

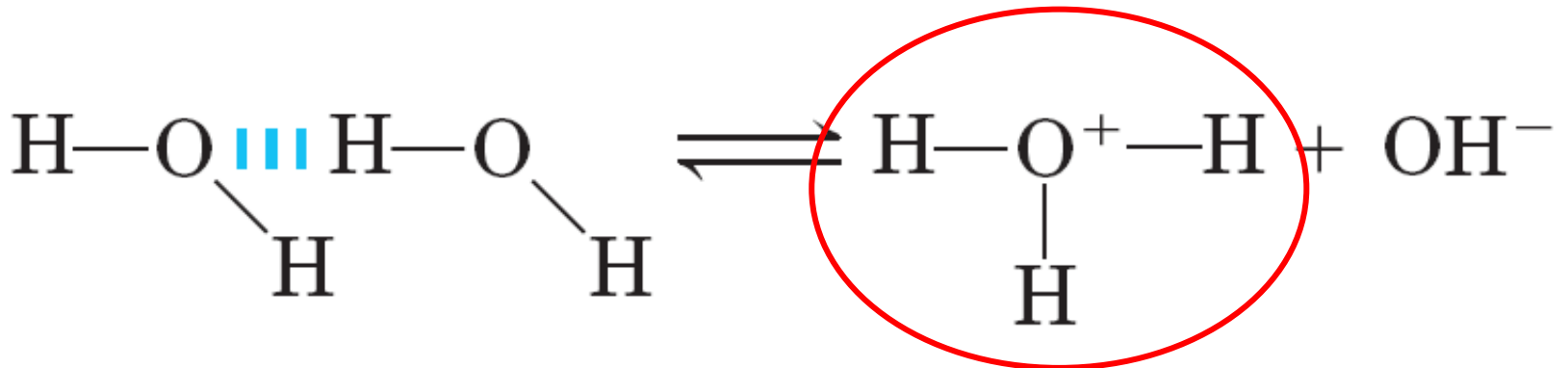
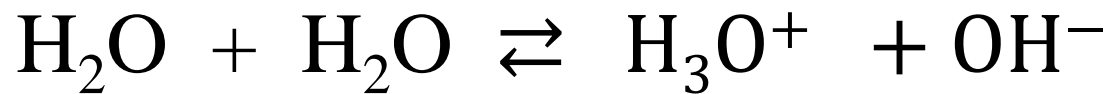
Ácidos y Bases

Departamento de Bioquímica

El agua se disocia..



Como los protones (H^+) libres no existen en solución, se hidratan a ion HIDRONIO (H_3O^+)



El agua se disocia..



$$v_1 = k_1 [\text{H}_2\text{O}]$$

$$v_{-1} = k_{-1} [\text{H}^+][\text{OH}^-]$$

En el equilibrio: $v_1 = v_{-1} \Rightarrow k_1 [\text{H}_2\text{O}] = k_{-1} [\text{H}^+][\text{OH}^-]$

$$k_1/k_{-1} = \frac{[\text{H}^+][\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]}$$

$$K_{\text{eq}} = \frac{[\text{H}^+][\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]}$$

El agua se disocia..

$$K_{\text{eq}} = \frac{[\text{H}^+][\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]}$$

$$K_{\text{eq}} = \frac{[\text{H}^+][\text{OH}^-]}{55.5 \text{ M}},$$

$$1\text{L} = 1000 \text{ g}$$

$$1 \text{ mol} = 18 \text{ g}$$

$$M = 1000/18 = 55.5 \text{ M}$$

En el agua pura la concentración es de 55.5 M

$$K_{\text{eq}} = 1.8 \times 10^{-16} \text{ M}$$

$$\begin{aligned} K_{\text{w}} &= [\text{H}^+][\text{OH}^-] = (55.5 \text{ M})(1.8 \times 10^{-16} \text{ M}) \\ &= 1.0 \times 10^{-14} \text{ M}^2 \end{aligned}$$

Producto iónico del H_2O

Concepto de pH...

- ✓ Cuando una solución contiene concentraciones iguales de $[H^+]$ que de $[OH^-]$ es **neutra**
- ✓ Cuando la $[H^+] > [OH^-]$ la solución es **ácida**
- ✓ Cuando la $[H^+] < [OH^-]$ la solución es **básica**

Siempre: $[H^+] [OH^-] = 1 \times 10^{-14} \text{ M}^2$

Concepto de pH...

En el agua pura:

$$[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7} \text{ M}$$

El pH es una forma de expresar la $[\text{H}^+]$

el símbolo “p” denota “el logaritmo negativo de”

$$\text{pH} = \log \frac{1}{[\text{H}^+]} = -\log [\text{H}^+]$$

Concepto de pH...

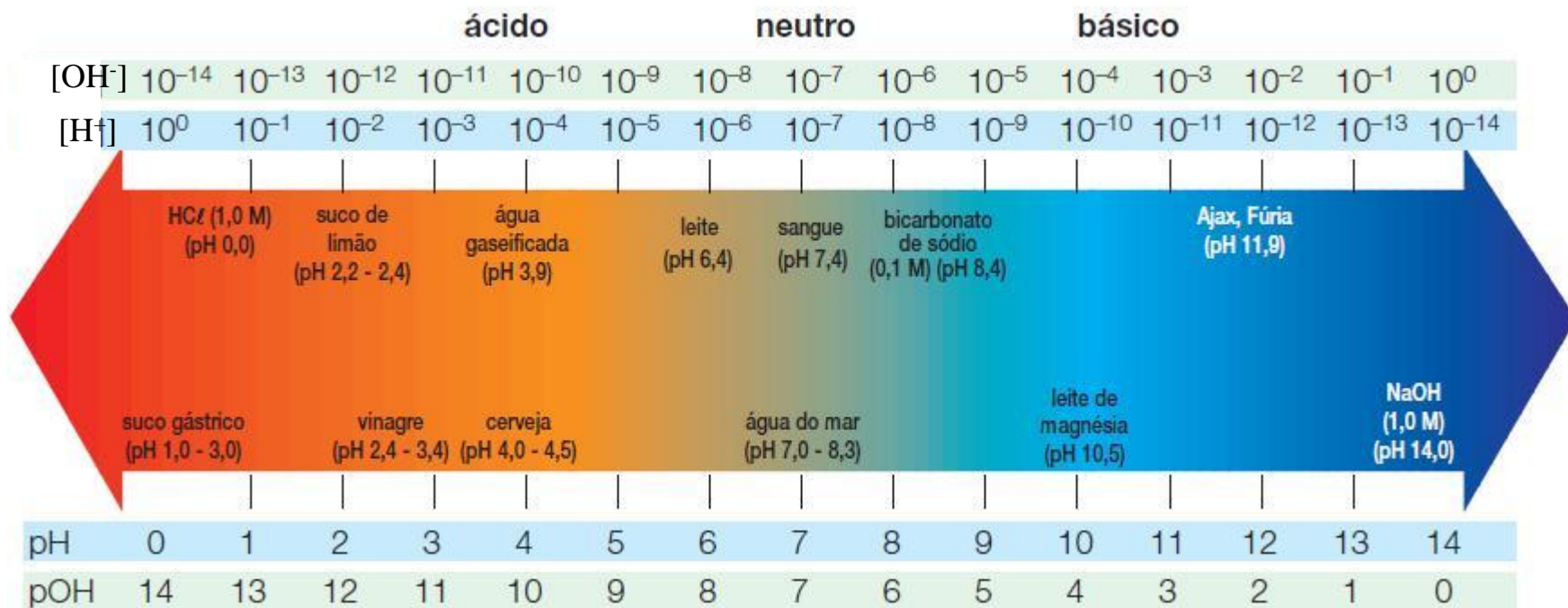
En el agua pura:

$$\begin{aligned}\text{pH} &= \log \frac{1}{1.0 \times 10^{-7}} = \log (1.0 \times 10^7) \\ &= \log 1.0 + \log 10^7 = 0 + 7 = 7\end{aligned}$$

$$\text{pH} = \text{pOH} = 7$$

$$\text{pKw} = \text{pH} + \text{pOH} = 14$$

Escala de pH...



Escala de pH...

The pH Scale

$[\text{H}^+]$ (M)	pH	$[\text{OH}^-]$ (M)	pOH*
10^0 (1)	0	10^{-14}	14
10^{-1}	1	10^{-13}	13
10^{-2}	2	10^{-12}	12
10^{-3}	3	10^{-11}	11
10^{-4}	4	10^{-10}	10
10^{-5}	5	10^{-9}	9
10^{-6}	6	10^{-8}	8
10^{-7}	7	10^{-7}	7
10^{-8}	8	10^{-6}	6
10^{-9}	9	10^{-5}	5
10^{-10}	10	10^{-4}	4
10^{-11}	11	10^{-3}	3
10^{-12}	12	10^{-2}	2
10^{-13}	13	10^{-1}	1
10^{-14}	14	10^0 (1)	0

Concepto de pH...

La medición del pH es una de las operaciones más relevantes y frecuentemente utilizadas en bioquímica.

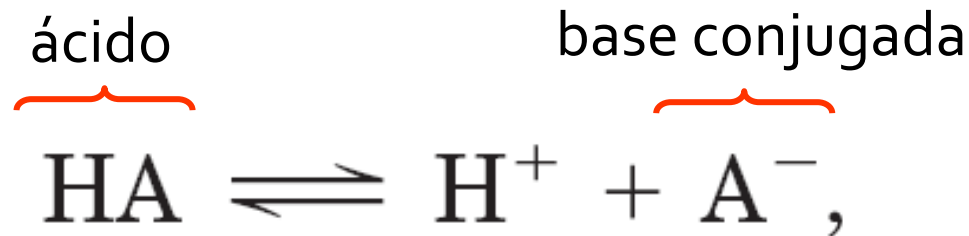
Los cambios en el pH afectan la estructura de las biomoléculas.

La medida de pH en plasma y orina se utiliza normalmente como método de diagnóstico de diversas patologías. La disminución de pH en plasma se denomina acidosis

Ácidos y Bases

Brønsted y Lowry (1923):

- **Ácido**: molécula o ión capaz de ceder protones
- **Base**: molécula o ión capaz de aceptar protones



Un dador de protones y su correspondiente aceptor de protones forman un **par ácido-base conjugado**

Ácidos y Bases

- ÁCIDO FUERTE:

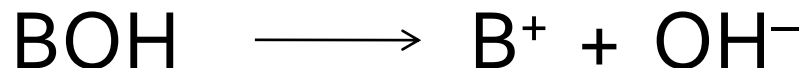


- ÁCIDO DÉBIL:



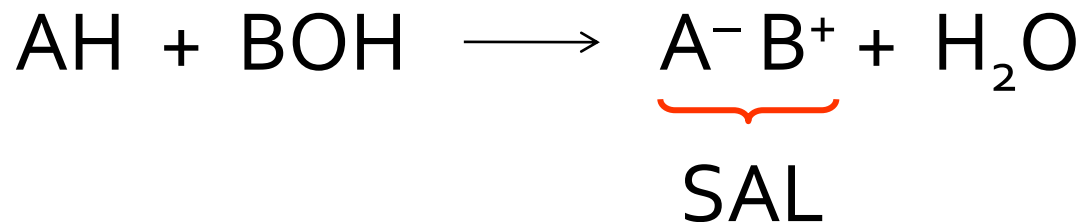
Ácidos y Bases

- BASE FUERTE:



Reacción de neutralización

Para cualquier ácido:



Ácidos fuertes

Los ácidos fuertes se disocian completamente en solución.

Para calcular el pH de un ácido fuerte: $[HA] = [H^+]$

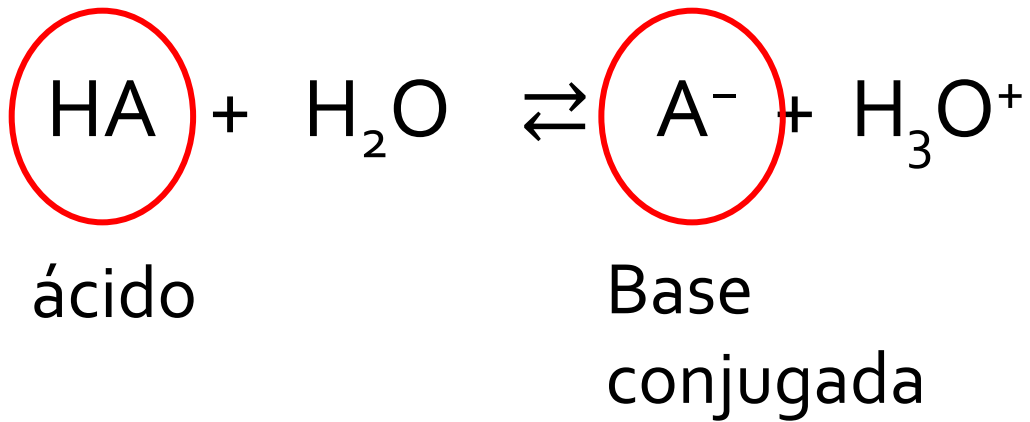
Ej. HCl 0.1 M

$[H^+] = 0.1 \text{ M}$

$\text{pH} = -\log 0.1 \rightarrow \text{pH} = 1$

Ácidos débiles

Los ácidos débiles se disocian parcialmente en solución.



Se puede expresar como:



Ácidos débiles



La constante de disociación (K_a) es una característica de cada ácido débil.

$$K_a = \frac{[\text{A}^-][\text{H}^+]}{[\text{HA}]}$$

$$\text{pKa} = -\log K_a$$

Si la K_a es alta, **el pKa es bajo** y el ácido se disocia mucho


Si la K_a es baja, **el pKa es alto** y el ácido se disocia poco

Ácidos débiles

$$pK_a = -\log K_a$$

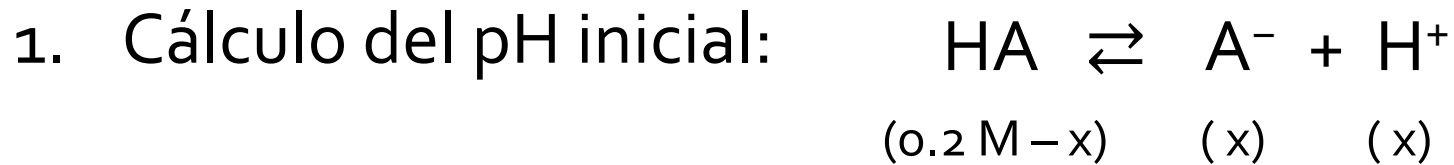
GAE \Leftarrow COO⁻
 Grupo atrayente de electrones:
 Estabiliza al carboxilato y eleva la acidez

GDE \Rightarrow COO⁻
 Grupo donador de electrones:
 Desestabiliza al carboxilato y reduce la acidez.

Estructura	K_a	pK_a	
F ₃ CCOOH	0.59	0.23	 <p>ÁCIDO FUERTE</p> <p>ÁCIDO DÉBIL</p>
Cl ₃ CCOOH	0.23	0.64	
Cl ₂ CHCOOH	5.5 X 10 ⁻³	1.26	
FCH ₂ COOH	2.6 X 10 ⁻³	2.59	
ClCH ₂ COOH	1.4 X 10 ⁻³	2.85	
BrCH ₂ COOH	1.3 X 10 ⁻³	2.89	
ICH ₂ COOH	7.5 X 10 ⁻⁴	3.12	
HCOOH	1.77 X 10 ⁻⁴	3.75	
HOCH ₂ COOH	1.5 X 10 ⁻⁴	3.83	
ClCH ₂ CH ₂ COOH	1.04 X 10 ⁻⁴	3.98	
C ₆ H ₅ COOH	6.46 X 10 ⁻⁵	4.19	
H ₂ C=CHCOOH	5.6 X 10 ⁻⁵	4.25	
C ₆ H ₅ CH ₂ COOH	4.9 X 10 ⁻⁵	4.31	
CH ₃ COOH	1.8 X 10 ⁻⁵	4.72	
CH ₃ CH ₂ COOH	1.34 X 10 ⁻⁵	4.87	

Ácidos débiles

Para calcular el pH de un ácido débil:



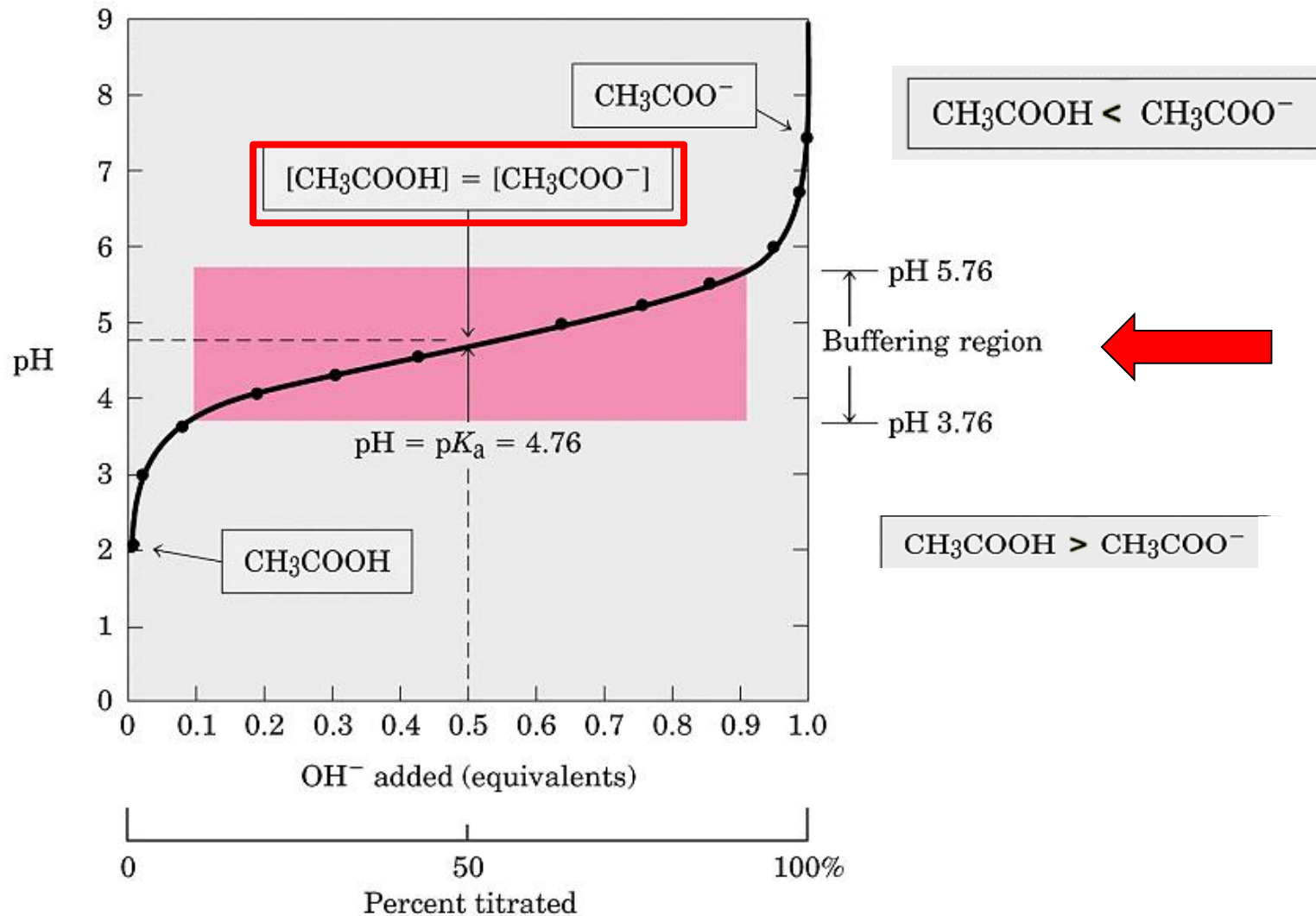
$$K_a = \frac{[\text{A}^-][\text{H}^+]}{[\text{HA}]} = \frac{x^2}{0.2 - x}$$

2. A partir de la ecuación de Henderson-Hasselbalch

Aplicando log a la ecuación de disociación:

$$\text{pH} = \text{pK}_a + \log \frac{[\text{A}^-]}{[\text{AH}]}$$

Curva de titulación de un ácido débil



Curva de titulación de un ácido débil

Cuando las concentraciones se igualan: $[AH] = [A^-]$

En la ecuación de H-H: $pH = pKa + \log 1 = 0$

$$pH = pKa$$

En la curva se observa una zona de amortiguación

Soluciones amortiguadoras o buffer

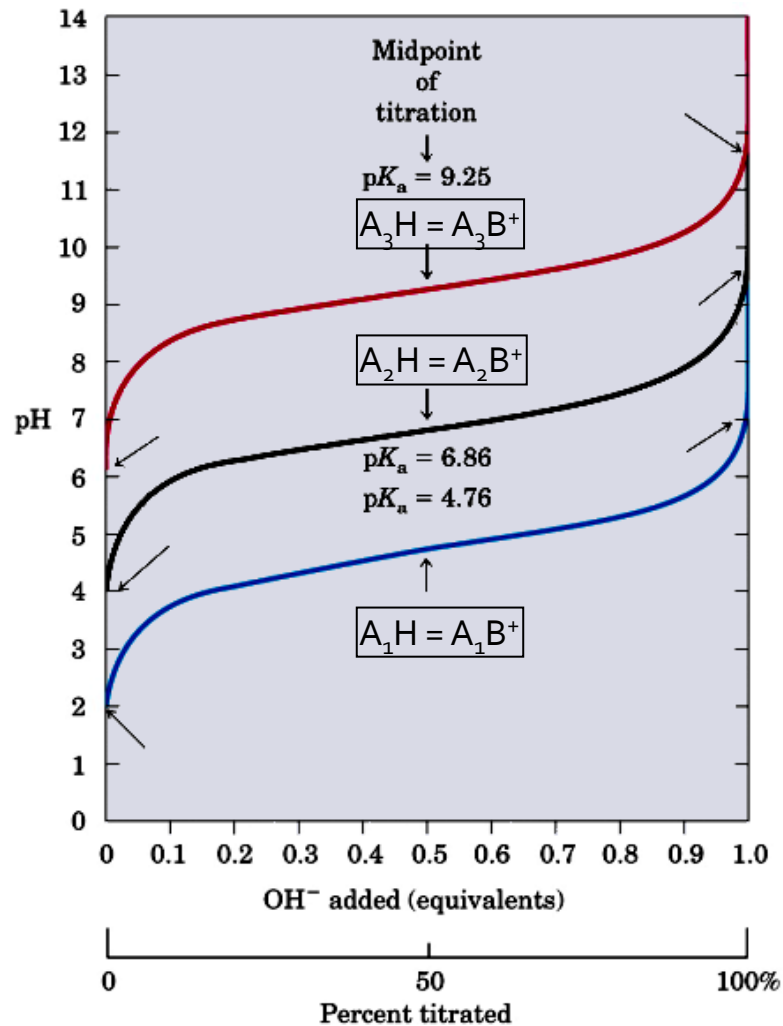
Una solución amortiguadora es una mezcla de un ácido débil y su base conjugada

El pH de una solución amortiguadora se mantiene casi constante tras la adición de pequeñas cantidades de ácido o de base.

La máxima capacidad amortiguadora es cuando el pH es igual al pKa del ácido débil.

La elección del buffer a utilizar depende de su pKa y de su concentración.

Soluciones amortiguadoras o buffer



Curva de titulación de un ácido débil poliprótico

