

**UNIVERSIDAD DEL SURESTE**

**ALUMNO**

**GABRIEL ALONSO ESPINOZA CARREON**

**TEMA**

**TEORÍAS DEL EQUILIBRIO ACIDO BASE**

**CATEDRATICO**

**SERGIO CHONG VELAZQUEZ**

**MATERIA**

**BIOQUÍMICA 1**

**FECHA DE ENTREGA**

**08 DE SEPTIEMBRE 2020**

**TUXTLA CHICO, CHIAPAS**

## Teorías del equilibrio ácido a base

### 2.1 Teoría de Arrhenius

El concepto de ácido y base que, hoy en día sigue

Prevaleciendo con algunas mejoras, fue propuesto por Svante Arrhenius en 1884 como parte de otra teoría, también propuesta por él: la teoría de la ionización.. Arrhenius observó que cuando el HCl se disuelve en el agua (aq) sus moléculas se disocian en la forma:



Este mismo comportamiento lo observó igualmente en los ácidos típicos.

Afirmó que un ácido es un compuesto que en disolución acuosa produce protones y base es toda aquella sustancia que en hidroxilo, ya que los hidróxidos eran las bases mejor conocidas.

Según la teoría de Arrhenius, se pueden escribir los siguientes equilibrios:



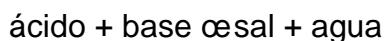
Así:



En los ácidos fuertes la reacción estaría totalmente desplazada hacia la derecha de modo que abundarían más los iones  $\text{H}^+$  (aq), ya que todo el AH estaría prácticamente disociado

La reacción mediante la cual una base neutraliza las propiedades de un ácido recibe el nombre de neutralización y se ajusta, en términos generales, a una ecuación

química del tipo:



la neutralización es la unión de los protones

cedidos por el ácido con los hidroxilos cedidos por la base para dar agua.

Si la concentración de base es suficiente, todos los iones  $\text{H}^+$

procedentes del ácido serán neutralizados por los  $\text{OH}^-$

procedentes de la base. Un exceso de base otorgará a la disolución resultante un carácter básico.

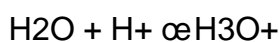
Las definiciones de ácido y base dadas por Arrhenius tropiezan con algunas dificultades:

- el ion  $H^+$

en disolución acuosa no puede permanecer aislado; dado el carácter dipolar de la molécula de agua, el ion  $H^+$

se unirá, por lo menos, a una de ellas formando el ion hidroxilo  $H_3O^+$

según la reacción:



el concepto de base de Arrhenius implica la capacidad de ceder iones  $OH^-$  a la disolución

las definiciones de Arrhenius se refieren únicamente a sustancias en disolución acuosa

e ignoran, por tanto, la posibilidad de que existan ácidos y bases en condiciones diferentes.

Los conceptos actuales debidos a Brönsted y

Lowry amplían dichas nociones y contienen a aquéllas como un caso particular.

- tampoco puede justificar la acidez de ciertas sales

## **2.2 Teoría de Brönsted-Lowry**

Según Brönsted y Lowry, ácido es toda sustancia capaz de

ceder uno o más protones a otra molécula, buscaron una definición que se pudiera relacionar con la correspondiente de base, tal y

como lo estaban las propiedades químicas de

ambos tipos de sustancias. Puesto que las bases presentaban propiedades opuestas a las de los ácidos, la definición de base debería reflejar esta oposición, definieron las bases como sustancias capaces de aceptar uno o más protones de otra molécula.

Según Brönsted y Lowry a todo ácido le corresponde una base conjugada con la que está en equilibrio y toda base tiene su ácido conjugado.

para que un ácido pueda transformarse en su base conjugada cediendo

un protón tiene que existir simultáneamente una base, de otro sistema ácido-base, que acepte los protones transformándose en su ácido conjugado.

En la teoría clásica, el disolvente no interviene en el equilibrio, mientras que en bajo ésta teoría, toma parte activa cediendo o captando protones. Al poner un ácido o una base en disolución se produce una reacción ácido-base con el disolvente. En el caso del agua, ésta actúa como ácido o como base dependiendo del carácter básico o ácido del soluto.

Un ácido sólo puede manifestarse como tal frente a un disolvente capaz de aceptar protones y una base sólo lo será frente a un disolvente capaz de ceder protones. De aquí de la relatividad de la denominación ácido-base.

Como ácidos o como bases pueden actuar tanto moléculas como iones positivos

Toda sustancia capaz de ceder protones a otra, será un ácido más fuerte que ésta. Según la citada teoría, una sustancia actuará como ácido frente a otra de menor acidez y como base frente a otra de mayor acidez

### **2.3 Teoría de Lewis**

Lewis, en 1923, enunció una teoría más amplia sobre ácidos y bases, que engloba a los procesos de transferencia iónica ( $H^+$ ) como casos especiales y generaliza el concepto de ácidos y bases a compuestos no iónicos.

Para Lewis:

Acido: cualquier sustancia portadora de un orbital atómico o molecular vacío que pueda aceptar un par electrónico.

Base: Cualquier sustancia portadora de un átomo capaz de ceder un par solitario de electrones

Neutralización: Formación de un enlace coordinado dativo.

La estructura del Lewis del tricloruro de aluminio ( $AlCl_3$ ) es tal que sólo se

rodea de 6 electrones: 3 suyos y otros 3 aportados por los 3 cloros enlazados, el átomo de Aluminio dispone de un orbital vacío que puede albergar electrones, por lo que actuará como un ácido de Lewis

Al analizar las diferentes teorías se concluye que:

a) Cada una es correcta dentro de su ámbito de aplicación y se adopta el criterio más apto para las condiciones de trabajo.

b) Como generalmente se trabaja con disoluciones acuosas, seguiremos el criterio de BRÖNSTED-LOWRY, que implica la transferencia del protón, y en algunas ocasiones se hace referencia de forma explícita al criterio de ARRHENIUS.