

ÁCIDO-BASE

Química 2.º Bach

Rodrigo Alcaraz de la Osa



Teorías ácido-base

Teoría de Arrhenius

Propuesta por el sueco SVANTE ARRHENIUS en 1884, constituye la primera definición moderna de ácidos y bases en términos moleculares:

Ácido Sustancia que se disocia en agua formando cationes hidrógeno (H^+).

Base Sustancia que se disocia en agua formando aniones hidróxido (OH^-).

Teoría de Brønsted-Lowry

Propuesta en 1923 independientemente por el danés JOHANNES NICOLAUS BRØNSTED y el inglés MARTIN LOWRY, se basa en la idea de PARES DE ÁCIDO-BASE CONJUGADOS. Cuando un ácido, HA, reacciona con una base, B, el ácido forma su base conjugada, A^- , y la base forma su ácido conjugado, HB^+ , mediante el intercambio de un protón (catión H^+):



Ácido Sustancia capaz de ceder protones (H^+) a una base: $HA + H_2O \rightleftharpoons A^- + H_3O^+$.

Base Sustancia capaz de aceptar protones (H^+) de un ácido: $B + H_2O \rightleftharpoons HB^+ + OH^-$.

Esta teoría se considera una GENERALIZACIÓN de la teoría de ARRHENIUS.

Fuerza relativa de los ácidos y bases

En función de cuan ionizado/a o disociado/a se encuentre un ácido o una base, distinguimos entre **ácidos/bases fuertes y débiles**, términos que describen la **facilidad** para **conducir** la **electricidad** (gracias a la mayor o menor presencia de iones en la disolución).

Grado de ionización

También llamado GRADO DE DISOCIACIÓN, α , se define como el cociente entre la cantidad de ácido/base ionizado/a y la cantidad de ácido/base inicial:

$$\alpha = \frac{\text{cantidad de ácido/base ionizado/a}}{\text{cantidad de ácido/base inicial}}$$

Suele expresarse en tanto por ciento (%).

Ácidos y bases fuertes Totalmente ionizados/as ($\alpha \approx 1$). Conducen bien la electricidad.

- Ácidos: $HClO_4$, $HI(ac)$, $HBr(ac)$, $HCl(ac)$, H_2SO_4 (1ª ionización) y HNO_3 .
- Bases: Hidróxidos de metales alcalinos y alcalinotérreos.

Ácidos y bases débiles Parcialmente ionizados/as: $\alpha < 1$. Conducen mal la electricidad.

- Ácidos: $HF(ac)$, $H_2S(ac)$, H_2CO_3 , H_2SO_3 , H_3PO_4 , HNO_2 y ácidos orgánicos, como el CH_3COOH .
- Bases: NH_3 (o NH_4OH) y bases orgánicas nitrogenadas, como aminas.

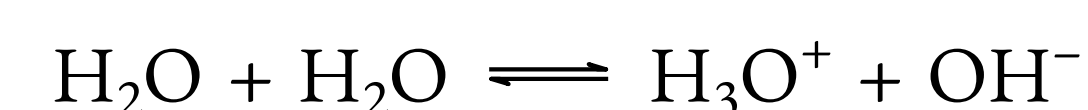
Constante de disociación

Es una medida de la FUERZA de un ÁCIDO/BASE en disolución:

	ÁCIDO	BASE
EQUILIBRIO	$HA + H_2O \rightleftharpoons A^- + H_3O^+$	$B + H_2O \rightleftharpoons HB^+ + OH^-$
CONSTANTE	$K_a = \frac{[A^-][H_3O^+]}{[HA]}$	$K_b = \frac{[HB^+][OH^-]}{[B]}$
COLOGARITMO	$pK_a = -\log K_a$	$pK_b = -\log K_b$

Equilibrio iónico del agua

El **agua** es una sustancia **anfiprótica** (puede tanto donar como aceptar un protón H^+), lo que le permite actuar tanto como ácido o como base (**anfoterismo**). El **equilibrio iónico del agua** hace referencia a la reacción química en la que dos moléculas de agua reaccionan para producir un ion **oxonio** (H_3O^+) y un ion **hidróxido** (OH^-):



La constante de equilibrio, denominada **producto iónico del agua**, y denotada por K_w , puede aproximarse por el producto:

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

A 25 °C: $[H_3O^+] = [OH^-] = 10^{-7} M \Rightarrow K_w = 10^{-14}$

Relación entre K_a y K_b

Dado un ácido, HA, y su base conjugada, A^- , podemos multiplicar K_a y K_b :

$$K_a \cdot K_b = \frac{[A^-][H_3O^+]}{[HA]} \cdot \frac{[HA][OH^-]}{[A^-]} = [H_3O^+][OH^-] = K_w$$

por lo que (suponiendo $T = 25 \text{ °C}$):

$$K_a \cdot K_b = K_w = 10^{-14}$$
$$pK_a + pK_b = pK_w = 14$$

Concepto de pH

Se define el pH como el cologaritmo de la concentración de iones oxonio, H_3O^+ :

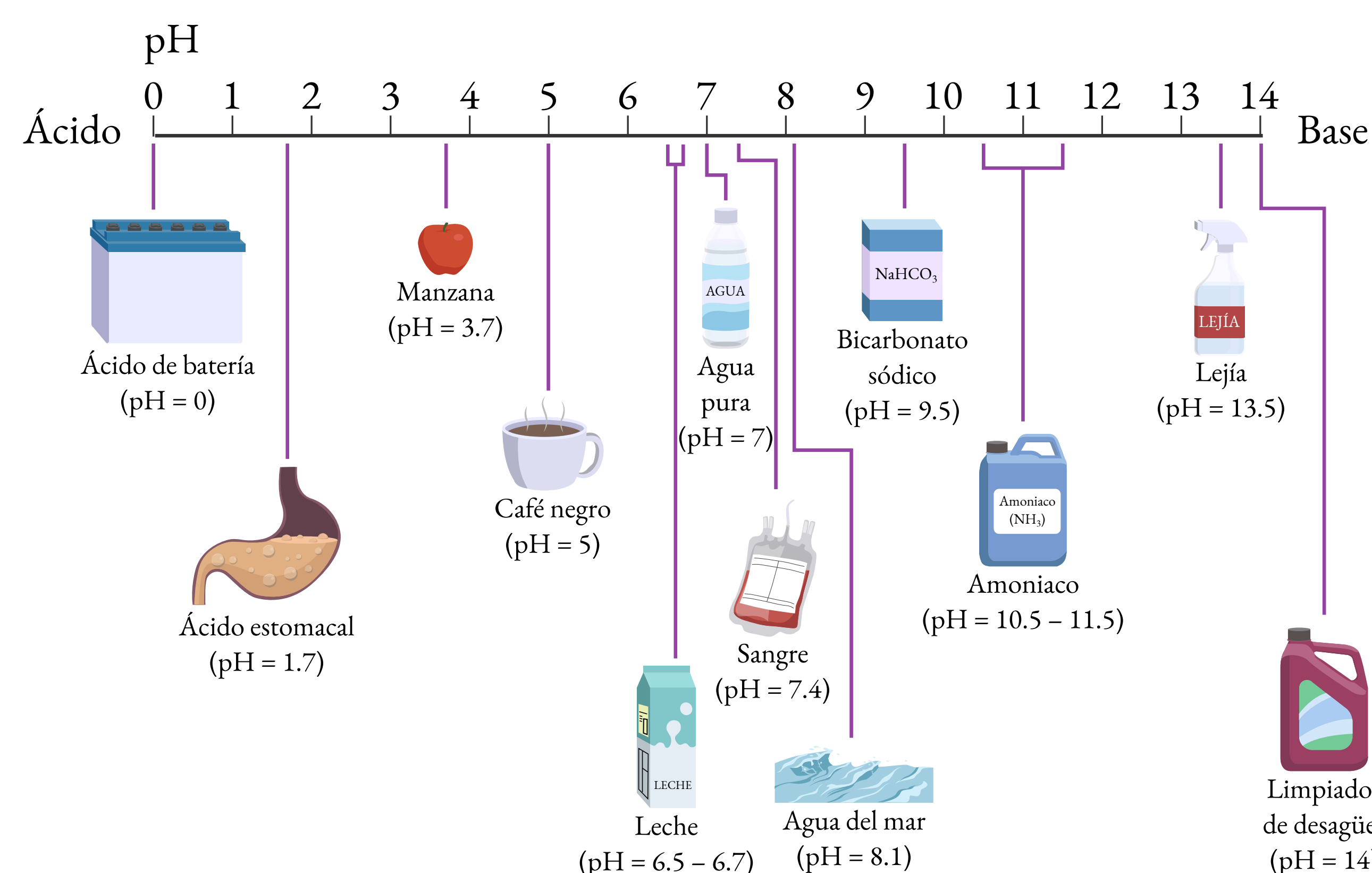
$$pH = -\log [H_3O^+]$$

Análogamente se define el pOH en función de la concentración de iones hidróxido, OH^- :

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

A partir de la expresión del **producto iónico del agua**, K_w , tomando **logaritmos**:

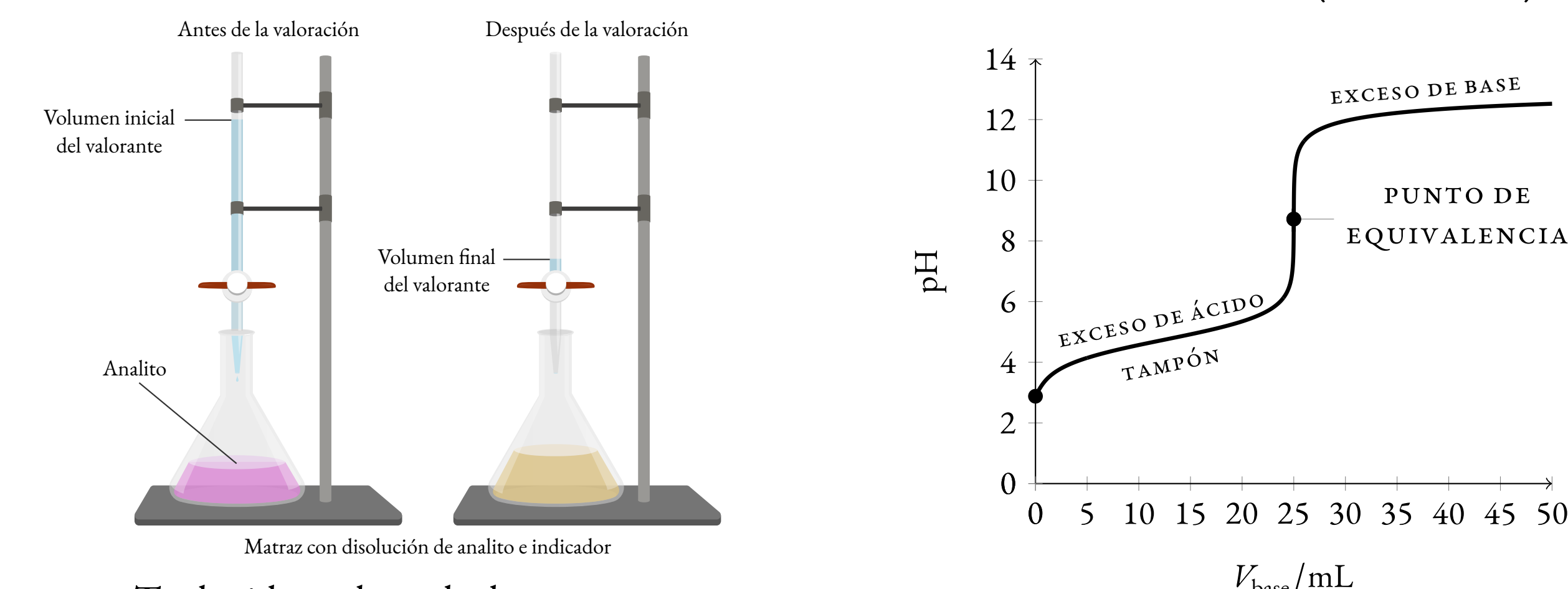
$$[H_3O^+][OH^-] = K_w$$
$$\log [H_3O^+] + \log [OH^-] = \log K_w$$
$$-pH - pOH = -14$$
$$pH + pOH = 14$$



Traducida y adaptada de <https://www.coursehero.com/sg/cell-biology/ph-and-the-ph-scale/>.

Volumetrías de neutralización ácido-base

Una **valoración/titulación ácido-base** es un método de análisis químico cuantitativo para determinar la concentración de un ácido o base (**analito**), neutralizándolo exactamente con una disolución estándar de base o ácido de concentración conocida (**valorante**).



Traducida y adaptada de <https://www.coursehero.com/sg/general-chemistry/quantitative-analysis-of-acids-and-bases/>.

Curva de valoración/titulación de 25 mL de ácido acético 0.1 M con hidróxido de sodio 0.1 M.

NEUTRALIZACIÓN: ÁCIDO + BASE $\xrightarrow{\text{IRREVERSIBLE}}$ SAL + AGUA

	ANALITO	FUERTE	ÁCIDO DÉBIL	BASE DÉBIL
pH (EQUIVALENCIA)		7	> 7	< 7
INDICADOR (vira en medio)		NEUTRO	BÁSICO	ÁCIDO

Indicadores ácido-base

Un **indicador** de pH es un compuesto químico **halocrómico** (cambia de color —vira— ante cambios de pH) que se añade en pequeñas cantidades a una disolución para poder determinar visualmente su pH (acidez o basicidad). El cambio de color se denomina **viraje**.

Tornasol

Mezcla soluble en agua de diferentes colorantes extraídos de LÍQUENES. Absorbido en papel de filtro constituye uno de los indicadores de pH más antiguos utilizados (~ 1300).

$$pH < 4.5 \iff pH > 8.3$$

Naranja de metilo ($C_{14}H_{14}N_3NaO_3S$)

Colorante **azoderivado** que vira de rojo a naranja-amarillo en MEDIO ÁCIDO:

$$pH < 3.1 \iff pH > 4.4$$

Fenolftaleína ($C_{20}H_{14}O_4$)

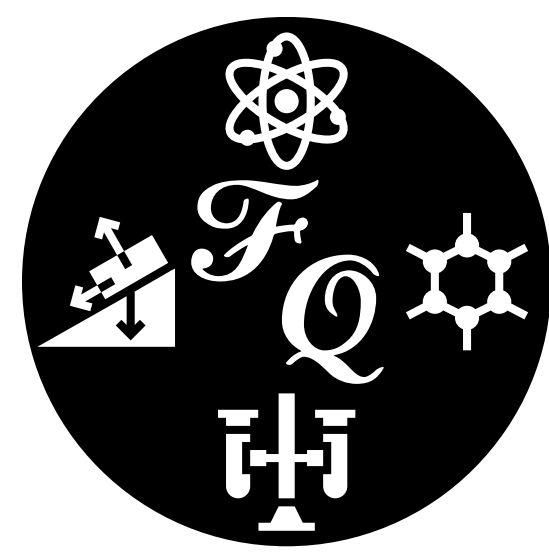
Indicador de pH incoloro en medio ácido que vira a rosa en MEDIO BÁSICO:

$$pH < 8.3 \iff 8.3 < pH < 10$$

Indicador universal

MEZCLA DE INDICADORES (azul de timol, rojo de metilo, azul de bromotimol y fenolftaleína) que presenta cambios suaves de color en una amplia gama de valores de pH.

RANGO DE pH	< 3	3-6	7	8-11	> 11
MEDIO	ácido fuerte	ácido débil	neutro	base débil	base fuerte
COLOR	rojo	naranja/amarillo	verde	azul	violeta



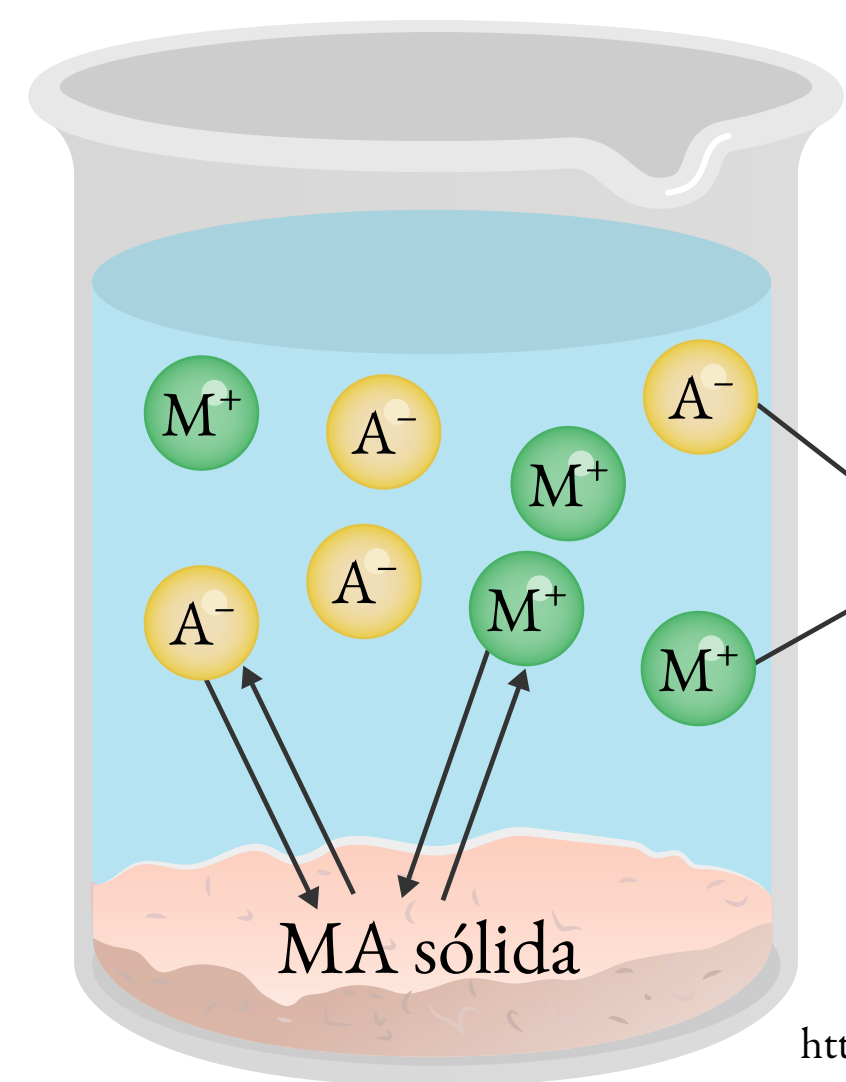
ÁCIDO-BASE

Química 2.º Bach

Rodrigo Alcaraz de la Osa



Hidrólisis de sales



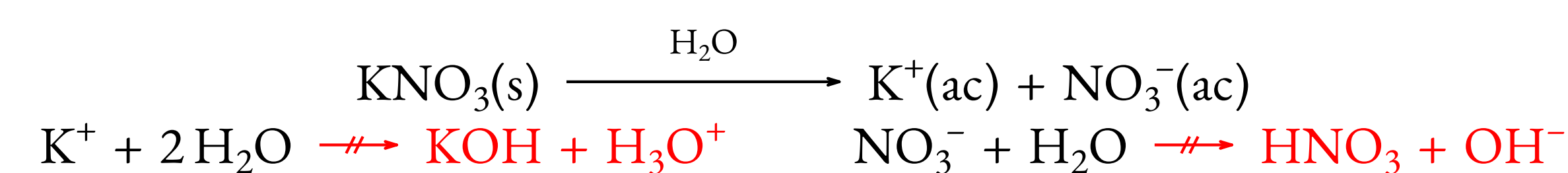
Cuando una sal se disuelve en agua, se disocia en sus **iones**. Si estos iones son capaces de reaccionar con las moléculas de agua y formar ácidos o bases conjugados, decimos que se produce una reacción de **hidrólisis**.

Traducida y adaptada de <https://www.coursehero.com/sg/general-chemistry/solutions-are-in-equilibrium/>.

En lo que sigue, suponemos siempre **CANTIDADES ESTEQUIOMÉTRICAS**:

Sales de ácido fuerte y base fuerte

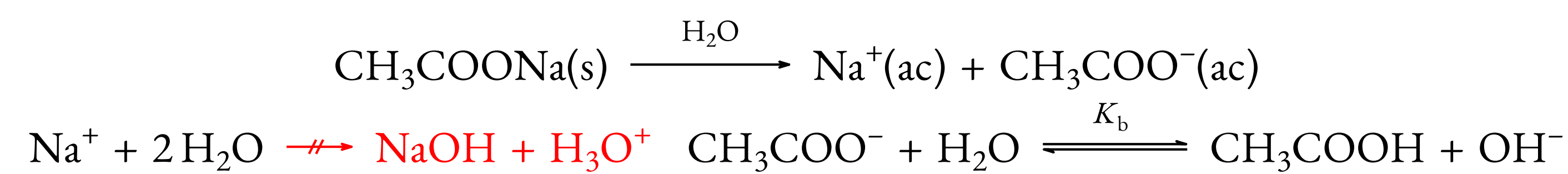
Cuando los iones en los que se disocia una sal provienen de ácidos/bases fuertes, no reaccionan con agua (hidrolizan), pues tienden a estar completamente ionizados:



La **DISOLUCIÓN** resultante es **NEUTRA** (pH = 7).

Sales de ácido débil y base fuerte

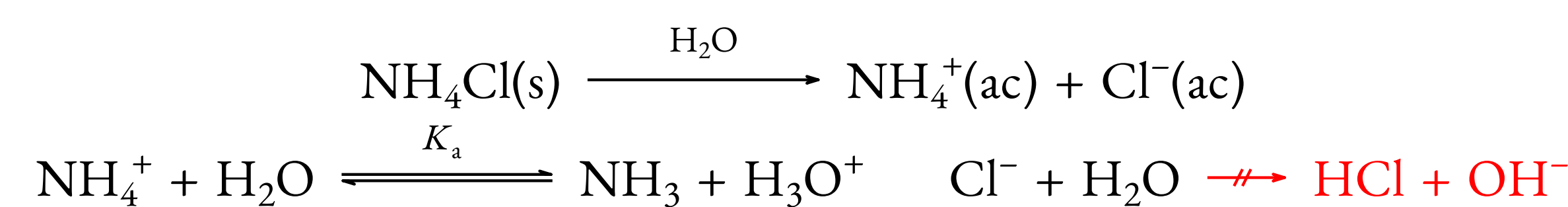
En este caso el ion proveniente del ácido débil sí se hidroliza:



La **DISOLUCIÓN** resultante es **BÁSICA** (pH > 7).

Sales de ácido fuerte y base débil

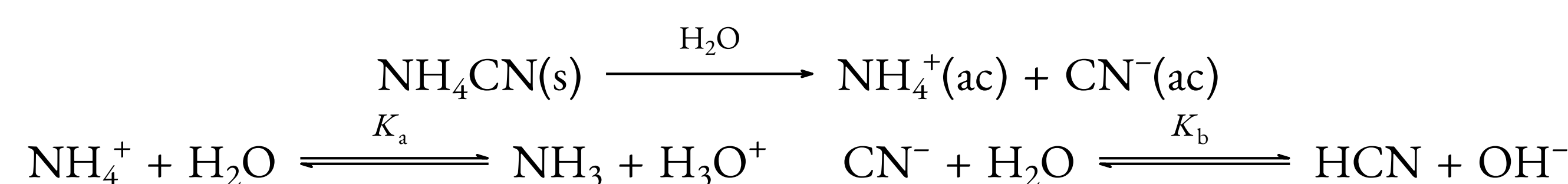
En este caso el ion proveniente de la base débil sí se hidroliza:



La **DISOLUCIÓN** resultante es **ÁCIDA** (pH < 7).

Sales de ácido débil y base débil

En este caso ambos iones se hidrolizan:



$K_a > K_b \Rightarrow$ La **DISOLUCIÓN** resultante es **ÁCIDA** (pH < 7).

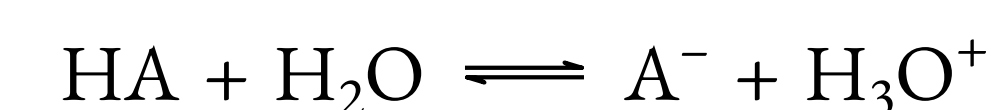
$K_a = K_b \Rightarrow$ La **DISOLUCIÓN** resultante es **NEUTRA** (pH = 7).

$K_b > K_a \Rightarrow$ La **DISOLUCIÓN** resultante es **BÁSICA** (pH > 7).

Disoluciones reguladoras

También llamadas **disoluciones amortiguadoras** o **tampón**, son disoluciones acuosas que consisten en una mezcla de un ácido o base débil y su conjugado correspondiente. Mantienen el pH de una disolución prácticamente invariable frente a pequeñas adiciones de ácido o base a la misma gracias a la neutralización del exceso de iones H_3O^+ o OH^- .

Tampón ácido débil + sal de su base conjugada



Suponiendo que las concentraciones en el equilibrio son aproximadamente iguales a las concentraciones iniciales, a partir de la expresión de la constante de acidez K_a :

$$K_a = \frac{[\text{A}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HA}]}$$

podemos despejar la concentración de iones oxonio, H_3O^+ :

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

Tomando logaritmos y cambiando de signo:

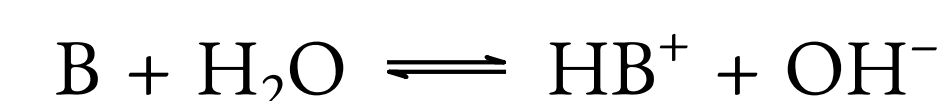
$$-\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log K_a - \log \frac{[\text{HA}]}{[\text{A}^-]}$$

$$\text{pH} = \text{p}K_a - \log \frac{[\text{HA}]}{[\text{A}^-]}$$

$$\text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{[\text{base conjugada}]}{[\text{ácido}]}$$

expresión que se conoce como **ECUACIÓN DE HENDERSON-HASSELBALCH**.

Tampón base débil + sal de su ácido conjugado



Asumiendo de nuevo que las concentraciones en el equilibrio son aproximadamente iguales a las concentraciones iniciales, a partir de la expresión de la constante de basicidad K_b :

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

podemos despejar la concentración de iones hidróxido, OH^- :

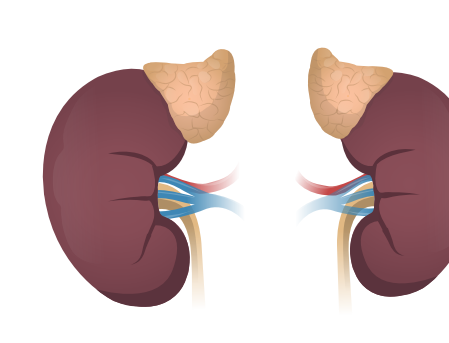
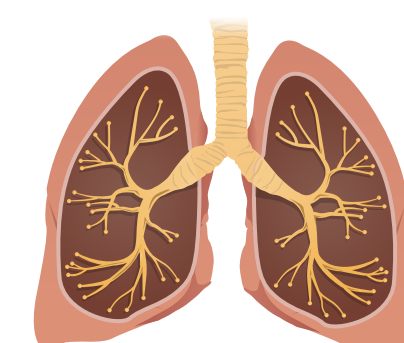
$$[\text{OH}^-] = K_b \cdot \frac{[\text{B}]}{[\text{HB}^+]}$$

Tomando logaritmos y cambiando de signo llegamos a otra forma de la **ECUACIÓN DE HENDERSON-HASSELBALCH**:

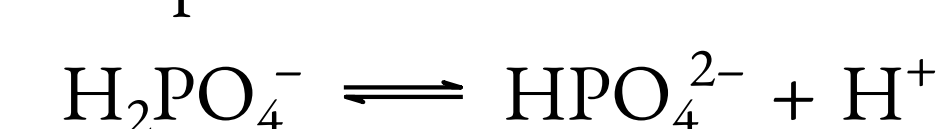
$$\text{pOH} = \text{p}K_b + \log \frac{[\text{ácido conjugado}]}{[\text{base}]}$$

Importancia biológica del pH

Tampón $\text{H}_2\text{CO}_3/\text{HCO}_3^-$ Regula el pH de la **SANGRE** $\rightarrow \text{pH} = 7.40 \pm 0.05$:



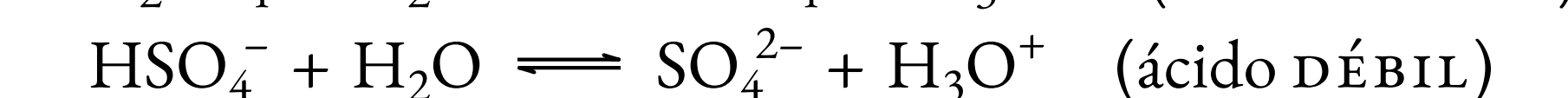
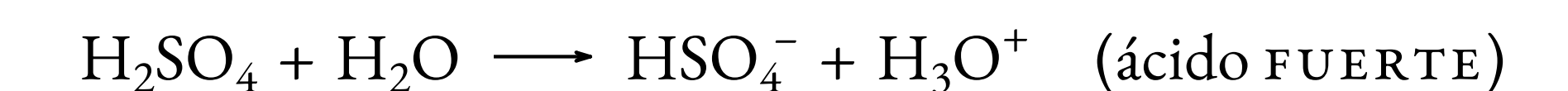
Tampón $\text{H}_2\text{PO}_4^-/\text{HPO}_4^{2-}$ Regula el pH en el **INTERIOR** de las **CÉLULAS** $\rightarrow \text{pH} \approx 6.86$:



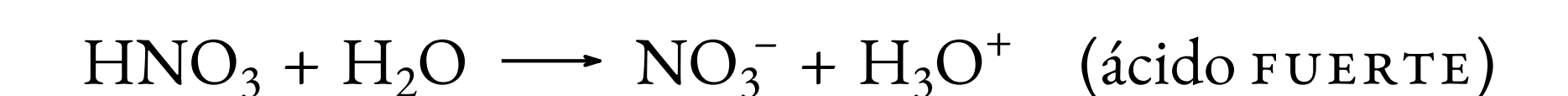
Ácidos y bases relevantes

A nivel industrial

Ácido sulfúrico (H_2SO_4) El compuesto químico más producido del mundo, obtenido a base de hidratar SO_3 concentrado previamente del SO_2 . Su principal uso es para crear ácido fosfórico que a su vez se emplea en **FERTILIZANTES**.



Ácido nítrico (HNO_3) Empleado en la producción de abonos, explosivos y colorantes:

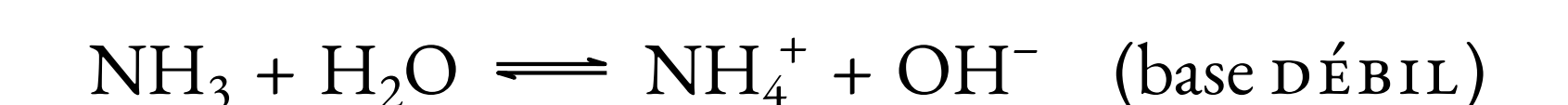


A nivel de consumo

Ácido acético (CH_3COOH) Presente en el vinagre, aunque principalmente usado en la fabricación de **FIBRAS TEXTILES**.



Amoniaco (NH_3) Empleado principalmente en la producción de **FERTILIZANTES**.



Hidróxido de sodio (NaOH) Empleado sobre todo en la fabricación de papel, tejidos y agentes de limpieza.



Problemas medioambientales

Lluvia ácida Causada por la emisión de **ÓXIDOS DE AZUFRE Y NITRÓGENO** que, en contacto con el agua, forman **ÁCIDO SULFÚRICO** y **ÁCIDO NÍTRICO**, entre otros:

Óxidos de azufre (SOx)	Óxidos de nitrógeno (NOx)
$\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_3$	$3\text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{HNO}_3 + \text{NO}$
$\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$	

Se considera lluvia ácida si **pH < 5.5**. Sus principales **EFFECTOS** son:

- Acidificación de aguas (ríos/lagos) y suelos.
- Deterioro del patrimonio histórico (ataca rocas calizas, a base de CaCO_3).

Algunas **SOLUCIONES** serían:

- Sustituir combustibles fósiles por energías renovables.
- Uso de catalizadores en vehículos.
- Adición de un compuesto alcalino en ríos y/o lagos para neutralizar su acidez.
- Tratamiento de monumentos con recubrimientos adecuados, como el $\text{Ba}(\text{OH})_2$, que reaccionan con el ácido sulfúrico formando BaSO_4 , evitando la erosión.

Esmog Proveniente de la contracción de **SMOKE** y **FOG**, se refiere a una contaminación atmosférica debida sobre todo a **ÓXIDOS DE NITRÓGENO (NOx)**, **AZUFRE (SOx)**, **OZONO (O₃)**, humo y otras partículas. Se considera un problema derivado de la industrialización moderna, aunque es más común en ciudades con climas cálidos, secos y mucho tráfico.

EFFECTOS:

- La presencia de ozono y óxidos de nitrógeno y azufre causa problemas respiratorios, especialmente en ancianos y niños/as.

Algunas de las **SOLUCIONES** propuestas son:

- Reducir las emisiones de óxidos de nitrógeno y de compuestos orgánicos volátiles.
- Reducir la contaminación.