

Química Unidad 4

Química del agua. Desde la industria hasta el medioambiente

Prof. Daniel Muñoz
daniel.munoz3@mail_udp.cl

6 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 H₂O → 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 H₂O → 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 H₂O → 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 H₂O → 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 H₂O → 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 H₂O → 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 H₂O → 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 H₂O → 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: mol/L o 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:

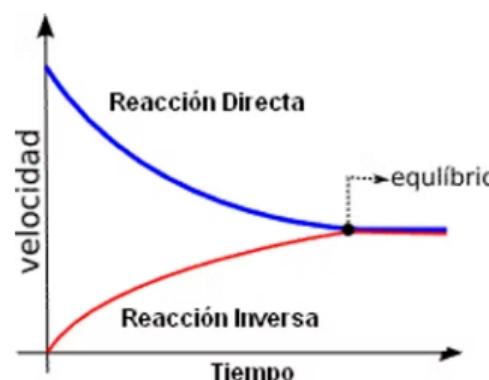


Figura: Despues de un tiempo de iniciada la reacción las velocidades directa e inversa se igualan

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

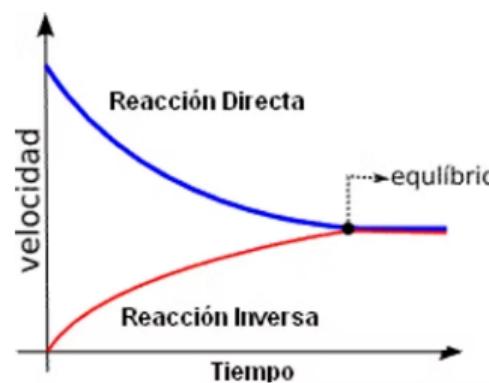


Figura: Después de un tiempo de iniciada la reacción las velocidades directa e inversa se igualan

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

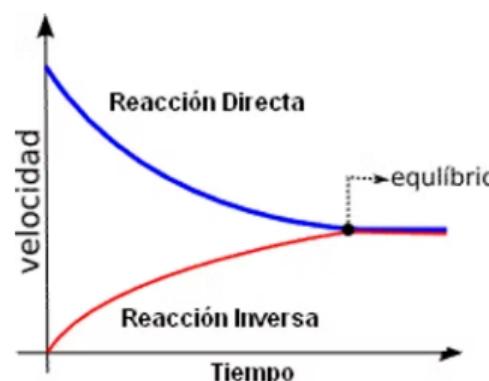


Figura: Despues de un tiempo de iniciada la reacción las velocidades directa e inversa se igualan

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 $2\text{H}^+(\text{ac}) + \text{CO}_3^{2-}(\text{ac}) \rightleftharpoons \text{H}_2\text{CO}_3(\text{ac})$

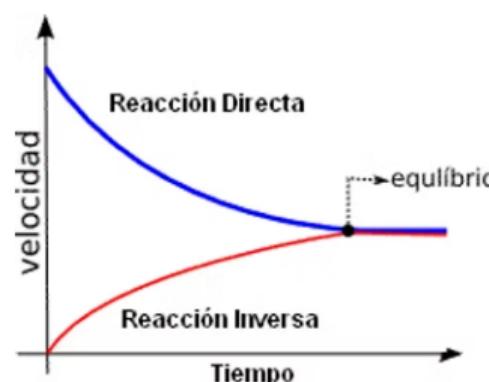


Figura: Despues de un tiempo de iniciada la reacción las velocidades directa e inversa se igualan

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:

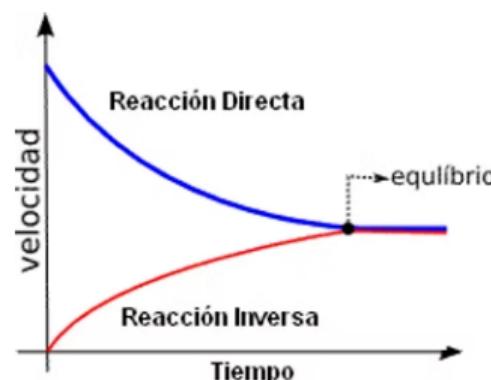


Figura: Después de un tiempo de iniciada la reacción las velocidades directa e inversa se igualan

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:
- $$\frac{[\text{H}_2\text{CO}_3]}{[\text{H}^+]^2[\text{CO}_3^{2-}]^2}$$

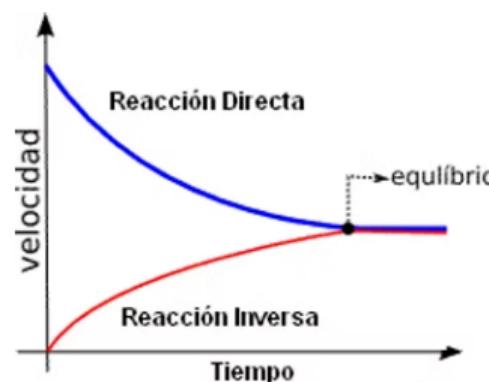


Figura: Después de un tiempo de iniciada la reacción las velocidades directa e inversa se igualan

Constante de equilibrio II

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

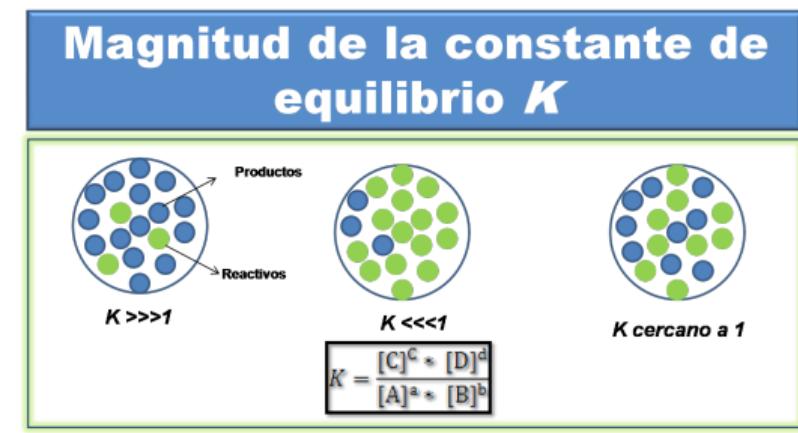
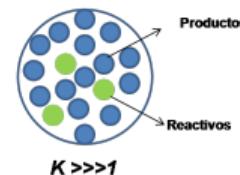


Figura: Interpretación de la constante

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



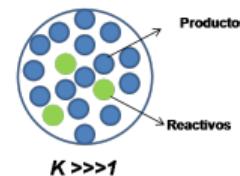
$$K = \frac{[C]^c * [D]^d}{[A]^a * [B]^b}$$

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

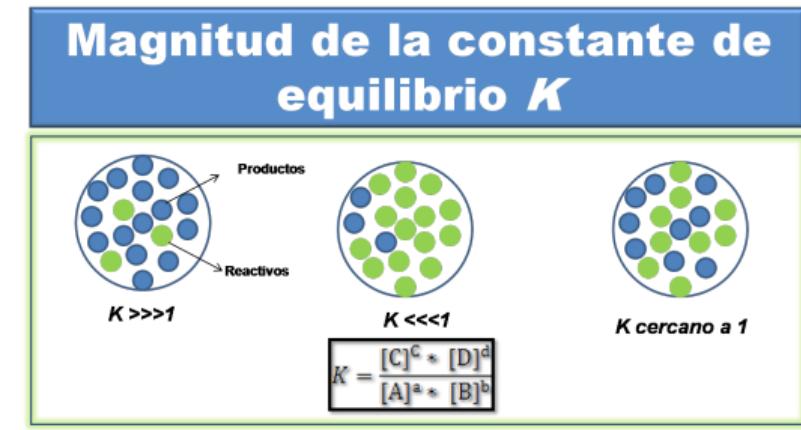


Figura: Interpretación de la constante

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.

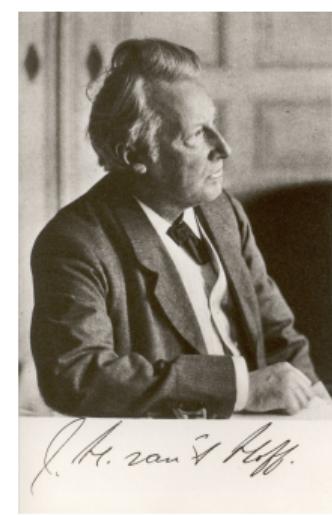


Figura: Foto aprox. 1900

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.

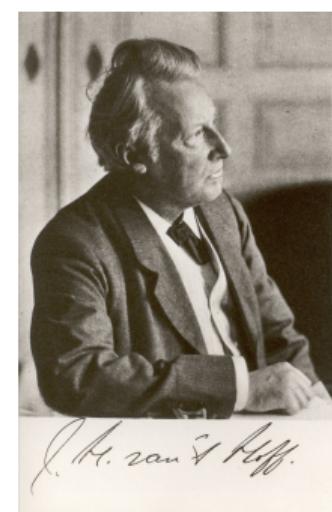


Figura: Foto aprox. 1900

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.

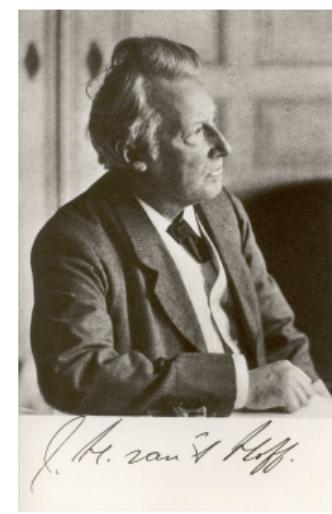


Figura: Foto aprox. 1900

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.

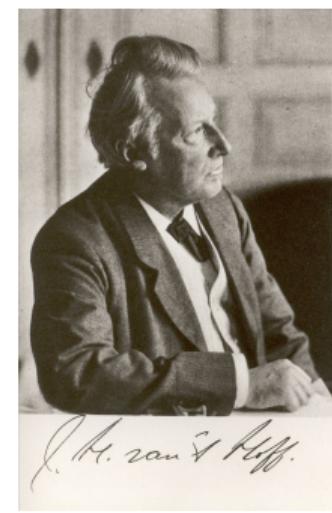


Figura: Foto aprox. 1900

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 NH_3
- 2 Agregamos 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⁺ en agua.*
- Ejemplo: HCl(ac) → H⁺(ac) + Cl⁻(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: $\text{HCl}(\text{ac}) \longrightarrow \text{H}^+(\text{ac}) + \text{Cl}^-(\text{ac})$
- *Una base sustancia que libera iones OH⁻ en agua.*
- Ejemplo: $\text{NaOH}(\text{s}) \longrightarrow \text{Na}^+(\text{ac}) + \text{OH}^-(\text{ac})$



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.



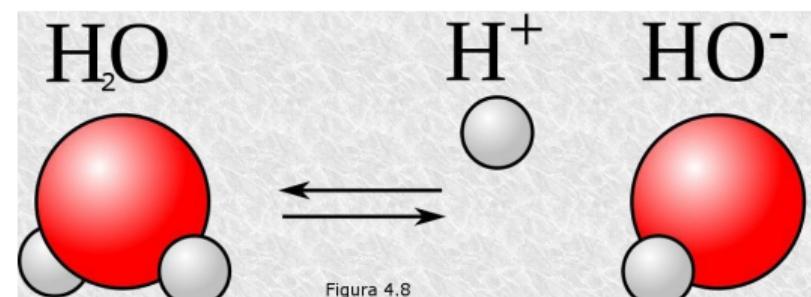
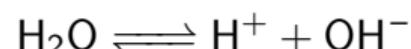
Ejemplo. Disociación en agua

Disocie los siguientes ácidos y bases fuertes
(disociación completa)

- 1 HBr
- 2 HI
- 3 CsOH
- 4 HNO₃
- 5 H₂SO₄
- 6 Ca(OH)₂

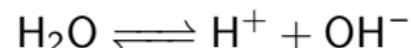
Equilibrio iónico del agua

- Si disociamos el H_2O tenemos:

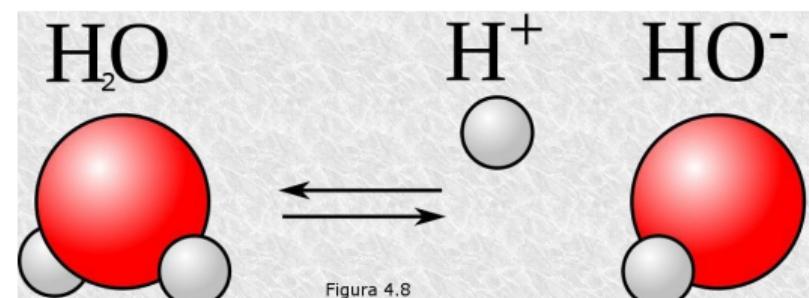


Equilibrio iónico del agua

- Si disociamos el H_2O tenemos:

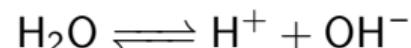


- Entonces: Siempre en una disolución acuosa tendremos iones de H^+ y OH^-

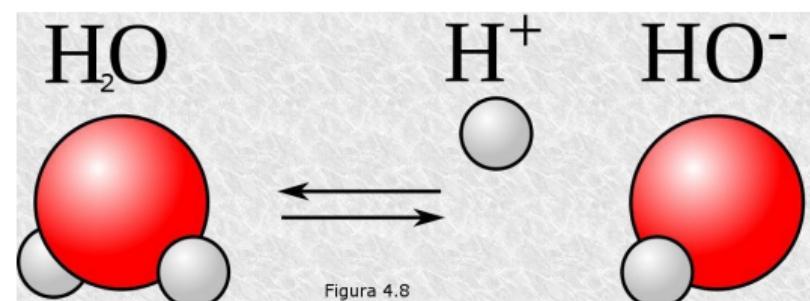


Equilibrio iónico del agua

- Si disociamos el H_2O tenemos:

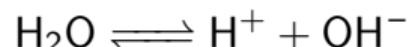


- Entonces: Siempre en una disolución acuosa tendremos iones de H^+ y OH^-
- La cte de equilibrio para el agua (pura) es $K = [\text{H}^+][\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-14}$

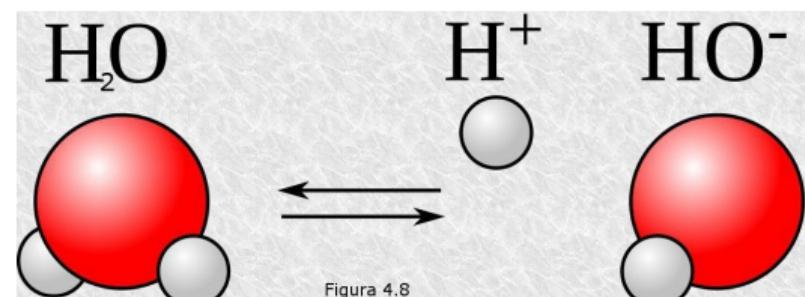


Equilibrio iónico del agua

- Si disociamos el H_2O tenemos:

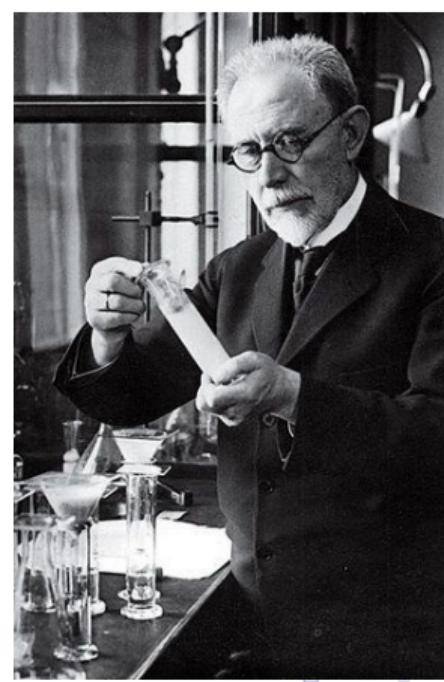


- Entonces: Siempre en una disolución acuosa tendremos iones de H^+ y OH^-
- La cte de equilibrio para el agua (pura) es $K = [\text{H}^+][\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-14}$
- Y en el agua, $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 1 \times 10^7$



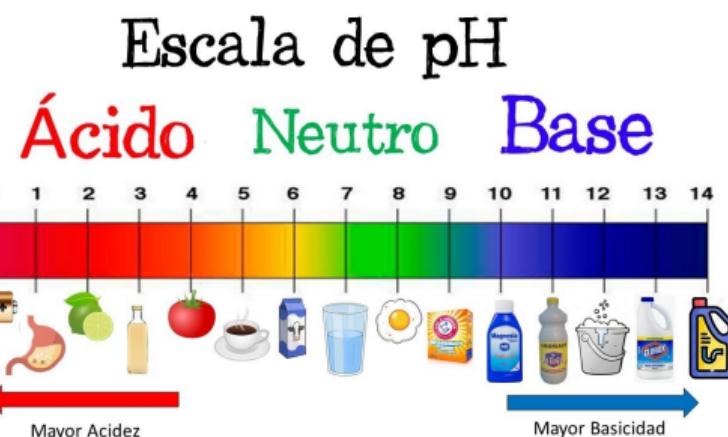
¿Cómo medir la acidez o basicidad de una solución?

- 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.



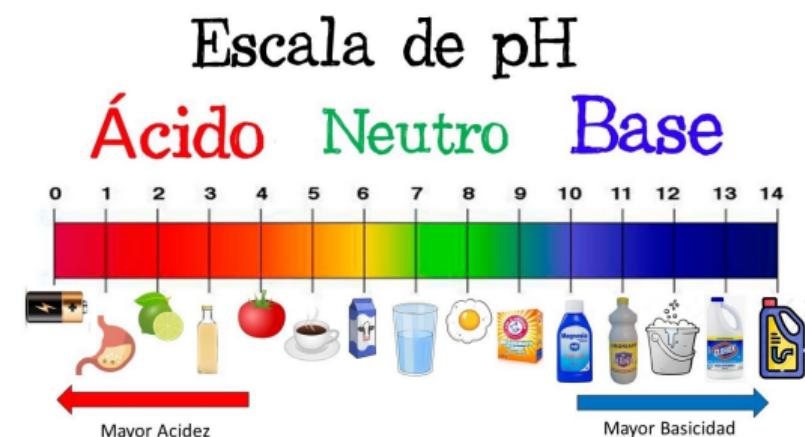
Introducción al concepto de pH: ¿Cómo medir la acidez?

- 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



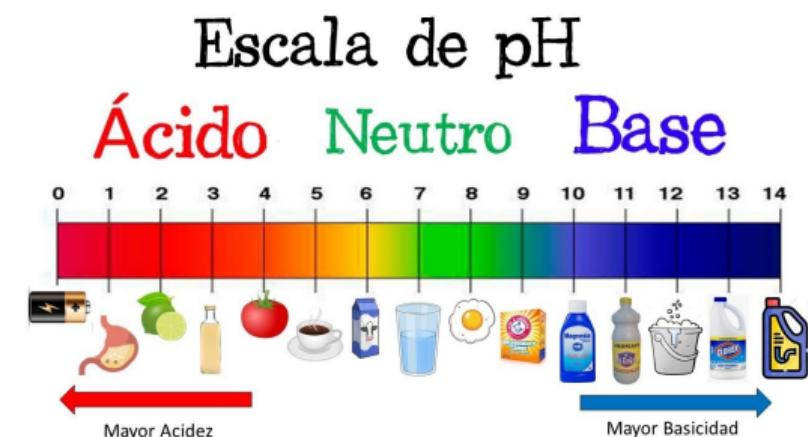
Introducción al concepto de pH: ¿Cómo medir la acidez?

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



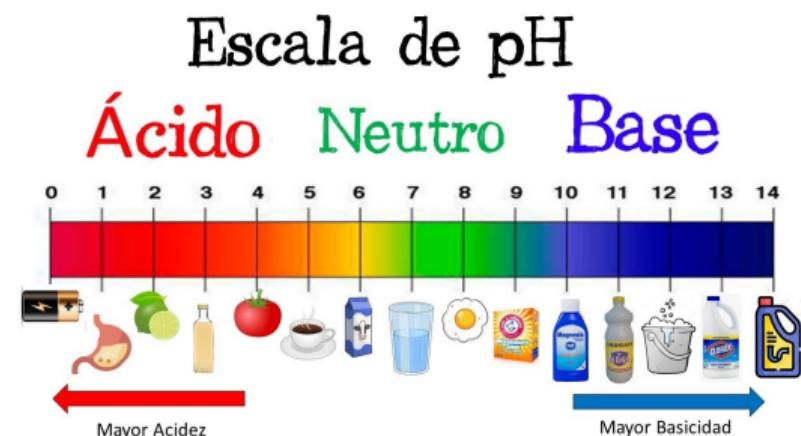
Introducción al concepto de pH: ¿Cómo medir la acidez?

- 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 H_2SO_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

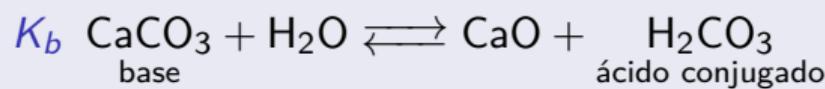
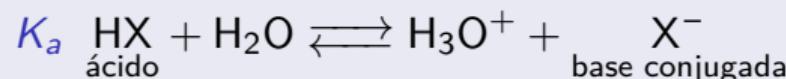
- 1 Unidades de concentración física (porcentajes p/p, p/v y v/v). Cálculos en disoluciones con concentraciones molares.
- 2 Definición, Expresión e interpretación de la constante de equilibrio en reacciones ácido base
- 3 Predicción del desplazamiento de un equilibrio ácido base en función de las concentraciones 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: 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: 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: 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 H_2CO_3 y 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: 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 H_2CO_3 y HCO_3^-
- Cuando un 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 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: 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 H_2CO_3 y HCO_3^-
- Cuando un 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 H^+ actué.
- Por otra parte si un OH^- entra: $\text{H}_2\text{CO}_3 + \text{OH}^- \longrightarrow \text{HCO}_3^- + \text{H}_2\text{O}$ impidiendo que el OH^- baje el pH.

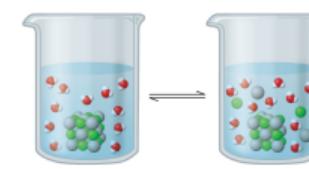
Table of Contents

- 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.

Solubilidad parcial, K_{ps}

- 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:
- $K_{ps} = [\text{Ag}^+][\text{Cl}^-]$, entonces cualquier cantidad que sea mayor al K_{ps} no se disolverá.



Dureza del agua

Relación con el KPS

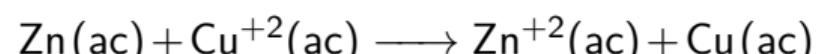
Ejemplo

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.

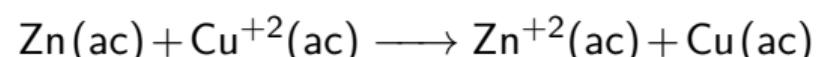
Reacciones de óxido-reducción

- 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.



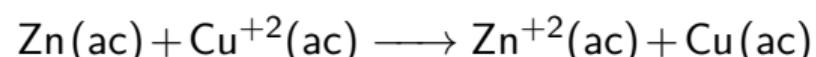
Reacciones de óxido-reducción

- 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.



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*.

- CH₄
- CO₂
- NaCl
- H₂

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 H₂ 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:

- CH₄
- NaOH
- CH₃OH
- H₂SO₄
- Na₂ClO₄

Ejemplo 2

Determine los EO en las siguientes reacciones:

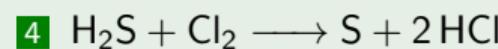
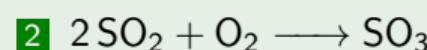


Table of Contents

- 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.