Universidad de Cantabria
Departamento CITIMAC

Química
Los procesos químicos

Dr. Imanol de Pedro del Valle

Ácidos y Bases

CONCEPTOS FUNDAMENTALES DE LA CLASE

Características de ácidos y bases. Teoría de Arrhenius. Valoración Acido-Base.

Ácidos y bases

1.- Características de los ácidos y las bases
2.- Evolución histórica del concepto de ácido y base.
    1.1. Teoría de Arrhenius. Limitaciones.
    2.2. Teoría de Brönsted-Lowry.
    2.3. Teoría de Lewis
3.- Equilibrio de ionización del agua. Concepto de pH.
4.- Fuerza de ácidos y bases.
    4.1. Ácidos y bases conjugadas.
    4.2. Relación entre Ka y Kb.
    4.3. Cálculos de concentraciones en equilibrio, pH, constantes, grado de disociación

Ácidos y bases

Las características de los ácidos y las bases se resumen en :

Ácidos

- **Tienen sabor agrio (ácido). Son corrosivos para la piel.**
- **Reaccionan con ciertos metales, como Zn, Mg o Fe, para dar hidrógeno**
- **Reaccionan con las bases para dar sales**

Son sustancias ácidas: el ácido clorhídrico (HCl); el ácido bromhídrico (HBr); el ácido nítrico (HNO_3); el ácido carbónico (H_2CO_3) y el ácido sulfúrico (H_2SO_4), entre otros

Bases

- **Tienen sabor amargo. Son corrosivos para la piel.**
- **Reaccionan con las grasas para dar jabones.**
- **Reaccionan con los ácidos para dar sales.**

Son sustancias básicas el hidróxido de amonio o amoniaco disuelto en agua (NH_4OH); y los hidróxidos de los metales alcalinos (LiOH, NaOH, KOH,...) y alcalinotérreos, como el $Ca(OH)_2$, y $Mg(OH)_2$, entre otros

Definición de Arrhenius

- Publica en 1887 su teoría de "disociación iónica".
  - Hay sustancias (electrolitos) que en disolución se disocian en cationes y aniones.
- ÁCIDO: Sustancia que en disolución acuosa disocia cationes H^+.
- BASE: Sustancia que en disolución acuosa disocia aniones OH^-.

- **ÁCIDOS:**

  $AH\ (en\ disolución\ acuosa) \rightarrow A^- + H^+$

  Ejemplos:
  - $HCl\ (en\ disolución\ acuosa) \rightarrow Cl^- + H^+$
  - $H_2SO_4\ (en\ disolución\ acuosa) \rightarrow SO_4^{2-} + 2\ H^+$

  BASES:

  $BOH\ (en\ disolución\ acuosa) \rightarrow B^+ + OH^-$

  Ejemplo:
  - $NaOH\ (en\ disolución\ acuosa) \rightarrow Na^+ + OH^-$

Neutralización

Se produce al reaccionar un ácido con una base por formación de agua:

$$H^+ + OH^- \longrightarrow H_2O$$

El anión que se disoció del ácido y el catión que se disoció de la base quedan en disolución inalterados (sal disociada):

$$NaOH + HCl \longrightarrow H_2O + NaCl\ (Na^+ + Cl^-)$$

Ácidos y bases

- **Teoría de Brønsted y Lowry:** **(aceptada hoy para ácidos y bases en disolución acuosa)**
  - **Ácido: dador de protones**
  - **Base o álcali: aceptor de protones**
  - **Reacción ácido-base: reacción de intercambio de protones**

$$\underset{\text{ácido}}{HCl} + \underset{\text{base}}{H_2O} \rightarrow Cl^- + H_3O^+$$

$$\underset{\text{base}}{NaOH} + \underset{\text{ácido}}{H_2O} \rightarrow Na^+ + H_2O + OH^-$$

$$\underset{\text{base}}{NH_3} + \underset{\text{ácido}}{H_2O} \rightarrow NH_4^+ + OH^- \qquad NH_3 + H_2O \leftarrow \underset{\text{ácido}}{NH_4^+} + \underset{\text{base}}{OH^-}$$

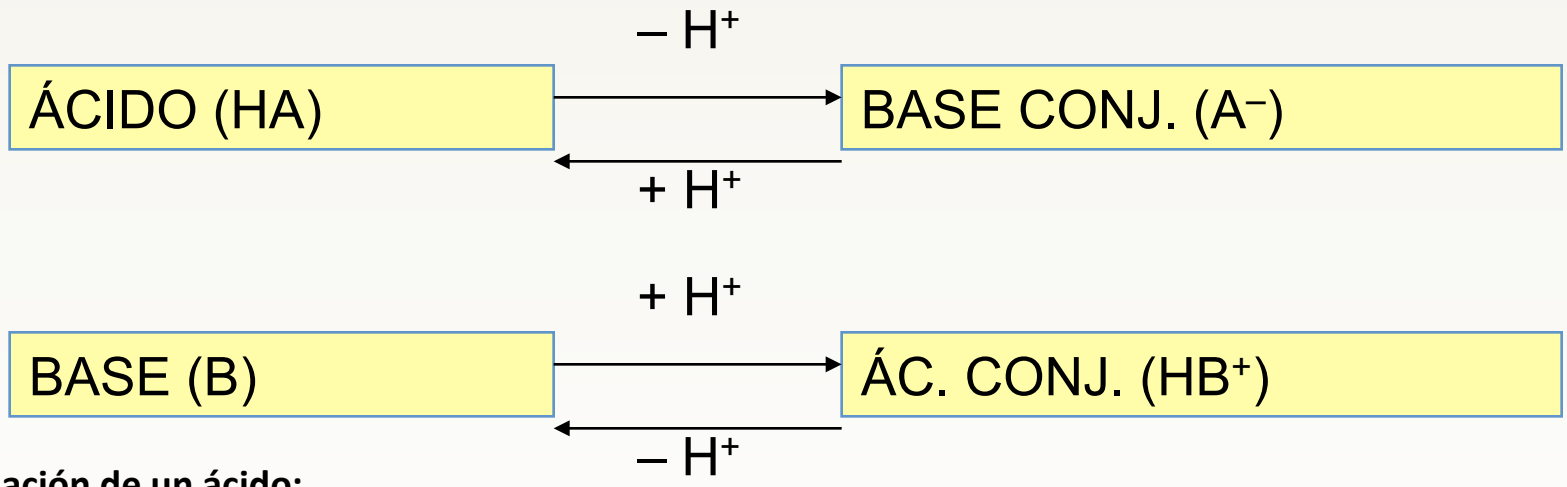
$$\underset{\text{base}}{NH_3} + \underset{\text{ácido}}{H_2O} \text{ É } \underset{\text{ácido}}{NH_4^+} + \underset{\text{base}}{OH^-}$$

conjugados

conjugados

Par Ácido/base conjugado

- Siempre que una sustancia se comporta como ácido (cede H^+) hay otra que se comporta como base (captura dichos H^+).
- Cuando un ácido pierde H^+ se convierte en su "base conjugada" y cuando una base captura H^+ se convierte en su "ácido conjugado".



Disociación de un ácido:

- **$HCl\ (g) + H_2O\ (l) \rightarrow H_3O^+(ac) + Cl^-(ac)$**
- **En este caso el H_2O actúa como base y el HCl al perder el H^+ se transforma en Cl^- (base conjugada)**

Disociación de una base:

- **$NH_3\ (g) + H_2O\ (l) \rightarrow NH_4^+ + OH^-$**
- **En este caso el H_2O actúa como ácido pues cede H^+ al NH_3 que se transforma en NH_4^+ (ácido conjugado)**

Teoría de Lewis

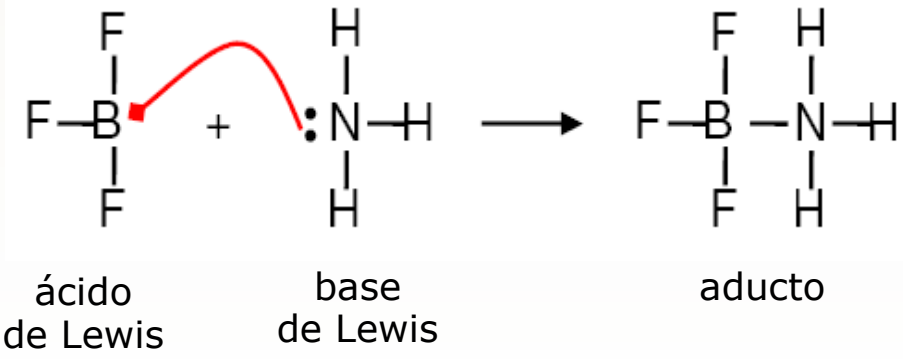
ÁCIDOS:

- "Sustancia que contiene al menos un átomo capaz de aceptar un par de electrones y formar un enlace covalente coordinado".

BASES:

- "Sustancia que contiene al menos un átomo capaz de aportar un par de electrones para formar un enlace covalente coordinado".

- Teoría de Lewis: (aceptada hoy para ácidos y bases en general)
  - Ácido: aceptor de pares de electrones
  - Base o álcali: dador de pares de electrones
  - Reacción ácido-base: reacción de intercambio de pares de electrones



Equilibrio de ionización del agua

La experiencia demuestra que el agua tiene una pequeña conductividad eléctrica lo que indica que está parcialmente disociado en iones:

$2\ H_2O\ (l) \rightarrow\ H_3O^+(ac) + OH^-(ac)$

$$K_c = \frac{[H_3O^+] \cdot [OH^-]}{[H_2O]^2}$$

Como $[H_2O]$ es constante por tratarse de un líquido, llamaremos $K_w = K_c \cdot [H_2O]^2$

conocido como "**producto iónico del agua**"

$$K_w = [H_3O^+] \times [OH^-]$$

Concepto de pH.

El valor de dicho producto iónico del agua es:

$K_W\,(25ºC) = 10^{-14}\ M^2$

En el caso del agua pura:

$[H_3O^+] = [OH^-] = \sqrt{10^{-14}\ M^2} = 10^{-7}\ M$

Se denomina pH a:

Y para el caso de agua pura, como $[H_3O^+]=10^{-7}$ M:

$$pH = -\log 10^{-7} = 7$$

$$\boxed{pH = -\log\ [H_3O^+]}$$

Tipos de disoluciones

Ácidas: $[H_3O^+] > 10^{-7}\ M \Rightarrow pH < 7$

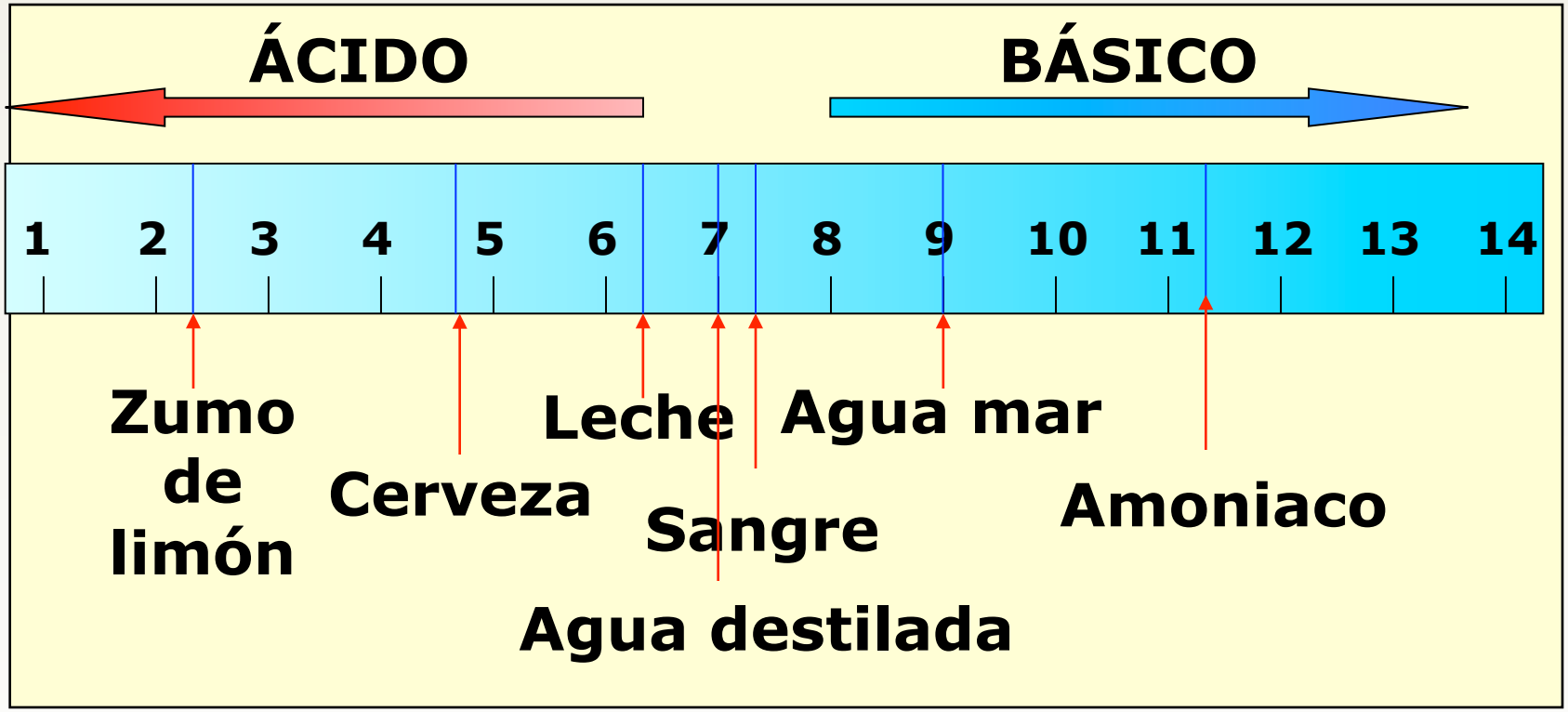
Básicas: $[H_3O^+] < 10^{-7}\ M \Rightarrow pH > 7$

Neutras: $[H_3O^+] = 10^{-7}\ M \Rightarrow pH = 7$

En todos los casos: $K_w = [H_3O^+] \cdot [OH^-]$

luego si $[H_3O^+]$ aumenta (disociación de un ácido), entonces $[OH^-]$ debe disminuir para que el producto de ambas concentraciones continúe valiendo $10^{-14}\ M^2$

Gráfica de pH en sustancias comunes



Ácidos y bases

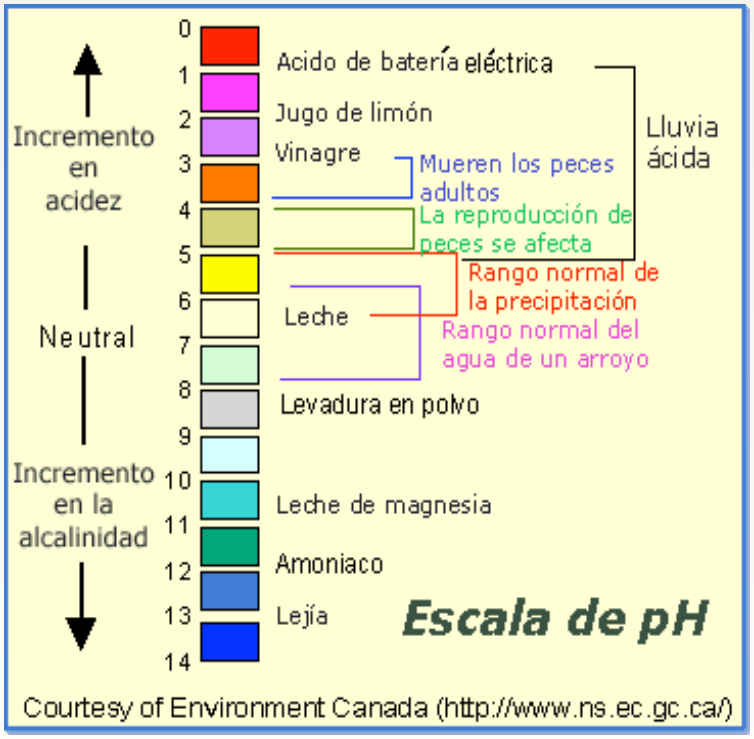
Si una sustancia tiene un pH igual a 7, se dice que es neutra, ni ácida ni básica (por ejemplo, el agua pura).

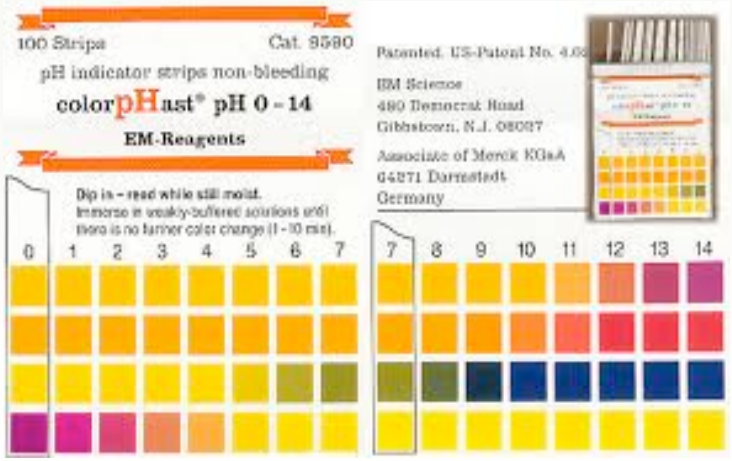
Si una sustancia tiene un pH menor que 7, tiene carácter ácido.

Si una sustancia tiene un pH mayor que 7, tiene carácter básico.

En los laboratorios y aquellos otros lugares donde es necesario determinan esta propiedad (como en un análisis de agua potable, por ejemplo), se utiliza un indicador ácido-base, que es una sustancia que presenta un color distinto según sea el pH del medio.

Escala de PH y papel indicador





Indicadores de pH (ácido- base)

Son sustancias que cambian de color al pasar de la forma ácida a la básica:

$$HIn + H_2O \rightarrow In^- + H_3O^+$$

forma ácida *forma básica*

El cambio de color se considera apreciable cuando

$$[HIn] > 10 \cdot [In^-] \quad o \quad [HIn] < 1/10 \cdot [In^-]$$

Algunos indicadores de pH

Indicador	Color forma ácida	Color forma básica	Zona de viraje (pH)
Violeta de metilo	Amarillo	Violeta	0-2
Rojo Congo	Azul	Rojo	3-5
Rojo de metilo	Rojo	Amarillo	4-6
Tornasol	Rojo	Azul	6-8
Fenolftaleína	Incoloro	Rosa	8-10

Valoraciones ácido-base

- **La neutralización de un ácido/base con una base/ácido de concentración conocida se consigue cuando**

$$n(OH^-) = n(H_3O^+)$$

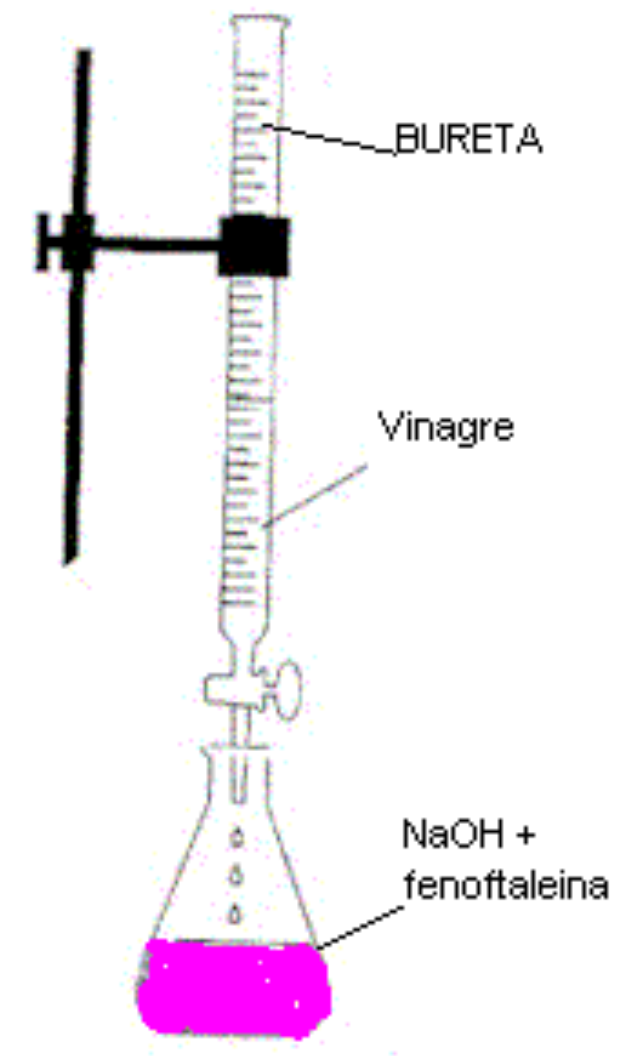
- **La reacción de neutralización puede escribirse:**

$$b\ H_aA + a\ B(OH)_b \rightarrow B_aA_b + a{\cdot}b\ H_2O$$

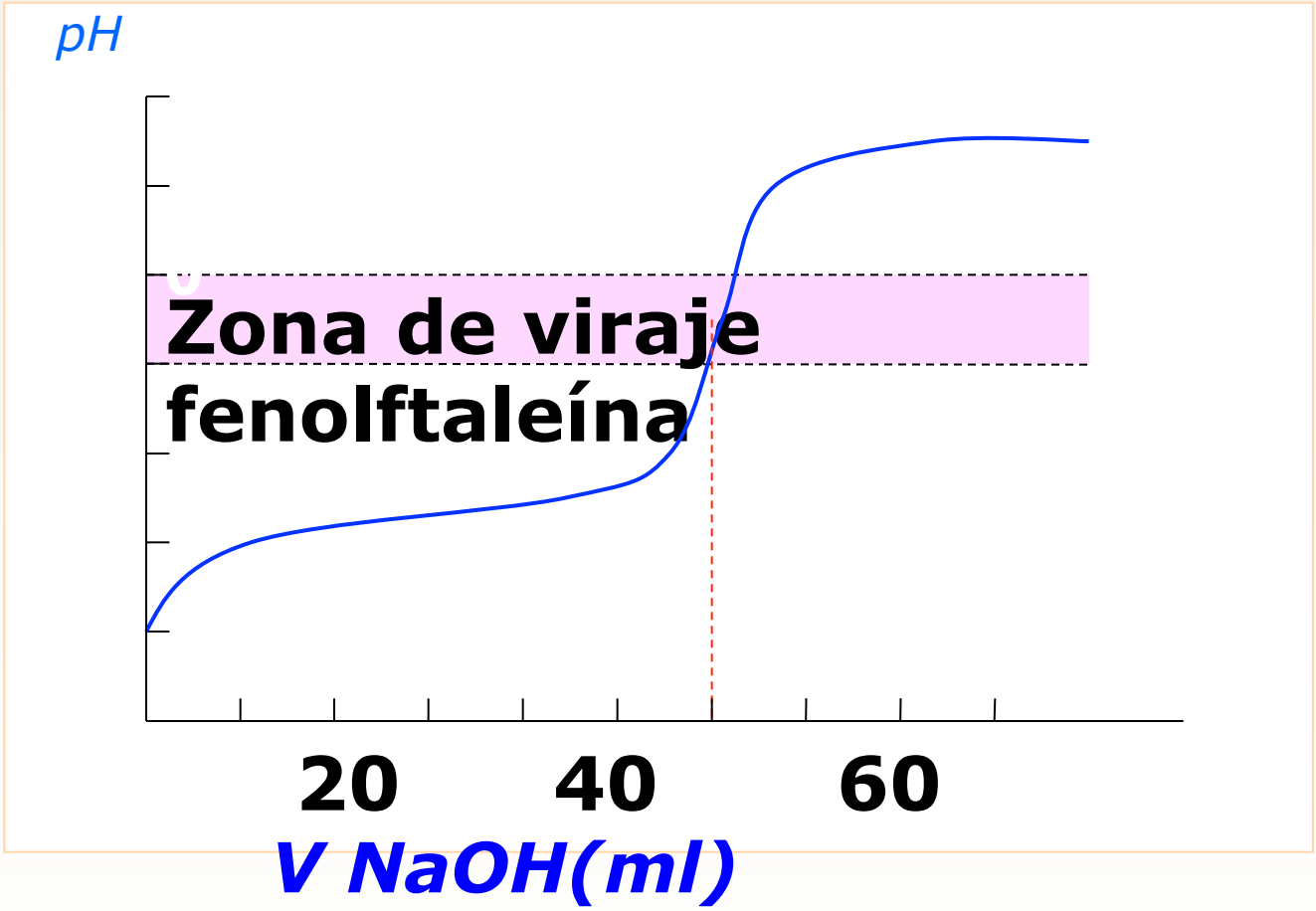
$$n(\text{ácido}) \times a = n(\text{base}) \times b$$

Valoraciones ácido-base

Valorar es medir la concentración de un determinado ácido o base a partir del análisis volumétrico de la base o ácido utilizado en la reacción de neutralización.



Gráfica de valoración de vinagre con NaOH



Valoraciones ácido-base

$V_{ácido}$ x [ácido] x a = V_{base} x [base] x b

Todavía se usa mucho la concentración expresada como Normalidad:

Normalidad = Molaridad x n (H u OH)

$$V_{ácido} \times N_{ácido} = V_{base} \times N_{base}$$

En el caso de sales procedentes de ácido o base débiles debe utilizarse un indicador que vire al pH de la sal resultante de la neutralización.

Ejercicio B: En un laboratorio se tienen dos matraces, uno conteniendo 15 ml de HCl cuya concentración es 0,05 M y el otro 15 ml de ácido etanoico (acético) de concentración 0,05 M

a) Calcule el pH de cada una de ellas. b) ¿Qué cantidad de agua se deberá añadir a la más ácida para que el pH de las dos disoluciones sea el mismo? Dato: Ka (ácido etanoico) = 1,8 x 10-5

a) HCl es ácido fuerte luego está totalmente disociado, por lo que [H3O+] = 0,05 M

pH = –log [H3O+] = –log 0,05 = 1,30

CH3COOH es ácido débil por lo que:

$$\alpha = \sqrt{\frac{Ka}{c}} = \sqrt{\frac{1{,}8 \cdot 10\text{-}5\ M}{0{,}05\ M}} = 0{,}019$$

[H3O+] = c α = 0,05 M x 0,019 = 9,5 x 10-4 M

pH = –log [H3O+] = –log 9,5 x 10-4 = 3,0

b) n (H_3O^+) en HCl = V x Molaridad = 0,015 l x 0,05 M = = 7,5 x 10^{-4} mol.

Para que el pH sea 3,0 [H_3O^+] = 10^{-3} M que será también la [HCl] ya que está totalmente disociado.

El volumen en el que deberán estar disueltos estos moles es:

V = n/Molaridad = 7,5 x 10^{-4} mol/ 10^{-3} mol·l^{-1} = 0,75 litros

Luego habrá que añadir (0,75 – 0,015) litros = 735 *ml*

Ejemplo: 100 ml de una disolución de H_2SO_4 se neutralizan con 25 ml de una disolución 2 M de $Al(OH)_3$ ¿Cuál será la $[H_2SO_4]$?

Podríamos haber calculado $n(H_2SO_4)$ a partir del cálculo estequiométrico, pues conocemos

$$n(Al(OH)_3 = V \cdot M = 25\ ml \cdot 2\ M = 50\ mmoles$$

$$3\ H_2SO_4 + 2\ Al(OH)_3 \rightarrow 3SO_4^{2-} + 2Al^{3+} + 6\ H_2O$$

$$\frac{3\ mol\ H_2SO_4}{n(H_2SO_4)} = \frac{2\ mol\ Al(OH)_3}{50\ mmoles}$$

$$n(H_2SO_4) = 75\ mmol$$

$$[H_2SO_4] = \frac{n\ (H_2SO_4}{V(H_2SO_4)} = \frac{75\ mmol}{100\ ml} = 0{,}75\ M$$

Ejercicio D: Si 10,1 ml de vinagre han necesitado 50,5 ml de una base 0,2 N para su neutralización. a) Cuál será la normalidad del ácido en el vinagre; b) Suponiendo que su acidez se debe al ácido acético (ácido etanoico). ¿Cuál es el porcentaje en peso del ácido acético si la densidad del vinagre es de 1,06 g/ml?

a) $V_{ácido} \times N_{ácido} = V_{base} \times N_{base}$

$$N_{ácido} = \frac{50,5 \text{ ml} \times 0,2 \text{ N}}{10,1 \text{ ml}} = 1 \text{ N} \qquad M_{ácido} = 1 \text{ M}$$

b) Supongamos que tenemos un litro de vinagre:

m(á. acético) = Molaridad x M x V = 1 mol/L x 60 g/mol x 1 L = 60 g

$$\% = \frac{m_{soluto}}{m_{disolución}} \times 100 = \frac{60 \text{ g}}{1060 \text{ g}} \times 100 = 5,66 \%$$