



Reacciones ácido-base



TEORÍA DE ARRHENIUS

Ácido	Base
• Sabor agrio	• Sabor amargo y resbaladizos
• Tornasol de azul a rojo	• Tornasol de rojo a azul
• Los ácidos que reaccionan con metales generan H_2	• Conducen electricidad
• Los ácidos que reaccionan con carbonatos o bicarbonatos generan CO_2	
• Conducen electricidad	

TEORÍA DE BRONSTED

- Ácido: dona protones
- Base: aceptor de protones

H_3O^+ --- ION HIDRONIO

Tipos de ácidos:

- Monoprotico: libera un ión hidrógeno luego de la ionización
- Diprotico: libera 2 iones hidrógenos
- Triproticos: 3 iones hidrógenos liberados

Algunos ácidos fuertes y débiles comunes

Ácidos fuertes

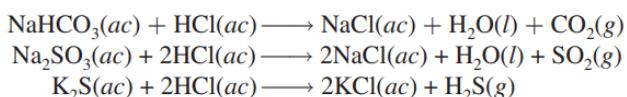
Ácido clorhídrico	HCl
Ácido bromhídrico	HBr
Ácido yodhídrico	HI
Ácido nítrico	HNO ₃
Ácido sulfúrico	H ₂ SO ₄
Ácido perclórico	HClO ₄

Ácidos débiles

Ácido fluorhídrico	HF
Ácido nítrico	HNO ₂
Ácido fosfórico	H ₃ PO ₄
Ácido acético	CH ₃ COOH

NEUTRALIZACIÓN ÁCIDO- BASE

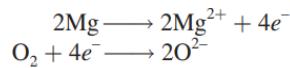
- Reacción entre un ácido y una base para generar una sal y agua
- $$HCl(ac) + NaOH(ac) \longrightarrow NaCl(ac) + H_2O(l)$$
- Algunas pueden formar gases; ocurre en el caso de reacciones con carbonatos (contiene ión CO_3^{2-}), bicarbonatos (contiene ión HCO_3^-), sulfitos (contiene ión SO_3^{2-}) y sulfuros (contiene ión S^{2-})



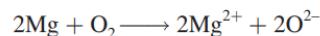
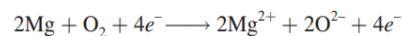
REACCIONES REDOX (OXIDO – REDUCCIÓN)

- Reacción de transferencia de electrones
- Ocurre en dos etapas: la pérdida o ganancia de e- en cada una de las especies y luego la suma neta

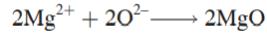
1. Se dan las semireacciones de óxido (e- en los productos) y reducción (e- en los reactivos)



2. Suma de las semireacciones y se eliminan los e-



3. Se unen los iones



*Oxidación: perdida de e- *Agente oxidante: acepta e- y hace que se oxide el otro

*Reducción: ganancia de e- *Agente reductor: dona e- y hace que se reduzca el otro

NÚMERO DE OXIDACIÓN

- Nº de cargas que tendría un átomo en una molécula (o compuesto iónico) si los e- se transfirieran completamente

Reglas para asignar estados de oxidación:

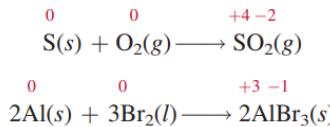
1. Los elementos libres (en estado no combinado) tienen carga 0
2. Para los iones monoatómicos, el nº de oxidación es igual que su carga (alcalinos +1 y los alcalinos terreos +2, Al +3)
3. El oxígeno tiene nº de oxidación -2, EXCEPTO en : peróxido de hidrógeno (H_2O_2) y en peróxido (O_2^{2-}), tiene -1
4. El hidrógeno su nº de oxidación es +1, EXCEPTO cuando está en compuestos binarios con metales (-1)
5. El Flúor SIEMPRE es -1; el resto de halógenos toman valores negativos y positivos (en presencia de oxígeno)
6. En una molécula neutra, la suma de los nº de oxidación debe ser 0. En iones poliatómicos, la suma de las oxidaciones debe ser igual a la carga.
7. No necesariamente son enteros (por ejemplo el superóxido)

- Los elementos metálicos solo n° positivos, los no metales pueden ser positivos y negativos
- Máximo n° de oxidación: +7
- Los metales de transición tienen varios estados de oxidación

TIPOS DE REACCIONES REDOX

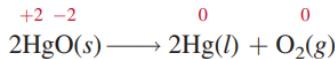
a. Reacciones de combinación:

Dos o más sustancias se combinan para formar un solo producto



b. Reacción de descomposición:

Ruptura de un compuesto en dos o más sustancias



c. Reacción de combustión:

Una sustancia reacciona con oxígeno, generando luz y calor (flama)



d. Reacción de desplazamiento:

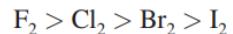
Un ión (o átomo) de un compuesto se reemplaza por otro ión (o átomo) del otro compuesto

- Desplazamiento de hidrógeno: Todos los alcalinos y térreos desplazan el H del agua fría (como producto genera H₂)
- Desplazamiento de un metal: un metal desplaza otro metal, se explica por : serie electroquímica (resumen conveniente de muchas reacciones)

$\text{Li} \rightarrow \text{Li}^+ + e^-$ $\text{K} \rightarrow \text{K}^+ + e^-$ $\text{Ba} \rightarrow \text{Ba}^{2+} + 2e^-$ $\text{Ca} \rightarrow \text{Ca}^{2+} + 2e^-$ $\text{Na} \rightarrow \text{Na}^+ + e^-$ $\text{Mg} \rightarrow \text{Mg}^{2+} + 2e^-$ $\text{Al} \rightarrow \text{Al}^{3+} + 3e^-$ $\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2e^-$ $\text{Cr} \rightarrow \text{Cr}^{3+} + 3e^-$ $\text{Fe} \rightarrow \text{Fe}^{2+} + 2e^-$ $\text{Cd} \rightarrow \text{Cd}^{2+} + 2e^-$ $\text{Co} \rightarrow \text{Co}^{2+} + 2e^-$ $\text{Ni} \rightarrow \text{Ni}^{2+} + 2e^-$ $\text{Sn} \rightarrow \text{Sn}^{2+} + 2e^-$ $\text{Pb} \rightarrow \text{Pb}^{2+} + 2e^-$ $\text{H}_2 \rightarrow 2\text{H}^+ + 2e^-$ $\text{Cu} \rightarrow \text{Cu}^{2+} + 2e^-$ $\text{Ag} \rightarrow \text{Ag}^+ + e^-$ $\text{Hg} \rightarrow \text{Hg}^{2+} + 2e^-$ $\text{Pt} \rightarrow \text{Pt}^{2+} + 2e^-$ $\text{Au} \rightarrow \text{Au}^{3+} + 3e^-$	Reaccionan con agua fría para producir H ₂ Reaccionan con vapor para producir H ₂ Reaccionan con ácidos para producir H ₂ No reaccionan con agua o ácidos para producir H ₂
---	--

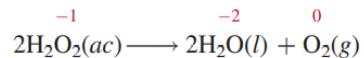
Aumenta la fuerza reducida ↑

III Desplazamiento de halógenos: los haluros desplazan muchos tipos de elementos



c. Reacción de desproporción:

Un mismo elemento en estado de oxidación se oxida y reduce al mismo tiempo.



VALORACIÓN ÁCIDO-BASE

- Una disolución de concentración conocida (estándar o patrón), se agrega de manera gradual a una desconocida hasta que la reacción se complete
- Cuando el ácido es neutralizado por completo la base, se dice que llega a un punto de equilibrio
- Los indicadores son sustancias que cambian bruscamente de color en medios ácidos o básicos (fenolftaleína)
- Desafío:

¿Cuántos gramos de KHP se necesitan para neutralizar 1864 mL de una disolución de NaOH 0.1004 M?

¿Cuántos mililitros de una disolución de H₂SO₄ 1.28 M se requieren para neutralizar 60.2 mL de una disolución de KOH 0.427 M?

*Las valoraciones redox un agente oxidante valora un agente reductor