

Disoluciones reguladoras

IES La Magdalena.
Avilés. Asturias

Si añadimos una pequeña cantidad de ácido o base a agua pura, el pH varía bruscamente, pero se pueden evitar estas alteraciones mediante el empleo de las llamadas **disoluciones reguladoras, amortiguadoras, tampones o buffer**, ya que estas disoluciones pueden mantener el pH prácticamente invariable aunque se adicionen cantidades moderadas de un ácido o una base.

Una disolución reguladora se forma mezclando:

Un ácido débil

Una sal procedente del ácido y de una base fuerte

Una base débil

Una sal procedente de la base y de un ácido fuerte.

Ejemplos de disoluciones reguladoras:

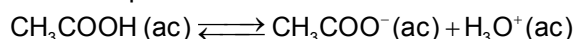
Ácido débil: ácido acético (etanoico). Sal del ácido: acetato de sodio (etanoato de sodio)	Notación:	NaCH ₃ COO/CH ₃ COOH
Ácido débil: ácido carbónico Sal del ácido: hidrógeno carbonato de sodio (bicarbonato de sodio)	Notación:	NaHCO ₃ /H ₂ CO ₃
Base débil: amoníaco Sal: cloruro de amonio	Notación:	NH ₄ Cl/NH ₃

Estas disoluciones mantienen el pH prácticamente invariable ya que la combinación de un ácido débil y su base conjugada (que suministra la sal disuelta); o la de una base débil y su ácido conjugado (sal disuelta), permiten retirar de la disolución los iones oxonio o hidróxido generados al añadir un ácido o una base.

- **Disolución reguladora NaCH₃COO/CH₃COOH**

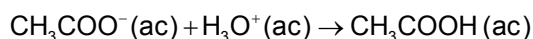
La sal estará totalmente disociada: $\text{NaCH}_3\text{COO (s)} \rightarrow \text{CH}_3\text{COO}^- (\text{ac}) + \text{Na}^+ (\text{ac})$

El ácido (débil) estará disociado solo en parte:

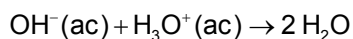


Hay que tener en cuenta que **el ácido estará mucho menos disociado que en agua pura**, ya que la existencia de los iones acetato (CH₃COO⁻) procedentes de la disociación de la sal provocará que el equilibrio se desplace hacia la izquierda (ácido sin disociar).

Si ahora se añade un ácido (iones H₃O⁺) los abundantes iones acetato, procedentes de la sal, reaccionarán con ellos retirándolos de la disolución según:



Si se añade una base los iones OH⁻ son neutralizados por los iones H₃O⁺, procedentes de la disociación del ácido débil, que tenderá ahora a disociarse más:

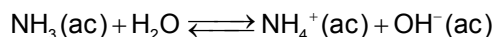


La capacidad reguladora depende de la concentración del ácido y la sal. A mayor concentración, más capacidad amortiguadora.

- **Disolución reguladora $\text{NH}_4\text{Cl}/\text{NH}_3$**

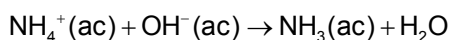
La sal estará totalmente disociada: $\text{NH}_4\text{Cl}(\text{s}) \rightarrow \text{Cl}^-(\text{ac}) + \text{NH}_4^+(\text{ac})$

La base (débil) estará disociada solo en parte:

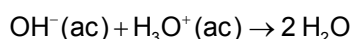


Hay que tener en cuenta que, de forma análoga al caso visto anteriormente, **la base estará mucho menos disociada que en agua pura**, ya que la existencia de los NH_4^+ procedentes de la disociación de la sal provocará que el equilibrio se desplace hacia la izquierda (NH_3 sin disociar).

Si ahora se añade una base (iones OH^-), los abundantes iones NH_4^+ , procedentes de la sal, reaccionarán con ellos retirándolos de la disolución según:



Si se añade un ácido los iones H_3O^+ son neutralizados por los iones OH^- procedentes de la disociación de la base débil:



La capacidad reguladora depende de la concentración de la base y la sal. A mayor concentración, más capacidad amortiguadora.

No es difícil calcular el pH de una disolución reguladora.

Consideremos la disolución $\text{NaCH}_3\text{COO}/\text{CH}_3\text{COOH}$.

Como la sal está totalmente disociada podemos afirmar que la concentración del ión CH_3COO^- en disolución es el de la sal:

$$[\text{CH}_3\text{COO}^-] = [\text{sal}]$$

Si consideramos ahora el equilibrio de disociación del ácido débil podemos considerar (recordar que el ácido está mucho menos disociado que en agua pura debido al efecto del ión CH_3COO^- que desplace el equilibrio hacia la izquierda) con muy poco error que:

$$[\text{CH}_3\text{COOH}] = [\text{ácido}]$$

Por tanto podemos escribir la constante para el equilibrio del ácido en la forma:

$$\text{CH}_3\text{COOH}(\text{ac}) \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COO}^-(\text{ac}) + \text{H}_3\text{O}^+(\text{ac})$$

$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = \frac{[\text{sal}][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{ácido}]}$$

Despejando y operando:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = K_a \frac{[\text{ácido}]}{[\text{sal}]}$$

$$\log[\text{H}_3\text{O}^+] = \log(K_a) + \log \frac{[\text{ácido}]}{[\text{sal}]}$$

$$-\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log(K_a) - \log \frac{[\text{ácido}]}{[\text{sal}]}$$

$$\boxed{\text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{[\text{sal}]}{[\text{ácido}]}}$$

En la práctica, para buscar la disolución adecuada, se busca un ácido (o base) cuyo pK esté próximo al pH que se desee mantener y se ajusta al pH deseado regulando el cociente $[\text{sal}]/[\text{ácido}]$.

Ampliación

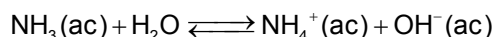
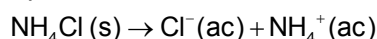
Ejemplo 1 (Oviedo. 2011-2012)

Dispone de una disolución reguladora de amoniaco (NH_3) y cloruro de amonio (NH_4Cl). Escriba y justifique la ecuación química que muestra cómo reacciona la disolución reguladora preparada:

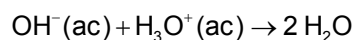
- Cuando se le añade una pequeña cantidad de ácido fuerte.
- Cuando se le añade una pequeña cantidad de base fuerte.

Solución:

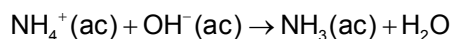
a) La sal estará totalmente disociada y la base (débil) estará disociada solo en parte, estableciéndose el equilibrio correspondiente:



Si añadimos un ácido fuerte, los iones H_3O^+ son neutralizados por los iones OH^- procedentes de la disociación de la base débil :



b) Si ahora se añade una base (iones OH^-), los abundante iones NH_4^+ procedentes de la sal, reaccionarán con ellos retirándolos de la disolución según:

**Ejemplo 2** (Oviedo. 2009-2010)

Dispone de disoluciones acuosas de las siguientes sustancias: NH_3 , HCl , NaOH , KCN , NH_4Cl y CH_3COOH .

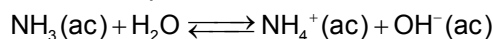
- Indique, de forma razonada, las disoluciones que utilizaría para preparar una disolución reguladora.
- Escriba y justifique la ecuación química que muestre cómo reacciona la disolución reguladora preparada cuando se le añade una pequeña cantidad de ácido fuerte.

Solución:

Elegiríamos NH_3 (base débil) y NH_4Cl (sal de ácido fuerte)

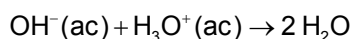
La sal estará totalmente disociada: $\text{NH}_4\text{Cl (s)} \rightarrow \text{Cl}^- (\text{ac}) + \text{NH}_4^+ (\text{ac})$

La base (débil) estará disociada solo en parte:



Hay que tener en cuenta que, de forma análoga al caso visto anteriormente, **la base estará mucho menos disociada que en agua pura**, ya que la existencia de los iones NH_4^+ , procedentes de la disociación de la sal, provocarán que el equilibrio se desplace hacia la izquierda (NH_3 sin disociar).

Si se añade un ácido los iones H_3O^+ son neutralizados por los iones OH^- , procedentes de la disociación de la base débil :



Debido a esta neutralización el pH se mantendrá invariable.