TEMA 2 EQUILIBRIS ÀCID-BASE

Continguts

QÜESTIONS 1
PROBLEMES 3
1. Solucions de bases o d'àcids forts. 3
2. Solucions de bases o d'àcids dèbils monopròtics. 3
3. Solucions de sals 4
4. Solucions d'àcids polipròtics 5
SOLUCIONS 6
Qüestions 6
Problemes 6
Respostes desenvolupades 8

QÜESTIONS

Q.1. Completeu la següent taula

Àcid		**Base conjugada**	
Nom	Fórmula	Fórmula	Nom
àcid nítric			
	$HClO_3$		
		BrO^-	
			ió hidrogencarbonat
ió hidrogencarbonat			
	H_2S		

Q.2. Completeu la següent taula

Solució	**$[H_3O^+]$ (M)**	**pH**	**pOH**	**$[OH^-]$ (M)**	**àcida/bàsica**
S1		5,7			àcida
S2	$1{,}5\cdot10^{-4}$				
S3			2,5		
S4				$3{,}6\cdot10^{-10}$	
S5			5,7		
S6	$5{,}9\cdot10^{-8}$				
S7				$7{,}8\cdot10^{-2}$	

Q.3.
Tenim una solució que el seu pH es troba entre 9 i 10.

a) És àcida o bàsica?
b) La concentració de OH^- és superior o inferior de 10^{-7} M?
c) La concentració de H_3O^+ és inferior o superior a 10^{-7} M?

© Universitat Politècnica de Catalunya - BarcelonaTech (UPC), 2025. Tots els drets reservats

Q.4.
Tenim dos àcids: HA amb pKa=4,75 i HA' amb pKa'=9,2.

a) Calculeu el valor de Ka de cada àcid
b) Quin tipus d'àcid son?
c) Qui té el valor de constant de dissociació més gran?
d) Quin àcid estarà menys dissociat en aigua si tots dos tenen la mateixa concentració?

Q.5.

a) Tenim dues solucions de CH_3COOH, la primera de molaritat M i la segona de molaritat 2M. Quina d'aquestes solucions tindrà un pH més baix?
b) Tenim dues solucions de NaOH i de NH_3 de igual molaritat. Quina d'aquestes solucions tindrà un pH més alt?

Q.6. Indiqueu les espècies químiques (iòniques o moleculars) més importants que apareixen en dissoldre les següents substàncies:

a) NH_4NO_3
b) CH_3-COOH
c) NH_3
d) HCl.
e) H_2SO_4

Q.7. Tenim una solució de CH_3COOH de concentració c M. Assenyaleu si són correctes (c) o incorrectes (i) les següents afirmacions quan s'ha assolit l'equilibri. Justifiqueu les que siguin correctes i proposeu les modificacions adients per a convertir en correctes les afirmacions que calgui.

a) $[CH_3COOH] < c$
b) $[CH_3COO^-] = c$
c) $[CH_3COOH] + [CH_3COO^-] = c$
d) $[H_3O^+] \approx c$
e) $[H_3O^+] >> [OH^-]$
f) $[OH^-] > 10^{-7}$ M

Q.8. Escriviu la reaccions de dissociació i d'hidròlisi que tenen lloc al dissoldre del hipoclorit sòdic en aigua. Escriviu l'expressió de la/es constant/s d'equilibri. Justifiqueu si el pH de la solució és superior o inferior a 7. (☺ Resposta desenvolupada)

© Universitat Politècnica de Catalunya - BarcelonaTech (UPC), 2025. Tots els drets reservats

PROBLEMES

1. Solucions de bases o d'àcids forts.

P1.1. Trobeu el pH i la concentració molar de les espècies: NO_3^-, HNO_3 , H_3O^+ i OH^- en una solució de HNO_3 0,1 M.

P1.2. Quin és el pH d'una solució de $Ca(OH)_2$ que conté 0,16 g per 100 mL?

P1.3. Existeixen gran varietat de productes comercials per netejar i desinfectar les instal·lacions de munyir bestiar. Amb aquesta finalitat es poden utilitzar solucions aquoses de NaOH (30 g de NaOH del 96% de puresa en 10 L d'aigua) o d' HNO_3 (100 mL d'una solució de HNO_3 concentrat del 68% en pes i densitat 1,405 g/mL en 10 L d'aigua).
Calculeu la concentració molar de les dues solucions.
Calculeu el pH d'aquestes solucions.
Nota: suposeu la densitat de les solucions són pràcticament 1,00 g/mL.

2. Solucions de bases o d'àcids dèbils monopròtics.

P2.1. El pH d'una solució 0,01 M d'un àcid monopròtic HA és 4,1. Calculeu el pKa d'aquest àcid.

P2.2. L' àcid làctic, CH_3-CHOH-COOH, és l'àcid orgànic majoritari en els productes làctics com la llet i el iogurt.
(☺ Resposta desenvolupada)
Calculeu el pH d'una solució d'àcid làctic 0,01 M.
En la solució anterior quina és la concentració d'ió hidroxil?
Quin percentatge de les molècules d'àcid làctic es troben en forma iònica?
Quin seria el percentatge de dissociació en una solució 0,001 M d'aquest àcid?
Dades: àcid làctic, pK_a=3,075

P2.3. Una solució d'àcid acètic, CH_3-COOH, té un pH de 2,89. Quina és la concentració molar de l'espècie CH_3-COOH en la solució? Quina és la concentració inicial de l'àcid en la solució?
Dades: àcid acètic $K_a = 1{,}76 \cdot 10^{-5}$

P2.4 L'àcid acètic, CH_3-COOH, és el solut majoritari del vinagre. Calculeu el pH d'una solució d'àcid acètic de concentració 0,5 M, el grau de dissociació de l'àcid i la concentració de totes les espècies a l'equilibri.
Dades: àcid acètic $K_a = 1{,}76 \cdot 10^{-5}$

© Universitat Politècnica de Catalunya - BarcelonaTech (UPC), 2025. Tots els drets reservats

P2.5. Calculeu el pH i les concentracions de les espècies NH_3, de NH_4^+ i de OH^- i H_3O^+ d'una solució fertilitzant nitrogenada de baixa pressió que és 11 M en amoníac. Calculeu el percentatge de NH_3 que està dissociat. (☺ Resposta desenvolupada)
Dades: Kb NH_3= $1{,}774 \cdot 10^{-5}$

P2.6. Les amines són substàncies orgàniques que presenten caràcter bàsic. Una d'elles és la metilamina, CH_3-NH_2, ja que pot guanyar un protó i convertir-se en CH_3-NH_3^+. Quin pH té una solució $2{,}5\ 10^{-3}$ M en metilamina?
Dada: K_b (CH_3-NH_2) = $4{,}2 \cdot 10^{-4}$

P2.7. Trobeu el pH i el percentatge de dissociació de l'àcid acètic en dissolució si les concentracions són 1 M, 0,1 M i 0,001 M. Comenteu els resultats.
Dades: K_a = $1{,}8 \cdot 10^{-5}$.

P2.8. L'àcid butíric, $HC_4H_7O_2$, es fa servir per a l'obtenció de compostos que s'utilitzen en xarops i saboritzants artificials. Una solució aquosa 0,250 M d'àcid butíric té un pH de 2,72. Determineu la K_a d'aquest àcid.

P 2.9. Les solucions d'àcid fòrmic (HCOOH) i de formiat de sodi (HCOONa) s'utilitzen com a additius en els ensitjats de farratges. Actuen, com a solució tampó, sobre el pH de la barreja dels materials vegetals per prevenir-ne una fermentació defectuosa.

Si el percentatge de dissociació de l'àcid fòrmic en una solució 1 M d'àcid fòrmic és 1,33%,

- Calculeu el pH d'una solució 1M en àcid fòrmic.
- Verifiqueu que el pKa de l'àcid fòrmic és 3,75.

3. Solucions de sals

P3.1. Les solucions amb un 44% de nitrat amònic (pes de solut/pes de dissolvent) , concentració equivalent a 4,77 M, s'utilitzen com a solucions fertilitzants nitrogenades. Calculeu el pH d'una solució d'aquest tipus. (☺ Resposta desenvolupada)
Dades: densitat de la solució = 1,25 g/mL. Kb NH_3= $1{,}774 \cdot 10^{-5}$.

P3.2. El benzoat sòdic, C_6H_5-COONa, ha estat utilitzat com a conservant alimentari. Una solució de 0,5 M d'aquesta sal té un pH de 8,95. Quin és el pK_a de l'àcid benzoic, C_6H_5-COOH?

P3.3. El cianur de sodi, NaCN, és una substància extremadament verinosa (inhibidor de la respiració cel·lular) però l'ió cianur té un gran poder complexant amb aplicacions molt útils en la metal·lúrgia (or i plata). Les seves solucions són especialment perilloses si s'acidifiquen degut al despreniment del gas cianur d'hidrogen o àcid cianhídric, HCN.
Les solucions de NaCN tenen caràcter àcid, bàsic o neutre?

© Universitat Politècnica de Catalunya - BarcelonaTech (UPC), 2025. Tots els drets reservats

Quin és el pH d'una solució de NaCN 0,5 M?
Dades: àcid cianhídric $K_a = 6{,}2 \cdot 10^{-10}$

P3.4. Justifiqueu que una solució de hidrogen carbonat de sodi 0,1 M és bàsica i que el pH val 9,68.
Dades: àcid carbònic, $pKa_1 = 6{,}35$ i $pKa_2 = 10{,}33$

P3.5. Calculeu el pH d'una solució de carbonat de sodi 0,01 M. (☺ Resposta desenvolupada)
Dades: àcid carbònic, $pKa_1 = 6{,}35$ i $pKa_2 = 10{,}33$

P3.6. Trobeu el pH i les concentracions de les espècies $H_2PO_4^-$, HPO_4^{2-}, PO_4^{3-} en una solució de Na_3PO_4 1M.
Dades: àcid fosfòric, $Ka_1 = 7{,}1 \cdot 10^{-3}$ $Ka_2 = 6{,}3 \cdot 10^{-8}$ $Ka_3 = 4{,}2 \cdot 10^{-13}$

4. Solucions d'àcids polipròtics

P4.1. Quin és el pH i les concentracions de sulfat i hidrogensulfat d'una solució d'àcid sulfúric 0,5 M i d'una de concentració 0,01 M?
Dades: àcid sulfúric, K_{a1} = molt gran, $K_{a2} = 1{,}1 \cdot 10^{-2}$

P4.2. Trobeu el pH d'una solució d'àcid carbònic 0,01 M. (☺ Resposta desenvolupada)
Dades: àcid carbònic, $pKa_1 = 6{,}35$ i $pKa_2 = 10{,}33$

P4.3. L'àcid oxàlic, $H_2C_2O_4$, és un àcid dipròtic (HOOC-COOH) que es troba a les fulles de molts vegetals. Una solució aquosa 1,05 M d'aquest àcid té un pH de 0,67. La concentració de l'ió oxalat, $C_2O_4^{2-}$, a l'equilibri és de 5,3 10^{-5} M. Calculeu els valors de Ka_1 i Ka_2 per aquest àcid.

P4.4. Algunes pedres que es formen al ronyó són dipòsits cristal·lins d' oxalat càlcic. L'àcid oxàlic és un àcid orgànic dipròtic, HOOC-COOH. Calculeu el pH d'una solució 2 10^{-3} M d'àcid oxàlic. És vàlida l'aproximació de considerar només la primera dissociació de l'àcid oxàlic?
Dades: àcid oxàlic, $pKa_1 = 1{,}23$ i $pKa_2 = 4{,}19$

P4.5. L'àcid ascòrbic és la forma principal de la vitamina C i s'utilitza com a additiu alimentari, antioxidant (E-300). L'àcid ascòrbic és un àcid dipròtic, la seva fórmula molecular és $C_6H_8O_6$ i és un sòlid blanc cristal·lí molt soluble. Calculeu quin és el pH d'una solució d'àcid ascòrbic preparada en dissoldre 17,6 g d'àcid ascòrbic en un litre d'aigua.
Dades: àcid ascòrbic $pKa_1 = 4{,}1$ $pKa_2 = 11{,}8$

© Universitat Politècnica de Catalunya - BarcelonaTech (UPC), 2025. Tots els drets reservats

SOLUCIONS

Qüestions

Q1:

Àcid		**Base conjugada**	
Nom	Fórmula	Fórmula	Nom
àcid nítric	HNO_3	NO_3^-	ió nitrat
àcid clòric	$HClO_3$	ClO_3^-	ió clorat
àcid hipobromós	HBrO	BrO^-	ió hipobromit
àcid carbònic	H_2CO_3	HCO_3^-	ió hidrogencarbonat
ió hidrogencarbonat	HCO_3^-	CO_3^{2-}	ió carbonat
àcid sulfhídric	H_2S	HS^-	ió hidrogensulfur

Q2:

Solució	**$[H_3O^+]$ (M)**	**pH**	**pOH**	**$[OH^-]$ (M)**	**àcida/bàsica**
S1	$1{,}99\cdot10^{-6}$	5,7	8,3	$5{,}01\cdot10^{-9}$	àcida
S2	$1{,}5\cdot10^{-4}$	3.82	10.18	$6{,}67\cdot10^{-11}$	àcida
S3	$3{,}16\cdot10^{-12}$	11,5	2,5	$3{,}16\cdot10^{-3}$	bàsica
S4	$2{,}78\cdot10^{-5}$	4,56	9,44	$3{,}6\cdot10^{-10}$	àcida
S5	$5{,}01\cdot10^{-9}$	8,3	5,7	$1{,}99\cdot10^{-6}$	bàsica
S6	$5{,}9\cdot0^{-8}$	7,23	6,77	$1{,}70\cdot10^{-7}$	bàsica
S7	$1{,}29\cdot0^{-13}$	12,89	1,11	$7{,}8\cdot10^{-2}$	bàsica

Q3: bàsica; superior; inferior

Q4: a)$1{,}78\cdot10^{-5}$ i $6{,}31\cdot10^{-10}$ b) àcids febles c) HA d) HA'

Q5: a) 2M b) NaOH

Q6: a) NH_4^+ , NO_3^- , H_3O^+ i NH_3 b) CH_3COOH, CH_3COO^- i H_3O^+ c) NH_3, NH_4^+ i OH^- d) H_3O^+ i Cl^- e) H_3O^+ , HSO_4^{4-} i SO_4^{2-}

Q7: a) c b) i $[CH_3COO^-] < c$ c) c d) i $[H_3O^+] < c$ e) c f) i $[OH^-] < 10^{-7}$ M

Q8. (☺ Resposta desenvolupada)

Problemes

P1.1.
R: pH =1, $[HNO_3] \approx 0$, $[NO_3^-] = [H_3O^+] = 0{,}1$ M, $[OH^-] = 10^{-13}$ M

P1.2.
R: 12,64

P1.3.
R: 0,072M; 0,15M; pH=12,86; pH=0,82

P2.1.
R: pKa= 6,19

© Universitat Politècnica de Catalunya - BarcelonaTech (UPC), 2025. Tots els drets reservats

P2.2. (☺ Resposta desenvolupada)
R: pH=2,6, 25%, 58,8 %

P2.3.
R: 0,0943 M i 0,0956 M

P2.4
R: 2,53, 0,6%, 0,497M, 0,003M i 0,003M

P2.5. (☺ Resposta desenvolupada)
R: 12,15, $[NH_3]$ = 10,98M, $[NH_4^+]$= $[OH^-]$= 0,014 M, $[H_3O^+]$ = $7,16 \cdot 10^{-13}$ M; 0,13%

P2.6.
R: 10,92

P2.7.
R: 2,37, 2,87 i 3,90; 0,43%, 1,3% i 12,5%.

P2.8.
R: $1,5 \cdot 10^{-5}$

P 2.9.
R: a) 1,88 b) $1,793 \cdot 10^{-4}$

P3.1. (☺ Resposta desenvolupada)
R: 4,29

P3.2.
R: 4,20

P3.3.
R: 11,45

P3.5.
R: 11,13

P3.6.
R: 13,15, $1,59 \cdot 10^{-7}$ M, 0,14 M, 0,86 M

P4.1.
R: 0,29 , 0,011 M, 0,49 M; 1,84, 0,0043M, 0,0057M

P4.2. (☺ Resposta desenvolupada)
R: 4,176.

© Universitat Politècnica de Catalunya - BarcelonaTech (UPC), 2025. Tots els drets reservats

P4.3.
R: $5{,}47\cdot10^{-2}$, $5{,}3\cdot10^{-5}$

P4.4.
R: 2,71

P4.5.
R: 2,55

Respostes desenvolupades

Q.8. Escriviu la reaccions de dissociació i d'hidròlisi que tenen lloc al dissoldre l'hipoclorit sòdic en aigua. Escriviu l'expressió de la/es constant/s d'equilibri. Justifiqueu si el pH de la dissolució és superior o inferior a 7.

Com que és una sal soluble la dissociació és completa segons la reacció:

R1 $NaClO_{(aq)} \rightarrow ClO^-_{(aq)} + Na^+_{(aq)}$

També es donarà la reacció d'hidròlisi de l'anió hipoclorit, base conjugada de l'àcid hipoclorós que és un àcid dèbil:

R2 $ClO^-_{(aq)} + H_2O_{(liq)} \leftrightarrows HClO_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$

El pH serà superior a 7, ja que l'ió hipoclorit és la base conjugada d'un àcid dèbil.

La constant d'equilibri de la reacció R2 serà:

$$Khb = \frac{[HClO][OH^-]}{[ClO^-]} \qquad Khb = \frac{10^{-14}}{\mathrm{Ka}_{(\mathrm{HClO})}}$$

P2.2. L' àcid làctic, CH_3-CHOH-COOH, és l'àcid orgànic majoritari en els productes làctics com la llet i el iogurt. Per aquest àcid pK_a=3,075.

a) Calculeu el pH d'una solució d'àcid làctic 0,01 M.
b) En la solució anterior quina és la concentració d'ió hidroxil?
c) Quin percentatge de les molècules d'àcid làctic es troben en forma iònica?
d) Quin seria el percentatge de dissociació en una solució 0,001 M d'aquest àcid?

R: pH=2,6, 25%, 58,8 %

a) Cal seguir els següents passos:

➢ ***Identificar el tipus de compost responsable del pH de la dissolució***:
Àcid làctic CH_3-CHOH-COOH, àcid feble monopròtic

© Universitat Politècnica de Catalunya - BarcelonaTech (UPC), 2025. Tots els drets reservats

➢ ***Escriure la/es reacció/ns de dissociació***

$CH_3\text{-}CHOH\text{-}COOH_{(aq)} + H_2O_{(l)} \leftrightarrows CH_3\text{-}CHOH\text{-}COO^-_{(aq)} + H_3O^+_{(aq)}$

➢ ***Escriure l'expressió de la constant d'equilibri i el seu valor***

$$Ka = \frac{[CH3CHOHCOO^-][H3O^+]}{[CH3CHOHCOOH]} = 8{,}4 \cdot 10^{-4}$$

Pel obtenir el valor de Ka, si pKa=3,075, llavors $Ka=10^{-3{,}075} = 8{,}4\cdot10^{-4}$

➢ ***Identificar les concentracions conegudes***

Sabem que la concentració d'àcid làctic inicial val 0,01M

➢ ***Plantejar l'equilibri en forma de taula***

en M	$CH_3\text{-}CHOH\text{-}COOH$	+	H_2O	⇆	$CH_3\text{-}CHOH\text{-}COO^-$	+	H_3O^+
i/	0,01						
eq/	0,01-x				x		x

➢ ***Substituir en l'expressió de la constant***

$$Ka = \frac{[x][x]}{[0{,}01 - x]} = 8{,}4 \cdot 10^{-4}$$

➢ ***Fer càlculs (si es fan aproximacions, comprovar-les)***

Resolent l'equació de segon grau, $x= 2{,}5\cdot10^{-3}$ M

➢ ***Anotar el resultat de totes les concentracions en la taula de planteig de l'equilibri i comprovar la coherència dels resultats***

en M	$CH_3\text{-}CHOH\text{-}COOH$	+	H_2O	⇆	$CH_3\text{-}CHOH\text{-}COO^-$	+	H_3O^+
i/	0,01						
eq/	0,01-x				x		x
eq/	0,0075				0,0025		0,0025

➢ ***A partir de la concentració de protons, calcular el pH***

pH= -log $[H_3O^+]$ = -log (0,0025)= 2,6

b) Si pH=2,6, llavors pOH=14-2,6= 11,4 i per tant $[OH^-]= 3{,}98\cdot10^{-12}$ M.

a) El percentatge de molècules d'àcid làctic que es troba en forma iònica es calcula dividint la concentració d'ió lactat present a l'equilibri (0,0025 M) entre la concentració d'àcid làctic inicial (0,01 M). El resultat indica que el 25% de molècules d'àcid làctic inicials s'han dissociat.

b) En el cas d'una solució d'àcid làctic deu vegades més diluïda (0,001 M), la concentració de protons és inferior ($5{,}8\cdot10^{-4}$ M), el pH és superior (pH=3,2) i el percentatge de dissociació és superior (58,8 %).

© Universitat Politècnica de Catalunya - BarcelonaTech (UPC), 2025. Tots els drets reservats

P2.5. Calculeu el pH i les concentracions de NH_3, de NH_4^+ i de OH^- i H_3O^+ d'una dissolució fertilitzant nitrogenada de baixa pressió que és 11 M en NH_3. Calculeu el percentatge de NH_3 que està dissociat.

Dades: Kb NH_3= $1{,}774 \cdot 10^{-5}$

R: pH=12,15, $[NH_3]$ = 10,98M, $[NH_4^+]$= $[OH^-]$= 0,014 M, $[H_3O^+]$ = $7{,}16 \cdot 10^{-13}$ M; 0,1%

- ***Identificar el tipus de compost responsable del pH de la dissolució***
  Amoníac, NH_3 base feble monopròtica

- ***Escriure les reaccions de dissociació***
  $NH_{3\,(aq)} + H_2O_{\,(l)} \leftrightarrows NH_4^+{}_{(aq)} + OH^-{}_{(aq)}$

- ***Escriure l'expressió de la constant d'equilibri i calcular el seu valor***

$$Kb = \frac{[NH_4^+][OH^-]}{[NH_3]} = 1{,}774 \cdot 10^{-5}$$

- ***Identificar la concentració coneguda***
  Sabem que la concentració d'amoníac inicial és 11 M

- ***Plantejar l'equilibri en forma de taula***

en M	NH_3	+	H_2O	⇆	NH_4^+	+	OH^-
i/	11						
eq/	11-x				x		x

- ***Substituir en l'expressió de la constant***

$$Ka = \frac{[x][x]}{[11-x]} = 1{,}774 \cdot 10^{-5}$$

- ***Fer càlculs (si es fan aproximacions, comprovar-les)***
  Donat que x<<11, podem fer l'aproximació (11-x)≈11, llavors x= $1{,}397 \cdot 10^{-2}$ M
  L'aproximació és acceptada ja que

$$\frac{1{,}397 \cdot 10^{-2}}{11} 100 = 0{,}13\% < 5\%$$

- ***Anotar el resultat de totes les concentracions en la taula de planteig de l'equilibri i comprovar la coherència dels resultats***

en M	NH_3	+	H_2O	⇆	NH_4^+	+	OH^-
i/	11						
eq/	11-x				x		x
eq/	10,986				0,0139		0,0139

- ***A partir de la concentració de OH^-, calcular el pH***

$$[H_3O^+][OH^-] = 10^{-14}\ M$$
$$[H_3O^+] = 7{,}16 \cdot 10^{-13}\ M$$
pH= -log $[H_3O^+]$ = 12,15

© Universitat Politècnica de Catalunya - BarcelonaTech (UPC), 2025. Tots els drets reservats

El percentatge de molècules d'amoníac que es troba en forma dissociada es calcula dividint la concentració d'ió amoni present a l'equilibri (0,0139M) entre la concentració d'amoníac inicial (11M). El resultat indica que només el 0,1% de molècules d'amoníac inicials s'han dissociat.

P3.1. Les solucions amb un 44% de nitrat amònic (pes de solut/pes de dissolvent), concentració equivalent a 4,77 M, s'utilitzen com a solucions fertilitzants nitrogenades. Calculeu el pH d'una solució d'aquest tipus.

Dades: densitat de la dissolució = 1,25 g/mL. Kb NH_3= $1{,}774 \cdot 10^{-5}$.

R: pH=4,29

- ***Identificar el tipus de compost responsable del pH de la dissolució***
  El NH_4NO_3 , sal de hidròlisi àcida

- ***Escriure les reaccions de dissociació***
  R1/ Dissociació completa de la sal: $NH_4NO_{3\,(aq)} + H_2O_{\,(l)} \longrightarrow NH_4^+{}_{(aq)} + NO_3^-{}_{(aq)}$
  R2/ Reacció d'hidròlisi de l'ió amoni: $NH_4^+{}_{(aq)} + H_2O_{\,(l)} \leftrightarrows NH_{3\,(aq)} + H_3O^+{}_{(aq)}$
  L'ió nitrat no presenta reacció d'hidròlisi.
  Per tant, el pH de la solució serà inferior a 7.

- ***Escriure l'expressió de la constant d'equilibri i calcular el seu valor***

$$Kha = \frac{[NH_3][H_3O^+]}{[NH_4^+]}$$

$$Kha = \frac{10^{-14}}{Kb_{NH3}} = \frac{10^{-14}}{1{,}774 \cdot 10^{-5}} = 5{,}64 \cdot 10^{-10}$$

- ***Identificar la concentració coneguda***
  Sabem que la concentració de sal és 4,77 M, per tant d'acord a R1, la concentració inicial d'ió amoni és també 4,77 M.

- ***Plantejar l'equilibri en forma de taula***

en M	**NH_4^+**	**+**	**H_2O**	**⇆**	**NH_3**	**+**	**H_3O^+**
i/	4,77						
eq/	4,77-x				x		x

- **Substituir en l'expressió de la constant**

$$Kha = \frac{[x][x]}{[4{,}77 - x]} = 5{,}64 \cdot 10^{-10}$$

- ***Fer càlculs (si es fan aproximacions, comprovar-les)***
  Donat que x<<4,77, podem aproximar a (4,77-x) ≈ 4,77, llavors x= $5{,}18 \cdot 10^{-5}$ M

© Universitat Politècnica de Catalunya - BarcelonaTech (UPC), 2025. Tots els drets reservats

L'aproximació és acceptada ja que

$$\frac{5{,}18 \cdot 10^{-5}}{4{,}77} 100 = 0{,}001\% < 5\%$$

- ***Anotar el resultat de totes les concentracions en la taula de planteig de l'equilibri i comprovar la coherència dels resultats***

en M	NH_4^+	+	H_2O	⇆	NH_3	+	H_3O^+
i/	4,770						
eq/	4,770-x				x		x
eq/	4,769				$5{,}18 \cdot 10^{-5}$		$5{,}18 \cdot 10^{-5}$

- ***A partir de la concentració de H_3O^+, calcular el pH***

$$[H_3O^+] = 5{,}18 \cdot 10^{-5} M$$

pH= -log $[H_3O^+]$ = 4,29

P3.5. Calculeu el pH d'una solució de carbonat de sodi 0,01 M.
Dades: àcid carbònic, pKa_1 = 6,35 i pKa_2 = 10,33

R: 11,13

- ***Identificar el tipus de compost responsable del pH de la dissolució***

Carbonat de sodi, sal d'un àcid dipròtic

- ***Escriure les reaccions de dissociació***

Dissociació completa de la sal:

R1/ $Na_2CO_{3\,(aq)} \rightarrow 2\ Na^+_{(aq)} + CO_3^{-}{}_{(aq)}$

Reaccions d'hidròlisi de l'ió carbonat:

R2/ $CO_3^{2-}{}_{(aq)} + H_2O_{(l)} \leftrightarrows OH^-_{(aq)} + HCO_3^-{}_{(aq)}$

R3/ $HCO_3^-{}_{(aq)} + H_2O_{(l)} \leftrightarrows OH^-_{(aq)} + H_2CO_{3\,(aq)}$

L'ió sodi no presenta reacció d'hidròlisi.

Per tant, el pH de la solució serà superior a 7.

- **Escriure l'expressió de les constants d'equilibri i escriure el seu valor**

El valor de les constant d'hidròlisi es calculen a partir de les K_{a1} i K_{a2}

Si pK_{a1}=6,35, llavors $K_{a1}=10^{-6{,}35}= 4{,}47 \cdot 10^{-7}$

Si pK_{a2}=10,33, llavors $K_{a2}=10^{-10{,}33}= 4{,}68 \cdot 10^{-11}$

$$Khb1 = \frac{[HCO_3^-][OH^-]}{[CO_3^{2-}]} = \frac{10^{-14}}{Ka_2} = \frac{10^{-14}}{4{,}68 \cdot 10^{-11}} = 2{,}14 \cdot 10^{-4}$$

$$Khb2 = \frac{[H_2CO_3][OH^-]}{[HCO_3^-]} = \frac{10^{-14}}{Ka_1} = \frac{10^{-14}}{4{,}47 \cdot 10^{-7}} = 2{,}24 \cdot 10^{-8}$$

- **Identificar la concentració coneguda**

Sabem que la concentració d'ió carbonat inicial val 0,01M

© Universitat Politècnica de Catalunya - BarcelonaTech (UPC), 2025. Tots els drets reservats

- **Plantejar l'equilibri en forma de taula**

Per plantejar els dos equilibris, anomenem x els mols per litre de CO_3^{2-} que reacciona d'acord a la primera dissociació (R2) i anomenem y els de HCO_3^- que reacciona d'acord a la segona dissociació (R3). Considerem el dos equilibris com a reaccions successives i a continuació plantegem les concentracions en l'equilibri final.

en M	CO_3^{2-}	+	H_2O	⇆	HCO_3^-	+	OH^-
i/	0,01						
Eq1/	0,01-x				x		x
Eq final	0,01-x				x-y		x+y

en M	HCO_3^-	+	H_2O	⇆	H_2CO_3	+	OH^-
i=Eq1	x						x
Eq2/	x-y				y		x+y
Eq final	x-y				y		x+y

- ***Substituir en l'expressió de les constants***

$$2{,}14 \cdot 10^{-4} = \frac{(x+y)(x-y)}{(0{,}01-x)}$$

$$2{,}34 \cdot 10^{-8} = \frac{y\,(x+y)}{(x-y)}$$

- ***Fer càlculs (si es fan aproximacions, comprovar-les:***

Hem de resoldre un sistema de dues equacions amb dues incògnites. Habitualment la resolució no és simple, es requereix de mètodes numèrics. L'alternativa és plantejar la següent aproximació.

Aproximació:

Donat que $K_{b1} >> K_{b2}$ es pot efectuar l'aproximació que la majoria de OH^- provenen de R2, llavors es pot considerar que y<<x, de manera que

$(x-y) \approx x$ i $(x+y) \approx x$

la qual cosa equival a considerar només el primer equilibri de dissociació o sigui considerar l'ió carbonat com a base monopròtica. Si substituïm en l'expressió de K_{b1} ens queda

$$2{,}14 \cdot 10^{-4} = \frac{(x+y)(x-y)}{(0{,}01-x)} \approx \frac{x \cdot x}{0{,}01-x}$$

Per a resoldre aquesta equació aquí no podem plantejar la segona aproximació (0,01 - x ≈ 0,01) ja que l'error seria del 14% (i per tant superior al 5% admès). Resolen l'equació de segon grau trobem $x = 1{,}36 \cdot 10^{-3}$ M i per tant:

$[HCO_3^-]_{eq} = [OH^-]_{eq} = 0{,}00136$ M, $[H_2CO_3]_{eq} = 0{,}01000 - 0{,}00136 = 0{,}00864$ M.

Comprovació de l' aproximació.

Pel que fa a negligir la segona reacció de dissociació R3, calculem el valor de y d'acord a Kb2

$$2{,}34 \cdot 10^{-8} = \frac{y\,(x+y)}{(x-y)}$$

© Universitat Politècnica de Catalunya - BarcelonaTech (UPC), 2025. Tots els drets reservats

Per tant: y=[$H_2CO_3^-$]$_{eq}$ = $2{,}34 \cdot 10^{-8}$M, i efectivament y<<0,00136
Ja que

$$\frac{2{,}34 \cdot 10^{-8}}{0{,}00136} \cdot 100 = 1{,}7 \cdot 10^{-3} < 5\%$$

- ***Anotar el resultat de totes les concentracions en la taula de planteig de l'equilibri i comprovar la coherència dels resultats***

en M	**CO_3^{2-}**	**+**	**H_2O**	**⇆**	**HCO_3^-**	**+**	**OH^-**
i/	0,01						
Eq1/	0,01-x				x		x
Eq final	0,01-x				x-y		x+y
	0,01000 – 0,00136= 0,00864						

en M	**HCO_3^-**	**+**	**H_2O**	**⇆**	**H_2CO_3**	**+**	**OH^-**
i=Eq1	x						x
Eq2/	x-y				y		x + y
Eq final	x-y				y		x + y
	0,00864- $2{,}34 \cdot 10^{-8}$ ≈ 0,00864				$2{,}34 \cdot 10^{-8}$		0,00136 + $2{,}34 \cdot 10^{-8}$ ≈ 0,00136

- **A partir de la concentració d'hidroxil, calcular el pH**
  pOH= -log [OH^-] = -log (0,00136)= 2,87
  i pH=11,13, pH bàsic com preveiem inicialment.

Com a **conclusió** del planteig desenvolupat per a resoldre l'exercici de càlcul de pH d'una sal poliprótica es pot plantejar només la primera reacció d'hidròlisi; posteriorment es pot comprovar si la segona és o no negligible d'acord al criteri establert. Si no ho és cal resoldre el sistema de dues equacions amb dues incògnites.

P4.2. Trobeu el pH d'una solució d'àcid carbònic 0,01 M.
Dades: àcid carbònic, pKa_1 = 6,35 i pKa_2 = 10,33

R: 4,176.

- ***Identificar el tipus de compost responsable del pH de la dissolució***
  Àcid carbònic, àcid diprótic

- ***Escriure les reaccions de dissociació***
  R1/ H_2CO_3 (aq) + H_2O (l) ⇆ HCO_3^- (aq) + H_3O^+ (aq)
  R2/ HCO_3^- (aq) + H_2O (l) ⇆ CO_3^{2-} (aq) + H_3O^+ (aq)

- ***Escriure l'expressió de les constants d'equilibri i escriure el seu valor***

$$K_{a1} = \frac{[H_3O^+]_{eq}[HCO_3^-]_{eq}}{[H_2CO_3]_{eq}}$$

© Universitat Politècnica de Catalunya - BarcelonaTech (UPC), 2025. Tots els drets reservats

$$K_{a2} = \frac{[H_3O^+]_{eq}\,[CO_3^{2-}]_{eq}}{[HCO_3^-]_{eq}}$$

Si pK_{a1}=6,35, llavors $K_{a1}=10^{-6,35}= 4,47\cdot10^{-7}$
Si pK_{a2}=10,33, llavors $K_{a2}=10^{-10,33}= 4,68\cdot10^{-11}$

- ***Identificar la concentració coneguda***
  Sabem que la concentració d'àcid carbònic inicial val 0,01M

- ***Plantejar l'equilibri en forma de taula***
  Per plantejar els dos equilibris, anomenem x els mols per litre de H_2CO_3 que reacciona d'acord a la primera dissociació i anomenem y els de HCO_3^- que reacciona d'acord a la segona dissociació. Considerem el dos equilibris 1 i 2 com a reaccions successives i a continuació plantegem les concentracions en l'equilibri final.

en M	**H_2CO_3**	**+**	**H_2O**	**⇆**	**HCO_3^-**	**+**	**H_3O^+**
i/	0,01						
Eq1/	0,01-x				x		x
Eq final	0,01-x				x-y		x+y

en M	**HCO_3^-**	**+**	**H_2O**	**⇆**	**CO_3^{2-}**	**+**	**H_3O^+**
i=Eq1	x						x
Eq2/	x-y				y		x+y
Eq final	x-y				y		x+y

- ***Substituir en l'expressió de les constants***

$$4{,}47 \cdot 10^{-7} = \frac{(x+y)\,(x-y)}{0{,}01-x}$$

$$4{,}68 \cdot 10^{-11} = \frac{(x+y)\,y}{(x-y)}$$

- ***Fer càlculs (si es fan aproximacions, comprovar-les***
  Hem de resoldre un sistema de dues equacions amb dues incògnites. Habitualment la resolució no és simple, es requereix de mètodes numèrics. L'alternativa és plantejar la següent aproximació.

  Aproximació:
  Donat que $K_{a1} >> K_{a2}$ es pot efectuar l'aproximació que la majoria de H_3O^+ provenen de R1, llavors es pot considerar que y<<x, de manera que
  (x-y)≈x i (x+y) ≈x
  la qual cosa equival a considerar només el primer equilibri de dissociació o sigui considerar l'àcid carbònic com a àcid monopròtic. Si substituïm en l'expressió de K_{a1} ens queda

$$4{,}47 \cdot 10^{-7} = \frac{x\;\;x}{0{,}01-x} = \frac{x\;\;x}{0{,}01}$$

  Per a resoldre aquesta equació podem plantejar una segona aproximació que simplifica el càlcul. Ja que considerem que x<< 0,01M. D'aquí x = $6{,}68\cdot10^{-5}$ M i per tant:

© Universitat Politècnica de Catalunya - BarcelonaTech (UPC), 2025. Tots els drets reservats

$[HCO_3^-]_{eq} = [H_3O^+]_{eq} = 6{,}68\cdot10^{-5}$ M, $[H_2CO_3]_{eq} = 0{,}01 - 6{,}68\cdot10^{-5} \approx 0{,}01$ M

Comprovació de les aproximacions.
Pel que fa a la resolució de l'equació: efectivament, x << 0,01

$$\frac{6{,}68\cdot10^{-5}}{0{,}01}100 = 0{,}67\% < 5\%$$

Pel que fa a negligir la segona reacció de dissociació R2, calculem el valor de y d'acord a Ka2

$$K_{a2} = \frac{[H_3O^+]_{eq}[CO_3^{2-}]_{eq}}{[HCO_3^-]_{eq}}$$

$$4{,}68\cdot10^{-11} = \frac{6{,}68\cdot10^{-5}[CO_3^{2-}]_{eq}}{6{,}68\cdot10^{-5}}$$

Per tant: $[CO_3^{--}]_{eq} = 4{,}68\cdot10^{-11}$ M, i efectivament $y << 6{,}68\cdot10^{-5}$
Ja que

$$\frac{4{,}68\cdot10^{-11}}{6{,}68\cdot10^{-5}}100 = 7\cdot10^{-5} < 5\%$$

- ***Anotar el resultat de totes les concentracions en la taula de planteig de l'equilibri i comprovar la coherència dels resultats***

en M	H_2CO_3	+	H_2O	⇆	HCO_3^-	+	H_3O^+
i/	0,01						
Eq1/	0,01-x				x		x
Eq final	0,01-x				x-y		x+y
	$0{,}01 - 6{,}68\cdot10^{-5} \approx 0{,}01$ M						

en M	HCO_3^-	+	H_2O	⇆	CO_3^{2-}	+	H_3O^+
i/	x						x
Eq2/	x-y				y		x+y
Eq final	x-y				y		x+y
	$6{,}68\cdot10^{-5} - 4{,}68\cdot10^{-11} \approx 6{,}68\cdot10^{-5}$				$4{,}68\cdot10^{-11}$		$6{,}68\cdot10^{-5}+4{,}68\cdot10^{-11} \approx 6{,}68\cdot10^{-5}$

- ***A partir de la concentració de protons, calcular el pH***
  pH= -log $[H_3O^+]$ = -log $(6{,}68\cdot10^{-5})$= 4,16

Com a **conclusió** del planteig desenvolupat per a resoldre l'exercici de càlcul de pH d'un àcid dipròtic es pot plantejar la dissociació com un àcid monopròtic i comprovar posteriorment si la segona dissociació és o no negligible d'acord al criteri establert. Si no ho és cal resoldre el sistema de dues equacions amb dues incògnites.

© Universitat Politècnica de Catalunya - BarcelonaTech (UPC), 2025. Tots els drets reservats

P22

$R-COOH + H_2O \rightleftharpoons RCOO^- + H_3O^+$ Ka)

(início) c — —

(eq) c(1-x) cx cx

$Ka = \frac{[RCOO^-][H_3O^+]}{[RCOOH]} = \frac{cx^2}{c(1-x)} \Rightarrow Ka = \frac{cx^2}{1-x}$;

$Ka(1-x) = cx^2 \rightarrow 8,41 \cdot 10^{-4}(1-x) = 0,01 \cdot x^2$;

$-0,01x^2 - 8,41 \cdot 10^{-4}x + 8,41 \cdot 10^{-4} = 0$

$$x = \frac{8,41 \cdot 10^{-4} \pm \sqrt{(8,41 \cdot 10^{-4})^2 - 4 \cdot (-0,01)(8,41 \cdot 10^{-4})}}{2 \cdot -0,01}$$

$\boxed{x = 0,2509}$

$pH = -\log[H_3O^+] = -\log cx = -\log 0,2509 \cdot 0,01 = -\log 2,509 \cdot 10^{-3}$

$= 2,64$

$[H_3O^+] = cx = 0,01 \cdot 0,2509 = 2,509 \cdot 10^{-3}$

$[H_3O^+] \cdot [OH^-] = 10^{-14}$

$$[OH^-] = \frac{10^{-14}}{[H_3O^+]} = \frac{10^{-14}}{[H_3O^+]} = \frac{10^{-14}}{2,509 \cdot 10^{-3}} = 3,98 \cdot 10^{-12}$$

$[RCOO^-] = cx = 0,01 \cdot 0,2509 = 2,5 \cdot 10^{-3} M$.

$2,5 \cdot 10^{-3} \longrightarrow x$ $\quad x = \frac{2,5 \cdot 10^{-3} \cdot 100}{0,01} = 25,09$

$0,01 \longrightarrow 100\%$

Scanned with CamScanner

P23 $CH_3COOH + H_2O \rightleftharpoons CH_3COO^- + H_3O^+$

(início) c — —

(eq) c(1-x) cx cx

$pH = -\log[H_3O^+]$; $0,89 = -\log c\alpha$; $c\alpha = 10^{-2,89} = 1,28 \cdot 10^{-3}$

$Ka = \frac{[CH_3COO^-)(H_3O^+)}{[CH_3COOH)} = \frac{1,28 \cdot 10^{-3} \cdot x}{c(1-x)} = 1,76 \cdot 10^{-5}$ (1)

(1-x) → 0 porque ca dépil

$x = 1,76 \cdot 10^{-5} / 1,28 \cdot 10^{-3} = 0,01375$

$[CH_3COOH) = c(1-x) =$

$[CH_3COO^-) = cx = [H_3O^+) =$

$cx = 1,28 \cdot 10^{-3} \rightarrow c = \frac{1,28 \cdot 10^{-3}}{x} = \frac{1,28 \cdot 10^{-3}}{0,01375} = 0,0930\,M$

$[CH_3COOH) = 0,093\,M$

$[CH_3COO^-) = [H_3O^+) = 1,28 \cdot 10^{-3}\,M.$

Scanned with CamScanner

P24

$CH_3COOH + H_2O \rightleftharpoons CH_3COO^- + H_3O^+$

c inicial) 0,5 — —

c eq) $0,5(1-x)$ $0,5 \cdot x$ $0,5 \cdot x$

$K_a = 1,76 \cdot 10^{-5}$

$$K_a = \frac{[CH_3COO^-] \cdot [H_3O^+]}{[CH_3COOH]} = \frac{0,5x \cdot x^2}{0,5(1-x)}$$

$$K_a = \frac{0,5\,x^2}{1-x} \; ; \; 1,76 \cdot 10^{-5} = \frac{0,5\,x^2}{(1-x)}$$

UNA DE DOS → ECUACCIÓN DE SEGUNDO GRADO

→ O PUEDES EL DENOMINADOR LO SIMPLIFICAMOS Y PONEMOS 1

①

$$1,76 \cdot 10^{-5} \cdot (1-x) = 0,5x^2 \; ,$$

$$1,76 \cdot 10^{-5} - 1,76 \cdot 10^{-5}x - 0,5x^2 = 0$$

$$x = \frac{1,76 \cdot 10^{-5} \pm \sqrt{(-1,76 \cdot 10^{-5})^2 - 4 \cdot (-0,5) \cdot (1,76 \cdot 10^{-5})}}{2 \cdot (-0,5)}$$

$$= \frac{1,76 \cdot 10^{-5} \pm \sqrt{3,52 \cdot 10^{-5}}}{-1}$$

$$= \frac{1,76 \cdot 10^{-5} \pm 5,93 \cdot 10^{-3}}{-1}$$

$$x_1 = \frac{5,93 \cdot 10^{-3} + 1,76 \cdot 10^{-5}}{-1} = 5,91 \cdot 10^{-3}$$

$[H_3O^+] = [CH_3COO^-] = 0,5\,x = 0,5\,5,91\,10^{-3} = 2,95\,10^{-3}\,M$

$[CH_3COOH] = 0,5\,(1-x) = 0,5\,(1-5,91\,10^{-3}) = 0,497\,M$

$pH = -\log [H_3O^+] = -\log 2,95\,10^{-3} = 2,53$

x = Grado de disociación $= 5,91\,10^{-3}$

P25 →

$NH_3 + H_2O \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-$

$K_b = 1,77\cdot10^{-5}$

	NH_3	NH_4^+	OH^-
(inicial)	1,1	—	—
(eq)	$1,1\cdot(1-x)$	$1,1x$	$1,1x$

$$K_b = \frac{[NH_4^+]\cdot[OH^-]}{[NH_3]} = \frac{1,1x^2}{1,1(1-x)} \rightarrow$$

α

Esto se puede hacer en cualquier equilibrio. Como podría ser

$$x = \sqrt{\frac{K_b}{1,1}} = \sqrt{\frac{1,77\cdot10^{-5}}{1,1}} = 1,6\,10^{-6}$$

$[NH_4^+] = [OH^-] = 1,1x = 1,1\cdot1,6\,10^{-6} = 1,76\,10^{-5}\,M$

$[NH_3] = 1,1\cdot(1-x) = 1,1\cdot(1-1,6\,10^{-6}) = 1,099\,M$

$[OH^-] = 1,76\cdot10^{-5}\,M$

↓

$[H_3O^+]\,(OH^-) = 10^{-14} \rightarrow [H_3O^+] = \frac{10^{-14}}{(1,76\,10^{-5})} = 5,68\,10^{-10}\,M$

$pH = -\log [H_3O^+] = -\log 5,68\,10^{-10} = 9,24$

Scanned with CamScanner

D26 $CH_3NH_2 + H_2O \rightleftharpoons CH_3NH_3^+ + OH^-$

cinial) c — —

ceq) $c(1-x)$ cx cx

$$K_b = \frac{|CH_3NH_3^+| \cdot |OH^-|}{|CH_3NH_2|} = \frac{cx \cdot x^2}{c(1-x)} \longrightarrow$$

α

Esto se puede poner como lo hacel Ca ecuación de 2 grado

$4{,}2 \cdot 10^{-4} = 2{,}5 \cdot 10^{-3} \cdot x^2$; $x = \sqrt{\frac{4{,}2 \cdot 10^{-4}}{2{,}5 \cdot 10^{-3}}} = 0{,}168$

$pOH = -\log |OH^-| = -\log |OH^-| = -\log 2{,}5 \cdot 10^{-3} \cdot 0{,}168 =$

$= -\log 4{,}2 \cdot 10^{-4}$

$= 3{,}37$

$pH = 14 - pOH = 14 - 3{,}37 = 10{,}63$

27 $CH_3NH_2 + H_2O \longrightarrow CH_3NH_3^+ + OH^-$

c(n) c — —

ceq) $c(1-x)$ cx cx

$$K_b = \frac{|CH_3NH_3^+| \cdot |OH^-|}{|CH_3NH_2|} = \frac{c \alpha x^2}{c(1-x)} ;$$

$$K_b = \frac{cx^2}{1-x} ; \quad x = \sqrt{K_b c} = \sqrt{\frac{4{,}2 \cdot 10^{-4}}{2{,}5 \cdot 10^{-3}}} = 0{,}16$$

α Esto es 1

P26) $pOH = -\log [OH^-] = -\log cx = -\log 25 \cdot 10^{-3} \cdot 0,168$

$= -\log 4,2 \cdot 10^{-4}$

$= 3,37$

$pH + pOH = 14 \Rightarrow pH = 14 - 3,37 = 10,63$

P28) $CH_3COOH + H_2O \rightleftharpoons CH_3COO^- + H_3O^+$

Cn)	C	—	—	
Ceq)	C(1−X)	CX	CX	

$Ka = \frac{C\alpha \times \alpha}{C(1-X)} \Rightarrow X = \sqrt{Ka/C} = \sqrt{1,8 \cdot 10^{-5}/1} = 4,24 \cdot 10^{-3}$

$\alpha = \sqrt{Ka/C} = \sqrt{1,8 \cdot 10^{-5}/0,1} = 0,0134$

$X = \sqrt{Ka/C} = \sqrt{1,8 \cdot 10^{-5}/0,01} = 1,8 \cdot 10^{-3}$

0,01	0,1	1
$1,8 \cdot 10^{-3}$	0,0134	$4,24 \cdot 10^{-3}$

Scanned with CamScanner

Spencer

P21 $HA + H_2O \rightleftharpoons A^- + H_3O^+$

(initial) c — — —

(eq) $C(1-x)$ Cx Cx

$$Ka = \frac{(A^-)\cdot(H_3O^+)}{(HA)} = \frac{Cx \cdot Cx}{C(1-x)} = \frac{C^2x^2}{C(1-x)^1}$$

$Ka = C \cdot x \cdot x$

$Ka = 0,00010$

$$x = \sqrt{\frac{Ka}{C}}$$

$pH = 4,1 = -\log|H_3O^+| \therefore |H_3O^+| = 10^{-4,1} = 0,0001$

$|H_3O^+| = Cx = 0,0001$

$$x = \frac{0,0001}{0,01} = 7,94 \cdot 10^{-3}$$

$Ka = C^2x^2 = 0,01^2 \cdot (7,94 \cdot 10^{-3})^2 = 6,30 \cdot 10^{-9}$

$pKa = 6,30 \cdot 10^{-9}$ $pKa = -\log Ka = -\log 6,30 \cdot 10^{-9} = 8,20$

Scanned with CamScanner

(P29) HCOOH y HCOCNa

$HCOOH + H_2O \rightleftharpoons HCOO^- + H_3O^+$

(A)

α = grado de disociación = 1,33 % = $\frac{1,33}{100}$ = 0,0133

cinicial)	1	—	—
ceq)	$1 \cdot (1-\alpha)$	1α	1α

$pH = -\log[H_3O^+] = -\log 1 \cdot \alpha = -\log 1 \cdot 0,0133 = 1,88$

$(H_3O^+) = 0,0133 M$

$(HCOO^-) = 0,0133 M$

$(HCOOH) = 1 - \alpha = 1 - 0,0133 = 0,9867 M$

(B) ¿ pKa 03,75)

$$Ka = \frac{[HCOO^-] \cdot [H_3O^+]}{[HCOOH]} = \frac{1 \cdot \alpha \cdot 1\alpha}{1(1-\alpha)} = \frac{1\alpha^2}{(1-\alpha)\ (1)}$$

$Ka = \alpha^2 = 0,0133^2 = 1,78 \cdot 10^{-4}$

Porque es débil esto se explica

Si no quieres seguir pierdes 10 a casi el mismo siguiendo ona.

$$1\alpha a = \frac{\alpha^2}{1-\alpha} = \frac{10{,}0133^2}{1\cdot(1-0{,}0133)} = 1{,}79\cdot10^{-4}$$

$$pKa = -\log Ka = -\log 1{,}7910^{-4} = 3{,}75.$$

(P 28) $HC_4H_7O_2 + H_2O \rightarrow HC_4H_7O^- + H_3C^+$ $\quad C = 0{,}250M$, $pH = 2{,}72$, pKa?

	$HC_4H_7O_2$	H_2O	$HC_4H_7O^-$	H_3C^+
Cinicial	C = 0,250	—	—	
Ceq	$C(1-\alpha)$ $0{,}250(1-\alpha)$		$C\alpha$ $0{,}250\alpha$	$C\alpha$ $0{,}250\alpha$

$$pH = -\log|H_3C^+| = 2{,}72 = -\log 0{,}250\alpha$$

$$\alpha = \frac{10^{-2{,}72}}{0{,}250} = \frac{1{,}9010^{-3}}{0{,}250} = 0{,}076$$

$$Ka = \frac{0{,}250^2\alpha^2}{0{,}250C(1-\alpha)} = \frac{0{,}250\cdot(0{,}076)^2}{1-0{,}076} = 1{,}5610^{-3}$$

Scanned with CamScanner

P31

$NO_3^- + HNO_3$ ácido fuerte no tiene Ka (debido a lo alta que es no nos afecta)

$NH_4NO_3 \rightleftharpoons NH_4^+ + NO_3^-$

siempre afecta los ácidos débiles / los ácidos fuertes no afectan porque su Ka es muy alta.

$NH_4^+ + H_2O \rightleftharpoons NH_3 + H_3O^+$ Kb?

$K_a \cdot K_b = K_w$

Cinicial)	C	—	—	
Ceq)	$C(1-\alpha)$	$C\alpha$	$C\alpha$	

$K_a = \frac{K_w}{K_b} = \frac{10^{-14}}{1,77 \cdot 10^{-5}} = 5,64 \cdot 10^{-10}$

$C = 4,77\ M$

$\alpha = \frac{44,1}{100} = 0,44$

$K_a = \frac{[NH_3] \cdot [H_3O^+]}{[NH_4^+]} = \frac{C\alpha^2}{C(1-\alpha)} = \frac{4,77 \cdot \alpha^2}{1-\alpha}$

$5,64 \cdot 10^{-10} = \frac{4,77\,\alpha^2}{1-\alpha}$; $\alpha = \sqrt{\frac{5,64 \cdot 10^{-10}}{4,77}} = 5,19 \cdot 10^{-5}$

esto se puede despreciar y poner 1 porque Ka <<

$pH + pOH = 14$

$pOH = 14 - pH = 14 - 8,95 = 5,05$

$[OH^-] = 10^{-5,05} = 8,91 \cdot 10^{-6}$

$[OH^-] = c\alpha = \alpha = \frac{[OH^-]}{c} = \frac{8,91 \cdot 10^{-6}}{0,5} =$

$= 1,78 \cdot 10^{-5}$

$K_b = \frac{c\alpha\alpha^2}{(1-\alpha)} = \frac{0,5 \cdot (1,78 \cdot 10^{-5})^2}{1 - \alpha} \approx 1,58 \cdot 10^{-10}$

$1 - \alpha \approx 1$

despreciamos K_b <<

(P33) $NaCN \rightarrow Na^+$ procede de una base fuerte (ácido conjugado de base fuerte)

El CN^- procede de HCN con ácido débil

El Na^+ no contribuye al pH. Procede de CN^- que es una base procedente de ácido débil - pH básico

$CN^- + H_2O \rightleftharpoons HCN + OH^-$ $\quad K_a = 6,2 \cdot 10^{-10}$

$C = 0,5 M$

pH)

~~$NH_3(aq) + H_2O$~~ $\alpha = 1{,}087 \cdot 10^{-5}$

$[H_3O^+] = c\alpha = 4{,}77 \cdot 1{,}087 \cdot 10^{-5} = 5{,}18 \cdot 10^{-5}$ M

$[NH_3] = 5{,}18 \cdot 10^{-5}$ M

$[NH_4^+] = c(1-\alpha) = 4{,}77(1 - 5{,}19 \cdot 10^{-5}) = 4{,}79$ M

$pH = -\log [H_3O^+] = -\log 5{,}18 \cdot 10^{-5} = 4{,}29$

(P 38) $C_6H_5COONa \rightleftharpoons C_6H_5COO^- + Na$

$C_6H_5COO^-$ → reacção de ácido débil que no nos afecta

Se Na reacção de NaOH (base forte) no nos afecta ao equilíbrio.

Eq $C_6H_5COO^- + H_2O \rightleftharpoons C_6H_5COOH + OH^-$

c(inicial) c — —

ceq) $c(1-\alpha)$ $c\alpha$ $c\alpha$

$$K_b = \frac{[C_6H_5COO^-][OH^-]}{[C_6H_5COO^-]} = \frac{c^2\alpha^2}{c(1-\alpha)}$$

Scanned with CamScanner

$$ka\,Kb = 10^{-4} \rightarrow Kb = \frac{10^{-14}}{ka} = \frac{10^{-14}}{6{,}2\,10^{-10}} = 1{,}61 \cdot 10^{-5}$$

Cinicial) C — —

Ceq) C(1-α) Cα Cα

$$Kb = \frac{[HCN^+]\cdot[OH^-]}{[CN^-]} = \frac{C^2\alpha^2}{C(1-\alpha)}$$

① es debil ($Kb << C$)

$$\alpha = \sqrt{\frac{Kb}{C}} = \sqrt{\frac{6{,}6\,10^{-5}}{0{,}5}} = 5{,}87\,10^{-3}$$

$$pH = -\log[H_3O^+] = -\log C\alpha = -\log 0{,}5 \cdot 5{,}87\,10^{-3}$$

$$= 2{,}548$$

Scanned with CamScanner