

ÁCIDOS Y BASES. EQUILIBRIOS ÁCIDO-BASE.

- Teoría de Arrhenius:

- Ácido: sustancia que genera H^+ , es decir, que a lo largo de la reacción pasa a ser más electronegativa que su forma inicial.
- Base: sustancia que genera OH^- , es decir, acaba siendo más electropositiva que su forma inicial.

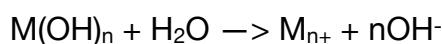
- Teoría de ácidos y bases de Brønsted-Lowry: el sentido favorecido de una reacción ácido-base es desde el miembro más fuerte al más débil de un par conjugado ácido-base.

- La escala de pH:

- $pH = -\log[H^+]$
- $pOH = -\log[OH^-]$.
- $pK_w = pH + pOH = 14$.

- Ácidos y bases fuertes.

- Ácido fuerte (A^-): tras producirse la reacción queda ionizado en un solo elemento, como el HCl.
- Base fuerte ($M(OH)_n$): suelen ser hidróxidos iónicos en los que el agua separa los OH^- de la base.



- Ácidos y bases débiles: sus ionizaciones suelen ser reacciones reversibles que alcanzan una situación de equilibrio. PE: Ácido acético (CH_3COO^-).

- Aproximación $M - x \approx M$: M_A / K_A ó $M_B / K_B > 100$
 - También se utiliza $100x / M < 5$.

- Grado de ionización: $\alpha = [iones]_{equilibrio} / [ácido \text{ ó } base]_{inicio}$.

- Porcentaje de ionización: $\alpha \times 100$.

- Ácidos polipróticos: Ácidos que tienen más de un átomo H^+ ionizable por molécula.

- Se ionizan en varias etapas.

- $K_{a1} > K_{a2} > K_{a3}$: Esto se debe a que a medida que aumenta la electronegatividad aumenta la dificultad de liberar protones.
- $[A^-] = [H_3O^+]$.
- $K_{a2} = [A^{2-}]$: $K_{a2} = [A^{2-}][H_3O^+] / [A^-]$.

- Hidrólisis.

- Disoluciones de sales en agua.
- Sales de ácidos y bases fuertes: no se hidrolizan.
 - $[H_3O^+] = [OH^-] \rightarrow pH = 7$.
 - PE: NaCl.
- Sales de bases fuertes y ácidos débiles: se hidrolizan.
 - $[H_3O^+] < [OH^-] \rightarrow pH > 7$.
 - PE: CH₃COONa.
- Sales de bases débiles y ácidos fuertes: se hidrolizan.
 - $[H_3O^+] > [OH^-] \rightarrow pH < 7$.
 - PE: NH₄Cl.
- Sales de ácidos y bases débiles: que la disolución sea ácida o básica depende del valor de K_a y K_b de los iones.
 - $K_a > K_b$: el catión se hidroliza más que el anión $\rightarrow pH < 7$.
 - $K_a \approx K_b$: los dos iones se hidrolizan de manera semejante $\rightarrow pH \approx 7$.
 - $K_a < K_b$: el anión se hidroliza más que el catión $\rightarrow pH > 7$.

- Disoluciones tampón o reguladoras.

- Cambian muy ligeramente su pH con la adición de pequeñas cantidades de un ácido o una base.
- Necesitan dos componentes que no se neutralicen entre sí.
 - Componente capaz de neutralizar bases.
 - Componente capaz de neutralizar ácidos.
- Pueden consistir en **dos mezclas diferentes**:
 - Ácido débil y su base conjugada.
 - Base débil y su ácido conjugado.

- **Ecuación de Henderson-Hasselbalch:** $\text{pH} = \text{pK}_a + \log \left(\frac{[\text{base conjugada}]}{[\text{ácido}]} \right)$
 - $\text{pK}_a = -\log K_a$.
 - $\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+]$.
- Indicadores de ácido-base: un indicador es más útil cuanto menor sea el intervalo de viraje. Naranja de metilo es el más útil.
 - Intervalo de viraje: intervalo de pH donde se produce el cambio de color.

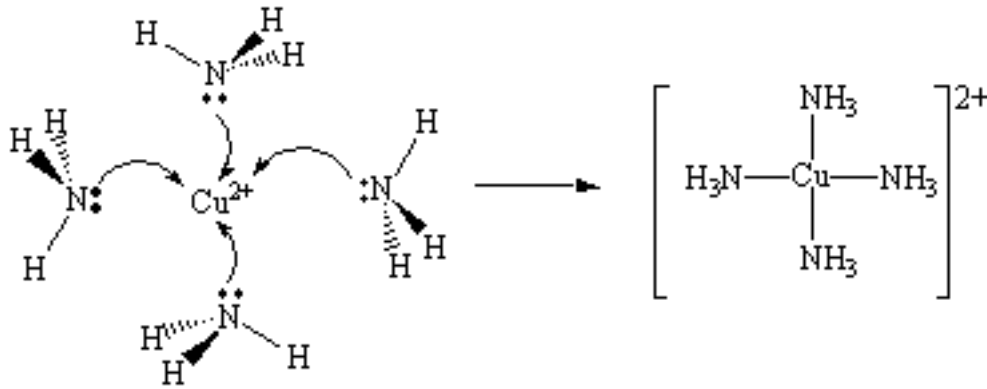
- Reacciones de neutralización.

- Pto de equivalencia de la RN: punto de la reacción en el que se han consumido tanto el ácido como la base, no hay ninguno por exceso. Se reconoce por el cambio de color del indicador.
- Pto final del indicador: pto en el que el indicador cambia de color.
- Se necesita que estos dos ptos coincidan.
- **Curva de valoración:** gráfico del pH frente al volumen de la disolución.
 - Valoración de un ácido fuerte con una base fuerte: el pto de equivalencia se consigue a $\text{pH} = 7$, que es cuando la sal no se hidroliza.
 - Se podría usar cualquier indicador porque la caída es muy grande.
 - Valoración de un ácido débil con una base fuerte: el pto de equivalencia tendrá lugar a $\text{pH} > 7$, cuando la sal sufre una hidrólisis ácida.
 - El indicador más adecuado es la fenolftaleína, ya que su viraje es el más pequeño de los que contienen el pto de equivalencia.

- Ácidos y bases de Lewis.

- Esta teoría aplica el concepto de ácidos y bases a las reacciones en gases y sólidos.
- Ácido de Lewis: especie aceptora de pares de e^- , por lo que son especies con orbitales vacíos.
- Base de Lewis: especie donadora de pares de e^- , por lo que se caracterizan por tener pares de e^- solitarios.
- Cuando reaccionan un ácido y una base de Lewis forman un enlace covalente entre ellos.

- Una de las aplicaciones más importantes es la descripción de la formación de iones complejos.



$$K_a = \frac{[\text{P1}][\text{P2}]}{[\text{R1}][\text{R2}]}$$