

# **“FÍSICA APLICADA Y FISICOQUÍMICA I”**

## **Tema 11**

### **Equilibrios iónicos**

11.1 Introducción

11.2 Disociación de un electrolito débil

11.3 Ácido débil y sal de ese ácido

11.4 Valoración de un ácido débil con una base fuerte

11.5 Disoluciones tampón

11.6 Disociación de ácidos polipróticos

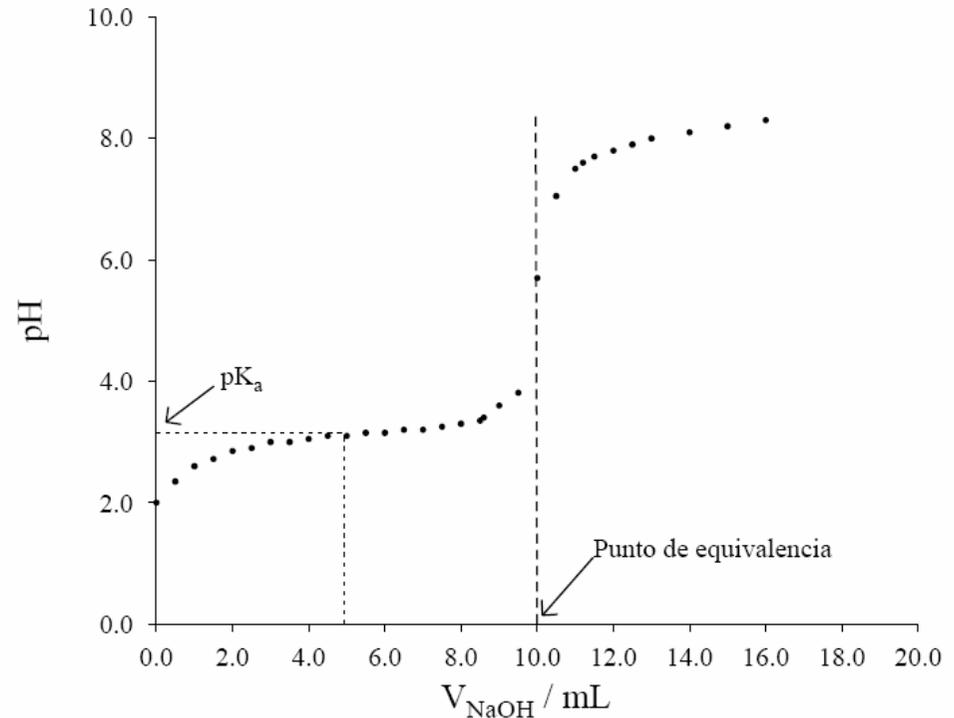
11.7 Hidrólisis

11.8 Solubilidad y producto de solubilidad

11.9 Reacciones acopladas

La ecuación de Henderson-Hasselbalch permite interpretar teóricamente la **curva de valoración** (pH frente a volumen de reactivo) **de un ácido débil con una base fuerte** (ej.: NaOH)

$$pH = pK_a + \log \frac{c_s}{c_a}$$



La **obtención experimental de la curva de valoración** (valoración potenciométrica) permite obtener fácilmente **un valor aproximado del pK<sub>a</sub> del ácido**

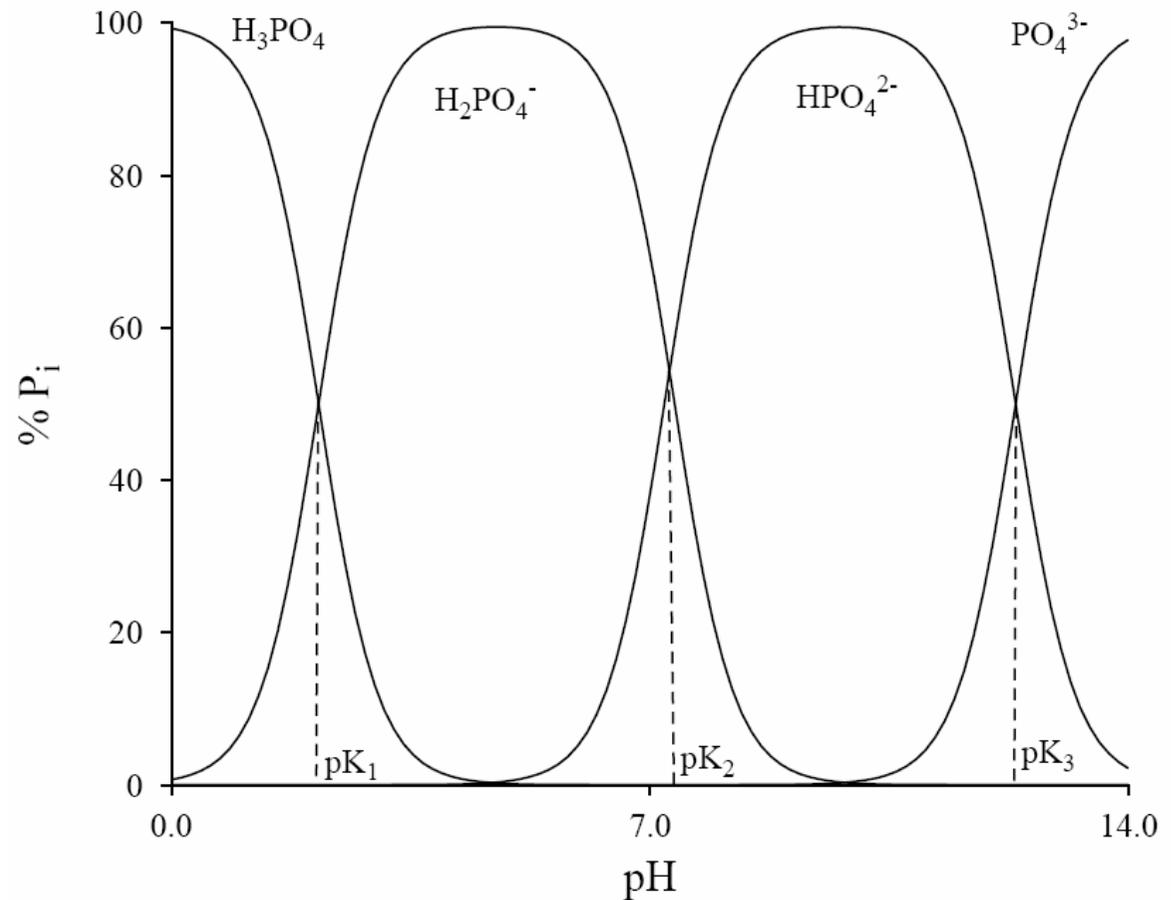
## Algunos de los tampones más utilizados

Tampón	$pK_a$
Acético/acetato	4,7
$H_2CO_3/HCO_3^-$	6,4
$NaPO_4H_2/Na_2PO_4H$	7,1
Tris/HCl (tris (hidroximetil) aminometano)	8,1
$H_3BO_3/NaH_2BO_3$	9,2
$NaCO_3H/Na_2CO_3$	10,3

Los fluidos biológicos deben mantener el pH en márgenes muy estrechos

**Ejemplo: ácido fosfórico**

- Cortes de dos curvas:  
concentraciones iguales de  
las dos especies:  $pH = pK$
- A un pH dado: sólo dos  
especies son significativas  
Ej. A  $pH=7$ ,  $H_2PO_4^-$  y  $HPO_4^{2-}$



Variación de las concentraciones (en porcentaje total) de las distintas especies fosfato ( $P_i$ ) en función del pH

Ejemplo: proteínas

- Las proteínas tienen muchos grupos protonables; que estén o no protonados depende del pH
- La estructura tridimensional (y con ello su funcionalidad) } =  $f$  (interacciones entre distintos grupos) → grado de protonación (pH)

Ejemplo: histidina

