

PLORES tu també?

pH dels aliments a partir del web <http://www.food-info.net/es/qa/qa-fp65.htm>

Llima	1.8 - 2.0	Tonyina	5.2 - 6.1
Vinagre	2.0 - 3.4	Cebes	5.3 - 5.8
Llimona	2.2 - 2.4	pa	5.3 - 5.8
maduixes Congelades	2.3 - 3.0	Porc	5.3 - 6.9
Prunes	2.8 - 4.6	Caquis	5.4 - 5.8
Panses de Corint (vermelles)	2.9	Xai	5.4 - 6.7
Maduixes	3.0 - 3.5	Roquefort	5.5 - 5.9
Llevat	3.0 - 3.5	Porros	5.5 - 6.0
Codonyat (cuits)	3.1 - 3.3	Espinac	5.5 - 6.8
Taronges	3.1 - 4.1	Carxofes	5.6
Prunes panses	3.1 - 5.4	Coliflor	5.6
Gerds	3.2 - 3.7	Api	5.7 - 6.0
Cireres	3.2 - 4.1	Pavo (rostit)	5.7 - 6.8
Pinyes (ananes)	3.3 - 5.2	Enciam	5.8 - 6.0
Chucrut	3.4 - 3.6	Carbassons (cuits)	5.8 - 6.1
Raïms	3.4 - 4.5	Pèsols	5.8 - 7.0
Enllaunades	3.5	Cheddar	5.9
Pomaa Golden	3.6	Pernil	5.9 - 6.1
Olives (verdes)	3.6 - 3.8	Enllaunat	6.0
Nabius	3.7	Blat de moro molt (cuit)	6.0
Panses	3.8 - 4.0	Vedella	6.0
Nectarines	3.9	Col de Brussel·les	6.0 - 6.3
Mel	3.9	Perses	6.0 - 6.3
Mango	3.9 - 4.6	(madures)	6.0 - 6.5
Espàrrecs	4.0-6.0	Arròs Blanc	6.0 - 6.7
Mandarines	4.0	Blat de moro	6.0 - 7.5
Midó de blat de moro	4.0 - 7.0	Patates	6.1
Malonesa	4.2 - 4.5	Salmó	6.1 - 6.3
Sèrum de llet	4.5	Mentega	6.1 - 6.4
Plàtans (banans)	4.5 - 5.2	Xampinyons (cuits)	6.2
Albergínies	4.5 - 5.3	Congelada	6.3 - 6.5
Figues	4.6	Dàtils	6.3 - 6.6
Pebrot	4.6 - 4.9	Meló dolç	6.3 - 6.7
Carbasses	4.8 - 5.2	Lenties (cuites)	6.3 - 6.8
Ostres	4.8 - 6.3	Llet	6.3 - 8.5
Formatge crema	4.88	rovell d'ou	6.4
Pastanagues	4.9 - 5.2	Congelades	6.4 - 6.7
Remolatxa	4.9 - 5.6	Cloisses	6.5
Sucre	5.0 - 6.0	Pollastre	6.5 - 6.7
Cogombres	5.1 - 5.7	Ous durs, clara	6.5 - 7.5
Swiss Gruyer	5.1 - 6.6	Cuita	6.6 - 7.2
Pebre	5.15	Ullagostins	6.8 - 7.0
Pastanagues enllaunades	5.18- 5.22	Crancs	7.0
Síndria	5.2 - 5.8	Dolç	7.3
Col	5.2 - 6.0	Camembert	7.44

Activitats

1. Fes una taula comparativa de les propietats dels àcids i de les bases segons la teoria d'Arrhenius i posa'n exemples.

Àcid	Base
En dissolució aquosa, es dissocia en ions hidrogen H^+ i en l'anió respectiu.	En dissolució aquosa, es dissocia en ions hidròxid OH^- i en el catió respectiu.
Es representa per mitjà de HA.	Es representa per mitjà de BOH.
Té gust agre.	Té gust amarg.
Té poder dissolvent.	Té poder desgreixador.

2. Justifiqueu l'alcalinitat de l'etilamina, segons la teoria d'Arrhenius.



3. Per què perden la corrosivitat els àcids en posar-se en contacte amb els àlcalis?

Perquè es produeix una reacció de neutralització.

4. Indica quines de les espècies químiques següents poden actuar típicament com a àcid o base de Brønsted i Lowry. Indica quins són els seus àcids o bases conjugats respectius.

a) $HClO_4$

Àcid. Base conjugada: ClO_4^- .

b) CH_3NH_2

Base. Àcid conjugat: $CH_3NH_3^+$.

c) Br^-

Base. Àcid conjugat: HBr .

d) PO_4^{3-}

Base. Àcid conjugat: HPO_4^{2-} .

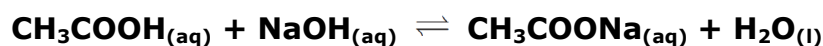
e) CH_3CH_2COOH

Àcid. Base conjugada: $CH_3CH_2COO^-$.

f) HNO_3

Àcid. Base conjugada: NO_3^- .

5. Indica els parells àcid-base conjugats de la reacció que es produeix entre l'àcid acètic i l'hidròxid de sodi:



4

L'ió acetat, CH_3COO^- , és la base conjugada de l'àcid acètic. L'ió sodi, Na^+ , és l'acid conjugat de l'hidròxid de sodi.

6. Diques quines són les bases conjugades de:

- L'àcid ibuprofèn de l'antiinflamatori, $C_{12}H_{17}COOH$.**
 $C_{12}H_{17}COO^-$
- L'àcid clorhídric del sulfamat, HCl .**
 Cl^-
- L'àcid acetilsalicílic de l'aspirina, $C_8H_7O_2COOH$.**
 $C_8H_7O_2COO^-$
- L'àcid hipoclorós ($HClO$) del qual deriva la sal de sodi que dona lloc al lleixiu.**
 (ClO^-)

7. Justifica si tota base de Brönsted i Lowry és també base d'Arrhenius. I a l'inrevés?

El concepte de base de Brönsted i Lowry és més ampli que el d'Arrhenius, i l'inclou. Qualsevol base d'Arrhenius és base de Brönsted i Lowry, perquè els ions OH^- que cedeix la base són els que accepten protons. No totes les bases de Brönsted i Lowry són bases d'Arrhenius.

8. L'àcid sulfúric, anomenat pels alquimistes *oli de vidriol*, és altament corrosiu i, a causa de la seva importància industrial en la producció de productes químics diversos com fertilitzants, colorants etc., s'ha utilitzat com a barem per determinar la fortalesa industrial d'un país. Si considerem que és un àcid fort en les dues dissociacions, troba la concentració d'ions hidrogen que tindria una dissolució $0,3 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ d'aquest àcid.

Plantejament de l'equilibri	$\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{aq})} + 2\text{H}_2\text{O}$	$\rightarrow$	$\text{SO}_4^{2-}{}_{(\text{aq})} + 2\text{H}_3\text{O}^+{}_{(\text{aq})}$
Inicial	0,3		— —
Final	—		0,3 2 (0,3)

La concentració d'ions hidrogen seria $0,6 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$.

9. L'àcid butanoic, habitualment anomenat *àcid butíric*, és present en la mantega i altres greixos i augmenta en enrancir-se. De fet, en la indústria d'aromes, quan volen introduir un lleuger sabor ranci introdueixen aquest àcid. És un àcid feble, amb una constant d'acidesa d' $1,5 \cdot 10^{-5}$ a 25 °C. Quina serà la concentració d'ions hidrogen d'una dissolució 0,1 mol · dm⁻³?

	$\text{C}_4\text{H}_{10}\text{O}_{2(\text{aq})} + \text{H}_2\text{O}$	$\rightleftharpoons$	$\text{C}_4\text{H}_9\text{O}_2^-_{(\text{aq})} + \text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})}$
C. Inicial	c		—
C. que es disocia	x		x
C. Equilibri	$c - x$		x

$$1,5 \cdot 10^{-5} = x^2 / (0,1 - x) ; \quad x = 1,22 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$

10. L'hidròxid de magnesi és una base. A causa de les seves propietats laxants és utilitzat com a fàrmac. Determina la concentració d'ions hidròxid d'una dissolució $0,15 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ d'aquest compost suposant que es dissocia totalment.

	Mg(OH)_2	$\rightarrow$	Mg^{2+}	$+$	2 OH^-
CI	0,15 M		-		-
CR	0,15 M		0,15 M		0,15 M
CF	-		0,15 M		0,3 M

La concentració d'ions hidròxid és 0,3 M.

11. El 23 de maig del 2008 al port de Barcelona es va produir una fuga de dimetilamina, líquid inflamable i gas verinós emprat en la síntesi de productes químics agrícoles com a fungicida i per a l'elaboració de productes farmacèutics, detergents i sabons. La dimetilamina té caràcter bàsic feble, amb una constant de basicitat $K_b = 5,4 \cdot 10^{-4}$. Determina la concentració d'ions hidroni d'una dissolució $0,25 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ d'aquesta substància.

	$(\text{CH}_3)_2\text{NH} + \text{H}_2\text{O}$	$\rightleftharpoons$	$(\text{CH}_3)_2\text{NH}_2^+$	$+$	OH^-
CI	0,25 M		-		-
CR	x		x		x
CF	$0,25 - x$		x		x

Escrivim l'expressió de la constant de basicitat:

$$K_b = \frac{[(\text{CH}_3)_2\text{NH}_2^+][\text{OH}^-]}{[(\text{CH}_3)_2\text{NH}]} = \frac{x^2}{0,25 - x} = 5,4 \cdot 10^{-4}$$

$$x^2 + 5,4 \cdot 10^{-4}x - 1,35 \cdot 10^{-4} = 0 ; x = 0,0114$$

Els resultats de l'equació són $x = 0,0114$ i $x = -0,0119$. Com que el resultat negatiu químicament no té sentit, només considerem el positiu. Per tant:

$$[\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = 10^{-14}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{10^{-14}}{[\text{OH}^-]} = \frac{10^{-14}}{0,0114} = 8,77 \cdot 10^{-13}$$

La concentració d'ions hidroni és $8,77 \cdot 10^{-13} \text{ M}$.

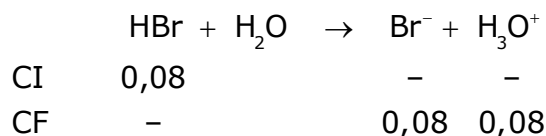
12. Raona si és possible una dissolució d'una base amb una concentració d'ions hidroni nul·la.

No és possible, perquè sempre s'ha de complir: $[\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = 10^{-14}$

13. L'àcid bromhídric és una substància corrosiva que pot causar irritacions greus en contacte amb la pell, les mucoses, els pulmons i els ulls. Com que és un àcid fort el trobem totalment dissociat. Determina la concentració d'ions H_3O^+ i OH^- si afegim 0,04 mol HBr a 500 mL d'aigua. Suposa que el volum no varia.

Calculem la concentració d'àcid bromhídric: $[\text{HBr}] = \frac{0,04 \text{ mol HBr}}{0,5 \text{ dm}^3} = 0,08 \text{ M}$

Com que l'àcid bromhídric és un àcid fort, es dissocia totalment:



Tenint en compte la dissociació de l'aigua:



La presència d'ions hidroni H_3O^+ , que provenen de la dissociació de l'àcid, altera l'equilibri d'ionització de l'aigua desplaçant-lo cap als reactius. Així, les concentracions dels ions queden:

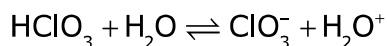
$$\begin{aligned} [\text{H}_3\text{O}^+] &= x + 0,08 \text{ M} < 0,08 \text{ M} \\ [\text{OH}^-] &= x \text{ M} \end{aligned}$$

Com que s'ha de complir:

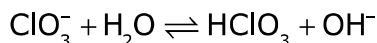
$$\begin{aligned} [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] &= 10^{-14} \\ [\text{OH}^-] &= \frac{10^{-14}}{[\text{H}_3\text{O}^+]} = \frac{10^{-14}}{0,08} = 1,25 \cdot 10^{-13} \text{ M} \end{aligned}$$

- 14. Les constants d'acidesa dels àcids clòric i benzoic són $0,011$ i $6,6 \cdot 10^{-5}$, respectivament. Escriu les reaccions de dissociació dels àcids i les reaccions de les seves bases conjugades amb l'aigua i calcula la constant de basicitat corresponent.**

La dissociació de l'àcid clòric és:



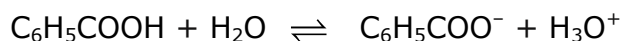
La reacció de l'ió clorat (base conjugada) és:



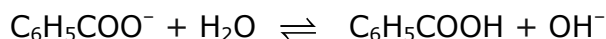
La seva constant de basicitat és:

$$\begin{aligned} K_a \cdot K_b &= 10^{-14} \\ K_b &= \frac{10^{-14}}{K_a} = \frac{10^{-14}}{0,011} = 9,09 \cdot 10^{-13} \end{aligned}$$

La dissociació de l'àcid benzoic és:



L'ió benzoat (base conjugada) reacciona segons:



La seva constant de basicitat és:

$$\begin{aligned} K_a \cdot K_b &= 10^{-14} \\ K_b &= \frac{10^{-14}}{K_a} = \frac{10^{-14}}{6,6 \cdot 10^{-5}} = 1,52 \cdot 10^{-10} \end{aligned}$$

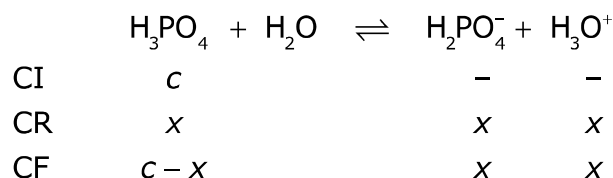
- 15. El 1886 es creà la Coca-Cola, una de les begudes més consumides arreu del**

món. Es va dissenyar com a medicament, concretament com a digestiu, però després s'ha convertit en un refresc. Un dels ingredients d'aquesta beguda és l'àcid fosfòric. Si considerem aquest àcid com l'únic responsable de l'acidesa de la beguda ($\text{pH} = 2,5$), determina la concentració d'àcid fosfòric si només considerem la primera dissociació.

Dades: $K_a(\text{H}_3\text{PO}_4) = 7,5 \cdot 10^{-3}$

Si el pH és 2,5, significa que $[\text{H}_3\text{O}^+] = 3,16 \cdot 10^{-3} \text{ M}$.

Escrivim l'equació de la primera dissociació de l'àcid fosfòric:



Sabem que $x = [\text{H}_3\text{O}^+] = 3,16 \cdot 10^{-3} \text{ M}$. Escrivim l'expressió de la constant d'acidesa:

$$K_a = \frac{[\text{H}_2\text{PO}_4^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{H}_3\text{PO}_4]} = \frac{x^2}{c - x} = \frac{(3,16 \cdot 10^{-3})^2}{c - 3,16 \cdot 10^{-3}} = 7,5 \cdot 10^{-3}$$

$$7,5 \cdot 10^{-3} c = 3,369 \cdot 10^{-5}$$

$$c = 4,5 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

Cal preparar àcid fosfòric de concentració $4,5 \cdot 10^{-3} \text{ M}$.

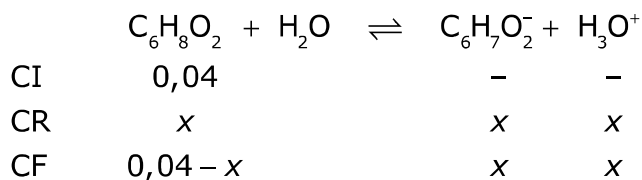
- 16. L'àcid sòrbic és el nom comú de l'àcid 2,4-hexadienoic, àcid orgànic de caràcter feble que és emprat en la indústria alimentària com a additiu, ja que és eficaç contra els fongs i llevats. S'empra com a additiu per exemple en iogurts, pastissos, pizzes, llimonades i altres. Determina el pH d'una dissolució d'1,12 g d'àcid dissolt en 250 mL d'aigua.**

Dades: $K_a(\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_2) = 1,7 \cdot 10^{-5}$

Calculem la concentració de l'àcid sòrbic:

$$[\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_2] = \frac{1,12 \text{ g C}_6\text{H}_8\text{O}_2}{0,25 \text{ dm}^3} \cdot \frac{1 \text{ mol C}_6\text{H}_8\text{O}_2}{112 \text{ g C}_6\text{H}_8\text{O}_2} = 0,04 \text{ M}$$

La reacció de dissociació de l'àcid sòrbic és:



Escrivim l'expressió de la constant d'acidesa:

$$K_a = \frac{[\text{C}_6\text{H}_7\text{O}_2^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_2]} = \frac{x^2}{0,04 - x} = \frac{x^2}{0,04} = 1,7 \cdot 10^{-5}$$

$$x^2 = 6,8 \cdot 10^{-7}$$

$$x = 8,25 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

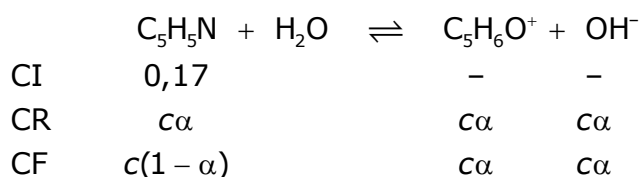
Com que $\frac{K_a}{c} < 10^{-4}$ podem aproximar $(0,04 - x) \approx 0,04$.

Finalment:

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 8,25 \cdot 10^{-4} = 3,08$$

- 17. La piridina pura és una substància nociva per a la salut; en canvi, combinada, forma part dels compostos orgànics dels éssers vius com ara el NAD, de les bases pirimidíniques dels àcids nucleics com ara la timina, la citosina i l'uracil. La seva fórmula és $\text{C}_5\text{H}_5\text{N}$ i presenta un caràcter bàsic feble ($K_b(\text{C}_5\text{H}_5\text{N}) = 1,7 \cdot 10^{-9}$). Calcula el grau de dissociació d'una dissolució $0,17 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ de piridina i el seu pH.**

La reacció de dissociació de la piridina és la següent:



Escrivim l'expressió de la constant de basicitat de la piridina:

$$K_b = \frac{[\text{C}_5\text{H}_6\text{N}^+][\text{OH}^-]}{[\text{C}_5\text{H}_5\text{N}]} = \frac{c\alpha^2}{1 - \alpha} = c\alpha^2 = 1,7 \cdot 10^{-9}$$

$$0,17 \alpha^2 = 1,7 \cdot 10^{-9}$$

$$\alpha = 10^{-4}$$

Com que $\frac{K_b}{c} < 10^{-4}$ podem aproximar $(1 - \alpha) \approx 1$.

El grau de dissociació de la piridina és del 0,01 %.

Calculem la concentració d'ions hidròxid:

$$[\text{OH}^-] = c\alpha = 0,17 \cdot 10^{-4} = 1,7 \cdot 10^{-5} \text{ M}$$

Finalment:

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = -\log 1,7 \cdot 10^{-5} = 4,77$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 9,23$$

- 18. Un sabó de rentar mans té un pH = 9. Calcula:**

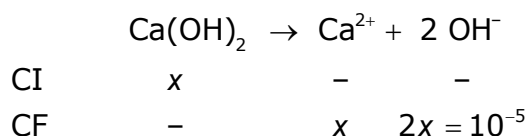
- a) La concentració d'una dissolució de $\text{Ca}(\text{OH})_2$ necessària per aconseguir el mateix pH.**

Calculem la concentració d'ions hidròxid que correspon a un pH = 9:

$$\text{pOH} = 14 - \text{pH} = 5$$

$$[\text{OH}^-] = 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$

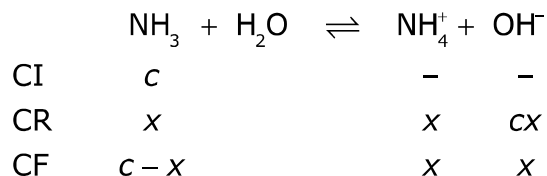
L'hidròxid de calci és una base forta que es dissocia totalment:



Per tant, necessitem $[\text{Ca}(\text{OH})_2] = 5 \cdot 10^{-6} \text{ M}$.

b) La concentració d'una dissolució d'amoníac necessària per aconseguir el mateix pH.

L'amoníac és una base feble que reacciona segons:



Sabem que $[\text{OH}^-] = 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$.

Escrivim l'expressió de la constant de basicitat:

$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]} = \frac{(10^{-5})^2}{c - 10^{-5}} = 1,8 \cdot 10^{-5}$$

$$1,8 \cdot 10^{-5} c - 2,8 \cdot 10^{-10} = 0$$

$$c = 1,56 \cdot 10^{-5} \text{ M}$$

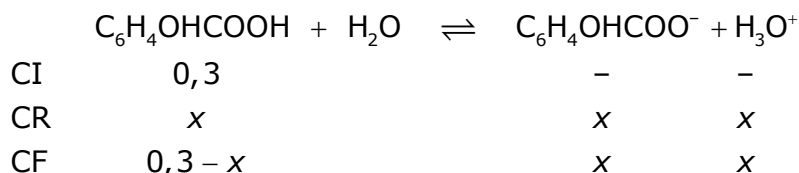
Per tant, necessitem $[\text{NH}_3] = 1,56 \cdot 10^{-5} \text{ M}$.

Dades: $K_b(\text{NH}_3) = 1,8 \cdot 10^{-5}$

19. L'àcid salicílic, $\text{C}_6\text{H}_4\text{OHCOOH}$, és un àcid feble utilitzat per fabricar l'aspirina. Si una dissolució 0,3 M d'aquest àcid té un pH d'1,76, determina'n la constant d'acidesa.

Calculem la concentració d'ions hidroni que correspon a un pH = 1,76:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 1,74 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$



Escrivim l'expressió de la constant d'acidesa de l'àcid salicílic:

$$K_a = \frac{[\text{C}_6\text{H}_4\text{OHCOO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{C}_6\text{H}_4\text{OHCOOH}]} = \frac{x^2}{0,3 - x} = \frac{(1,74 \cdot 10^{-2})^2}{0,3 - 1,74 \cdot 10^{-2}} = 1,07 \cdot 10^{-3}$$

20. Quin és el color que pren l'indicador universal en una dissolució d'àcid clorhídric 0,1 mol · dm⁻³?

Color vermell. De la barreja d'indicador, el tornassol és el que ens marca el color de la dissolució.

21. Quin color té l'aigua destil·lada si hi afegim fenolftaleïna?

És incolora. El pH de l'aigua destil·lada és 7 i fins a 8 no es produeix el viratge cap a vermell (fúcsia).

22. Per què la fenolftaleïna és l'indicador més utilitzat en realitzar neutralitzacions?

Perquè el seu canvi de color és molt visible: d'incolore a vermell. I perquè, com que habitualment es realitzen neutralitzacions d'àcid amb alcali, convé que l'interval de viratge estigui cap a la banda alcalina.

Activitats finals

1. Aparella cada àcid amb la seva base conjugada i cada base amb el seu àcid conjugat:

SO_4^{2-} , CH_3COOH , I^- , H_2SO_4 , NH_4^+ , H_3O^+ , HI , H_2O , $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{NH}_2$, HSO_4^- , NH_3 , $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{NH}_3^+$, CH_3COO^-

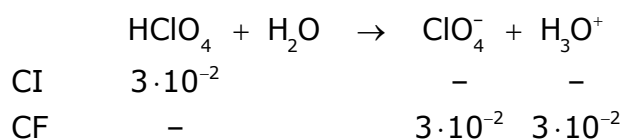
Àcid/base conjugada: $\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COO}^-$, $\text{H}_2\text{SO}_4/\text{HSO}_4^{2-}$, HI/I^- , $\text{HSO}_4^2/\text{SO}_4^{2-}$.

Base/àcid conjugat: $\text{H}_2\text{O}/\text{H}_3\text{O}^+$, $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{NH}_2/\text{CH}_3\text{CH}_2\text{NH}_3^+$, $\text{NH}_3/\text{NH}_4^+$.

2. L'àcid perclòric és l'àcid més fort que es coneix. Tenim una dissolució d'aquest àcid de concentració $3 \cdot 10^{-2} \text{ M}$.

a) Quina concentració d'ions hidrogen tindrà la dissolució?

b) Quina concentració d'ions hidròxid tindrà la dissolució?



$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 3 \cdot 10^{-2}$$

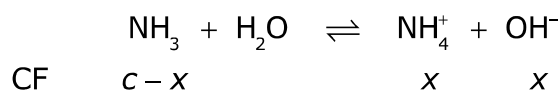
$$[\text{OH}^-] = 3,33 \cdot 10^{-13}$$

3. El pH d'un producte de neteja és d'11,5. Calcula la concentració d'una dissolució aquosa d'amoniac que tingui el mateix pH. Dades: $K_b = 1,8 \cdot 10^{-5}$

$$11,5 + \text{pOH} = 14$$

$$\text{pOH} = 2,5$$

$$[\text{OH}^-] = 3,16 \cdot 10^{-3}$$



$$[\text{OH}^-] = 3,16 \cdot 10^{-3} = x$$

$$K_b = \frac{x^2}{c - x} = \frac{x^2}{c} = \frac{(3,16 \cdot 10^{-3})^2}{c} = 1,8 \cdot 10^{-5}$$

$$[\text{NH}_3] = c = 0,56 \text{ M}$$

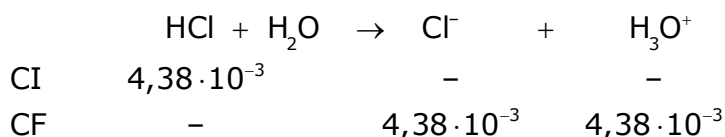
4. Dues dissolucions aquoses tenen el mateix pH. La primera s'ha obtingut dissolvent 60 g d'àcid acètic fins a obtenir 1 dm^3 de dissolució, i la segona, dissolvent 0,16 g d'àcid clorhídric fins a obtenir el mateix volum que la primera dissolució. Calcula:

a) El pH de les dissolucions.

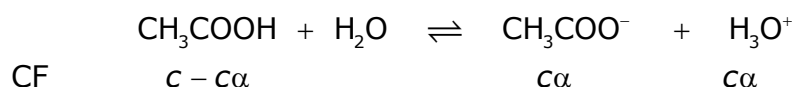
$$\text{CH}_3\text{COOH} = \frac{60 \text{ g CH}_3\text{COOH}}{1 \text{ dm}^3} \cdot \frac{1 \text{ mol CH}_3\text{COOH}}{60 \text{ g CH}_3\text{COOH}} = 1 \text{ M}$$

$$[\text{HCl}] = \frac{0,16 \text{ g HCl}}{1 \text{ dm}^3} \cdot \frac{1 \text{ mol HCl}}{36,5 \text{ g HCl}} = 4,38 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

$$\text{pH} = -\log \text{H}_3\text{O}^+ = -\log 4,38 \cdot 10^{-3} = 2,36$$

b) El grau d'ionització i la constant d'acidesa de l'àcid acètic.

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 4,38 \cdot 10^{-3} = 2,36$$



$$[\text{CH}_3\text{COOH}] = c = 1 \text{ M}$$

Com que les dues dissolucions tenen el mateix pH, es compleix que:

$$c\alpha = 4,38 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

Com que $[\text{CH}_3\text{COOH}] = c = 1 \text{ M}$:

$$\alpha = 4,38 \cdot 10^{-3} \text{ M} = 0,00438$$

Per tant, el grau d'ionització en percentatge és 0,438 %.

Finalment, calculem la constant d'acidesa de l'àcid acètic:

$$K_a = \frac{c\alpha - c\alpha}{1 - c\alpha} = \frac{(c\alpha)^2}{1 - c\alpha} = \frac{(4,38 \cdot 10^{-3})^2}{1 - 4,38 \cdot 10^{-3}} = 1,93 \cdot 10^{-5}$$

- 5. Es prepara una solució aquosa d'àcid fòrmic, HCOOH, barrejant 4,60 g d'aquest àcid amb aigua en un vas de precipitats. Després, la solució es transvasa quantitativament a un matràs aforat de 500 mL i s'enrasa amb aigua. Es mesura experimentalment el pH de la solució a 25 °C i s'obté un valor de 2,22.**

Dades: Massa molecular relativa de l'àcid fòrmic = 46,0.

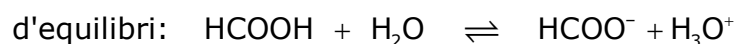
a) Quina és la constant d'acidesa de l'àcid fòrmic a 25 °C?

Massa d'àcid fòrmic = 4,60 g

Volum de solució = 500 mL = 0,500 L

$$C \text{ (inicial, àcid fòrmic)} = \frac{4,60 \text{ g}}{0,5 \text{ L}} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{46 \text{ g}} = 0,20 \text{ M}$$

Reacció



CI	0,2 M	-	-
----	-------	---	---

CR	x	x	x
----	---	---	---

CF	0,2 - x	x	x
----	---------	---	---

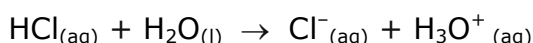
$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] \quad [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-2,22} = 6,026 \cdot 10^{-3} \text{ mol}\cdot\text{dm}^{-3}$$

$$K_a = \frac{x^2}{0,2 - x} \rightarrow K_a = \frac{(6,026 \cdot 10^{-3})^2}{0,2 - 6,026 \cdot 10^{-3}} = \frac{(6,026 \cdot 10^{-3})^2}{0,1940} = 1,87 \cdot 10^{-4}$$

- b) Quina hauria de ser la concentració d'una solució d'àcid clorhídric perquè tingués el mateix pH que la solució d'àcid fòrmic anterior?**

L'àcid clorhídric és un àcid fort, i per tant, la seva reacció amb aigua està totalment desplaçada cap a la dreta (formació d'ions oxoni):



Si volem tenir el mateix pH que la solució anterior d'àcid fòrmic, la concentració d'ions oxoni ha de ser:

$$\text{pH} = 2,22 \quad [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-2,22} = 6,026 \cdot 10^{-3} \text{ mol}\cdot\text{dm}^{-3}$$

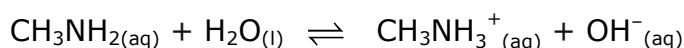
Per aconseguir aquesta concentració d'ions oxoni, la concentració inicial d'una solució de HCl ha de ser la mateixa.

$$[\text{HCl}] = 6,026 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

6. La metilamina, CH_3NH_2 , és una base feble.

- a) Escriu l'equació corresponent a l'equilibri de dissociació en aigua i l'expressió de K_b .**

Quan la metilamina es dissol en aigua, s'estableix l'equilibri següent:

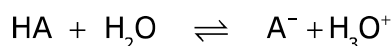


La constant K_b de la metilamina s'expressa de la manera següent:

- b) Indiqueu les espècies químiques existents en una dissolució aquosa de metilamina.**

Com que és una base feble i no està totalment dissociada, en una dissolució aquosa de metilamina trobarem, a banda de molècules de dissolvent, H_2O , molècules de CH_3NH_2 , ions CH_3NH_3^+ i ions OH^- . També hi trobarem una petítissima concentració de H_3O^+ , tal com veurem més endavant.

7. La constant d'acidesa de l'àcid cacodílic, que és un àcid orgànic monopròtic, és de $6,4 \cdot 10^{-7}$. Calcula el valor de pH d'una dissolució 0,3 M d'aquest àcid.



CF	c - x	x	x
----	-------	---	---

CF	0,3 - x	x	x
----	---------	---	---

$$K_b = \frac{x^2}{0,3 - x} = 6,4 \cdot 10^{-7}$$

$$x^2 + 6,4 \cdot 10^{-7} x - 1,92 \cdot 10^{-7} = 0$$

$$x = 4,4 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 4,4 \cdot 10^{-4} = 3,36$$

8. Responen les qüestions següents:

- a) El pH d'una dissolució aquosa és 2,5. Indica si es tracta d'una dissolució àcida o bàsica. Quina és la concentració d'ions H_3O^+ i d'ions OH^- en la dissolució?**

El pH d'aquesta dissolució és més petit que 7. Es tracta, per tant, d'una dissolució àcida.

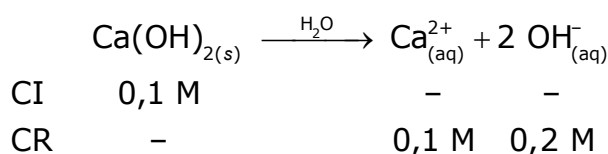
Nota: La solució del llibre de l'alumne no és correcta. Cal prendre com a definitiva, doncs, la que oferim al Solucionari.

- b) L'hidròxid de calci, compost relativament barat, és emprat en moltes estacions depuradores com a agent coagulant en el tractament d'aigües. A més de facilitar la decantació d'impureses, també pot actuar com a agent regulador del pH d'aigües massa àcides. Si dissolem 4,44 g d'hidròxid de calci en aigua fins a obtenir 600 cm³ de dissolució, quin serà el seu pH?**

Hem de conèixer la concentració molar de l'hidròxid de calci en la dissolució:

$$\frac{4,44 \text{ g Ca(OH)}_2}{600 \text{ cm}^3} \cdot \frac{1 \text{ mol Ca(OH)}_2}{74 \text{ g Ca(OH)}_2} \cdot \frac{1000 \text{ cm}^3}{1 \text{ L}} = 0,1 \text{ M}$$

L'hidròxid de calci és una base forta i, per tant, en dissolució aquosa es dissocia totalment en els seus ions:



Hi ha dues maneres equivalents de solucionar el problema:

- Substituïm la $[\text{OH}^-]$ a l'equació d'ionització de l'aigua:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 1 \cdot 10^{-14}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot 2 \cdot 10^{-1} = 1 \cdot 10^{-14}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 5 \cdot 10^{-14}$$

$$\text{pH} = -\log (5 \cdot 10^{-14}) \rightarrow \text{pH} = 13,30$$

- Calculem el pOH de la dissolució i, després, el pH:

$$[\text{OH}^-] = 0,2 \text{ M} \rightarrow \text{pOH} = 0,70$$

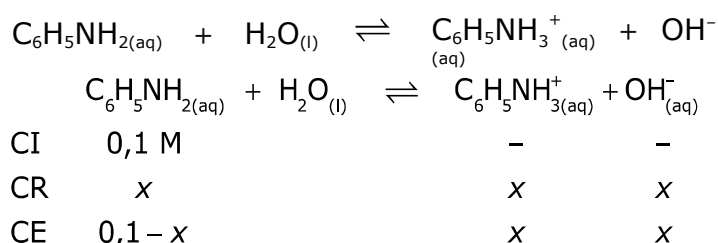
$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 13,30$$

9. Les amines més importants són les aromàtiques, i d'aquestes, la més significativa és la fenilamina (anilina). És la matèria primera en l'obtenció de molts productes intermedis de la indústria dels colorants. A temperatura ambient és un líquid incolor que es dissol lleugerament en aigua i dona dissolucions bàsiques. És una substància verinosa que produeix vertigen i cianosi.

Dades: $K_b(\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2) = 4 \cdot 10^{-10}$

a) **Quin és el pH d'una dissolució 0,1 M de fenilamina?**

El fet que K_b tingui un valor petit ens permet afirmar que la fenilamina és una base molt feble. No és gaire soluble en aigua, perquè són poques les molècules que hi reaccionen i, per tant, l'equilibri de dissociació corresponent està molt desplaçat cap a l'esquerra:



Com sempre, les concentracions en equilibri han de verificar la constant corresponent, en aquest cas, K_b :

$$K_b = \frac{[\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_3^+][\text{OH}^-]}{[\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2]} \rightarrow 4 \cdot 10^{-10} = \frac{x^2}{0,1 - x}$$

Els valors de K_b i c ens permeten fer l'aproximació $0,1 - x \approx 0,1$. Per tant:

$$4 \cdot 10^{-10} = \frac{x^2}{0,1} \rightarrow x^2 = 4 \cdot 10^{-11} \rightarrow x = 6,32 \cdot 10^{-6}$$

En conseqüència:

$$[\text{OH}^-] = x = 6,32 \cdot 10^{-6} \text{ M}$$

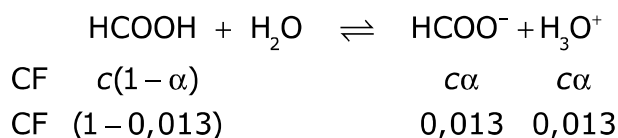
$$\text{pOH} = 5,20$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 8,80$$

b) **Calculeu el pH en el cas d'una dissolució 0,04 M.**

Només cal repetir els càlculs de l'apartat a) amb les noves dades de concentració. El resultat ha de ser $\text{pH} = 8,60$.

10. L'àcid fòrmic o metanoic és l'àcid present en les formigues. A 25 °C, una dissolució aquosa 1 M d'àcid fòrmic té dissociades un 1,3 % de les seves molècules. Calcula la K_a de l'àcid fòrmic a aquesta temperatura. Quin serà el pH de la dissolució?



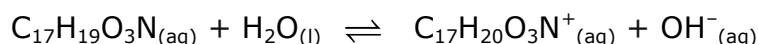
$$K_a = \frac{0,013^2}{(1 - 0,013)} = 1,7 \cdot 10^{-4}$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 0,013 = 1,89$$

11. La morfina és un alcaloide que s'extreu de l'opi. És considerada una droga per la seva forta addicció. La seva fórmula química és $\text{C}_{17}\text{H}_{19}\text{O}_3\text{N}$. Es tracta d'una base feble amb una K_b d' $1,6 \cdot 10^{-6}$. Actualment continua sent l'anestèsic més utilitzat per alleugerir els dolors intensos, tot i que s'intenta substituir per altres substàncies.

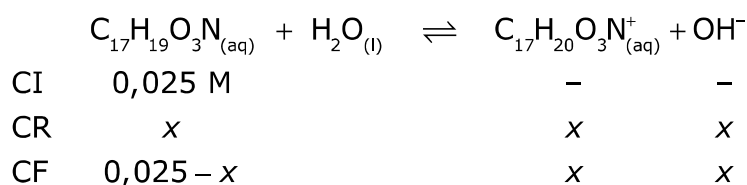
a) Justifiqueu per què es una base de Brönsted i Lowry.

Reacció en aigua:



Es comporta com una base, ja que accepta els protons de l'aigua.

b) Determineu el pH d'una dissolució 0,025 M de morfina.



$$K_b = \frac{[\text{C}_{17}\text{H}_{20}\text{O}_3\text{N}^+][\text{OH}^-]}{[\text{C}_{17}\text{H}_{19}\text{O}_3\text{N}]} \rightarrow 1,6 \cdot 10^{-6} = \frac{x^2}{0,025 - x}$$

$$x = 0,000199 = 1,99 \cdot 10^{-4}$$

$$[\text{OH}^-] = 1,99 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = -\log 1,99 \cdot 10^{-4}$$

$$\text{pOH} = 3,7$$

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14 \rightarrow \text{pH} = 10,3$$

12. a) Explica com prepararies 1 L de solució 0,1 M d'àcid clorhídric a partir d'àcid clorhídric 10 M. Indica el material que utilitzaries i el volum d'àcid clorhídric 10 M necessari.

$$1 \text{ dm}^3 = \frac{0,1 \text{ mol HCl}}{1 \text{ dm}^3} \cdot \frac{1 \text{ dm}^3}{10 \text{ mol HCl}} \cdot \frac{10^3 \text{ cm}^3}{1 \text{ dm}^3} = 10 \text{ cm}^3 \text{ HCl } 10 \text{ M}$$

Amb una pipeta de 10 mL mesurarem 10 cm³ de la dissolució concentrada de HCl (10 M) i els aboquem en un matràs aforat d'1 L, arrasant amb aigua fins a aconseguir 1 L de dissolució.

b) Calcula el pH de la solució obtinguda.

Reaccions de transferència de protons

$$\begin{array}{rcccl} & \text{HCl} + \text{H}_2\text{O} & \rightleftharpoons & \text{Cl}^- + \text{H}_3\text{O}^+ \\ \text{CI} & 0,1 & & - & - \\ \text{CF} & - & & 0,1 & 0,1 \end{array}$$

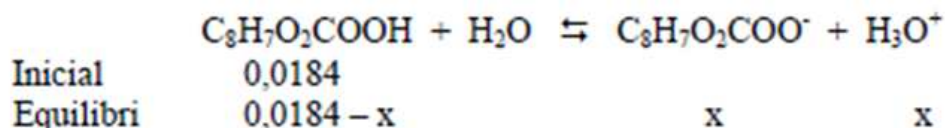
$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 0,1 = 1$$

c) Indica el color que tindria la solució si hi afegim una gota d'indicador blau de tornassol, que té un interval de viratge entre 4,5 i 8,3, i els colors són vermell i blau. Justifica la resposta.

La solució és de color vermell, ja que el valor de pH és 1, mentre que l'interval de viratge de l'indicador no es produeix fins a valors de pH de 4,5.

13. L'àcid acetilsalicílic ($C_8H_7O_2COOH$), principi actiu de l'aspirina, és un àcid feble i monopròtic, ja que en la fórmula química té un únic grup àcid ($-COOH$). Cal destacar que l'àcid acetilsalicílic és probablement el medicament més estudiat del mercat. Les virtuts d'antiinflamatori, analgèsic i antipirètic són contrastades, i la seva problemàtica que impedeix que la sang coaguli amb normalitat també pot ser utilitzada com a virtut, tot i que cal evitar les hemorràgies, sobretot en pacients amb consum d'alcohol. Aquest principi actiu és encara un dels més utilitzats malgrat tingui competidors per la banda dels antiinflamatoris (l'ibuprofèn és massivament aplicat) i pel dels analgèsics (el paracetamol també s'ha expandit de forma general). Preparem una solució d'àcid acetilsalicílic en aigua de concentració $3,32 \text{ g L}^{-1}$, i el pH mesurat és de 2,65 a la temperatura de 25°C .

Calculeu la constant d'acidesa, K_a , de l'àcid acetilsalicílic a 25 °C.



$$\begin{aligned} \text{pH} &= -\log [\text{H}_3\text{O}^+] \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} \\ \text{Si } \text{pH} &= 2,65 \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-2,65} = 2,2387 \times 10^{-3} \text{ M} \end{aligned}$$

Per l'estequiometria de la reacció:

$$x = [\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{C}_8\text{H}_7\text{O}_2\text{COO}^-] = 2,2387 \times 10^{-3} \text{ M}$$

$$[\text{C}_8\text{H}_7\text{O}_2\text{COOH}] = 0,0184 - x = 0,0184 - 2,2387 \times 10^{-3} = 0,0162 \text{ M}$$

Constant d'acidesa (K_a):

$$K_a = ([\text{H}_3\text{O}^+][\text{C}_8\text{H}_7\text{O}_2\text{COO}^-]) / [\text{C}_8\text{H}_7\text{O}_2\text{COOH}]$$

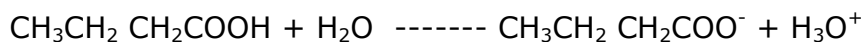
$$K_g = (2,2387 \cdot 10^{-3})^2 / (0,0162)$$

$$K_a = 3,1 \cdot 10^{-4}$$

14. L'àcid butanoic, anomenat habitualment *àcid butíric*, s'utilitza en l'obtenció de compostos que es fan servir en xarops. En xarops de raïm, també anomenats arrops, s'ha utilitzat industrialment àcid butíric per a la seva elaboració.

Hem preparat al laboratori una solució aquosa d'aquest àcid i el pH mesurat experimentalment ha estat 2,72.

Escriu la reacció de l'àcid butíric amb aigua. Quina era la concentració inicial de la solució aquosa d'àcid butíric?



$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}}$$

$$\text{Si } \text{pH} = 2,72 \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-2,72} = 1,905 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

$$K_a = ([\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{COO}^-]) / [\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{COOH}]$$

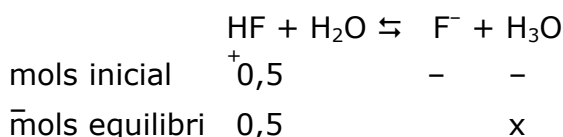
$$1,5 \cdot 10^{-5} = (1,905 \cdot 10^{-3})^2 / c - 1,905 \cdot 10^{-3}$$

$$c = 0,24 \text{ M}$$

15. L'àcid fluorhídric és una solució de fluorur d'hidrogen en aigua. És una substància irritant, tòxica i corrosiva. Una de les propietats de l'àcid fluorhídric és que pot atacar el vidre, i per això s'utilitza per fer grafies en els anomenats vidres glaçats. La constant d'acidesa d'aquest àcid, a 25 °C, és $6,6 \cdot 10^{-4}$.

- a) Quin pH té una solució d'àcid fluorhídric 0,5 M a 25 °C?

Reacció de l'HF en aigua (volum 1 litre)



$$K_a = [\text{F}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+] / [\text{HF}]$$

$$6,6 \cdot 10^{-4} = [(x) \cdot (x)] / [0,5 - x]$$

$$6,6 \cdot 10^{-4} = x^2 / (0,5 - x)$$

$$\text{Si considerem: } 0,5 - x \approx 0,5 \cdot 6,6 \cdot 10^{-4} = x^2 /$$

$$(0,5) x = (6,6 \cdot 10^{-4} \cdot 0,5)_{1/2} = 0,01817 \text{ mols}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = x = 0,01817 \text{ mol} / 1 \text{ L} = 0,01817 \text{ M}$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$\text{pH} = -\log 0,01817$$

$$\text{pH} = 1,7$$

- b) Dels pictogrames de la figura, indiqueu-ne els tres que apareixen en l'etiqueta d'una ampolla d'àcid fluorhídric. Expliqueu de quins perills alerten aquests tres pictogrames i digueu quines precaucions cal prendre en la manipulació d'àcid fluorhídric al laboratori.

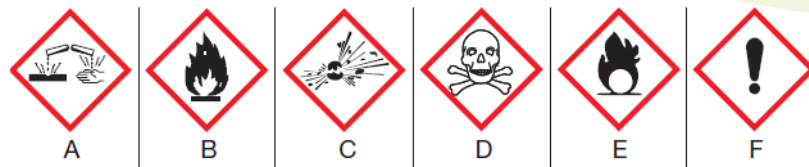


Fig. 5.11.

Elecció dels pictogrames, entre els 6 proposats:

Pictogrames A, D i F

Els perills que ens indiquen aquests pictogrames són:

- Pictograma F: irritant. En contacte breu, perllongat o repetitiu amb la pell, o les mucoses, pot provocar una reacció inflamatòria.
- Pictograma D: tòxic. Per inhalació, ingestió o penetració cutània, en petites quantitats, pot provocar efectes aguts o crònics i inclús la mort. [0,2 p]
- Pictograma A: corrosiu. En contacte amb teixits vius pot exercir una acció destructiva.

Les precaucions que caldria prendre en la seva manipulació al laboratori serien:

Cal treballar amb bata, ulleres i guants per evitar el contacte amb el cos i les mans. Cal treballar en una campana extractora de gasos per evitar la inhalació dels vapors.

16. L'àcid metanoic (HCOOH), anomenat habitualment *àcid fòrmic*, es pot obtenir de les formigues. Quan una formiga ens pica, ens injecta aproximadament 0,003 mL d'àcid fòrmic pur, i aquest líquid que ens ha injectat es mescla amb 1,0 mL d'aigua del nostre cos.



Calculeu la concentració de la solució aquosa d'àcid fòrmic que es forma al nostre cos quan ens pica una formiga, expressada en mol L^{-1} . Quin pH tindrà aquesta solució?

Dades: Densitat de l'àcid fòrmic pur = $1,20 \text{ g mL}^{-1}$. Masses atòmiques relatives: H = 1,0; C = 12,0; O = 16,0; Na = 23,0. Constant d'acidesa de l'àcid fòrmic: $K_a = 1,8 \cdot 10^{-4}$.

Concentració de la solució aquosa de HCOOH formada en el nostre cos:

massa molecular HCOOH = $1+12+(2 \times 16)+1 = 46$ g/mol
mols de HCOOH:

$$0,003 \text{ mL HCOOH} \times (1,20 \text{ g HCOOH} / 1 \text{ mL HCOOH}) \times (1 \text{ mol HCOOH} / 46 \text{ g HCOOH}) = 7,826 \times 10^{-5} \text{ mol HCOOH}$$

volum de la solució: podem negligir els 0,003 mL en front del 1,0 mL
volum de la solució = 1,0 mL = $1,0 \times 10^{-3}$ L

- Es correcte si el volum total consideren que és la suma dels 0,003 mL més el 1,0 mL ($V = 1,003 \text{ mL} = 1,003 \times 10^{-3} \text{ L}$).

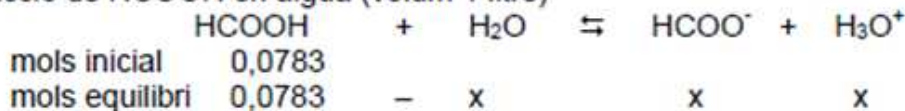
$$C_{\text{HCOOH}} = 7,826 \times 10^{-5} \text{ mol HCOOH} / 1,0 \times 10^{-3} \text{ L}$$

$$C_{\text{HCOOH}} = 7,83 \times 10^{-2} \text{ M}$$

- Si han agafat el volum total 1,003 mL, la concentració de HCOOH té un valor de $7,80 \times 10^{-2} \text{ M}$.

Càlcul del pH:

Reacció de HCOOH en aigua (volum 1 litre)



$$K_a = [\text{HCOO}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+] / [\text{HCOOH}]$$

$$1,8 \times 10^{-4} = [(x) \cdot (x)] / [0,0783 - x]$$

$$1,8 \cdot 10^{-4} = x^2 / (0,0783 - x)$$

$$\text{Si considerem: } 0,0783 - x \approx 0,0783 \Rightarrow 1,8 \times 10^{-4} = x^2 / (0,0783)$$

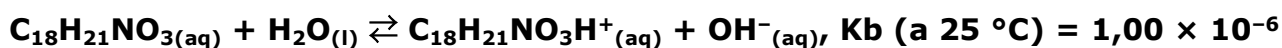
$$x = (1,8 \times 10^{-4} \times 0,0783)^{1/2} = 0,003754 \text{ mols}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = x = 0,003754 \text{ mol} / 1 \text{ L} = 0,003754 \text{ M}$$

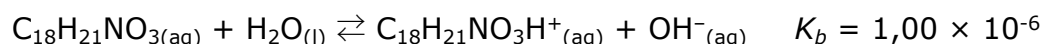
$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$\text{pH} = -\log 0,003754 \Rightarrow \text{pH} = 2,4$$

17. La codeïna ($\text{C}_{18}\text{H}_{21}\text{NO}_3$) s'obté a partir de l'opi i s'utilitza per a combatre la tos i el dolor; també es fa servir, combinada amb altres analgèsics, per a incrementar l'efecte d'aquests fàrmacs. És un compost amb propietats bàsiques i en solució aquosa reacciona de la manera següent:



Quan dissolem un fàrmac amb una mica d'aigua obtenim una solució aquosa de codeïna 0,020 m. Calculeu el pH d'aquesta solució a 25 °C.



C.Inicial 0,020

C.Equilibri 0,020 - x x x

$$K_b = [\text{C}_{18}\text{H}_{21}\text{NO}_3\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] / [\text{C}_{18}\text{H}_{21}\text{NO}_3] = x^2 / (0,020 - x) = 1,00 \times 10^{-6}$$

Aproximem, suposant que: $0,020 - x \approx 0,020$, per tant:

$$1,00 \times 10^{-6} = x^2 / (0,020 - x) \approx 1,00 \times 10^{-6} \cdot 0,020 = x^2, x = 1,41 \times 10^{-4}$$

Per tant, $[\text{OH}^-] = 1,41 \times 10^{-4}$ M. I determinem el pH de la solució:

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = -\log 1,41 \times 10^{-4} = 3,85$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH}$$

$$\text{pH} = 14 - 3,85 = 10,15$$

- 18. L'àcid benzoic ($\text{C}_6\text{H}_5\text{—COOH}$) és un àcid carboxílic monopròtic que s'utilitza com a conservant dels aliments, ja que inhibeix el creixement microbià, sempre que el medi resultant de conservació de l'aliment tingui un pH menor de 5.**

Calculeu el pH d'una dissolució aquosa d'àcid benzoic amb una concentració de $8,1 \text{ g L}^{-1}$ i justifiqueu si és adequat com a líquid conservant.

Dades: Masses atòmiques relatives: H = 1,0; C = 12,0; O = 16,0.

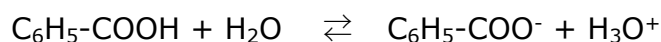
Constant d'acidesa de l'àcid benzoic a 25 °C: $K_a(\text{C}_6\text{H}_5\text{—COOH}) = 6,3 \times 10^{-5}$.

Determinem la concentració molar d'àcid benzoic $\text{C}_6\text{H}_5\text{—COOH}$:

la massa molar de $\text{C}_6\text{H}_5\text{—COOH}$ és de 122 g mol^{-1} , per tant:

$$8,1 \text{ g} \cdot 1 \text{ mol àcid benzoic} / 122 \text{ g} \cdot 1 \text{ L} = 0,0664$$

Establím ara l'equilibri de l'àcid benzoic:



C. Inicial 0,0664 — —

C. Equilibri 0,0664 - x x x

$$K_a = [\text{C}_6\text{H}_5\text{—COO}^-][\text{H}_3\text{O}^+] / [\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}]$$

$$6,3 \times 10^{-5} = x \cdot x / (0,0664 - x)$$

Aproximem, suposant que: $0,0664 - x \approx 0,0664$, pertant:

$$6,3 \times 10^{-5} = x^2 / (0,0664 - x) \approx 6,3 \times 10^{-5} \cdot 0,0664 = x^2, x = 2,045 \times 10^{-3}$$

Per tant, $[H_3O^+] = 2,045 \times 10^{-3} \text{ M}$. I determinem el pH de la solució:

$$\text{pH} = -\log [H_3O^+] = -\log 2,045 \times 10^{-3} = 2,69$$

$\text{pH} = 2,69 < \text{pH} = 5$, així doncs, sí que es pot utilitzar com a líquid conservant perquè el pH de la dissolució d'àcid benzoic és inferior a 5.

19. Hi ha una gran varietat de productes comercials per netejar i desinfectar les instal·lacions de munyir bestiar. Fins i tot es pot utilitzar, amb aquesta finalitat, una solució aquosa d'hidròxid de sodi preparada amb la dissolució de 28,8 g d'aquest hidròxid en aigua destil·lada, fins a obtenir 10 L de solució.

a) Calculeu el pH d'aquesta solució de neteja d'hidròxid de sodi a 25 °C.

NaOH Massa molecular = 40,0 g / mol

Concentració inicial de NaOH = $[28,8 \text{ g NaOH} \cdot (1 \text{ mol NaOH} / 40,0 \text{ g NaOH})] / (10 \text{ L})$

Concentració inicial de NaOH = 0,072 M

Reacció amb aigua: $\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{OH}^-$

L'hidròxid de sodi és una base forta i, per tant, la seva reacció en aigua està totalment desplaçada cap a la dreta. La concentració d'ió hidròxid serà igual a la concentració inicial de NaOH.

$[\text{OH}^-] = 0,072 \text{ M}$

$\text{pOH} = 1,14$

$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 12,86$

b) Si es necessiten 100 L de solució i es considera que el producte proposat és massa agressiu i es vol abaixar dues dècimes el seu pH, quants grans caldrà posar?

Si abaixem 2 dècimes el seu pH, tenim $\text{pH} = 12,66$

$\text{pOH} = 1,34$

$[\text{OH}^-] = 0,0457 \text{ M} = [\text{NaOH}]$

$0,0457 \text{ mol NaOH} \cdot (40,0 \text{ g NaOH} / 1 \text{ mol NaOH}) / (1 \text{ L}) \cdot 100 \text{ L} =$
 $= 182,8 \text{ g NaOH}$

- b) Si es necessiten 100 L de solució i es considera que el producte proposat és massa agressiu i es vol abaixar dues dècimes el seu pH, quants grans caldrà posar?**

Si abaixem 2 dècimes el seu pH, tenim $\text{pH} = 12,66$

$$\text{pOH} = 1,34$$

$$[\text{OH}^-] = 0,0457 \text{ M} = [\text{NaOH}]$$

$$0,0457 \text{ mol NaOH} \cdot (40,0 \text{ g NaOH} / 1 \text{ mol NaOH}) / (1\text{L}) \cdot 100 \text{ L} = 182,8 \text{ g NaOH}$$

Desenvolupa les teves competències

Bolquers tecnològicament avançats

- a) **Busqueu informació respecte del caràcter àcid o bàsic de l'orina. Justifiqueu per què es pot emprar un indicador? Es poden utilitzar tots els indicadors?**

Un indicador és una substància que canvia de color en funció del pH. El pH de l'orina es compren entre 4,5 i 8. Només es podran utilitzar aquells que virin en el aquest interval.

- b) **Una de les possibilitats és que l'indicador emprat sigui el verd de bromocresol, ja que no és tòxic i no irrita. Quins colors hauria de tenir el bolquer en sec i en humit? I si és el blau de bromofenol?**

- Groc en sec a verd o blau i de groc en sec a porpra humit
- L'interval de transició és d'entre 4 i 13, el que significa que un fort àcid no provocarà canvis de color.

- c) **Resposta oberta.**

Una qüestió d'higiene

$$30\text{mL} \cdot \frac{10\text{mL àc làctic}}{100\text{mL}} \cdot \frac{1,225\text{g}}{1\text{mL àc.Lac}} \cdot \frac{1\text{mol}}{90\text{g àc lac}} \cdot \frac{1}{30\text{mL}} \cdot \frac{1000\text{mL}}{1\text{L}} \cdot 1000\text{ mL} = 1,36\text{ mol}\cdot\text{dm}^{-3}.$$

	$\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_3$	+	H_2O	$\leftrightarrow$	$\text{C}_3\text{H}_5\text{O}_3^-$	+	H_3O^+
Concentració inicial	1,36 M				-		-
Concentració reacciona	x				x		x
Concentració final	1,36 - x				x		x

$$K_a = \frac{x^2}{1,36-x} \rightarrow 1,38 \cdot 10^{-4} = \frac{x^2}{1,36-x} \rightarrow x^2 + 1,38 \cdot 10^{-4}x = 1,877 \cdot 10^{-4}$$

$$x = 1,36 \cdot 10^{-2} \quad ; \quad [\text{H}_3\text{O}^+] = 1,36 \cdot 10^{-2}\text{ M} \quad \text{pH} = 1,87$$

— Quina concentració si el pH = 6? $[\text{H}_3\text{O}^+] = 1 \cdot 10^{-6}\text{ M}$

$$1,38 \cdot 10^{-4} = \frac{(10^{-6})^2}{c - 10^{-6}}$$

$$1,38 \cdot 10^{-4}c - 1,38 \cdot 10^{-10} = 1 \cdot 10^{-12}$$

$$c = \frac{1,39 \cdot 10^{-10}}{1,38 \cdot 10^{-4}} = 1,007 \cdot 10^{-6}\text{ M}$$