

ELS COLORS DELS OBJECTES, canvien al nostre voltants?

- a) **Busca informació sobre altres possibles productes que hi ha a la naturalesa que actuen com a indicadors àcid base.**

Resposta suggerida: cúrcuma, col de cabdell

- b) **Mostra a amistats i familiars una presentació dels canvis de colors deguts als canvis de pH.**

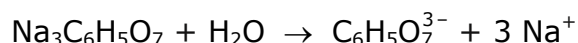
Resposta oberta

Activitats

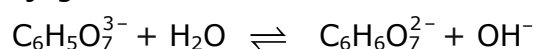
1. El citrat de sodi és l'additiu alimentari E-331. Té propietats antioxidants, és a dir, impedeix l'oxidació dels greixos dels aliments. Si se sap que l'àcid cítric és un àcid feble, determina el caràcter d'aquesta sal.

Dades: $K_a(\text{C}_6\text{H}_6\text{O}_7^{2-}) = 4,2 \cdot 10^{-7}$

El citrat de sodi és una sal que es dissocia totalment:



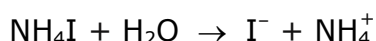
L'ió sodi és l'àcid conjugat d'una base forta i pràcticament no reacciona, Mentre que l'ió $\text{C}_6\text{H}_5\text{O}_7^{3-}$ és la base conjugada d'un àcid feble:



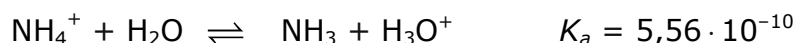
Per tant, el citrat de sodi té caràcter bàsic.

2. Raona si és possible que el iodur d'amoni tingui caràcter bàsic.

El iodur d'amoni es dissocia totalment segons:



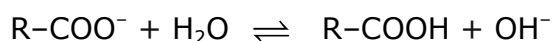
El pH serà àcid a causa de la hidròlisi de l'ió amoni:



Com que $K_a(\text{NH}_4^+) > K_b(\text{F}^-)$, el iodur d'amoni té un caràcter lleugerament àcid.

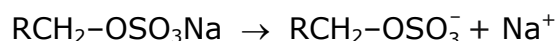
3. El sabó conté sals sòdiques d'un àcid gras (que és un àcid feble). Un dels inconvenients d'emprar sabons és l'alcalinitat que tenen: si són utilitzats en aigües molt dures (que contenen ions Ca^{2+} i Mg^{2+}) o aigües àcides, el sabó precipita en forma de sals de Ca^{2+} i Mg^{2+} dels àcids grassos. Justifica l'avantatge que suposa el fet d'utilitzar detergents en comptes de sabó, si se sap que la matèria activa dels detergents són sals sòdiques d'èsters derivats de l'àcid sulfúric.

Podem simbolitzar els sabons per R-COONa . La seva dissolució implica:



El sabó és una sal de caràcter bàsic i en presència d'ions calci i/o magnesi precipiten els hidròxids respectius.

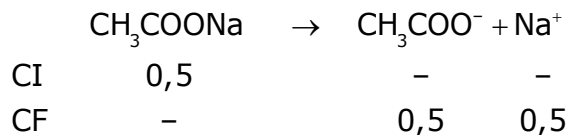
Podem simbolitzar els detergents per $\text{RCH}_2\text{-OSO}_3\text{Na}$. La seva dissolució implica:



L'ió $\text{RCH}_2\text{-OSO}_3^-$ pràcticament no reacciona. Per tant, els detergents són dissolucions aproximadament neutres.

4. Quin és el pH d'una dissolució reguladora formada per acetat de sodi 0,5 M i àcid acètic 0,8 M?

Com que l'acetat de sodi es dissocia totalment, la concentració d'ió acetat és la següent:



També sabem que $[\text{CH}_3\text{COOH}] = 0,8 \text{ M}$.

Substituïm les dades en l'expressió següent:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = K_a \cdot \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 1,8 \cdot 10^{-5} \cdot \frac{0,8}{0,5} = 2,88 \cdot 10^{-5}$$

Finalment:

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 2,88 \cdot 10^{-5} = 4,54$$

5. Si vols preparar una dissolució reguladora a pH = 5 i ho fas a partir d'un àcid feble HA 0,2 M de $K_a = 5 \cdot 10^{-6}$, quants mols de la sal sòdica de l'àcid (NaA) necessitaràs per cada litre de dissolució reguladora?

Apliquem la fórmula següent:

$$\text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{[\text{NaA}]}{[\text{HA}]}$$

$$5 = 5,3 + \log \frac{[\text{NaA}]}{0,2}$$

$$[\text{NaA}] = 0,1 \text{ M}$$

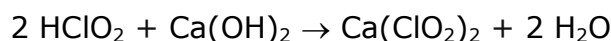
Per tant, per cada litre de dissolució reguladora es necessiten 0,1 mol de la sal sòdica.

6. L'àcid butanoic, també anomenat àcid butíric, està associat a mantega, formatges i altres productes que han sofert una fermentació butírica. Què hauríem d'afegir a una solució d'àcid butíric per tenir una solució amortidora de pH? Justifiqueu la resposta.

Una solució amortidora de pH és aquella que en afegir-li petites quantitats d'un àcid o d'una base (fort o feble), el pH es manté pràcticament constant (o varia molt poc). Per tenir una solució amortidora de pH cal afegir $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{COO}^-$ (o ió butanoat, base conjugada de l'àcid butanoic) a la solució aquosa d'àcid butanoic.

7. Volem neutralitzar 25 mL d'àcid clorós 0,17 M. Quin volum d'hidròxid de calci 0,08 M necessitem?

Es produeix la reacció de neutralització següent:



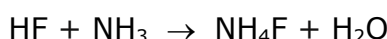
Per estequiometria:

$$0,025 \text{ dm}^3 \text{ HClO}_2 \cdot \frac{0,17 \text{ mol HClO}_2}{1 \text{ dm}^3 \text{ HClO}_2} \cdot \frac{1 \text{ mol Ca(OH)}_2}{2 \text{ mol HClO}_2} \cdot \frac{1 \text{ dm}^3 \text{ Ca(OH)}_2}{0,08 \text{ mol Ca(OH)}_2} \cdot \frac{1000 \text{ cm}^3}{1 \text{ dm}^3} = 26,6 \text{ cm}^3 \text{ Ca(OH)}_2$$

8. L'àcid fluorhídric és un àcid feble. Si disposem de 12 mL d'aquest àcid a una concentració 0,05 M:

- a) Quin volum d'amoníac 0,2 M necessitem per neutralitzar-lo?

La reacció de neutralització és:

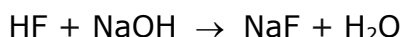


Per estequiometria:

$$0,012 \text{ dm}^3 \text{ HF} \cdot \frac{0,05 \text{ mol HF}}{1 \text{ dm}^3 \text{ HF}} \cdot \frac{1 \text{ mol NH}_3}{1 \text{ mol HF}} \cdot \frac{1 \text{ dm}^3 \text{ NH}_3}{0,2 \text{ mol NH}_3} \cdot \frac{1000 \text{ cm}^3}{1 \text{ dm}^3} = 3 \text{ cm}^3 \text{ NH}_3$$

- b) Si féssim la neutralització amb NaOH 0,2 M, quants mL en gastariem?

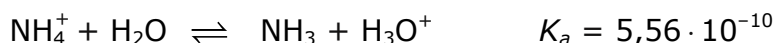
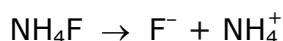
La reacció de neutralització és:



Com que la concentració de la base és la mateixa i l'estequiometria de la reacció també és mol a mol, necessitarem el mateix volum de base per neutralitzar l'àcid.

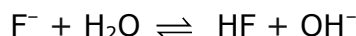
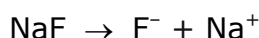
- c) Acabada la neutralització, com seria el pH en cada cas?

En el primer cas, el pH serà àcid a causa de la hidròlisi de l'ió amoni:



Com que $K_a(\text{NH}_4^+) > K_b(\text{F}^-)$, el pH és lleugerament àcid.

En el segon cas, el pH és bàsic a causa de la hidròlisi de l'ió fluorur i perquè la sal prové d'una base forta i un àcid feble.



Dades: $K_b(\text{NH}_3) = 1,8 \cdot 10^{-5}$; $K_a(\text{HF}) = 6,7 \cdot 10^{-4}$

9. Quin és el pH que resulta en mesclar 30 cm³ d'una dissolució d'àcid benzoic 0,6 M i 20 cm³ d'una dissolució d'hidròxid de potassi 0,22 M?

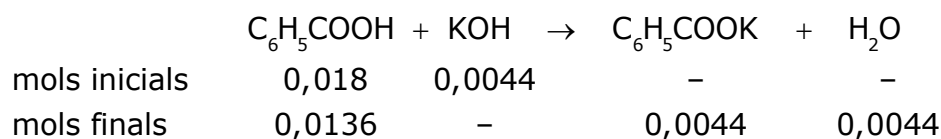
Dades: $K_a(\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}) = 6,28 \cdot 10^{-5}$

Calculem el nombre de mols d'àcid benzoic i d'hidròxid de potassi:

$$0,03 \text{ dm}^3 \cdot \frac{0,6 \text{ mol C}_6\text{H}_5\text{COOH}}{1 \text{ dm}^3} = 0,018 \text{ mol C}_6\text{H}_5\text{COOH}$$

$$0,02 \text{ dm}^3 \cdot \frac{0,22 \text{ mol KOH}}{1 \text{ dm}^3} = 0,0044 \text{ mol KOH}$$

Escrivim la reacció de neutralització que es produeix:

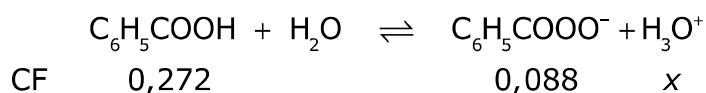


Calculem les concentracions finals considerant volums additius:

$$[\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}] = \frac{0,0136 \text{ mol}}{(0,03 + 0,02) \text{ dm}^3} = 0,272 \text{ M}$$

$$[\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-] = \frac{0,0044 \text{ mol}}{(0,03 + 0,02) \text{ dm}^3} = 0,088 \text{ M}$$

Es tracta d'una dissolució reguladora:



Escrivim l'expressió de la constant d'acidesa:

$$K_a = \frac{[\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}]} = \frac{0,088 \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{0,272} = 6,28 \cdot 10^{-5}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 1,94 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

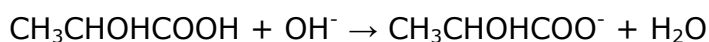
Finalment:

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 1,94 \cdot 10^{-4} = 3,71$$

- 10. La lactosa, un dels principals components de la llet, es degrada en contacte amb l'aire i forma l'àcid làctic, $\text{CH}_3\text{CHOHCOOH}$. La concentració d'aquest àcid és un paràmetre emprat per avaluar la frescor i la qualitat de la llet. L'acidesa mitjana de la llet fresca està normalment al voltant d'1,7 g d'àcid làctic per litre de llet; si la concentració d'àcid làctic és superior a 5,0 g per litre, es considera que la llet està quallada. Per determinar l'acidesa d'una mostra de llet, es valora l'àcid làctic de la mostra amb una solució aquosa d'hidròxid de sodi.**

- a) Escriuiu la reacció de valoració. Expliqueu raonadament si seria correcte emprar l'indicador verd de bromocresol per detectar el punt final d'aquesta valoració.**

Reacció de valoració:



Per detectar el punt final d'una valoració àcid-base cal emprar un indicador que viri de color a prop del punt d'equivalència (observeu la fig. 6.8). En el punt d'equivalència hem afegit una quantitat de base (NaOH) perquè tot l'àcid

làctic reaccionï, sense que sobri NaOH. Tenim en la solució: ió lactat, $\text{CH}_3\text{CHOHCOO}^-$ i aigua. El pH serà bàsic, ja que l'ió lactat és la base conjugada de l'àcid làctic (àcid feble).

Necessitem, doncs, un indicador que viri a la zona de pH bàsic. El verd de bromocresol vira a la zona àcida (pH= 3,8-5,6). Per tant, no és correcte emprar aquest indicador en la valoració de l'àcid làctic amb NaOH.

- b) Valorem 20,0 mL de llet amb una solució aquosa d'hidròxid de sodi 0,100 M i necessitem 8,5 mL de base per arribar al punt final. Expliqueu raonadament si la llet està quallada.**

Reacció de valoració: $\text{CH}_3\text{CHOHCOOH} + \text{OH}^- \rightarrow \text{CH}_3\text{CHOHCOO}^- + \text{H}_2\text{O}$

A partir de la reacció igualada (estequiometria)

$\text{NaOH } V = 8,50 \text{ mL} = 0,00850 \text{ L}$

$(0,00850 \text{ L}) \cdot (0,100 \text{ mol / L}) = 0,000850 \text{ mol NaOH}$

mol de NaOH gastats = mol inicials de $\text{CH}_3\text{CHOHCOOH}$

$\Rightarrow 0,000850 \text{ mol de } \text{CH}_3\text{CHOHCOOH}$

Ho transformem a grams:

$0,000850 \text{ mol àcid làctic} \cdot (90 \text{ g àcid làctic / 1 mol àcid làctic}) = 0,0765 \text{ g àcid làctic}$

Llet 20 mL = 0,020 L

Concentració de $\text{CH}_3\text{CHOHCOOH} = (0,0765 \text{ g}) / (0,020 \text{ L})$

Concentració d'àcid làctic = $3,825 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$

La concentració d'àcid làctic a la llet és més petita de $5,0 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$, per tant aquesta llet no està quallada.

Dades: Massa molecular relativa de l'àcid làctic = 90

Constant d'acidesa de l'àcid làctic (a 25 °C): $K_a = 3,2 \cdot 10^{-4}$

Interval de viratge (pH) de l'indicador verd de bromocresol: 3,8–5,6

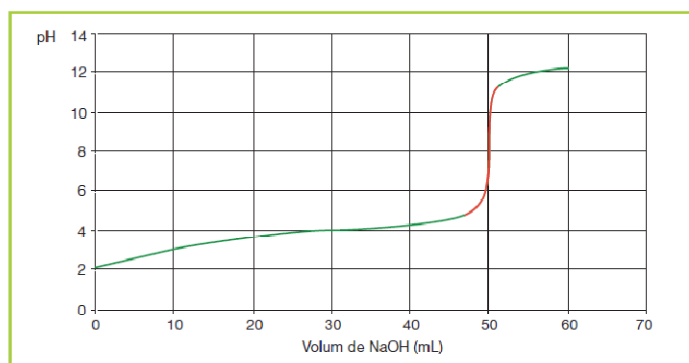


Fig. 6.8. Corba de valoració àcid làctic/NaOH.

- 11. Al laboratori disposem d'una solució d'àcid clorhídric 0,010 M i d'una solució d'hidròxid de sodi 0,50 M. Expliqueu el procediment experimental que seguiríeu i quin material utilitzaríeu en les situacions següents:**

- a) Per preparar 250,0 mL d'hidròxid de sodi 0,010 M a partir de la solució d'hidròxid de sodi 0,50 M.**

Formulació: hidròxid de sodi: NaOH

Calculem el volum de NaOH 0,50 M que necessitem per preparar 250 mL de NaOH:

0,010 M (dilució)

$$250 \text{ mL NaOH} \cdot \frac{0,100 \text{ mol NaOH}}{1000 \text{ mL NaOH}} \cdot \frac{1000 \text{ mL NaOH}}{0,50 \text{ mol NaOH}} = 5 \text{ mL NaOH}$$

Material i reactius:

- NaOH: 0,500 M
- Aigua destil·lada
- Vas de precipitats
- Pipeta aforada de 5 mL (amb pera)
- Matràs aforat de 250 mL

Procediment:

Col·loquem en un vas de precipitats una mica de solució de NaOH 0,500 M. Agafem un volum de 5 mL amb una pipeta (amb l'ajut d'una pera) i el transvasem a un matràs aforat de 250 mL. Hi afegim aigua destil·lada, i enrasem la solució als 250 mL (marca del matràs). Tapem el matràs amb el tap i ho agitem per homogeneïtzar bé la solució.

b) Per obtenir la corba de valoració de 25,0 mL d'àcid clorhídric 0,010 M amb hidròxid de sodi 0,010 M.

Formulació: àcid clorhídric: HCl

hidròxid de sodi: NaOH

El procediment experimental que hem de fer és:

- En un vas de precipitats hi transvasem quantitativament 25 mL de solució de HCl 0,01 M amb l'ajut d'una pipeta i una pera.
- En una bureta hi col·loquem la solució de NaOH 0,01 M i enrasem a un determinat volum (per exemple zero), procurant que a la bureta no hi quedi cap bombolla d'aire.
- En el vas on hi ha el HCl hi col·loquem un elèctrode de vidre connectat a un pHmetre (o un sensor que permeti fer una mesura proporcional al pH). Mesurem el pH inicial (volum NaOH afegit igual a 0 mL).
- Afegim un volum determinat de NaOH (cal mesurar-lo) i anotem el pH de solució. Això ho repetim per tenir un conjunt de valors de pH per a diferents volums afegits de NaOH, tot sobrepassant el punt d'equivalència (més de 25 mL de NaOH 0,01 M afegits).
- Es representen els valors experimentals de pH en funció del volum de NaOH i s'obté la corba de valoració.

Material:

- Vas de precipitats (o erlenmeyer)
- Pipeta aforada de 25 mL (amb pera)
- Bureta
- Elèctrode de vidre i pHmetre o sensor per mesurar pH

- 12. Els espàrrecs ja es cultivaven a Egipte fa uns 6000 anys; els grecs els varen portar a Itàlia, sent els romans els que els van introduir a Espanya. Els espàrrecs prefereixen terres sorrencs i s'adapten bé a pH alcalins de fins a 7,8. Els resulta molt difícil créixer en terrenys amb pH àcid. Quina és la concentració de H_3O^+ d'un terreny cultivat d'espàrrecs a pH 7,5?**

pH = 7,5 és un terreny alcalí, tenim que $\text{pOH} = 14 - 7,5 = 6,5$.

$$[\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-6,5} \text{ M} = 3,16 \times 10^{-7} \text{ M}$$

Calculem la concentració de H_3O^+ en mol/L:

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

$$10^{-14} = [\text{H}_3\text{O}^+] = 3,16 \times 10^{-7} ; [\text{H}_3\text{O}^+] = 3,16 \times 10^{-8} \text{ M}$$

- 13. La Hidroponia és un mètode, cada dia més extens, de conreu de plantes. Per tal que les plantes creixin, es fan servir solucions de nutrients minerals dins l'aigua, sense fer servir cap mena de terra. El pH ideal en hidroponia varia entre 5,5 i 6,5 segons el tipus de cultiu i la planta. Aquest rang de pH és ideal per a la millor absorció de micronutrients i macronutrients, com el nitrogen, el fòsfor i el potassi, assegurant unes bones condicions de creixement per a les plantes. Una vegada analitzada una solució hidropònica, la concentració de H_3O^+ és de $1,98 \times 10^{-6} \text{ M}$. Seria 10^{-6} M un pH òptim per a un cultiu hidropònic?**

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = 5,7$$

Si que estaria doncs dins el rang òptim per a un cultiu hidropònic.

- 14. Esbrina quins acords internacionals s'han signat per preservar el futur ecològic del planeta Terra. Et sembla que són suficients?**

Resposta oberta.

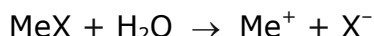
- 15. Quines són les zones europees més afectades per la pluja àcida? I a tot el món? A què penses que és degut?**

Resposta oberta.

Activitats finals

1. Una sal de fórmula genèrica MeX es dissol en aigua. Si el pH de la dissolució resultant té un valor de 9, raona quina serà la força de l'àcid i de la base dels quals deriva aquesta sal.

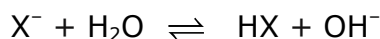
La reacció que es produeix és la següent:



Com que el pH de la dissolució resultant és bàsic es dedueix que:

$\text{Me}^+ + \text{H}_2\text{O}$ pràcticament no reacciona perquè és l'àcid conjugat d'una base forta:
 $\text{MeOH} \rightarrow \text{Me}^+ + \text{OH}^-$

En canvi, X^- és la base conjugada d'un àcid feble i reacciona amb l'aigua, segons l'equació:

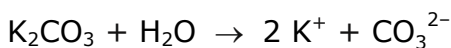


Per tant, la força de l'àcid de la qual deriva aquesta sal és feble, mentre que la força de la base de la qual deriva és forta.

2. Indica el caràcter àcid o bàsic de les dissolucions aquoses següents:

a) Carbonat de potassi.

Caràcter bàsic:

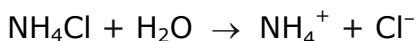


$\text{K}^+ + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ pràcticament no reacciona



b) Clorur d'amoni.

Caràcter àcid:

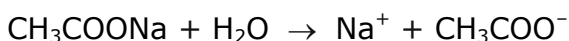


$\text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ pràcticament no reacciona

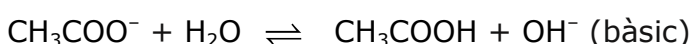


c) Acetat de sodi.

Caràcter bàsic:



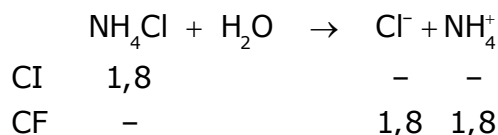
$\text{Na}^+ + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ pràcticament no reacciona



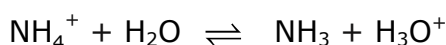
3. Disposem d'una dissolució aquosa de clorur d'amoni $1,8 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$. Escriu les equacions de les reaccions d'equilibri corresponents i calcula'n el pH.

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

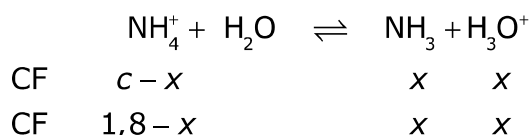
Les reaccions que es produeixen són les següents:



L'ió clorur pràcticament no reacciona (és la base conjugada d'un àcid fort), mentre que l'ió amoni és l'àcid conjugat d'una base feble i reacciona segons l'equilibri següent:



Calculem el pH de la dissolució resultant.



Hem de calcular K_a , ja que l'enunciat ens dona $K_b(\text{NH}_3)$:

$$K_a \cdot K_b = 10^{-14}$$

$$K_a = \frac{10^{-14}}{K_b} = \frac{10^{-14}}{1,8 \cdot 10^{-5}} = 5,56 \cdot 10^{-10}$$

Escrivim l'expressió de la constant d'acidesa:

$$K_a = \frac{[\text{NH}_3][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{NH}_4^+]} = \frac{x^2}{1,8 - x} = \frac{x^2}{1,8} = 5,56 \cdot 10^{-10}$$

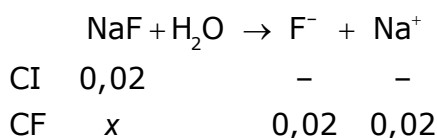
$$x = 3,16 \cdot 10^{-5}$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 3,16 \cdot 10^{-5} = 4,5$$

4. Calcula el pH d'una dissolució de concentració $0,02 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ de fluorur de sodi.

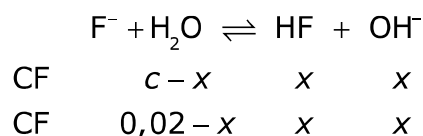
Dades: $K_a(\text{HF}) = 6,7 \cdot 10^{-4}$

Les reaccions que es produeixen són les següents:



L'ió sodi pràcticament no reacciona, perquè és l'àcid conjugat d'una base forta (NaOH).

En canvi, l'ió fluorur és la base conjugada d'un àcid feble i reacciona segons l'equilibri següent:



Hem de calcular K_b , ja que l'enunciat ens dona K_a (HF):

$$K_a \cdot K_b = 10^{-14}$$

$$K_b = \frac{10^{-14}}{K_a} = \frac{10^{-14}}{6,7 \cdot 10^{-4}} = 1,5 \cdot 10^{-11}$$

Escrivim l'expressió de la constant de basicitat:

$$K_b = \frac{[\text{HF}][\text{OH}^-]}{[\text{F}^-]} = \frac{x^2}{0,02 - x} = \frac{x^2}{0,02} = 1,5 \cdot 10^{-11}$$

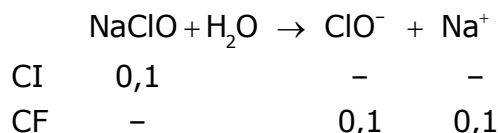
$$x = 5,48 \cdot 10^{-7}$$

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = -\log 5,48 \cdot 10^{-7} = 6,3$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 7,7$$

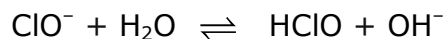
5. El pH d'una dissolució d'hipoclorit de sodi de concentració $0,1 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ és igual a 10,3. Justifica el valor del pH d'aquesta sal i calcula la constant d'acidesa de l'àcid hipoclorós.

El pH d'una dissolució d'hipoclorit de sodi és bàsic. Escrivim les reaccions que es produeixen:



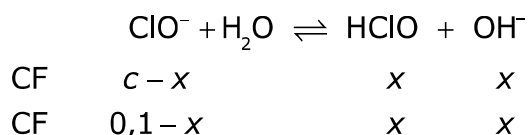
L'ió sodi pràcticament no reacciona, perquè és l'àcid conjugat d'una base forta (NaOH).

En canvi, l'ió hipoclorit és la base conjugada d'un àcid feble i reacciona segons l'equilibri següent:



Per tant, el pH de la dissolució resultant és bàsic.

Escrivim l'equació d'equilibri:



Calculem el pOH:

$$\text{pOH} = 14 - 10,3 = 3,7$$

I la concentració d'ions hidròxid:

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = 3,7$$

$$[\text{OH}^-] = 2 \cdot 10^{-4}$$

Escrivim l'expressió de la constant de basicitat:

$$K_b = \frac{[\text{HClO}][\text{OH}^-]}{[\text{ClO}^-]} = \frac{x^2}{0,1 - x} = \frac{(2 \cdot 10^{-4})^2}{0,1 - 2 \cdot 10^{-4}} = 4 \cdot 10^{-7}$$

I finalment, calculem el valor de K_a :

$$K_a \cdot K_b = 10^{-14}$$

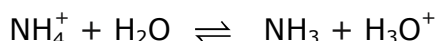
$$K_a = \frac{10^{-14}}{K_b} = \frac{10^{-14}}{4 \cdot 10^{-7}} = 2,5 \cdot 10^{-8}$$

6. En el punt d'equivalència, el pH és neutre? Per què?

No, en el punt d'equivalència el pH és determinat per la sal formada en la neutralització. Per tant, s'ha de considerar la hidròlisi de la sal, i el pH pot ser àcid, bàsic o neutre.

7. Justifica el caràcter àcid, bàsic o neutre de les espècies següents en dissolució aquosa: ió amoni, ió clorur, àcid nítric, ió metilamoni i ió acetat.

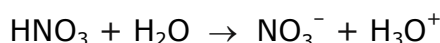
— El catió amoni és l'àcid conjugat d'una base feble i reacciona segons l'equilibri:



Té caràcter àcid.

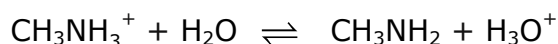
— L'ió clorur és la base conjugada d'un àcid fort i gairebé no reacciona. Té caràcter neutre.

— L'àcid nítric és un àcid fort que reacciona segons:



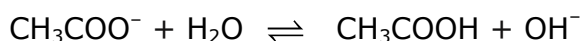
Té caràcter àcid.

— L'ió metilamoni és l'àcid conjugat d'una base feble:



Té caràcter àcid.

— L'ió acetat és la base conjugada d'un àcid feble:



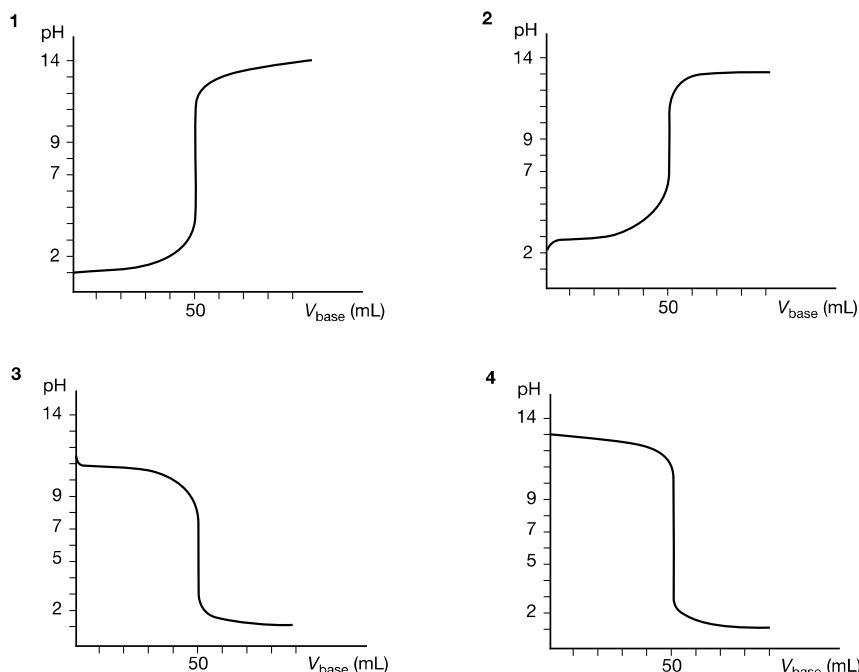
Té caràcter bàsic.

8. En el laboratori disposem de dissolucions de HF, HCl, NH_3 i KOH totes de la mateixa concentració. Tant el HCl com el HF es valoren amb una dissolució 0,2 M de NaOH, mentre que les dissolucions de NH_3 i de KOH es valoren amb HClO_4 .

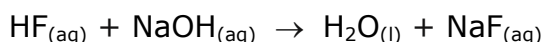
a) Escriviu les reaccions de neutralització.

Veure l'apartat c).

b) Determineu com serien les corbes de valoració del HF valorat amb NaOH i del KOH valorat amb HClO_4 .

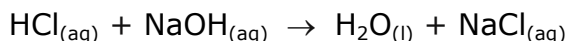


c) Justifiqueu el pH en el punt d'equivalència.

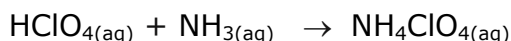


La gràfica 2 correspon a la neutralització d'un àcid feble amb base forta, ja que el pH inicial és més elevat i el canvi de pH és menys brusc.

El pH en el punt d'equivalència és bàsic.

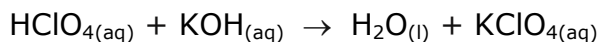


La gràfica 1 correspon a la neutralització d'un àcid fort amb base forta. El pH en el punt d'equivalència neutre.



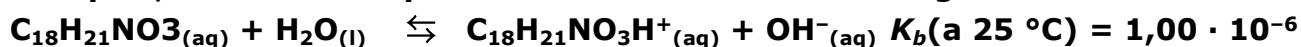
La gràfica 3 correspon a la neutralització d'un àcid fort amb base feble, ja que inicialment tenim pH bàsics però menors que si fos una base forta. El canvi de pH també és menys brusc.

El pH en el punt d'equivalència és àcid.



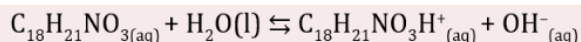
La gràfica 4 correspon a la neutralització d'un àcid fort amb base forta. El pH en el punt d'equivalència és neutre.

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



- a) Quan dissolem un fàrmac en una mica d'aigua obtenim una solució aquosa de codeïna 0,020 m. Calcula el pH d'aquesta solució a 25 °C.**

pH d'una solució de codeïna 0,020 M
Reacció d'equilibri àcid -base de la codeïna



Inicial	0,020		
Equilibri	0,020 - x	x	x

$$K_b = \frac{[\text{C}_{18}\text{H}_{21}\text{NO}_3\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{C}_{18}\text{H}_{21}\text{NO}_3]}$$

$1,00 \times 10^{-6} = [(x) \cdot (x)] / (0,020 - x)$. Suposem que: $0,020 - x \approx 0,020 \Rightarrow$

$1,00 \times 10^{-6} = x^2 / 0,020 - x = (1,00 \times 10^{-6} \times 0,020) / 2x = 1,41 \times 10^{-4}$
 $[\text{OH}^-] = 1,41 \times 10^{-4} \text{ M}$

Ionització de l'aigua: $K_w = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 1,0 \times 10^{-14}$
 $[\text{H}_3\text{O}^+] = 1,0 \times 10^{-14} / 1,41 \times 10^{-4}$
 $[\text{H}_3\text{O}^+] = 7,09 \times 10^{-11} \text{ M} \Rightarrow \text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log (7,09 \times 10^{-11})$
 $\text{pH} = 10,1$

Si l'equació es resol sense cap aproximació s'arriba a una equació de segon grau que dona aproximadament la mateixa solució.

També ho podem resoldre si després de calcular la concentració de OH^- , calculen el pOH com: $\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-]$, i seguidament calculen el pH amb l'equació: $\text{pH} = 14 - \text{pOH}$.

b) Valora un xarop incolor que conté codeïna amb una solució d'àcid clorhídric. Indica, raonadament, si el pH en el punt d'equivalència és àcid, neutre o bàsic. Digues quins dels indicadors següents podríem utilitzar per detectar el punt final d'aquesta valoració i justifica les respostes.

pH en el punt d'equivalència de la valoració

Reacció de valoració: $\text{C}_{18}\text{H}_{21}\text{NO}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{C}_{18}\text{H}_{21}\text{NO}_3\text{H}^+ + \text{Cl}^-$
codeïna (base feble) (àcid conjugat de la codeïna)

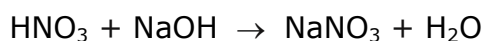
En el punt d'equivalència hem afegit suficient HCl perquè la codeïna reaccioni completament; en la solució tenim només els productes ($\text{C}_{18}\text{H}_{21}\text{NO}_3\text{H}^+$ i Cl^-). El pH de la solució en el punt d'equivalència de la valoració és àcid ($\text{pH} < 7$), ja que en aquest punt tenim ions $\text{C}_{18}\text{H}_{21}\text{NO}_3\text{H}^+$ (àcid conjugat de la codeïna, actuen com a àcid) i ions Cl^- (no s'hidrolitzen, és a dir, no actuen ni com a àcid ni com a base). Indicador per detectar el punt final de la valoració. L'indicador útil per detectar aquest punt, i donar-nos un punt final de valoració amb el mínim error, hauria de virar de color a prop del pH del punt d'equivalència.

Si consulteu el llibre, el vermell de metil és útil ja que vira a la zona àcida de pH (4,8-6,0). Altres indicadors com per exemple (fenolftaleïna i groc d'alizarina) no són útils ja que viren a la zona bàsica de pH (interval 8,0-9,6 i 10,1-12,0).

10. Una dissolució d'àcid nítric de densitat desconeguda es dilueix 10 vegades. Una mostra de 20 cm³ d'aquest àcid diluït necessita 22,8 cm³ d'una dissolució d'hidròxid de sodi de concentració 0,5 mol · dm⁻³ per neutralitzar-se.

Calcula la concentració expressada en $\text{g}\cdot\text{cm}^{-3}$ de la dissolució d'àcid nítric inicial.

La reacció de neutralització és:

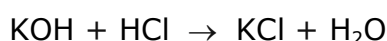
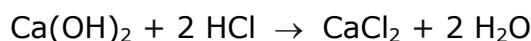


$$22,8 \cdot 10^{-3} \text{ dm}^3 \text{ NaOH} \cdot \frac{0,5 \text{ mol NaOH}}{1 \text{ dm}^3 \text{ NaOH}} \cdot \frac{1 \text{ mol HNO}_3}{1 \text{ mol NaOH}} = 0,0114 \text{ mol HNO}_3$$

$$[\text{HNO}_3] = \frac{0,0114 \text{ mol HNO}_3}{20 \text{ cm}^3/10} \cdot \frac{63 \text{ g HNO}_3}{1 \text{ mol HNO}_3} = 0,36 \text{ g}\cdot\text{cm}^{-3}$$

- 11. Calcula els grams d'àcid clorhídric concentrat, d'un 36,2 % en massa, que són necessaris per neutralitzar una dissolució que conté 1,25 g d'hidròxid de calci i 1,30 g d'hidròxid de potassi.**

Les reaccions de neutralització són:



Per estequiometria, calculem els mols d'àcid clorhídric necessaris per neutralitzar 1,25 g d'hidròxid de calci:

$$1,25 \text{ g Ca}(\text{OH})_2 \cdot \frac{1 \text{ mol Ca}(\text{OH})_2}{74 \text{ g Ca}(\text{OH})_2} \cdot \frac{2 \text{ mol HCl}}{1 \text{ mol Ca}(\text{OH})_2} = 0,034 \text{ mol HCl}$$

Tot seguit, calculem els mols d'àcid clorhídric necessaris per neutralitzar 1,30 g d'hidròxid de potassi:

$$1,30 \text{ g KOH} \cdot \frac{1 \text{ mol KOH}}{56 \text{ g KOH}} \cdot \frac{1 \text{ mol HCl}}{1 \text{ mol KOH}} = 0,023 \text{ mol HCl}$$

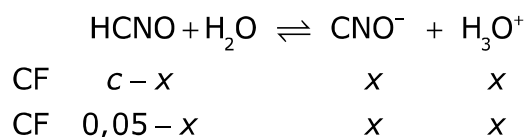
Per tant, per neutralitzar ambdós hidròxids necessitem 0,057 mols d'àcid clorhídric. Calculem, doncs, quants grams del 36,2 % en massa en necessitem:

$$0,057 \text{ mol HCl} \cdot \frac{36,5 \text{ g HCl}}{1 \text{ mol HCl}} \cdot \frac{100 \text{ g dissolució}}{36,2 \text{ g HCl}} = 5,75 \text{ g HCl } 36\% \text{ massa}$$

- 12. L'àcid ciànic (HCNO) i l'àcid cianhídric són dos àcids febles monopròtics.**

- a) Calcula el pH d'una dissolució 0,05 M d'àcid ciànic.**

Escrivim l'equació d'equilibri:



L'expressió de la constant d'equilibri és:

$$K_a = \frac{[\text{CNO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HCNO}]} = \frac{x^2}{0,05 - x} = 2,2 \cdot 10^{-4}$$

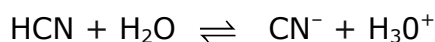
$$x^2 + 2,2 \cdot 10^{-4} x - 1,1 \cdot 10^{-5} = 0$$

$$x = 3,2 \cdot 10^{-3}$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 3,2 \cdot 10^{-3} = 2,5$$

b) Calcula la constant de basicitat de l'ió cianur.

Escrivim l'equació d'equilibri de l'àcid cianhídric:



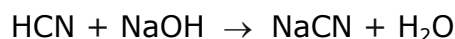
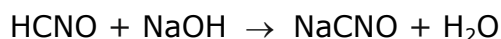
Com que l'enunciat ens dóna com a dada $K_a(\text{HCN}) = 4,9 \cdot 10^{-10}$, apliquem l'expressió següent:

$$K_a \cdot K_b = 10^{-14}$$

$$K_b = \frac{10^{-14}}{K_a} = \frac{10^{-14}}{4,9 \cdot 10^{-10}} = 2 \cdot 10^{-5}$$

c) Si tenim 100 mL d'una solució 0,1 M d'àcid cianhídric i 100 mL d'una solució d'àcid ciànic de la mateixa concentració, quina requerirà més hidròxid de sodi per ser neutralitzada? Justifica la resposta.

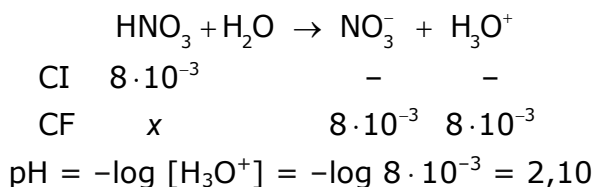
Les dues solucions necessitaran la mateixa quantitat d'hidròxid de sodi, ja que l'estequiometria de les dues reaccions de neutralització és mol a mol i estan totalment desplaçades cap a productes.



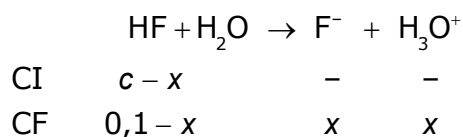
Dades: $K_a(\text{HCNO}) = 2,2 \cdot 10^{-4}$; $K_a(\text{HCN}) = 4,9 \cdot 10^{-10}$

13. Una dissolució 0,1 M d'àcid fluorhídric té el mateix pH que una solució $8 \cdot 10^{-3}$ M d'àcid nítric. Calcula el valor d'aquest pH i la K_a de l'àcid fluorhídric.

Calculem el pH de la dissolució d'àcid nítric:



L'àcid fluorhídric és un àcid feble i reacciona segons l'equilibri següent:



A partir de l'expressió de la constant d'acidesa, i tenint en compte que el pH de les dues dissolucions és el mateix, i per tant també ho és la concentració d'ions hidroni, podem escriure:

$$K_a = \frac{[\text{F}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HF}]} = \frac{x^2}{0,1 - x} = \frac{(8 \cdot 10^{-3})^2}{0,1 - 8 \cdot 10^{-3}} = 6,96 \cdot 10^{-4}$$

14. a) Ordena, de més a menys forta, les espècies químiques següents segons el caràcter que tinguin com a base: amoníac, ió acetat, hidròxid de sodi.

Com més elevat és el valor de la constant de basicitat, més desplaçat cap a productes es troba l'equilibri i, per tant, més forta és la base. L'hidròxid de sodi és una base forta i es dissocia totalment. Calculem la K_b de l'ió acetat:

$$K_a \cdot K_b = 10^{-14}$$

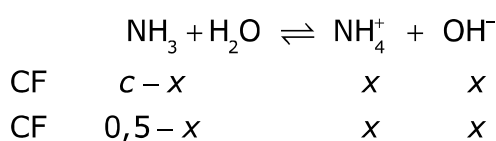
$$K_b = \frac{10^{-14}}{K_a} = \frac{10^{-14}}{1,8 \cdot 10^{-5}} = 5,56 \cdot 10^{-10}$$

Així, doncs:

$$K_b(\text{NaOH}) > K_b(\text{NH}_3) > K_b(\text{CH}_3\text{COO}^-)$$

- b) Calcula la concentració d'una dissolució d'hidròxid de sodi que tingui el mateix pH que una dissolució d'amoníac $0,5 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$.**

L'equilibri de dissociació de l'amoníac és:



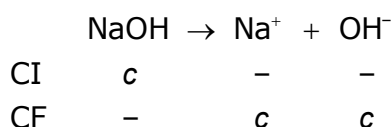
Escrivim l'expressió de la constant de basicitat:

$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]} = \frac{x^2}{0,5 - x} = 1,8 \cdot 10^{-5}$$

$$x^2 + 1,8 \cdot 10^{-5}x - 9 \cdot 10^{-6} = 0$$

$$x = 3 \cdot 10^{-3}$$

Com que la dissolució d'hidròxid de sodi té el mateix pH i l'hidròxid de sodi és una base forta (és a dir, es dissocia totalment):



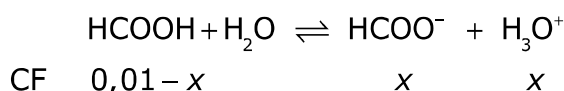
La concentració és $3 \cdot 10^{-3} \text{ M}$.

Dades: $K_b(\text{amoníac}) = 1,8 \cdot 10^{-5}$; $K_a(\text{àcid acètic}) = 1,8 \cdot 10^{-5}$

15. La constant d'acidesa de l'àcid fòrmic és $1,8 \cdot 10^{-4}$.

- a) Calcula el pH d'una dissolució $0,01 \text{ M}$.**

Escrivim l'equilibri de dissociació de l'àcid fòrmic:



Escrivim l'expressió de la constant d'acidesa:

$$K_a = \frac{[\text{HCOO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HCOOH}]} = \frac{x^2}{0,01 - x} = 1,8 \cdot 10^{-4}$$

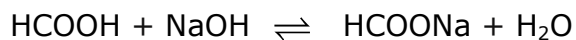
$$x^2 + 1,8 \cdot 10^{-4}x - 1,8 \cdot 10^{-6} = 0$$

$$x = 1,25 \cdot 10^{-3}$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 1,25 \cdot 10^{-3} = 2,90$$

- b) Calcula el volum d'hidròxid de sodi 0,0025 M que cal per neutralitzar 10 cm³ de la solució anterior.**

Escrivim la reacció de neutralització:



Per estequiometria:

$$0,01 \text{ dm}^3 \text{ HCOOH} \cdot \frac{0,01 \text{ mol HCOOH}}{1 \text{ dm}^3 \text{ HCOOH}} \cdot \frac{1 \text{ mol NaOH}}{1 \text{ mol HCOOH}} \cdot \frac{1 \text{ dm}^3 \text{ NaOH}}{0,025 \text{ mol NaOH}} \cdot \frac{1000 \text{ cm}^3}{1 \text{ dm}^3} = 40 \text{ cm}^3 \text{ NaOH}$$

Prepara't per a la universitat

1. 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.

Dades: Masses atòmiques relatives: $\text{H} = 1,0$; $\text{C} = 12,0$; $\text{O} = 16,0$. Constant d'acidesa de l'àcid benzoic a $25\text{ }^\circ\text{C}$: $K_a(\text{C}_6\text{H}_5\text{—COOH}) = 6,3 \times 10^{-5}$.

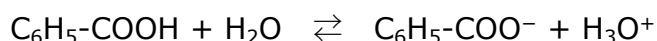
- a) Calculeu el pH d'una dissolució aquosa d'àcid benzoic de concentració $8,1\text{ g L}^{-1}$ i justifiqueu si és adequat com a líquid conservant.

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

Massa molar de $\text{C}_6\text{H}_5\text{—COOH}$: $7 \times 12 + 6 \times 1 + 2 \times 16 = 122\text{ g mol}^{-1}$

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

- Equilibri de l'àcid benzoic:



inici 0,0664

equilibri 0,0664 - x x x

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

- Càlcul concentració ió hidroni (oxidani/oxoni) i pH:

$$6,3 \times 10^{-5} = [(x) \cdot (x)] / (0,0664 - x) \text{ (equació 1)}$$

Suposant que $0,0664 - x \approx 0,0664$, tenim que:

$$x^2 = 6,3 \times 10^{-5} \cdot 0,0664 ; x = 2,04 \times 10^{-3}$$

és a dir, $[\text{H}_3\text{O}^+] = 2,045 \times 10^{-3}$, i per tant:

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log (2,045 \times 10^{-3}), \text{ pH} = 2,69$$

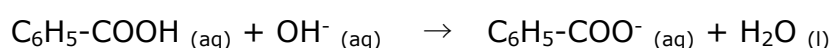
- Si l'equació 1 no se simplifica, cal resoldre una equació de segon grau que dona com a resultat la mateixa $[\text{H}_3\text{O}^+]$.

Donat que el medi de conservació de l'aliment ha de tenir un pH menor de 5, sí que es pot utilitzar com a líquid conservant perquè el pH de la dissolució d'àcid benzoic és inferior a 5:

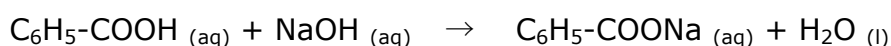
$$\text{pH} = 2,69 < \text{pH} = 5$$

b) Una indústria ha adquirit una dissolució aquosa d'acid benzoic. Per conèixer la concentració exacta d'aquesta dissolució es valoren 25 mL de la dissolució d'acid benzoic amb una dissolució aquosa d'hidròxid de sodi (NaOH). Escriu la reacció de valoració; després explica com faries en el laboratori aquesta valoració, i indica quin material i quines altres substàncies utilitzaries

Reacció de valoració



o també:



Material i altres substàncies per dur a terme la valoració

(a part de la mostra d'acid benzoic i la solució de NaOH)

- ✓ Bureta, amb un peu i pinça per subjectar-la.
- ✓ Pipeta aforada de 25 mL amb pera d'aspiració.
- ✓ Erlenmeyer (o vas de precipitats).
- ✓ Indicador àcid – base que viri a la zona de pH bàsic (fenolftaleïna, per exemple).

Procediment per dur a terme la valoració

- ✓ S'omple la bureta amb la solució de NaOH, evitant que es formin bombolles d'aire dins de la bureta.
- ✓ S'enrasa el volum de NaOH de la bureta (a zero o a un altre volum).
- ✓ Amb la pipeta aforada (i la pera) agafem els 25,0 mL de la dissolució d'acid benzoic i els transvasem a l'erlenmeyer (o vas de precipitats). Es pot afegir una mica d'aigua destil·lada per rentar les parets de l'erlenmeyer.
- ✓ Afegim 2-3 gotes de l'indicador àcid-base a l'erlenmeyer.
- ✓ Obrim la clau de la bureta i anem afegint NaOH, tot agitant contínuament l'erlenmeyer, fins que s'observi un canvi de color de la solució.
- ✓ Tanquem la clau de la bureta i anotem el volum consumit de NaOH gastat.

2. En l'elaboració del vinagre es produeix àcid etanoic (anomenat habitualment *àcid acètic*) com a producte de la fermentació del vi per acció d'acetobàcters que combinen l'etanol del vi i l'oxigen de l'aire. El RD 661/2012, del 13 d'abril, estableix la norma per a l'elaboració i la comercialització del vinagre i fixa les concentracions mínimes d'àcid acètic:

- Vinagre de vi: mínim, 60 g/L
- Altres vinagres: mínim, 50 g/L

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

Constant d'acidesa de l'àcid acètic a 25 °C: $K_a = 1,78 \times 10^{-5}$.

Nota: Suposeu que l'acidesa dels vinagres és deguda només a l'àcid acètic.

- a) **Escriviu la reacció de l'àcid acètic amb aigua. Digueu si un vinagre de vi pot tenir un pH de 3,0, i justifiqueu, quantitativament, la resposta.**

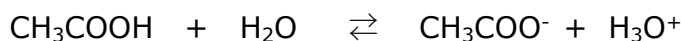
Formulació. Àcid acètic: CH_3COOH

Reacció de l'àcid acètic amb l'aigua: $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_3\text{O}^+$

Calculem, tenint en compte la dada que la concentració àcid acètic (vinagre de vi) ≥ 60 g/L, el pH per a una concentració d'àcid acètic de 60 g/L M (àcid acètic):

$$(2 \times 12,0) + (2 \times 16,0) + (4 \times 1,0) = 60 \text{ g/mol} \quad C = 60 \text{ g àcid acètic} / \text{L} \times (1 \text{ mol àcid acètic} / 60 \text{ g àcid acètic}) = 1 \text{ mol/L}$$

Reacció de CH_3COOH en aigua ($V = 1 \text{ L}$)



mols inicials

1

mols equilibri

$1 - x$

x

x

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

$$1,78 \times 10^{-5} = [(x) \cdot (x)] / [1 - x]$$

$$1,78 \times 10^{-5} = x^2 / (1 - x) \quad \text{equació (1)}$$

Si considerem: $1 - x \approx 1$, tenim que:

$$1,78 \times 10^{-5} = x^2 / (1), \quad x = 0,004219 \text{ mols}$$

és a dir, $[\text{H}_3\text{O}^+] = x = 0,004219 \text{ mol} / 1 \text{ L} = 0,004219 \text{ M}$.

I per tant:

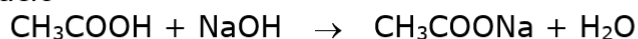
$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 0,004219 ; \quad \text{pH} = 2,4$$

Nota: si no es fa l'aproximació $1 - x \approx 1$, en l'equació (1), s'obté una equació de segon grau, i la solució és la mateixa: $\text{pH} = 2,4$.

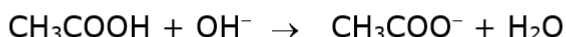
Si el vinagre de vi té una concentració d'àcid acètic superior a 60 g/L, la concentració en equilibri d'ions H_3O^+ serà superior a la calculada anteriorment, i el pH inferior, per tant, el pH d'un vinagre de vi ha de ser inferior o igual a 2,4. Així doncs, un vinagre de vi no pot tenir un $\text{pH} = 3,0$.

b) En valorar 5 mL d'un vinagre de poma amb una solució d'hidròxid de sodi 0,100 M necessitem 43,3 mL d'aquesta base per arribar al punt final. Escriu la reacció de valoració i indica raonadament si aquest vinagre compleix la normativa legal.

Reacció de valoració



o també:



Calculem la concentració d'àcid acètic del vinagre de poma

Dades: $V(\text{vinagre}) = 5,0 \text{ mL} = 0,005 \text{ L}$ $C(\text{NaOH}) = 0,100 \text{ M}$ (gastat de NaOH) = 43,3 mL = 0,0433 L $M(\text{àcid acètic}) = 60 \text{ g/mol}$

$0,0433 \text{ L NaOH} \times (0,100 \text{ mol NaOH} / \text{L NaOH}) \times (1 \text{ mol CH}_3\text{COOH} / 1 \text{ mol NaOH}) = 0,00433 \text{ mol CH}_3\text{COOH}$ (àcid acètic) = 0,00433 mol acètic / 0,005 L vinagre $C(\text{àcid acètic}) = 0,866 \text{ mol/L}$

- Poden emprar la fórmula: $V_a C_a = V_b C_b$ (vàlida quan l'estequiometria és 1 a 1).

$0,866 \text{ mol CH}_3\text{COOH} / \text{L} \times (60 \text{ g CH}_3\text{COOH} / 1 \text{ mol CH}_3\text{COOH}) = 51,96 \text{ g/LC}$ (àcid acètic) = 51,96 g/L

Dada de la normativa legal: vinagre de poma (altres vinagres) $\Rightarrow C(\text{àcid acètic}) \geq 50 \text{ g/L}$. Si comparem: $51,96 \text{ g/L} > 50 \text{ g/L}$, per tant, el vinagre de poma compleix la normativa legal.

3. L'acidosi i l'alcalosi són alteracions consistents en la disminució o l'augment, respectivament, del pH del plasma sanguini. Així, es diu que una persona pateix acidosi quan el pH del seu plasma cau per sota de 7,35, i que pateix alcalosi quan el seu pH supera el valor de 7,45. Aquests canvis del pH poden ser induïts per alteracions respiratòries o metabòliques que provoquen variacions rellevants en les concentracions d'algunes substàncies en el plasma.

a) El plasma sanguini d'un pacient presenta un valor de concentració d'ió hidròxid de $3,02 \cdot 10^{-9} \text{ g mL}^{-1}$ a 25°C . Digues si el pacient pateix acidosi o alcalosi, i justifica-ho.

Dada del pacient: $[\text{OH}^-]_{\text{plasma}} = 3,02 \times 10^{-9} \text{ g/mL}$

Calculem la concentració de OH^- en el plasma en mol/L:

Massa molecular $\text{OH}^- = 16,0 + 1,0 = 17,0 \text{ g/mol}$

$[\text{OH}^-]_{\text{plasma}} = 3,02 \times 10^{-9} \text{ g/mL} \times (1 \text{ mol OH}^- / 17,0 \text{ g OH}^-) \times (1000 \text{ mL} / \text{L})$
 $= 1,7765 \times 10^{-7} \text{ mol/L}$

Calculem la concentració de H_3O^+ en el plasma en mol/L:

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

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = K_W / [\text{OH}^-]$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{plasma}} = 1,00 \times 10^{-14} / 1,7765 \times 10^{-7} = 5,6290 \times 10^{-8} \text{ mol/L}$$

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

$\text{pH}_{\text{plasma}} (\text{pacient}) = -\log 5,6290 \times 10^{-8} = 7,25$

Comparem el valor del pH del pacient amb els valors del pH d'acidosi i d'alcalosi

Acidosi: $\text{pH}_{\text{plasma}} < 7,35$

Alcalosi: $\text{pH}_{\text{plasma}} > 7,45$

$\text{pH}_{\text{plasma}} (\text{pacient}) = 7,25$

El pH del plasma del pacient té un valor per sota de 7,35. Per tant el pacient pateix acidosi.

b) Al plasma sanguini hi actuen diversos sistemes reguladors del pH, el més important dels quals és el sistema àcid carbònic-ió hidrogencarbonat. En un experiment fet al laboratori, hem agafat quatre tubs d'assaig: en els dos primers (A i B) hi hem introduït plasma, i en els altres dos (C i D), aigua destil·lada. En mesurar el pH de cada tub, obtenim els valors que es mostren en les dades següents:

• Plasma. Tub A: $\text{pH}=7,4$; tub B: $\text{pH}=7,4$.

• Aigua destil·lada. Tub C: $\text{pH}=7$; tub D: $\text{pH}=7$.

Posteriorment, hem afegit al tub A i al tub C unes gotes d'una solució de HCl, mentre que al tub B i al tub D hi hem afegit unes gotes d'una solució de NaOH. Justifica, qualitativament, com es modificaran els valors del pH en cadascun dels quatre tubs.

Tub A i tub B: Inicialment contenen plasma ($\text{pH} = 7,4$)

⇒ Tub A: en afegir unes gotes d'HCl el pH no es modifica (o es modifica molt poc). Seguiria, aproximadament, en $\text{pH} = 7,4$.

⇒ Tub B: en afegir unes gotes de NaOH el pH no es modifica (o es modifica molt poc). Seguiria, aproximadament, en $\text{pH}=7,4$.

El plasma conté diversos sistemes reguladors de pH. La propietat d'aquests sistemes reguladors és que en afegir un àcid o una base, en quantitats moderades, el pH no es modifica (o es modifica molt poc).

Tub C i tub D: Inicialment contenen aigua destil·lada ($\text{pH} = 7,0$)

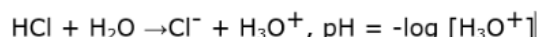
⇒ Tub C: en afegir unes gotes d'HCl el pH disminueix molt ($\text{pH} \ll 7,0$)

⇒ Tub D: en afegir unes gotes de NaOH el pH augmenta molt ($\text{pH} \gg 7,0$)

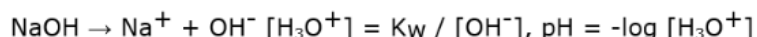
L'aigua no és un sistema regulador de pH. En afegir un àcid el seu pH disminueix; en afegir una base el seu pH augmenta.

Però en afegir un àcid fort (HCl) es generen molts ions H_3O^+ i el pH disminueix molt; en afegir una base forta (NaOH) es generen molts ions OH^- i el pH augmenta molt.

Fixem-nos:



Si afegim HCl, augmentem $[\text{H}_3\text{O}^+]$, i el pH disminueix.



Si afegim NaOH, augmentem $[\text{OH}^-]$, disminueix $[\text{H}_3\text{O}^+]$, i el pH augmenta.

4. L'àcid cloroacètic és un àcid monopròtic de fórmula ClCH_2COOH . És un àcid irritant de la pell que s'utilitza en dermatologia per a fer pílings o exfoliacions químiques, amb què s'eliminen les cèl·lules mortes de la capa més superficial de la pell.

a) Segons la normativa europea, el pH d'aquest tipus de tractament cutani no pot ser inferior a 1,5. Escriu la reacció de dissociació de l'àcid cloroacètic i calcula quants grams d'àcid cloroacètic ha de contenir com a màxim una dissolució aquosa de 100 mL d'aquest àcid perquè compleixi la normativa europea.

- Equilibri de l'àcid cloroacètic:



inici	C	--	--
equilibri	$C-x$	x	x

L'àcid cloroacètic és un àcid dèbil ($K_a = 1,35 \times 10^{-3}$):

$$K = \frac{[\text{ClCH}_2\text{COO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{ClCH}_2\text{COOH}]} = 1,35 \times 10^{-3} \alpha$$

El pH no pot ser inferior a 1,5 $\Rightarrow \text{pH} \geq 1,5$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-1,5} = 0,0316 \text{ M}; x = 0,0316 \text{ M}$$

- Concentració d'àcid cloroacètic:

$$K_a = \frac{[x][x]}{[C-x]} = \frac{0,0316^2}{C-0,0316} = 1,35 \times 10^{-3}$$

$$[C-x] C-0,0316$$

$$(C-0,0316) \cdot 1,35 \times 10^{-3} = 9,98 \times 10^{-4};$$

$$C = \frac{(9,98 \times 10^{-4} + 4,266 \times 10^{-5})}{1,35 \times 10^{-3}}$$

$$C = 0,770859 \text{ M}$$

- Grams d'àcid cloroacètic:

$$\text{Massa molecular (ClCH}_2\text{COOH)} = 35,5 + 2 \times 12,0 + 2 \times 16,0 + 3 \times 1,0 =$$

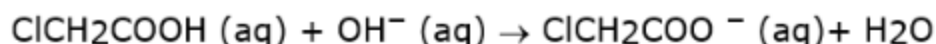
$$94,5 \text{ g mol}^{-1} \text{ Grams d'àcid com a màxim per preparar 100 mL de solució:}$$

$$\frac{100 \text{ mL}}{1 \text{ mol ClCH}_2\text{COOH}} \cdot 0,770859 \text{ mol ClCH}_2\text{COOH} \cdot 94,5 \text{ g} = 7,28461 \text{ g ClCH}_2\text{COOH} \cdot \frac{1000 \text{ mL}}{100 \text{ mL}}$$

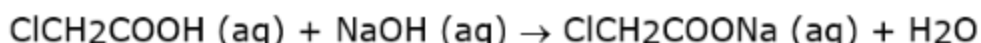
$$\Rightarrow \text{grams} = 7,2846 \text{ g ClCH}_2\text{COOH}$$

b) Aquest àcid es valora amb hidròxid de sodi. Escriu la reacció de valoració de l'àcid cloroacètic amb hidròxid de sodi. Justifica si el valor del pH del punt d'equivalència és àcid, bàsic o neutre. Fes un dibuix del muntatge experimental i indica el material de laboratori.

Reacció de valoració:



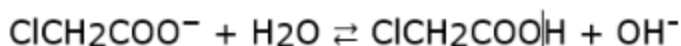
O també:



Justificació del pH en el punt d'equivalència

La sal que es forma en el procés de neutralització és cloroacetat de sodi ($\text{ClCH}_2\text{COONa}$).

El catió sodi (Na^+) no reacciona amb l'aigua, però l'anió cloroacetat ($\text{ClCH}_2\text{COO}^-$), que és la base conjugada d'un àcid dèbil, reaccionarà amb l'aigua i donarà lloc a una hidròlisi bàsica:



En el punt d'equivalència només tindrem l'anió $\text{ClCH}_2\text{COO}^-$ i el catió Na^+ . Per tant, el pH en el punt d'equivalència només és determinat per la presència de l'anió $\text{ClCH}_2\text{COO}^-$ i serà bàsic.

Material i reactius per a dur a terme la valoració:

(a part de la mostra d'àcid cloroacètic i la solució del NaOH)

- Bureta, amb un peu i una pinça per subjectar-la.
- Pipeta aforada amb pera d'aspiració per mesurar la mostra per valorar.
- Erlenmeyer (o vas de precipitats).
- Indicador àcid-base viri a la zona de pH bàsic (fenolftaleïna, per exemple).



5. En l'elaboració casolana del iogurt a partir de la llet, s'utilitzen bacteris, com el *Lactobacillus bulgaricus*, que produeixen àcid làctic, un àcid orgànic monopròtic.

a) Un iogurt conté 8,1 g/L d'àcid làctic. Calcula el pH del iogurt a 25 °C, considerant que l'únic àcid present i responsable de la seva acidesa és l'àcid làctic.

Massa molecular àcid làctic

$$(3 \times 12,0) + (3 \times 16,0) + (6 \times 1,0) = 90 \text{ g/mol}$$

Concentració de l'àcid làctic(iogurt) = 8,1 g/L. Transformem la concentració d'àcid làctic de g/L a mol/L:

$$8,1 \text{ g àcid làctic} / \text{L} \times (1 \text{ mol àcid làctic} / 90 \text{ g àcid làctic}) = 0,09 \text{ mol/L}$$

Càlcul del pH: reacció de l'àcid làctic en aigua (volum 1 litre)



mols inicial 0,09

mols equilibri 0,09 - x x x

$$K_a = [\text{CH}_3\text{CHOHCOO}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+] / [\text{CH}_3\text{CHOHCOOH}]$$

$$1,25 \times 10^{-4} = [(x) \cdot (x)] / [0,09 - x] \quad 1,25 \times 10^{-4} = x^2 / (0,09 - x)$$

Si considerem: $0,09 - x \approx 0,09 \Rightarrow 1,25 \times 10^{-4} = x^2 / (0,09)$

$$x = (1,25 \times 10^{-4} \times 0,09)^{1/2} = 3,354 \times 10^{-3} \text{ mols}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = x = 3,354 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+], \text{ pH} = -\log 3,354 \times 10^{-3} \Rightarrow \text{pH} = 2,5$$

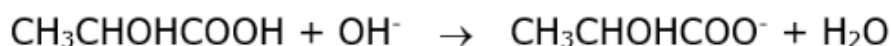
Si no es fa l'aproximació $0,09 - x \approx 0,09$, s'obté una equació de segon grau, i la solució és la mateixa: pH = 2,5.

b) Podem determinar la quantitat d'àcid làctic en un iogurt per volumetria emprant hidròxid de sodi 0,100 M com a solució valorant. En primer lloc, afegim aigua a una quantitat coneguda de iogurt; en segon lloc, ho agitem per a homogeneïtzar-ho, i, finalment, iniciem el procés de valoració.

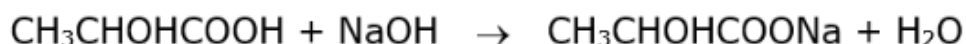
• **Escriu la reacció de valoració.**

• **Explica com realitzaries al laboratori aquesta valoració, i indica el material i les substàncies que utilitzaries.**

Reacció de valoració:



o també:



Material i altres substàncies per a dur a terme la valoració

(a part de la mostra –iogurt– i la solució de NaOH 0,100 M)

- Bureta, amb un peu i pinça per subjectar-la.
- Erlenmeyer (o vas de precipitats)
- Pipeta aforada (o pipeta) de 25 mL, amb pera d'aspiració –si volem mesurar el volum del iogurt. O balança, si volem mesurar la massa del iogurt.
- Indicador àcid-base que viri a la zona de pH bàsic (fenolftaleïna, per exemple).

Procediment per a dur a terme la valoració

- S'omple la bureta amb la solució de NaOH 0,100 M, evitant que es formin bombolles d'aire dins de la bureta.
- S'enrasa el volum de NaOH de la bureta (a zero o a un altre volum).
- Amb la pipeta aforada (i la pera) agafem un volum de iogurt i els transvasem a l'erlenmeyer (o vas de precipitats). Alternativament, amb una balança es pot mesurar una determinada massa de iogurt, que s'introdueixen un erlenmeyer. S'afegeix aigua i s'agita per homogeneïtzar.
- Afegim 2-3 gotes de l'indicador àcid-base a l'erlenmeyer.
- Obrim la clau de la bureta i anem afegint NaOH, tot agitant contínuament l'erlenmeyer, fins a observar un canvi de color de la solució (per exemple, d'incolore a rosat, si empren fenolftaleïna).
- Tanquem la clau de la bureta i anotem el volum consumit de NaOH.

- 6. El vinagre s'obté mitjançant fermentació acètica de vins de baixa graduació alcohòlica, causada per bacteris aerobis de la família Acetobacteraceae. El vi fermentat pren un gust agre quan l'etanol esdevé àcid etanoic, també anomenat àcid acètic.**

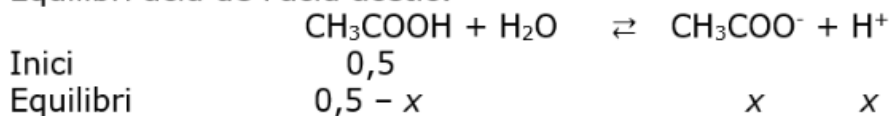
a) Una mostra de 10 mL de vinagre presenta un grau d'acidesa de 30, expressat en grams d'àcid acètic per litre de vinagre. Calcula el pH del vinagre considerant que l'únic àcid present a la mostra és l'acètic.

Àcid acètic: CH_3COOH

Concentració molar àcid acètic en vinagre:

$(30 \text{ g àcid acètic} / 1 \text{ L vinagre}) \times (1 \text{ mol àcid acètic} / 60 \text{ g àcid acètic}) = 0,5 \text{ M}$

Equilibri àcid de l'àcid acètic:



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

Càlcul concentració de protons i pH:

$$1,8 \times 10^{-5} = [(x) \cdot (x)] / (0,5 - x) \quad (\text{equació 1})$$

$$\text{Suposant que } 0,5 - x \approx 0,5 \Rightarrow 1,8 \times 10^{-5} = x^2 / 0,5$$

$$x = (1,8 \times 10^{-5} \cdot 0,5)^{1/2} = 2,99 \times 10^{-3}$$

$$[H^+] = 2,99 \times 10^{-3} \text{ M}$$

$$\text{pH} = -\log [H^+] = -\log (2,99 \times 10^{-3}); \quad \text{pH} = 2,52$$

Si l'equació 1 no es simplifica, cal resoldre una equació de 2n grau que dona com a resultat la mateixa concentració de protons.

b) Una mostra de 10 mL de vinagre presenta un grau d'acidesa de 30, expressat en grams d'àcid acètic per litre de vinagre. Calcula el pH del vinagre considerant que l'únic àcid present a la mostra és l'acètic.

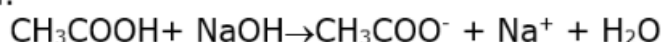
Càlcul concentració molar àcid acètic en vinagre: 3 % en pes correspon a 3 g d'àcid acètic en 100 g de vinagre.

La densitat del vinagre és 1 g/mL, per tant, la concentració és de 3 g d'àcid en 100 mL vinagre

$$(3 \text{ g àc.acètic}/100 \text{ mL vinagre}) \times (10^3 \text{ mL}/1 \text{ L}) \times (1 \text{ mol àc.acètic}/60 \text{ g àc.acètic}) = 0,5 \text{ M}$$

La mostra a valorar són 10 mL de vinagre d'una concentració d'àcid acètic 0,5 M.

L'àcid acètic és un àcid monopròtic que reacciona estequiomètricament amb l'hidròxid de sodi.



La concentració de l'hidròxid de sodi és també 0,5 M.

Volum àcid x Concentració àcid = Volum base x Concentració base

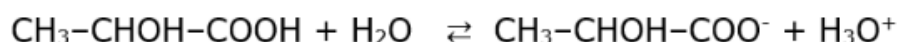
$$10 \text{ mL} \times 0,5 \text{ M} = \text{Volum base} \times 0,5 \text{ M} \rightarrow \text{Volum base} = 10 \text{ mL}$$

Necessitem 10 mL d'hidròxid de sodi 0,5 M per valorar els 10 mL de vinagre.

7. L'àcid làctic ($\text{CH}_3\text{—CHOH—COOH}$) és un compost orgànic sòlid i de color blanc que s'obté per síntesi química o per fermentació microbiana de diferents carbohidrats. En solució aquosa actua com un àcid monopròtic feble perquè la seva molècula conté un únic grup funcional carboxílic (—COOH).

a) Calcula el pH, a 25 °C, d'una solució aquosa d'àcid làctic 0,50 m.

Reacció de l'àcid làctic en aigua:



inici (en 1 L) 0,50

equilibri 0,50 - x x x

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

$$1,41 \cdot 10^{-4} = [(x) \cdot (x)] / [0,50 - x]$$

$$1,41 \cdot 10^{-4} = x^2 / (0,50 - x)$$

Aproximació: considerem $0,50 - x \approx 0,50$, per tant:

$$1,41 \cdot 10^{-4} = x^2 / (0,50)x = (1,41 \cdot 10^{-4} \cdot 0,50)^{1/2} = 8,3964 \cdot 10^{-3}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 8,3964 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+], \text{ pH} = -\log 8,3964 \cdot 10^{-3}, \text{ i tenim que } \text{pH} = 2,1$$

b) Al laboratori tenim una altra solució aquosa d'àcid làctic de concentració desconeguda. Per determinar-ne la concentració, en valorem 25 mL emprant una solució aquosa d'una base forta de concentració coneguda que ja tenim preparada. Indica quins dels reactius i materials de la llista següent necessitem per realitzar aquesta valoració al laboratori i explica quina és la seva funció en la valoració: HCl(aq) de concentració coneguda, NaOH(aq) de concentració coneguda, fenolftaleïna, pont salí, matràs aforat, bureta, pila, pipeta, calorímetre, balança, matràs d'Erlenmeyer i voltímetre

Valorem 25,0 mL d'una solució d'àcid làctic amb una solució aquosa d'una base forta de concentració coneguda.

De la taula necessitem: NaOH(aq) de concentració coneguda, Fenolftaleïna, Bureta, Pipeta, Erlenmeyer

Funció, en la valoració, dels reactius i materials de la taula necessaris:

- NaOH(aq) de concentració coneguda: base forta que s'utilitza com a reactiu (solució) valorant, perquè reaccioni amb l'àcid làctic
- Fenolftaleïna: indicador. Ens avisa quan s'acaba la reacció entre l'àcid i la base, mitjançant un canvi de color de la solució.
- Bureta. Estri que conté la solució de base forta (NaOH) de concentració coneguda. S'utilitza per anar afegint NaOH a la solució d'àcid làctic i ens permetrà mesurar el volum gastat de NaOH per dur a terme la valoració.
- Pipeta. Estri per mesurar els 25,0 mL de solució d'àcid làctic.
- Erlenmeyer. Recipient on realitzem la reacció de valoració.

Hi introduïm, inicialment, el volum de solució a valorar (25,0 mL d'àcid làctic) i, posteriorment, hi anem afegint la solució valorant (NaOH).

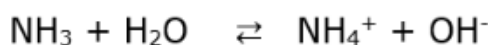
Dibuix (opcional): Erlenmeyer: solució d'àcid làctic i fenolftaleïna (indicador)
Bureta: NaOH(aq) de concentració coneguda.

8. El sulfamat (solució aquosa d'àcid clorhídric, HCl) i l'amoniac són algunes de les substàncies que es fan servir habitualment en la neteja de la llar: la primera perquè actua com a desinfectant i bactericida, i la segona perquè elimina bé els greixos.

a) Calcula el pH, a 25 °C, d'una solució aquosa d'amoniac 0,20 M.

Formulació de l'amoniac: NH_3

Càlcul del pH d'una solució d'amoniac en aigua:



Inicial 0,20

Equilibri 0,20 - x x x

$$K_b = [\text{NH}_4^+] \cdot [\text{OH}^-] / \text{NH}_3$$

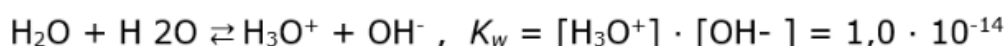
$$1,8 \cdot 10^{-5} = [(x) \cdot (x)] / (0,20 - x) \quad (\text{equació 1})$$

Suposant que $0,20 - x \approx 0,20$

$$1,8 \cdot 10^{-5} = x^2 / 0,20x = (1,8 \cdot 10^{-5} \times 0,20)^{1/2} = 1,897 \cdot 10^{-3}$$

$$[\text{OH}^-] = 1,897 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$

Reacció de l'autoionització de l'aigua:



$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 1,0 \cdot 10^{-14} / 1,897 \cdot 10^{-3}, \quad [\text{H}_3\text{O}^+] = 5,271 \cdot 10^{-12} \text{ mols/L}$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log (5,271 \cdot 10^{-12}); \quad \text{pH} = 11,3$$

Si l'equació 1 es resol sense cap aproximació, s'arriba a una equació de segon grau. En resoldre-la, s'arriba al mateix valor de pH: $\text{pH} = 11,3$.

També podem, després de calcular la concentració d'ions hidròxid, calcular el pOH ($\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = 2,7$), i seguidament trobar el pH:

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 11,3.$$

b) Escriu la reacció que es produeix en barrejar una solució aquosa d'amoníac amb sulfamat. Explica el procediment experimental que seguiries al laboratori per determinar l'entalpia d'aquesta reacció i indica el material que faries servir.

Tenim dues dissolucions aquoses de NH_3 i HCl (sulfamat), de concentració coneguda. Suposem que es troben inicialment a la mateixa temperatura. En un calorímetre hi aboquem un determinat volum o massa de dissolució de NH_3 i mesurem la temperatura (temperatura inicial).

Seguidament hi afegim un determinat volum o massa de sulfamat (dissolució de HCl). Tapem el calorímetre, agitem ràpidament la mescla i esperem un temps fins que la temperatura que ens marca el termòmetre s'estabilitzi. Mesurem aquesta temperatura final.

Material: Calorímetre (per exemple, un vas de plàstic amb tapa i aïllat), termòmetre, pipeta o proveta, si es mesura el volum de les dissolucions; o balança, si es mesura la massa de les dissolucions.

9. L'àcid benzoic ($\text{C}_6\text{H}_5\text{—COOH}$) és un àcid carboxílic monopròtic que s'utilitza en l'elaboració de cosmètics, tints, plàstics i repel·lents d'insectes.

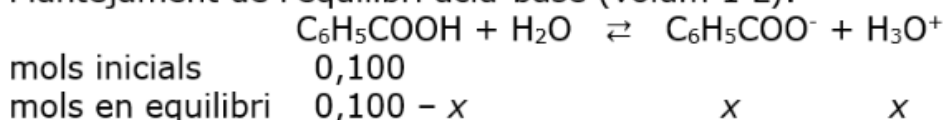
a) Al laboratori, preparem 250 mL d'una solució aquosa que conté 3,050 g d'àcid benzoic. En mesurar el pH d'aquesta solució a 25 °C, obtenim un valor de 2,60. Quin valor té la constant d'acidesa de l'àcid benzoic a 25 °C?

b) Escriu la reacció que es produeix en barrejar una solució aquosa d'amoniac amb sulfàmic. Explica el procediment experimental que seguiries al laboratori per determinar l'entalpia d'aquesta reacció i indica el material que faries servir.

Dades inicials

- Massa àc.benzoic: 3,050 g
- Volum de solució: 250 mL = 0,250 L
- Massa molecular àc.benzoic: $(6 \times 12) + (5 \times 1) + (12 + 16 \times 2 + 1) = 122 \text{ g/mol}$
- Concentració inicial d'àcid benzoic: $(3,050 \text{ g} / 0,250 \text{ L}) \times (1 \text{ mol} / 122 \text{ g}) = 0,100 \text{ M}$
- Concentració inicial d'àcid benzoic: 0,100 M

Plantejament de l'equilibri àcid-base (volum 1 L):



$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}}, \text{ si } \text{pH} = 2,60$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-2,60} = 2,5119 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

Per l'estequiometria de la reacció:

$$[\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] = x = 2,5119 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

$$[\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}] = 0,100 - x = 0,100 - 2,5119 \cdot 10^{-3} = 0,09749 \text{ M}$$

Constant d'acidesa (K_a):

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

$$K_a = (2,5119 \cdot 10^{-3} \text{ M})^2 / (0,09749); K_a = 6,5 \cdot 10^{-5}$$