

# Química Unidad 4

## Química del agua. Desde la industria hasta el medioambiente

Prof. Daniel Muñoz  
daniel.munoz3@mail\_udp.cl

7 de febrero de 2026

# Table of Contents

- 1 Unidades de concentración física (porcentajes p/p, p/v y v/v). Cálculos en disoluciones con concentraciones molares.
- 2 Definición, Expresión e interpretación de la constante de equilibrio en reacciones ácido base
- 3 Predicción del desplazamiento de un equilibrio ácido base en función de las concentraciones de los reactantes o productos
- 4 Definición de pH y cálculo de pH de ácidos y bases fuertes
- 5 Concepto de ácidos y bases débiles. Concepto de buffer.
- 6 Explicar la dureza del agua utilizando KPS.
- 7 Definición del concepto de equilibrio REDOX
- 8 Determinación de los estados de oxidación de las especies químicas
- 9 Interpretación del pH en ejemplos de procesos ambientales y en sistemas biológicos.

# Introducción

- ¿Qué es una disolución? → Mezcla homogénea de soluto y disolvente.



Figura: Mezcla a nivel microscópico

# Introducción

- ¿Qué es una disolución? → Mezcla homogénea de soluto y disolvente.
- Componentes: soluto (en menor cantidad) y disolvente (en mayor cantidad).



Figura: Mezcla a nivel microscópico

# Introducción

- ¿Qué es una disolución? → Mezcla homogénea de soluto y disolvente.
- Componentes: soluto (en menor cantidad) y disolvente (en mayor cantidad).
- Ejemplos cotidianos: suero fisiológico, jugos, soluciones limpiadoras.



Figura: Mezcla a nivel microscópico

# Introducción

- ¿Qué es una disolución? → Mezcla homogénea de soluto y disolvente.
- Componentes: soluto (en menor cantidad) y disolvente (en mayor cantidad).
- Ejemplos cotidianos: suero fisiológico, jugos, soluciones limpiadoras.
- Importancia de medir “cuánto” soluto hay en una disolución.



Figura: Mezcla a nivel microscópico

# Introducción

- ¿Qué es una disolución? → Mezcla homogénea de soluto y disolvente.
- Componentes: soluto (en menor cantidad) y disolvente (en mayor cantidad).
- Ejemplos cotidianos: suero fisiológico, jugos, soluciones limpiadoras.
- Importancia de medir “cuánto” soluto hay en una disolución.
- Las distintas formas de expresar concentración responden a diferentes contextos: industria, laboratorio, medioambiente.



Figura: Mezcla a nivel microscópico

# Unidades de Concentración Físicas

## Definiciones:

- % m/m (p/p):  $(\text{masa soluto} / \text{masa disolución}) \times 100$

## Usos

# Unidades de Concentración Físicas

## Definiciones:

- % m/m (p/p):  $(\text{masa soluto} / \text{masa disolución}) \times 100$
- Ej.: 10 g NaCl en 90 g H<sub>2</sub>O → disolución 10% p/p

## Usos

# Unidades de Concentración Físicas

## Definiciones:

- % m/m (p/p):  $(\text{masa soluto} / \text{masa disolución}) \times 100$
- Ej.: 10 g NaCl en 90 g H<sub>2</sub>O → disolución 10% p/p
- % m/v (p/v):  $(\text{masa soluto} / \text{volumen disolución}) \times 100$

## Usos

# Unidades de Concentración Físicas

## Definiciones:

- % m/m (p/p):  $(\text{masa soluto} / \text{masa disolución}) \times 100$
- Ej.: 10 g NaCl en 90 g H<sub>2</sub>O → disolución 10 % p/p
- % m/v (p/v):  $(\text{masa soluto} / \text{volumen disolución}) \times 100$
- Ej.: 5 g glucosa en 100 mL solución → 5 % p/v

## Usos

# Unidades de Concentración Físicas

## Definiciones:

- % m/m (p/p):  $(\text{masa soluto} / \text{masa disolución}) \times 100$
- Ej.: 10 g NaCl en 90 g H<sub>2</sub>O → disolución 10 % p/p
- % m/v (p/v):  $(\text{masa soluto} / \text{volumen disolución}) \times 100$
- Ej.: 5 g glucosa en 100 mL solución → 5 % p/v
- % v/v:  $(\text{volumen soluto} / \text{volumen disolución}) \times 100$

## Usos

# Unidades de Concentración Físicas

## Definiciones:

- % m/m (p/p):  $(\text{masa soluto} / \text{masa disolución}) \times 100$
- Ej.: 10 g NaCl en 90 g H<sub>2</sub>O → disolución 10 % p/p
- % m/v (p/v):  $(\text{masa soluto} / \text{volumen disolución}) \times 100$
- Ej.: 5 g glucosa en 100 mL solución → 5 % p/v
- % v/v:  $(\text{volumen soluto} / \text{volumen disolución}) \times 100$
- Ej.: 40 mL etanol en 100 mL disolución → 40 % v/v

## Usos

# Unidades de Concentración Físicas

## Definiciones:

- % m/m (p/p):  $(\text{masa soluto} / \text{masa disolución}) \times 100$
- Ej.: 10 g NaCl en 90 g H<sub>2</sub>O → disolución 10% p/p
- % m/v (p/v):  $(\text{masa soluto} / \text{volumen disolución}) \times 100$
- Ej.: 5 g glucosa en 100 mL solución → 5% p/v
- % v/v:  $(\text{volumen soluto} / \text{volumen disolución}) \times 100$
- Ej.: 40 mL etanol en 100 mL disolución → 40% v/v

## Usos

- p/p: común en industria alimentaria y farmacéutica.

# Unidades de Concentración Físicas

## Definiciones:

- % m/m (p/p):  $(\text{masa soluto} / \text{masa disolución}) \times 100$
- Ej.: 10 g NaCl en 90 g H<sub>2</sub>O → disolución 10% p/p
- % m/v (p/v):  $(\text{masa soluto} / \text{volumen disolución}) \times 100$
- Ej.: 5 g glucosa en 100 mL solución → 5% p/v
- % v/v:  $(\text{volumen soluto} / \text{volumen disolución}) \times 100$
- Ej.: 40 mL etanol en 100 mL disolución → 40% v/v

## Usos

- p/p: común en industria alimentaria y farmacéutica.
- p/v: común en soluciones de laboratorio.

# Unidades de Concentración Físicas

## Definiciones:

- % m/m (p/p):  $(\text{masa soluto} / \text{masa disolución}) \times 100$
- Ej.: 10 g NaCl en 90 g H<sub>2</sub>O → disolución 10% p/p
- % m/v (p/v):  $(\text{masa soluto} / \text{volumen disolución}) \times 100$
- Ej.: 5 g glucosa en 100 mL solución → 5% p/v
- % v/v:  $(\text{volumen soluto} / \text{volumen disolución}) \times 100$
- Ej.: 40 mL etanol en 100 mL disolución → 40% v/v

## Usos

- p/p: común en industria alimentaria y farmacéutica.
- p/v: común en soluciones de laboratorio.
- v/v: común en soluciones líquidas miscibles (alcohol, perfumes).

# Ejemplo

## Problema

¿Cuál es el % p/v de una disolución con 5,0 g de NaCl en 250 mL?

# Concentración Molar

## Definición:

- Molaridad ( $M$ ) = moles de soluto / litros de disolución.

## Importancia

# Concentración Molar

## Definición:

- Molaridad ( $M$ ) = moles de soluto / litros de disolución.
- Pasos clave:

## Importancia

# Concentración Molar

## Definición:

- Molaridad ( $M$ ) = moles de soluto / litros de disolución.
- Pasos clave:
  - Calcular moles:  $n = \text{masa} / \text{peso molecular (PM)}$

## Importancia

# Concentración Molar

## Definición:

- Molaridad ( $M$ ) = moles de soluto / litros de disolución.
- Pasos clave:
  - Calcular moles:  $n = \text{masa} / \text{peso molecular (PM)}$
  - Convertir volumen a litros

## Importancia

# Concentración Molar

## Definición:

- Molaridad ( $M$ ) = moles de soluto / litros de disolución.
- Pasos clave:
  - Calcular moles:  $n = \text{masa} / \text{peso molecular (PM)}$
  - Convertir volumen a litros
  - Aplicar fórmula

## Importancia

# Concentración Molar

## Definición:

- Molaridad ( $M$ ) = moles de soluto / litros de disolución.
- Pasos clave:
  - Calcular moles:  $n = \text{masa} / \text{peso molecular (PM)}$
  - Convertir volumen a litros
  - Aplicar fórmula

## Importancia

- Base para cálculos estequiométricos y preparación precisa de soluciones.

# Concentración Molar

## Definición:

- Molaridad ( $M$ ) = moles de soluto / litros de disolución.
- Pasos clave:
  - Calcular moles:  $n = \text{masa} / \text{peso molecular (PM)}$
  - Convertir volumen a litros
  - Aplicar fórmula

## Importancia

- Base para cálculos estequiométricos y preparación precisa de soluciones.
- Permite relacionar directamente masa ↔ volumen ↔ cantidad de sustancia.

# Concentración Molar

## Definición:

- Molaridad ( $M$ ) = moles de soluto / litros de disolución.
- Pasos clave:
  - Calcular moles:  $n = \text{masa} / \text{peso molecular (PM)}$
  - Convertir volumen a litros
  - Aplicar fórmula

## Importancia

- Base para cálculos estequiométricos y preparación precisa de soluciones.
- Permite relacionar directamente masa  $\leftrightarrow$  volumen  $\leftrightarrow$  cantidad de sustancia.
- Unidades:  $\text{mol/L}$  o  $\text{mol L}^{-1}$

## Ejemplo 2

### Problema

Se tienen 100 mL de disolución con 0,56 g de KOH. Determine la concentración molar de la disolución

## Ejemplo 3

### Problema

Determine la concentración molar de una solución de 100 mL de disolución con 0,740 g de  $\text{Ca}(\text{OH})_2$

# Table of Contents

- 1 Unidades de concentración física (porcentajes p/p, p/v y v/v). Cálculos en disoluciones con concentraciones molares.
- 2 Definición, Expresión e interpretación de la constante de equilibrio en reacciones ácido base
- 3 Predicción del desplazamiento de un equilibrio ácido base en función de las concentraciones de los reactantes o productos
- 4 Definición de pH y cálculo de pH de ácidos y bases fuertes
- 5 Concepto de ácidos y bases débiles. Concepto de buffer.
- 6 Explicar la dureza del agua utilizando KPS.
- 7 Definición del concepto de equilibrio REDOX
- 8 Determinación de los estados de oxidación de las especies químicas
- 9 Interpretación del pH en ejemplos de procesos ambientales y en sistemas biológicos.



# Introducción al equilibrio

- Un equilibrio químico ocurre cuando la velocidad de la reacción directa es igual a la inversa.



**Figura:** Existen productos que nos permiten eliminar el óxido.

## Introducción al equilibrio

- Un equilibrio químico ocurre cuando la velocidad de la reacción directa es igual a la inversa.
- Las concentraciones de reactantes y productos se mantienen constantes en el tiempo.



**Figura:** Existen productos que nos permiten eliminar el óxido.

# Introducción al equilibrio

- Un equilibrio químico ocurre cuando la velocidad de la reacción directa es igual a la inversa.
- Las concentraciones de reactantes y productos se mantienen constantes en el tiempo.
- No implica que reactantes y productos estén en igual cantidad.



**Figura:** Existen productos que nos permiten eliminar el óxido.

## Introducción al equilibrio

- Un equilibrio químico ocurre cuando la velocidad de la reacción directa es igual a la inversa.
- Las concentraciones de reactantes y productos se mantienen constantes en el tiempo.
- No implica que reactantes y productos estén en igual cantidad.
- Ejemplo cotidiano: Corrosión: Lo que se oxida puede recuperarse:  $4 \text{Fe} + 3 \text{O}_2 \longrightarrow 2 \text{Fe}_2\text{O}_3$



Figura: Existen productos que nos permiten eliminar el óxido.

# Constante de equilibrio

- En una reacción en equilibrio la *velocidad* a la que ocurre:

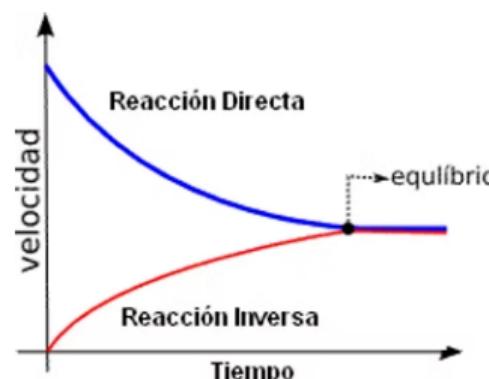


Figura: Despues de un tiempo de iniciada la reacción las velocidades directa e inversa se igualan

# Constante de equilibrio

- En una reacción en equilibrio la *velocidad* a la que ocurre:
  - la reacción directa:  $2\text{H}^+(\text{ac}) + \text{CO}_3^{2-}(\text{ac}) \longrightarrow \text{H}_2\text{CO}_3(\text{ac})$  es igual a

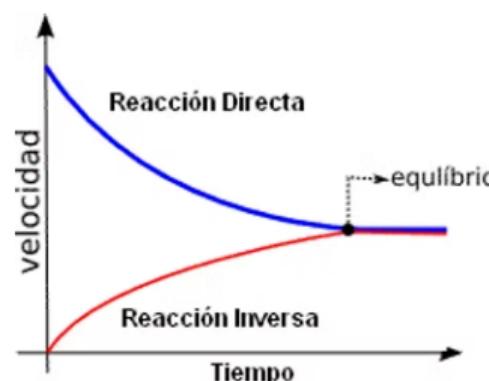


Figura: Después de un tiempo de iniciada la reacción las velocidades directa e inversa se igualan

## Constante de equilibrio

- En una reacción en equilibrio la *velocidad* a la que ocurre:
  - la reacción directa:  $2\text{H}^+(\text{ac}) + \text{CO}_3^{2-}(\text{ac}) \longrightarrow \text{H}_2\text{CO}_3(\text{ac})$  es igual a
  - la reacción inversa:  $\text{H}_2\text{CO}_3(\text{ac}) \longrightarrow 2\text{H}^+(\text{ac}) + \text{CO}_3^{2-}(\text{ac})$  y por tanto

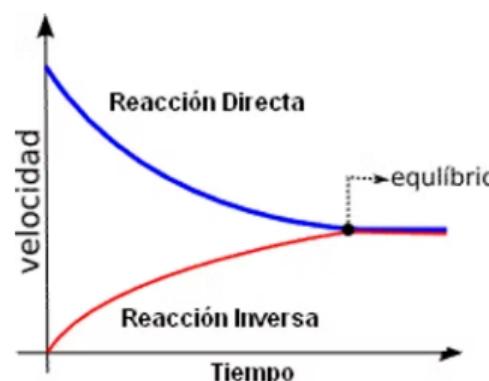


Figura: Después de un tiempo de iniciada la reacción las velocidades directa e inversa se igualan

# Constante de equilibrio

- En una reacción en equilibrio la *velocidad* a la que ocurre:
  - la reacción directa:  $2\text{H}^+(\text{ac}) + \text{CO}_3^{2-}(\text{ac}) \longrightarrow \text{H}_2\text{CO}_3(\text{ac})$  es igual a
  - la reacción inversa:  $\text{H}_2\text{CO}_3(\text{ac}) \longrightarrow 2\text{H}^+(\text{ac}) + \text{CO}_3^{2-}(\text{ac})$  y por tanto
  - lo escribimos  $2\text{H}^+(\text{ac}) + \text{CO}_3^{2-}(\text{ac}) \rightleftharpoons \text{H}_2\text{CO}_3(\text{ac})$

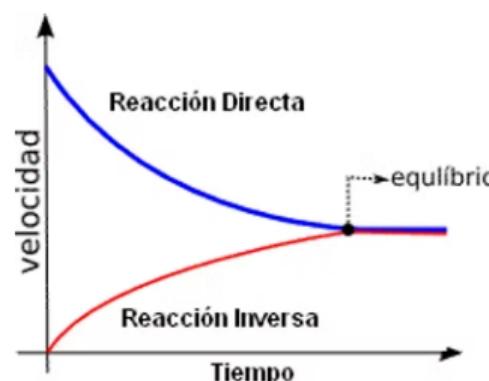


Figura: Despues de un tiempo de iniciada la reacción las velocidades directa e inversa se igualan

# Constante de equilibrio

- En una reacción en equilibrio la *velocidad* a la que ocurre:
  - la reacción directa:  $2\text{H}^+(\text{ac}) + \text{CO}_3^{2-}(\text{ac}) \longrightarrow \text{H}_2\text{CO}_3(\text{ac})$  es igual a
  - la reacción inversa:  $\text{H}_2\text{CO}_3(\text{ac}) \longrightarrow 2\text{H}^+(\text{ac}) + \text{CO}_3^{2-}(\text{ac})$  y por tanto
  - lo escribimos  $2\text{H}^+(\text{ac}) + \text{CO}_3^{2-}(\text{ac}) \rightleftharpoons \text{H}_2\text{CO}_3(\text{ac})$
- El *estado de equilibrio* se cuantifica de la siguiente forma para la reacción ejemplo:

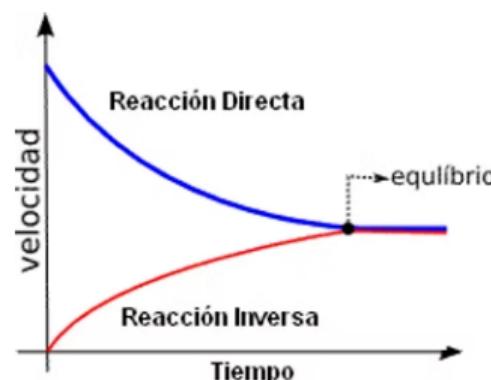


Figura: Después de un tiempo de iniciada la reacción las velocidades directa e inversa se igualan

# Constante de equilibrio

- En una reacción en equilibrio la *velocidad* a la que ocurre:
  - la reacción directa:  $2\text{H}^+(\text{ac}) + \text{CO}_3^{2-}(\text{ac}) \longrightarrow \text{H}_2\text{CO}_3(\text{ac})$  es igual a
  - la reacción inversa:  $\text{H}_2\text{CO}_3(\text{ac}) \longrightarrow 2\text{H}^+(\text{ac}) + \text{CO}_3^{2-}(\text{ac})$  y por tanto
  - lo escribimos  $2\text{H}^+(\text{ac}) + \text{CO}_3^{2-}(\text{ac}) \rightleftharpoons \text{H}_2\text{CO}_3(\text{ac})$
- El *estado de equilibrio* se cuantifica de la siguiente forma para la reacción ejemplo:
- $$\frac{[\text{H}_2\text{CO}_3]}{[\text{H}^+]^2[\text{CO}_3^{2-}]^2}$$

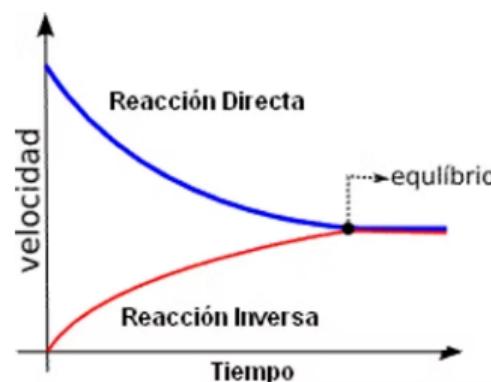


Figura: Después de un tiempo de iniciada la reacción las velocidades directa e inversa se igualan

## Constante de equilibrio II

- Solo se incluyen las especies en estado acuoso o gaseoso (nunca líquidos puros como el agua).

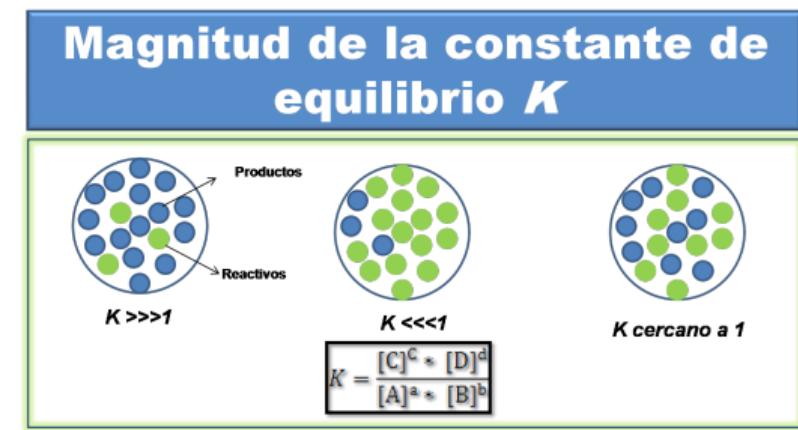
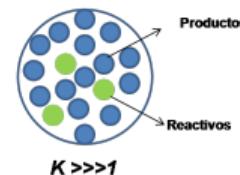


Figura: Interpretación de la constante

## Constante de equilibrio II

- Solo se incluyen las especies en estado acuoso o gaseoso (nunca líquidos puros como el agua).
- El valor de K indica hacia qué lado se favorece el equilibrio:

### Magnitud de la constante de equilibrio $K$



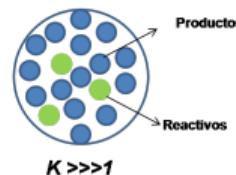
$$K = \frac{[C]^c * [D]^d}{[A]^a * [B]^b}$$

Figura: Interpretación de la constante

## Constante de equilibrio II

- Solo se incluyen las especies en estado acuoso o gaseoso (nunca líquidos puros como el agua).
- El valor de K indica hacia qué lado se favorece el equilibrio:
  - $K \gg 1 \rightarrow$  equilibrio está desplazado a los productos

### Magnitud de la constante de equilibrio $K$



$$K = \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b}$$

Figura: Interpretación de la constante

## Constante de equilibrio II

- Solo se incluyen las especies en estado acuoso o gaseoso (nunca líquidos puros como el agua).
- El valor de K indica hacia qué lado se favorece el equilibrio:
  - $K \gg 1 \rightarrow$  equilibrio está desplazado a los productos
  - $K \ll 1 \rightarrow$  equilibrio está desplazado a los reactantes

### Magnitud de la constante de equilibrio $K$

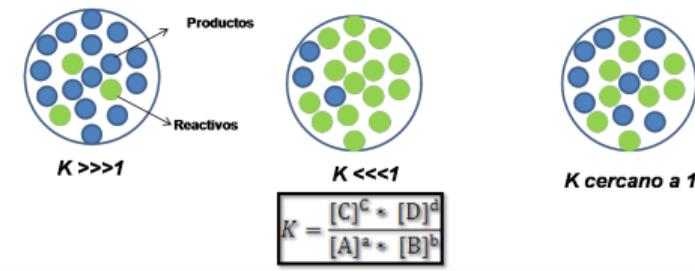


Figura: Interpretación de la constante

# Jacobus Van 't Hoff

- Químico neerlandés 1852 - 1911.



Figura: Foto aprox. 1900

# Jacobus Van 't Hoff

- Químico neerlandés 1852 - 1911.
- Estudió Química en la Universidad Bonn, París, dónde coincidió con *Kekulé* como su profesor.

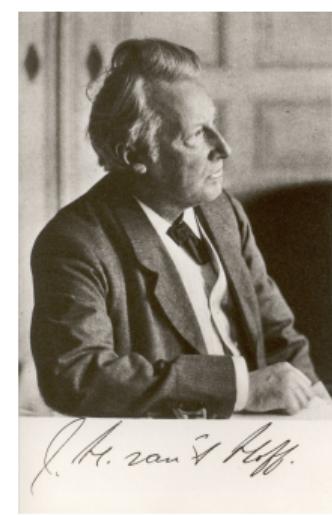


Figura: Foto aprox. 1900

# Jacobus Van 't Hoff

- Químico neerlandés 1852 - 1911.
- Estudió Química en la Universidad Bonn, París, dónde coincidió con Kekulé como su profesor.
- Van 't Hoff desarrolló la teoría del equilibrio químico y su relación con la energía. Entre muchas otras más.

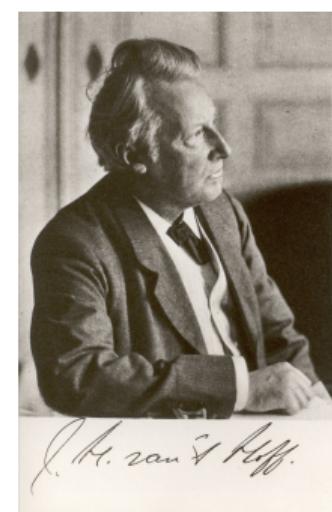


Figura: Foto aprox. 1900

## Jacobus Van 't Hoff

- Químico neerlandés 1852 - 1911.
- Estudió Química en la Universidad Bonn, París, dónde coincidió con Kekulé como su profesor.
- Van 't Hoff desarrolló la teoría del equilibrio químico y su relación con la energía. Entre muchas otras más.
- Estableció cómo las concentraciones se relacionan con el equilibrio mediante ecuaciones cuantitativas.

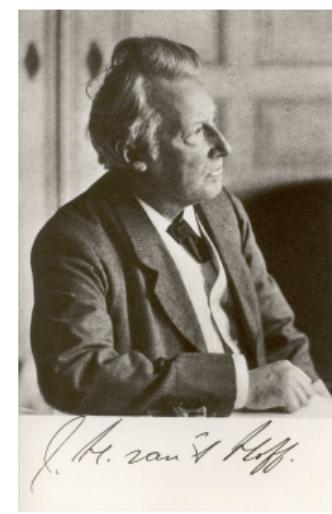


Figura: Foto aprox. 1900

## Jacobus Van 't Hoff

- Químico neerlandés 1852 - 1911.
- Estudió Química en la Universidad Bonn, París, dónde coincidió con Kekulé como su profesor.
- Van 't Hoff desarrolló la teoría del equilibrio químico y su relación con la energía. Entre muchas otras más.
- Estableció cómo las concentraciones se relacionan con el equilibrio mediante ecuaciones cuantitativas.
- Premio Nobel de Química 1901.

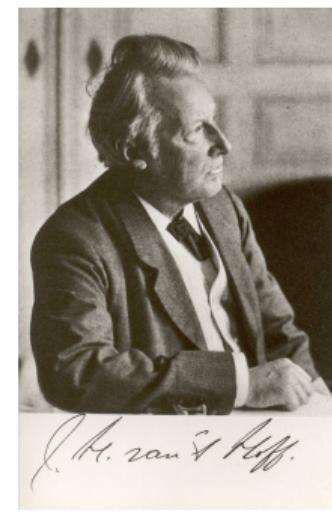


Figura: Foto aprox. 1900

# Ejemplo

## Acidificación de los océanos

Exprese la constante de equilibrio de la reacción:  $\text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{H}_2\text{CO}_3$

## Table of Contents

- 1 Unidades de concentración física (porcentajes p/p, p/v y v/v). Cálculos en disoluciones con concentraciones molares.
- 2 Definición, Expresión e interpretación de la constante de equilibrio en reacciones ácido base
- 3 Predicción del desplazamiento de un equilibrio ácido base en función de las concentraciones de los reactantes o productos
- 4 Definición de pH y cálculo de pH de ácidos y bases fuertes
- 5 Concepto de ácidos y bases débiles. Concepto de buffer.
- 6 Explicar la dureza del agua utilizando KPS.
- 7 Definición del concepto de equilibrio REDOX
- 8 Determinación de los estados de oxidación de las especies químicas
- 9 Interpretación del pH en ejemplos de procesos ambientales y en sistemas biológicos.



# Predicción del desplazamiento del equilibrio

- El equilibrio se puede alterar cambiando:

# Predicción del desplazamiento del equilibrio

- El equilibrio se puede alterar cambiando:

Reactantes : desplazamiento hacia productos.

# Predicción del desplazamiento del equilibrio

- El equilibrio se puede alterar cambiando:

Reactantes : desplazamiento hacia productos.

Productos : desplazamiento hacia reactantes.

# Predicción del desplazamiento del equilibrio

- El equilibrio se puede alterar cambiando:

Reactantes : desplazamiento hacia productos.

Productos : desplazamiento hacia reactantes.

- Temperatura o presión.

# Predicción del desplazamiento del equilibrio

- El equilibrio se puede alterar cambiando:

Reactantes : desplazamiento hacia productos.

Productos : desplazamiento hacia reactantes.

- Temperatura o presión.

- Principio de Le Châtelier: el sistema tiende a oponerse al cambio impuesto.

## Predicción del desplazamiento del equilibrio

- El equilibrio se puede alterar cambiando:

Reactantes : desplazamiento hacia productos.

Productos : desplazamiento hacia reactantes.

- Temperatura o presión.
- Principio de Le Châtelier: el sistema tiende a oponerse al cambio impuesto.

■ ↑ P como respuesta la rx. :  $R \rightleftharpoons P$

## Predicción del desplazamiento del equilibrio

- El equilibrio se puede alterar cambiando:

Reactantes : desplazamiento hacia productos.

Productos : desplazamiento hacia reactantes.

- Temperatura o presión.

- Principio de Le Châtelier: el sistema tiende a oponerse al cambio impuesto.

- ↑ P como respuesta la rx. :  $R \rightleftharpoons P$
- ↑ R como respuesta la rx. :  $R \rightleftharpoons P$

## Ejemplo. Desplazamiento por aumento de concentración

Determine hacia dónde se desplaza el equilibrio

Sea la reacción:  $\text{NH}_3(\text{ac}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{NH}_4^+(\text{ac}) + \text{OH}^-(\text{ac})$  responda para:

- 1 Agregamos  $\text{NH}_3$
- 2 Agregamos  $\text{NH}_4^+$

## Ejemplo. Reacción en equilibrio gaseoso

### Responda

Sea la reacción  $\text{NO}_2(g) + \text{O}_2(g) \rightleftharpoons \text{NO}(g) + \text{O}_3(g)$

- 1 ¿Tipo de equilibrio?
- 2 Exprese la K
- 3 Si se aumenta  $[\text{O}_2]$ .

# Table of Contents

- 1 Unidades de concentración física (porcentajes p/p, p/v y v/v). Cálculos en disoluciones con concentraciones molares.
- 2 Definición, Expresión e interpretación de la constante de equilibrio en reacciones ácido base
- 3 Predicción del desplazamiento de un equilibrio ácido base en función de las concentraciones de los reactantes o productos
- 4 Definición de pH y cálculo de pH de ácidos y bases fuertes
- 5 Concepto de ácidos y bases débiles. Concepto de buffer.
- 6 Explicar la dureza del agua utilizando KPS.
- 7 Definición del concepto de equilibrio REDOX
- 8 Determinación de los estados de oxidación de las especies químicas
- 9 Interpretación del pH en ejemplos de procesos ambientales y en sistemas biológicos.



# ¿Qué es un ácido y una base?

- Es conocido en la cultura popular el concepto de ácido, pero ¿Qué es un ácido?



# ¿Qué es un ácido y una base?

- Es conocido en la cultura popular el concepto de ácido, pero ¿Qué es un ácido?
- En química existen muchas definiciones de ácidos y bases, la primera y más sencilla de ellas dice:.



# ¿Qué es un ácido y una base?

- Es conocido en la cultura popular el concepto de ácido, pero ¿Qué es un ácido?
- En química existen muchas definiciones de ácidos y bases, la primera y más sencilla de ellas dice:.
- *Un ácido sustancia que libera iones  $H^+$  en agua.*



# ¿Qué es un ácido y una base?

- Es conocido en la cultura popular el concepto de ácido, pero ¿Qué es un ácido?
- En química existen muchas definiciones de ácidos y bases, la primera y más sencilla de ellas dice::
- *Un ácido sustancia que libera iones H<sup>+</sup> en agua.*
- Ejemplo: HCl(ac) → H<sup>+</sup>(ac) + Cl<sup>-</sup>(ac)



# ¿Qué es un ácido y una base?

- Es conocido en la cultura popular el concepto de ácido, pero ¿Qué es un ácido?
- En química existen muchas definiciones de ácidos y bases, la primera y más sencilla de ellas dice::
- *Un ácido sustancia que libera iones  $H^+$  en agua.*
- Ejemplo:  $HCl(\text{ac}) \longrightarrow H^+(\text{ac}) + Cl^-(\text{ac})$
- *Una base sustancia que libera iones  $OH^-$  en agua.*



## ¿Qué es un ácido y una base?

- Es conocido en la cultura popular el concepto de ácido, pero ¿Qué es un ácido?
- En química existen muchas definiciones de ácidos y bases, la primera y más sencilla de ellas dice:.
- *Un ácido sustancia que libera iones  $H^+$  en agua.*
- Ejemplo:  $HCl(ac) \longrightarrow H^+(ac) + Cl^-(ac)$
- *Una base sustancia que libera iones  $OH^-$  en agua.*
- Ejemplo:  $NaOH(s) \longrightarrow Na^+(ac) + OH^-(ac)$



# Svante Arrhenius

- Científico sueco, pionero en la fisicoquímica y galardonado con el Nobel de Química en 1903.
- Propuso la teoría ácido-base que usamos hasta el día de hoy.
- Explicó la conductividad eléctrica como resultado de la disociación iónica.
- Sentó las bases para posteriormente cuantificar la acidez o basicidad de una solución con el pH.



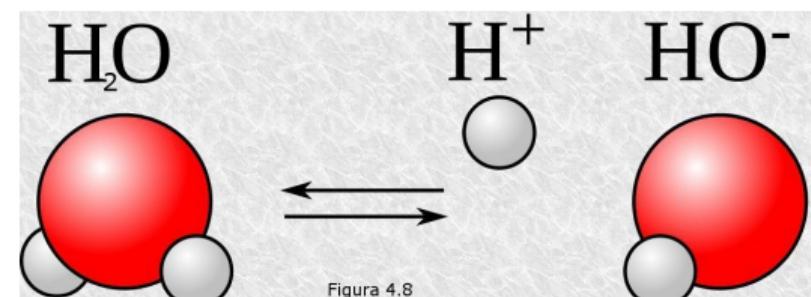
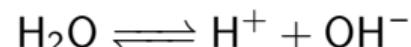
# Ejemplo. Disociación en agua

Disocie los siguientes ácidos y bases fuertes  
(disociación completa)

- 1 HBr
- 2 HI
- 3 CsOH
- 4 HNO<sub>3</sub>
- 5 H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>
- 6 Ca(OH)<sub>2</sub>

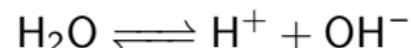
## Equilibrio iónico del agua

- Si disociamos el  $\text{H}_2\text{O}$  tenemos:

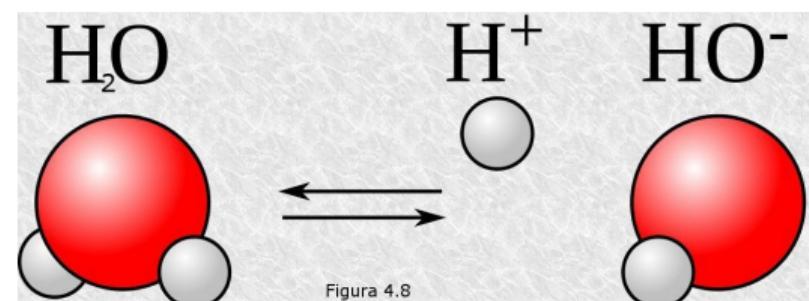


# Equilibrio iónico del agua

- Si disociamos el  $\text{H}_2\text{O}$  tenemos:

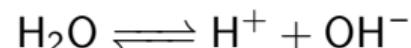


- Entonces: Siempre en una disolución acuosa tendremos iones de  $\text{H}^+$  y  $\text{OH}^-$

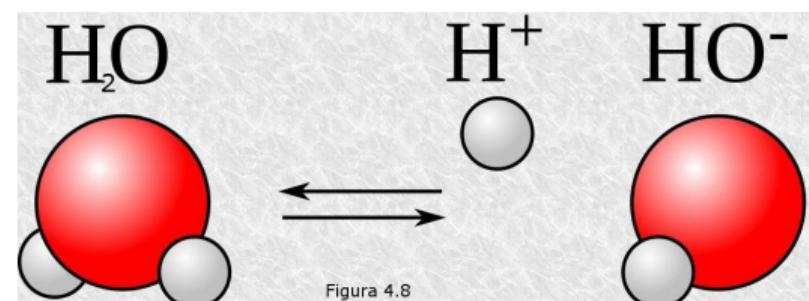


# Equilibrio iónico del agua

- Si disociamos el  $\text{H}_2\text{O}$  tenemos:

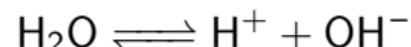


- Entonces: Siempre en una disolución acuosa tendremos iones de  $\text{H}^+$  y  $\text{OH}^-$
- La cte de equilibrio para el agua (pura) es  $K = [\text{H}^+][\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-14}$

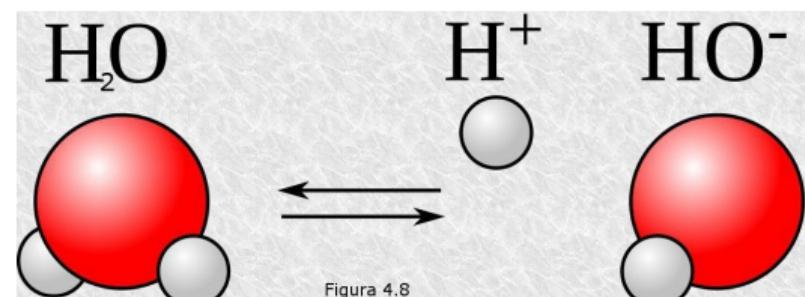


# Equilibrio iónico del agua

- Si disociamos el  $\text{H}_2\text{O}$  tenemos:

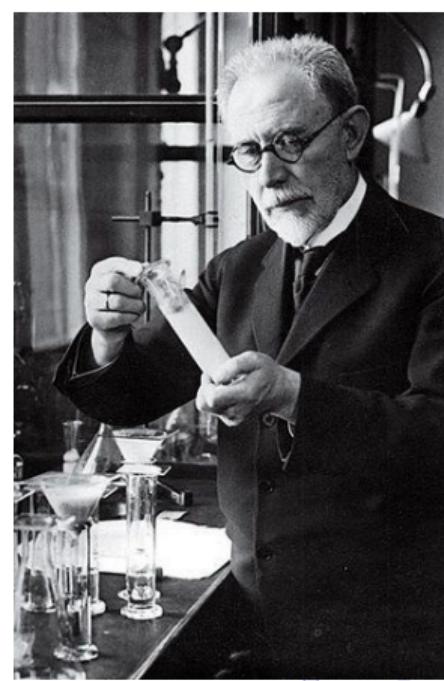


- Entonces: Siempre en una disolución acuosa tendremos iones de  $\text{H}^+$  y  $\text{OH}^-$
- La cte de equilibrio para el agua (pura) es  $K = [\text{H}^+][\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-14}$
- Y en el agua,  $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 1 \times 10^7$



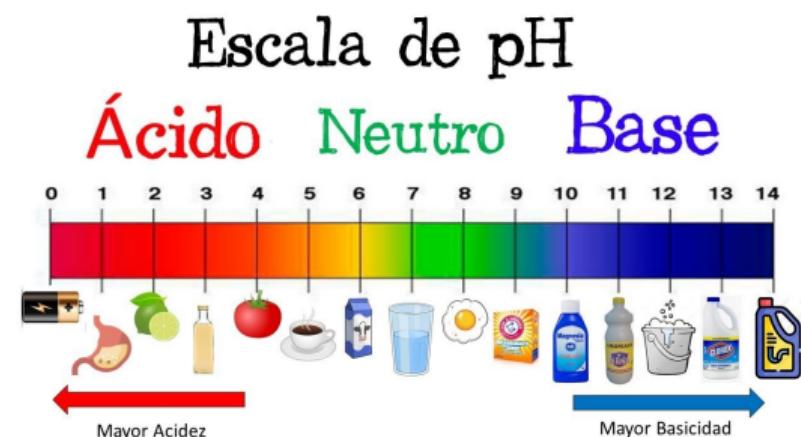
# ¿Cómo medir la acidez o basicidad de una solución?

- Determinar que tan *ácida* o *básica* es una solución es importante ya que muchos procesos industriales dependen de la cantidad de  $[H^+]$  y  $[OH^-]$ .
- ¿El problema? Cuando se informan las concentraciones de  $[H^+]$  o  $[OH^-]$  normalmente son valores que rondan 0,000000100 M.
- Cifras pequeñas y difíciles de leer. Para superar este problema el científico danés Sørensen (1868-1939) resolvió este problema.
- En 1909 mientras trabajaba en la cervecería Carlsberg necesitaba comunicar de forma sencilla la acidez y basicidad de la mezcla de cereales.
- Y su respuesta fue el pH.



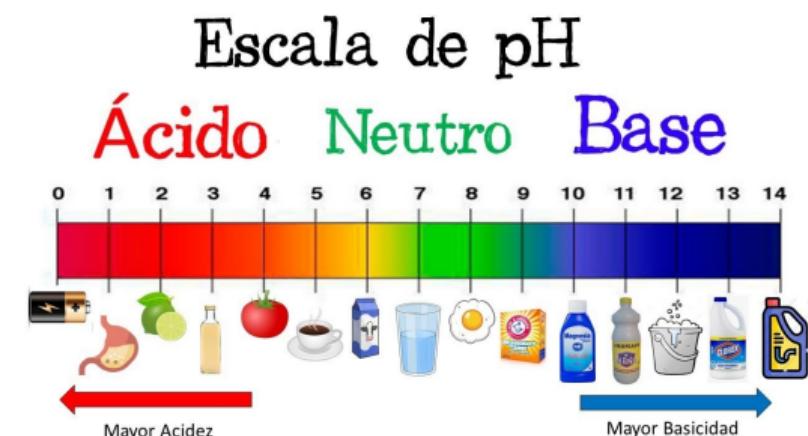
# Introducción al concepto de pH: ¿Cómo medir la acidez?

- El pH indica la acidez o basicidad de una disolución acuosa.



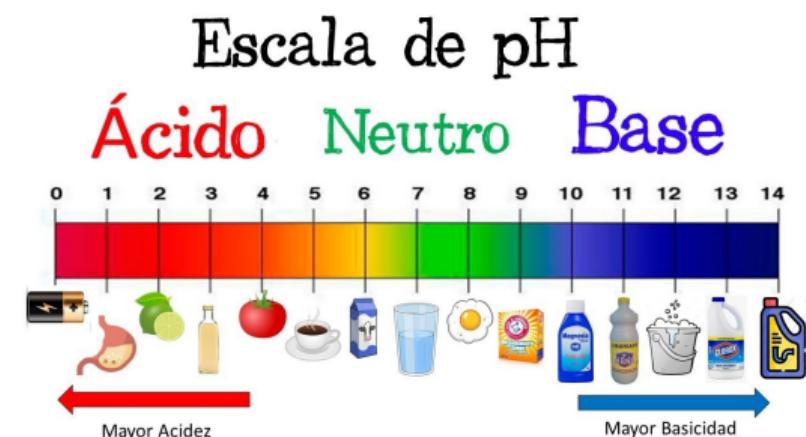
# Introducción al concepto de pH: ¿Cómo medir la acidez?

- El pH indica la acidez o basicidad de una disolución acuosa.
- Se define como:  $pH = -\log[H^+]$



# Introducción al concepto de pH: ¿Cómo medir la acidez?

- El pH indica la acidez o basicidad de una disolución acuosa.
- Se define como:  $pH = -\log[H^+]$
- Valores típicos



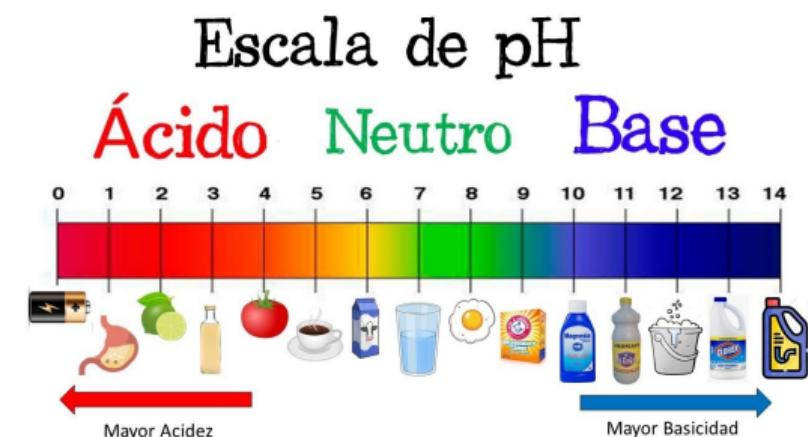
# Introducción al concepto de pH: ¿Cómo medir la acidez?

- El pH indica la acidez o basicidad de una disolución acuosa.
- Se define como:  $pH = -\log[H^+]$
- Valores típicos
  - $pH < 7 \rightarrow$  solución ácida.



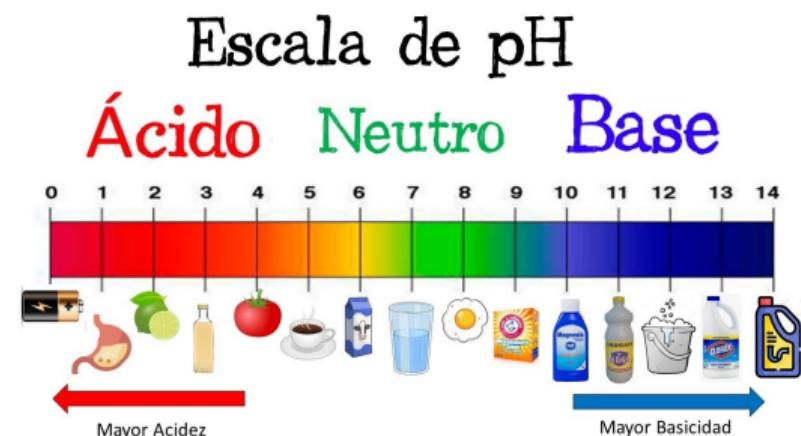
# Introducción al concepto de pH: ¿Cómo medir la acidez?

- El pH indica la acidez o basicidad de una disolución acuosa.
- Se define como:  $pH = -\log[H^+]$
- Valores típicos
  - $pH < 7 \rightarrow$  solución ácida.
  - $pH = 7 \rightarrow$  neutra.



# Introducción al concepto de pH: ¿Cómo medir la acidez?

- El pH indica la acidez o basicidad de una disolución acuosa.
- Se define como:  $pH = -\log[H^+]$
- Valores típicos
  - $pH < 7 \rightarrow$  solución ácida.
  - $pH = 7 \rightarrow$  neutra.
  - $pH > 7 \rightarrow$  básica.



# Introducción al concepto de pOH y su relación con el pH

- Así como medimos la acidez con el pH, también podemos medir la basicidad con el pOH.

# Introducción al concepto de pOH y su relación con el pH

- Así como medimos la acidez con el pH, también podemos medir la basicidad con el pOH.
- La definición de  $\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-]$

## Introducción al concepto de pOH y su relación con el pH

- Así como medimos la acidez con el pH, también podemos medir la basicidad con el pOH.
- La definición de  $\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-]$
- La relación de pH y pOH es inversa, cuando uno aumenta el otro disminuye, ¿Cómo?

# Ejemplo

Determine el pH y pOH

Para una solución:

- 1 0,01M de HCl
- 2 0,001M de KOH
- 3 0,005M de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  (disociación completa)
- 4 0,005M de  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  (disociación completa)

# Neutralización Ácido-base

- ¿Qué sucede cuando un ácido y una base se juntan? se neutralizan
- Ejemplo:
- $\text{HCl} + \text{NaOH} \longrightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{NaCl}$
- Siempre en una neutralización ácido-base, los productos son: un compuesto iónico (sal) y agua.

# Table of Contents

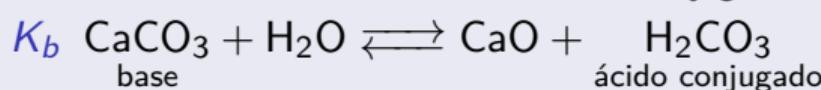
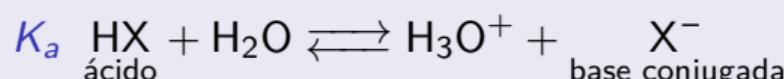
- 1 Unidades de concentración física (porcentajes p/p, p/v y v/v). Cálculos en disoluciones con concentraciones molares.
- 2 Definición, Expresión e interpretación de la constante de equilibrio en reacciones ácido base
- 3 Predicción del desplazamiento de un equilibrio ácido base en función de las concentraciones de los reactantes o productos
- 4 Definición de pH y cálculo de pH de ácidos y bases fuertes
- 5 Concepto de ácidos y bases débiles. Concepto de buffer.
- 6 Explicar la dureza del agua utilizando KPS.
- 7 Definición del concepto de equilibrio REDOX
- 8 Determinación de los estados de oxidación de las especies químicas
- 9 Interpretación del pH en ejemplos de procesos ambientales y en sistemas biológicos.



## Disociación parcial vuelta al concepto de equilibrio: Teoría de Bronsted y Lowry

- Lo que hemos visto hasta ahora son reacciones donde todo los reactantes se transforman en productos
  - Pero eso no siempre es así, a veces esto es parcial, lo que significa que no todo el reactante se convierte en producto
  - A esto se le llama equilibrio y cuando las especies son ácidos bases se llamará equilibrio ácido base y usaremos dos conceptos:
  - “ácido/base fuerte”: Aquella que se disocia **totalmente** en agua.

## Definition



- **ácido conjugado:** producto de la disociación de un ácido al ceder protón(es).
  - **base conjugada:** producto de la disociación de una base al capturar protón(es).

## Concepto de buffer: Solución amortiguadora

- Si tenemos una solución de un ácido y su base conjugada, tendremos lo que se llama una “solución buffer”.

Respuesta:

## Concepto de buffer: Solución amortiguadora

- Si tenemos una solución de un ácido y su base conjugada, tendremos lo que se llama una “solución buffer”.
- La gracia de esta solución es que permite mantener el pH amortiguando cambios por agentes externos.

Respuesta:

## Concepto de buffer: Solución amortiguadora

- Si tenemos una solución de un ácido y su base conjugada, tendremos lo que se llama una “solución buffer”.
- La gracia de esta solución es que permite mantener el pH amortiguando cambios por agentes externos.
- Un ejemplo biológico es nuestra sangre, para que el organismo se mantenga sano el pH de la sangre debe estar entre 7.35 y 7.45.

Respuesta:

## Concepto de buffer: Solución amortiguadora

- Si tenemos una solución de un ácido y su base conjugada, tendremos lo que se llama una “solución buffer”.
- La gracia de esta solución es que permite mantener el pH amortiguando cambios por agentes externos.
- Un ejemplo biológico es nuestra sangre, para que el organismo se mantenga sano el pH de la sangre debe estar entre 7.35 y 7.45.
- Entonces, ¿porque no nos enfermamos cuando comemos un limón ( $\text{pH} = 3$ )?

Respuesta:

## Concepto de buffer: Solución amortiguadora

- Si tenemos una solución de un ácido y su base conjugada, tendremos lo que se llama una “solución buffer”.
- La gracia de esta solución es que permite mantener el pH amortiguando cambios por agentes externos.
- Un ejemplo biológico es nuestra sangre, para que el organismo se mantenga sano el pH de la sangre debe estar entre 7.35 y 7.45.
- Entonces, ¿porque no nos enfermamos cuando comemos un limón ( $\text{pH} = 3$ )?

Respuesta:

- La sangre permite el intercambio de gases en el organismo, pensemos en uno de ellos:  $\text{CO}_2$  y su contenido es agua entonces:

## Concepto de buffer: Solución amortiguadora

- Si tenemos una solución de un ácido y su base conjugada, tendremos lo que se llama una “solución buffer”.
- La gracia de esta solución es que permite mantener el pH amortiguando cambios por agentes externos.
- Un ejemplo biológico es nuestra sangre, para que el organismo se mantenga sano el pH de la sangre debe estar entre 7.35 y 7.45.
- Entonces, ¿porque no nos enfermamos cuando comemos un limón ( $\text{pH} = 3$ )?

Respuesta:

- La sangre permite el intercambio de gases en el organismo, pensemos en uno de ellos:  $\text{CO}_2$  y su contenido es agua entonces:
- $\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{H}_2\text{CO}_3 \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HCO}_3^-$

## Concepto de buffer: Solución amortiguadora

- Si tenemos una solución de un ácido y su base conjugada, tendremos lo que se llama una “solución buffer”.
- La gracia de esta solución es que permite mantener el pH amortiguando cambios por agentes externos.
- Un ejemplo biológico es nuestra sangre, para que el organismo se mantenga sano el pH de la sangre debe estar entre 7.35 y 7.45.
- Entonces, ¿porque no nos enfermamos cuando comemos un limón ( $\text{pH} = 3$ )?

Respuesta:

- La sangre permite el intercambio de gases en el organismo, pensemos en uno de ellos:  $\text{CO}_2$  y su contenido es agua entonces:
- $\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{H}_2\text{CO}_3 \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HCO}_3^-$
- Entonces en nuestra sangre tenemos  $\text{H}_2\text{CO}_3$  y  $\text{HCO}_3^-$

## Concepto de buffer: Solución amortiguadora

- Si tenemos una solución de un ácido y su base conjugada, tendremos lo que se llama una “solución buffer”.
- La gracia de esta solución es que permite mantener el pH amortiguando cambios por agentes externos.
- Un ejemplo biológico es nuestra sangre, para que el organismo se mantenga sano el pH de la sangre debe estar entre 7.35 y 7.45.
- Entonces, ¿porque no nos enfermamos cuando comemos un limón ( $\text{pH} = 3$ )?

Respuesta:

- La sangre permite el intercambio de gases en el organismo, pensemos en uno de ellos:  $\text{CO}_2$  y su contenido es agua entonces:
- $\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{H}_2\text{CO}_3 \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HCO}_3^-$
- Entonces en nuestra sangre tenemos  $\text{H}_2\text{CO}_3$  y  $\text{HCO}_3^-$
- Cuando un  $\text{H}^+$  entra a nuestra sangre elevando el pH, pasa lo siguiente:  $\text{HCO}_3^- + \text{H}^+ \longrightarrow \text{H}_2\text{CO}_3$  impidiendo que  $\text{H}^+$  actué.

## Concepto de buffer: Solución amortiguadora

- Si tenemos una solución de un ácido y su base conjugada, tendremos lo que se llama una “solución buffer”.
- La gracia de esta solución es que permite mantener el pH amortiguando cambios por agentes externos.
- Un ejemplo biológico es nuestra sangre, para que el organismo se mantenga sano el pH de la sangre debe estar entre 7.35 y 7.45.
- Entonces, ¿porque no nos enfermamos cuando comemos un limón ( $\text{pH} = 3$ )?

Respuesta:

- La sangre permite el intercambio de gases en el organismo, pensemos en uno de ellos:  $\text{CO}_2$  y su contenido es agua entonces:
- $\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{H}_2\text{CO}_3 \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HCO}_3^-$
- Entonces en nuestra sangre tenemos  $\text{H}_2\text{CO}_3$  y  $\text{HCO}_3^-$
- Cuando un  $\text{H}^+$  entra a nuestra sangre elevando el pH, pasa lo siguiente:  $\text{HCO}_3^- + \text{H}^+ \longrightarrow \text{H}_2\text{CO}_3$  impidiendo que  $\text{H}^+$  actué.
- Por otra parte si un  $\text{OH}^-$  entra:  $\text{H}_2\text{CO}_3 + \text{OH}^- \longrightarrow \text{HCO}_3^- + \text{H}_2\text{O}$  impidiendo que el  $\text{OH}^-$  baje el pH.

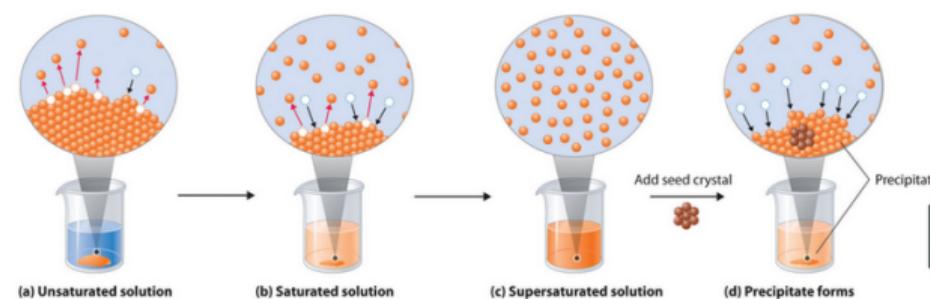
# Table of Contents

- 1 Unidades de concentración física (porcentajes p/p, p/v y v/v). Cálculos en disoluciones con concentraciones molares.
- 2 Definición, Expresión e interpretación de la constante de equilibrio en reacciones ácido base
- 3 Predicción del desplazamiento de un equilibrio ácido base en función de las concentraciones de los reactantes o productos
- 4 Definición de pH y cálculo de pH de ácidos y bases fuertes
- 5 Concepto de ácidos y bases débiles. Concepto de buffer.
- 6 **Explicar la dureza del agua utilizando KPS.**
- 7 Definición del concepto de equilibrio REDOX
- 8 Determinación de los estados de oxidación de las especies químicas
- 9 Interpretación del pH en ejemplos de procesos ambientales y en sistemas biológicos.



# Tipos de disolución

- **Solución saturada:** Contiene el máximo de soluto que se puede disolver.
- **Solución insaturada:** Contiene menos del máximo de soluto que se puede disolver.
- **Solución sobresaturada:** Contiene más del máximo de soluto que se puede disolver (iestable).
- **Forma con precipitado:** Solución saturada que contiene un exceso de soluto no disuelto (precipitado).



# Solubilidad [Chang, 2011]

## Definition

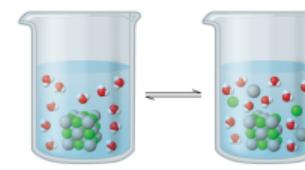
**Solubilidad:** Cantidad de soluto máxima que se puede disolver en un solvente a cierta temperatura, tenemos dos formas de medirla:

- **Solubilidad Molar:** moles de soluto en un litro de una disolución saturada ( $\frac{\text{mol}}{\text{L}}$ )
- **Solubilidad:** gramos de soluto en un litro de una disolución saturada ( $\frac{\text{g}}{\text{L}}$ )

# Equilibrio de producto de solubilidad

- Los compuestos se pueden disolver hasta cierto punto en una cantidad de solvente, agua.
- Algunos compuestos pueden disolverse más otros.
- En química podemos cuantificar la cantidad de una sal disuelta, supongamos que disolvemos mucho cloruro de plata en agua:
- $\text{AgCl}(s) \rightleftharpoons \text{Ag}^+(aq) + \text{Cl}^-(aq)$

- Lo que tenemos es un equilibrio entre el precipitado que se disuelve y lo disuelto que precipita, dado que ni sólidos ni líquidos puros van el constante de equilibrio esta constante se escribiría como:
- $K_{ps} = [\text{Ag}^+][\text{Cl}^-]$



## Ejemplo

El producto de solubilidad ( $K_{ps}$ ) del fluoruro de calcio ( $\text{CaF}_2$ ) a  $25^\circ\text{C}$  es  $3,9 \times 10^{-11}$ .

Calcula:

- La solubilidad molar ( $s$ ) del  $\text{CaF}_2$  en agua pura.
- La solubilidad en gramos por litro ( $\text{g L}^{-1}$ )

Datos:  $MM_{\text{Ca}} = 40,08 \text{ g mol}^{-1}$ ,  $MM_F = 19,00 \text{ g mol}^{-1}$

# Dureza del agua

- La *dureza* es un concepto que hace referencia a la cantidad de sales disuelta en el agua.
- Mientras más *dura* el agua más sales disuelta, mientras más *blanda*, más “pura”.

## Definition

*Blanda* ← Dureza → *Dura*

## Relación con el KPS y dureza del agua.

- ¿Cómo podríamos cuantificar la dureza del agua?
- Dado que el agua posee diversas sales disueltas, deberíamos tomar una como parámetro.
- Dentro de las sales más comunes que presenta el agua es el carbonato de calcio ( $\text{CaCO}_3$ ) principal responsable del “sarro” en las teteras.
- La dureza del agua, generalmente, se mide como miligramos de  $\text{CaCO}_3$  disueltos en cada litro agua ( $\text{mg L}^{-1}$ ).

Clasificación del agua según la OMS<sup>a</sup>:

$\text{CaCO}_3 (\text{mg L}^{-1})$	Tipo
0-60	Blanda
61-120	Moderadamente dura
121 - 180	Dura
> 180	Muy Dura

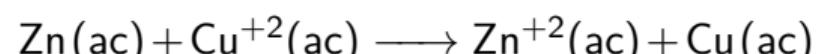
<sup>a</sup>En Santiago el valor es de  $300 \text{ mg L}^{-1}$

# Table of Contents

- 1 Unidades de concentración física (porcentajes p/p, p/v y v/v). Cálculos en disoluciones con concentraciones molares.
- 2 Definición, Expresión e interpretación de la constante de equilibrio en reacciones ácido base
- 3 Predicción del desplazamiento de un equilibrio ácido base en función de las concentraciones de los reactantes o productos
- 4 Definición de pH y cálculo de pH de ácidos y bases fuertes
- 5 Concepto de ácidos y bases débiles. Concepto de buffer.
- 6 Explicar la dureza del agua utilizando KPS.
- 7 Definición del concepto de equilibrio REDOX
- 8 Determinación de los estados de oxidación de las especies químicas
- 9 Interpretación del pH en ejemplos de procesos ambientales y en sistemas biológicos.

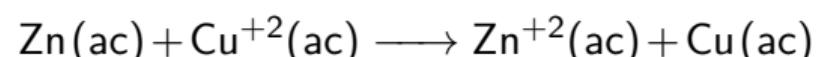
# Reacciones de óxido-reducción

- Las reacciones ácido-base tenían como centro, según Arrhenius, liberación de iones  $H^+$  y  $OH^-$ , existen otro tipo de reacciones que, en lugar de cambiar las características del medio, ácido o básico, las podemos usar para producir electricidad.



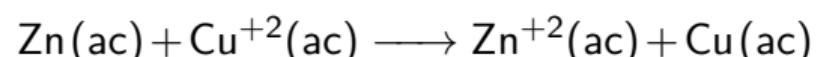
## Reacciones de óxido-reducción

- Las reacciones ácido-base tenían como centro, según Arrhenius, liberación de iones  $H^+$  y  $OH^-$ , existen otro tipo de reacciones que, en lugar de cambiar las características del medio, ácido o básico, las podemos usar para producir electricidad.
- Esas reacciones se denominan reacciones de óxido-reducción (REDOX)



# Reacciones de óxido-reducción

- Las reacciones ácido-base tenían como centro, según Arrhenius, liberación de iones  $H^+$  y  $OH^-$ , existen otro tipo de reacciones que, en lugar de cambiar las características del medio, ácido o básico, las podemos usar para producir electricidad.
- Esas reacciones se denominan reacciones de óxido-reducción (REDOX)
- Y su principal característica es que se describen como una transferencia de electrones donde una especie pierde (oxida) y otra gana (reduce)



# Michael Faraday

- Químico/Físico Británico, autodidacta.
- Estudió junto a Humphry Davy quién hizo grandes aportes al estudio de la electricidad en reacciones químicas.
- Con los trabajos que continuó encontró las relaciones entre la cantidad de sustancia y la cantidad de carga eléctrica.
- También introdujo los conceptos de reducción, oxidación, cátodo, ánodo, ión, anión, catión.



Figura: 1791 - 1867

# Table of Contents

- 1 Unidades de concentración física (porcentajes p/p, p/v y v/v). Cálculos en disoluciones con concentraciones molares.
- 2 Definición, Expresión e interpretación de la constante de equilibrio en reacciones ácido base
- 3 Predicción del desplazamiento de un equilibrio ácido base en función de las concentraciones de los reactantes o productos
- 4 Definición de pH y cálculo de pH de ácidos y bases fuertes
- 5 Concepto de ácidos y bases débiles. Concepto de buffer.
- 6 Explicar la dureza del agua utilizando KPS.
- 7 Definición del concepto de equilibrio REDOX
- 8 Determinación de los estados de oxidación de las especies químicas
- 9 Interpretación del pH en ejemplos de procesos ambientales y en sistemas biológicos.



## Estado de oxidación

- Las especies, como bien estudiamos al inicio del curso, pueden perder, ganar o compartir electrones.
- El concepto de estado de oxidación, viene a ser una simplificación de lo anterior.
- Asume que dentro de una especie química todos los átomos que la componente, ganan (-) o pierden (+) electrones.
- A ese número se le conoce como *estado de oxidación*.

- CH<sub>4</sub>
- CO<sub>2</sub>
- NaCl
- H<sub>2</sub>

## Reglas para calcular estados de oxidación

- 1 Cada elemento de un compuesto químico presenta su EO.
- 2 La suma de los EO es la carga de la especie.
- 3 El elemento más electronegativo gana y el menos pierde.
- 4 El EO en un elemento, ejemplo H<sub>2</sub> es 0
- 5 La mayoría de las veces el O tiene valor -2.
- 6 Los metales alcalinos tiene valor de +1.
- 7 El H tiene valor de +1 a menos que esté con un metal.

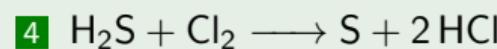
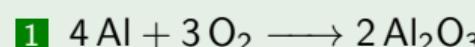
# Ejemplo

Determine los EO de:

- CH<sub>4</sub>
- NaOH
- CH<sub>3</sub>OH
- H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>
- Na<sub>2</sub>ClO<sub>4</sub>

## Ejemplo 2

Determine los EO en las siguientes reacciones:



# Table of Contents

- 1 Unidades de concentración física (porcentajes p/p, p/v y v/v). Cálculos en disoluciones con concentraciones molares.
- 2 Definición, Expresión e interpretación de la constante de equilibrio en reacciones ácido base
- 3 Predicción del desplazamiento de un equilibrio ácido base en función de las concentraciones de los reactantes o productos
- 4 Definición de pH y cálculo de pH de ácidos y bases fuertes
- 5 Concepto de ácidos y bases débiles. Concepto de buffer.
- 6 Explicar la dureza del agua utilizando KPS.
- 7 Definición del concepto de equilibrio REDOX
- 8 Determinación de los estados de oxidación de las especies químicas
- 9 Interpretación del pH en ejemplos de procesos ambientales y en sistemas biológicos.

# Lluvia ácida

- La lluvia tiene un pH ≈ 5,6 (ligeramente ácida por el CO<sub>2</sub> atmosférico)
- Pero, actualmente las lluvias tienen un pH ≈ 5 ¿Por qué?
- Presencia de SO<sub>2</sub> y NO<sub>2</sub> dada combustión de combustibles fósiles:
- 2 SO<sub>2</sub> + O<sub>2</sub> + H<sub>2</sub>O → H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> (ácido sulfúrico)
- 4 NO<sub>2</sub> + 2 H<sub>2</sub>O + O<sub>2</sub> → 4 HNO<sub>3</sub> (ácido nítrico)

## Impactos

- Afecta la respiración de peces por daño en branquias
- Moviliza metales tóxicos del sedimento (Al<sup>+3</sup>, Pb<sup>+2</sup>)
- Altera reproducción de anfibios
- Lixiviación de nutrientes (Ca<sup>+2</sup>, Mg<sup>+2</sup>, K<sup>+</sup>)
- Liberación de Al<sup>+3</sup> tóxico para raíces.
- Muerte de vegetación.

# Acidificación de los océanos

- El exceso de CO<sub>2</sub> atmosférico produce acidificación de los océanos.
- CO<sub>2</sub> + H<sub>2</sub>O → H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> (ácido carbónico)
- H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> → 2 H<sup>+</sup> + CO<sub>3</sub><sup>-2</sup>

## Consecuencias

- Al existir un exceso de H<sup>+</sup> corales y moluscos presentan dificultades para formar sus exoesqueletos, ya que:
- CaCO<sub>3</sub> + 2 H<sup>+</sup> → H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> + Ca<sup>+2</sup> por lo tanto existe una competencia por el ión carbonato (CO<sub>3</sub><sup>-2</sup>) entré el exoesqueleto del molusco (Ca<sup>+2</sup>) y el ácido aportado por el CO<sub>2</sub>

## Actividad biológica en suelos

- En general la agricultura necesita de suelos con pH ≈ 6,0 a 7,5
- Cuando el pH del suelo es bajo, < 5.5
- Toxicidad por aluminio
- Baja disponibilidad de P, Ca y Mg.
- actividad microbiana reducida
- Para solucionarlo, adición CaCO<sub>3</sub> al suelo
- Cuando el pH es alto, > 8.0
- Baja disponibilidad de Fe, Mn, Zn
- Problemas de absorción de nutrientes
- Para solucionarlo, adición de azufre.

# pH y actividad enzimática

- Las enzimas son proteínas que permiten que ocurran o no ciertas reacciones en los organismos vivos, sin ellas la vida no sería posible
- Cada enzima debe tener su pH óptimo, lejos de ese pH la enzima no trabaja.

Enzima	Ubicación	pH óptimo
Pepsina	Estómago	2.0
Tripsina	Intestino Delgado	8.0
Amilasa Salival	Boca	6.8

# Bibliografía



Chang, Raymond

*Fundamentos de Química*