

U5.Reaccions de transferència de protons

1. Afegim 1,12 g de KOH a 0,5 L d'aigua. Si suposem que no hi ha variació de volum, quina és la concentració de H_3O^+ i de OH^- que hi ha en la dissolució?

En primer terme calcularem la concentració de KOH:

$$\frac{1,12\text{gKOH}}{0,5\text{L}} \cdot \frac{1\text{mol}}{56\text{gKOH}} = 0,04\text{M}$$

Atès que l'hidroxid de potassi és una base forta, en l'aigua es trobarà totalment dissociada en els seus ions, la concentració dels quals serà: $[\text{Na}^+] = 0,04\text{ M}$ i $[\text{OH}^-] = 0,04\text{ M}$.

Quan treballem amb bases fortes (igual que amb àcids forts) en dissolucions que no siguin molt diluïdes, la quantitat d' OH^- de la dissolució es pot considerar que és deguda exclusivament a la base forta, de manera que no fem cas dels OH^- que provenen de l'autoionització de l'aigua. En qualsevol cas, farem el càlcul perquè quedi palès que ho podem fer.

Tenint en compte l'equilibri: $\text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} \leftrightarrow \text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})} + \text{OH}^-_{(\text{aq})}$ podem dir que la ionització d' $x\text{ mol/L}$ d'aigües genera $x\text{ mol/L}$ de H_3O^+ i $x\text{ mol/L}$ de OH^- . Per tant, la concentració de cada ió serà:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = x\text{ M}$$

$$[\text{OH}^-] = x + 0,04\text{ M}$$

Podem trobar el valor d' x a partir del producte iònic de l'aigua:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-] = (x + 0,04) \cdot x = 10^{-14}$$

Atès que el valor numèric d' x ha de ser més petit de 10^{-7} , podem considerar que $(x + 0,04) \cdot x = 0,04 \cdot x$

Per tant, $0,04 \cdot x = 10^{-14}$, d'on $x = 2,5 \cdot 10^{-13}$ (si no haguéssim realitzat aquesta simplificació el valor que hauríem obtingut de x és $2,45 \cdot 10^{-13}$).

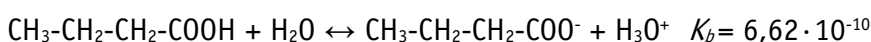
Per tant, les concentracions que se'ns demanen són:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 2,5 \cdot 10^{-13}\text{ M}$$

$$[\text{OH}^-] = 2,5 \cdot 10^{-13} + 0,04\text{ M} \approx 0,04\text{ M}$$

2. L'àcid butíric (àcid butanoic) fa una forta olor a mantega rànica, de la qual n'és un component, com també ho és de l'olor corporal (aquesta substància permet a animals com els gossos detectar-ne fins a una concentració de tant sols 10 ppb, de manera que detecten la presència d'un humà si el vent va en la direcció adequada). El seu nom deriva del llatí *butyrum* que vol dir "mantega". Sabent que la constant de basicitat de la seva base conjugada és $6,62 \cdot 10^{-10}$, escriu l'equació de l'equilibri i calcula el valor de K_a .

L'equació de l'equilibri serà:



D'altra banda, el producte de la constant d'acidesa per a la constant de basicitat dóna el producte iònic de l'aigua: $K_a \cdot K_b = K_w$

$$\text{Per tant, } K_a = \frac{K_w}{K_b} = \frac{1 \cdot 10^{-14}}{6,62 \cdot 10^{-10}} = 1,51 \cdot 10^{-5}$$

3. Calcula el pH i el pOH de:

a) Una dissolució 0,002 M de HNO_3 .

b) Una dissolució 0,001 M de Ba(OH)_2 .

a) L'àcid nítric és fort i, per tant, estarà totalment dissociat en l'aigua. Això fa que l'aportació d'hidronis que fa l'aigua per autoionització sigui menyspreable i només cal que tinguem en compte els hidronis aportats per l' HNO_3 .

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 0,002 = 2,7$$

b) l'hidròxid de bari és una base forta, i per tant, estarà totalment dissociada en aigua. Això fa que l'aportació d'hidroxils que fa l'aigua per autoionització sigui menyspreable i només cal que tinguem en compte els hidroxils aportats pel Ba(OH)_2 .

Cada molècula d'hidròxid aportarà dos hidroxils. Per tant, la concentració d'hidroxils serà:

$$\frac{0,001 \text{ mols Ba(OH)}_2}{1 \text{ L}} \cdot \frac{2 \text{ mols OH}^-}{1 \text{ mol Ba(OH)}_2} = 0,002 \text{ mols / L}$$

Ara podem calcular el pH:

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - (-\log[\text{OH}^-]) = 14 - (-\log[0,002]) = 11,3$$

4. L'àcid sòrbic ($\text{CH}_3\text{-CH=CH-CH=CH-COOH}$ i $K_a = 1,74 \cdot 10^{-5}$ a 25°C) és un compost orgànic natural que s'utilitza com a conservant alimentari. El seu nom es deu al fet que es va aïllar per primera vegada en fruites de la moixera de guilla (*Sorbus aucuparia*), arbre caducifoli de fins a 20 m d'alçada, que a la península ibèrica viu viu a la meitat septentrional, a les pinedes de pi roig, pi negre i avetoses, entre 1 400 i 2 600 m d'altitud. Si al laboratori tenim una dissolució 0,1 molar d'aquest àcid, quin serà el seu pH?

El valor de la constant d'acidesa ens diu que l'àcid sòrbic és un àcid feble, i que estarà parcialment dissociat:

	àcid sòrbic	sorbat	hidroni
Concentració inicial	0,1	-	-
Concentració que reacciona	x	x	x
Concentració en equilibri	$0,1 - x$	x	x

$$\text{Per tant, } K_a = \frac{[\text{sorbat}][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{sòrbic}]} \Rightarrow 1,74 \cdot 10^{-5} = \frac{x \cdot x}{0,1 - x} \Rightarrow x^2 + 1,74 \cdot 10^{-5}x - 0,174 \cdot 10^{-5} = 0$$

Els resultats de l'equació anterior són: $x_1 = 1,31 \cdot 10^{-3}$ i $x_2 = -1,33 \cdot 10^{-3}$. Aquest segon resultat no té sentit químic perquè és negatiu.

Per tant, la concentració d'hidronis serà $[\text{H}_3\text{O}^+] = 1,31 \cdot 10^{-3} \text{ M}$ i el pH buscat serà $\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 1,31 \cdot 10^{-3} = 2,88$

5. Es dissolen 55,2 g d'àcid fòrmic (HCOOH) en aigua fins a un volum de 12 L de dissolució. La concentració d' H_3O^+ es $1,34 \cdot 10^{-3} \text{ M}$. Calcula:

a) El grau de dissociació de l'àcid en la dissolució.

b) El valor de K_a .

Primer calculem la concentració inicial d'àcid fòrmic:

$$[\text{HCOOH}] = \frac{55,2 \text{ g}}{12 \text{ L}} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{46 \text{ g}} = 0,1 \text{ M}$$

La reacció de dissociació del fòrmic és: $\text{HCOOH} + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{HCOO}^- + \text{H}_3\text{O}^+$

La concentració final d'hidroni és $1,34 \cdot 10^{-3} \text{ M}$, per tant, com que l'estequiometria és 1:1, la concentració d'ió acetat també serà d' $1,34 \cdot 10^{-3} \text{ M}$ i la concentració d'àcid que s'ha dissociat també serà d' $1,34 \cdot 10^{-3} \text{ M}$.

El grau de dissociació (α) és la relació que hi ha entre la quantitat d'àcid dissociat i la quantitat d'àcid inicial. Per tant:

$$\alpha = \frac{\text{dissociat}}{\text{inicial}} = \frac{1,34 \cdot 10^{-3}}{0,01} = 0,134 \Rightarrow 13,4\%$$

Per determinar el valor de K_a escrivim l'expressió que la defineix i substituïm els valors que coneixem:

$$K_a = \frac{[\text{HCOO}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HCOOH}]} = \frac{1,34 \cdot 10^{-3} \cdot 1,34 \cdot 10^{-3}}{0,01} = 1,8 \cdot 10^{-4}$$