cdot 10^{-10} \text{ mol/L}$	$1 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$	$1 \cdot 10^{-14} (\text{mol/L})^2$
$1 \cdot 10^{-6} \text{ mol/L}$	$1 \cdot 10^{-8} \text{ mol/L}$	$1 \cdot 10^{-14} (\text{mol/L})^2$
$1 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$	$1 \cdot 10^{-10} \text{ mol/L}$	$1 \cdot 10^{-14} (\text{mol/L})^2$

En soluciones acuosas las $[H^+]$ y $[OH^-]$ varían entre $1 \cdot 10^0$ mol/L y $1 \cdot 10^{-14}$ mol/L

DEFINICIÓN DE pH O POTENCIAL HIDRÓGENO: Es el logaritmo decimal negativo de la concentración molar de protones

En símbolos

$$pH = - \log [H^+]$$

Por analogía el pOH o potencial hidróxido es:

$$pOH = - \log [OH^-]$$

En química el símbolo "p" significa : $-\log$

RELACIÓN ENTRE pH y pOH

$$[H^+].[OH^-] = 1.10^{-14}$$

Aplicando logaritmo al producto iónico del agua se tiene:

$$(-\log [H^+]) + (-\log [OH^-]) = -\log 1.10^{-14}$$



pH

+



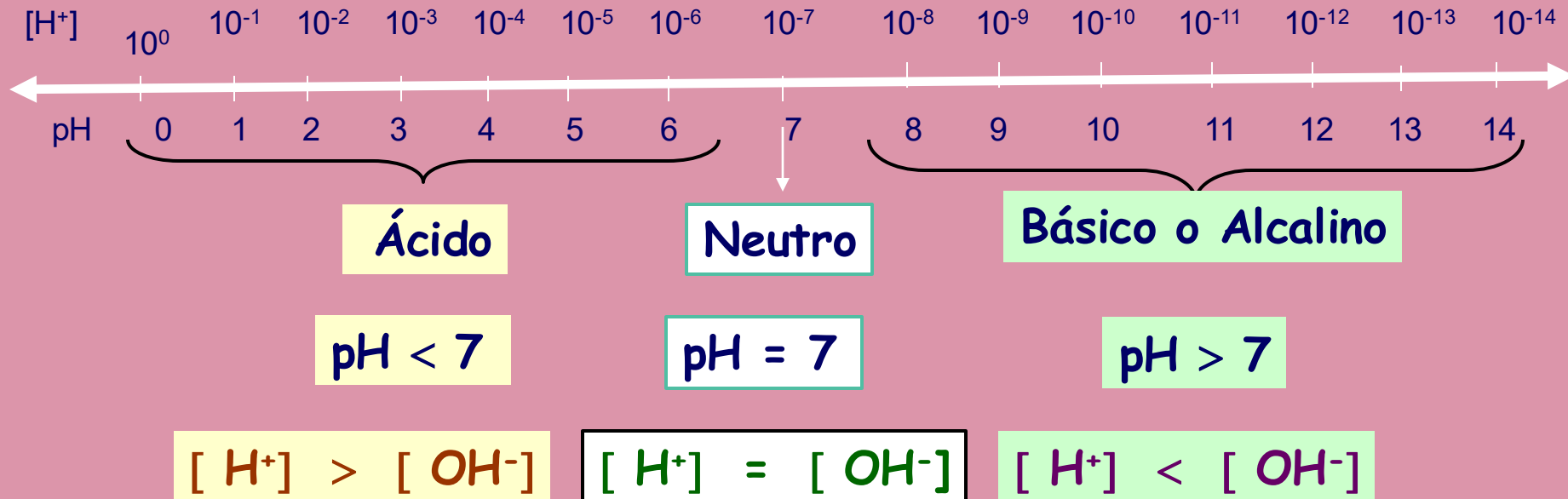
pOH

=



14

ESCALA DE pH



pH de algunas sustancias

