

1. 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.
- 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.  
[1,25 punts]
- b) En valorar 5,0 mL d'un vinagre de poma amb una solució d'hidròxid de sodi 0,100 M necessitem 43,3 mL d'aquesta base per a arribar al punt final. Escriviu la reacció de valoració i indiqueu raonadament si aquest vinagre compleix la normativa legal.  
[1,25 punts]

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

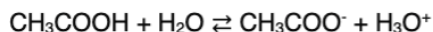
## Solució:

### Pregunta 1a

Formulació. Àcid acètic:  $\text{CH}_3\text{COOH}$

[– 0,5 p si no formulen bé]

Reacció de l'àcid acètic amb l'aigua



[0,2 p]

Justificar si un vinagre de vi pot tenir un  $\text{pH} = 3,0$

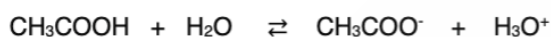
Dada. Concentració àcid acètic (vinagre de vi)  $\geq 60$  g/L

- Calculem el pH per a una concentració d'àcid acètic de 60 g/L

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

$$C = 60 \text{ g àcid acètic} / \text{L} \times (1 \text{ mol àcid acètic} / 60 \text{ g àcid acètic}) = 1 \text{ mol/L}$$

Reacció de  $\text{CH}_3\text{COOH}$  en aigua (volum 1 litre)



mols inicial            1

mols equilibri        1 – x                            x                            x

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

[0,3 p]

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

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

$$\text{Si considerem: } 1 - x \approx 1 \Rightarrow 1,78 \times 10^{-5} = x^2 / (1)$$

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

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

[0,3 p]

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

$$\text{pH} = -\log 0,004219 \Rightarrow \text{pH} = 2,4$$

[0,2 p]

- Es considerarà correcte si l'alumne no fa l'aproximació  $1 - x \approx 1$ . S'obté una equació de segon grau, i la solució és la mateixa:  $\text{pH} = 2,4$ .

- Raonem quin és l'interval de pH d'un vinagre de vi

Si el vinagre de vi té una concentració d'àcid acètic superior a 60 g/L, la concentració en equilibri d'ions  $\text{H}_3\text{O}^+$  serà superior a la calculada anteriorment, i el pH inferior.

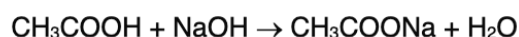
$\Rightarrow$  El pH d'un vinagre de vi ha de ser  $\leq 2,4$

Un vinagre de vi no pot tenir un  $\text{pH} = 3,0$

[0,25p]

## Pregunta 1b

### Reacció de valoració



[0,3 p]



### Justificar si el vinagre de poma compleix la normativa legal

- Calculem la concentració d'àcid acètic del vinagre de poma

Dades:

$$V (\text{vinagre}) = 5,0 \text{ mL} = 0,005 \text{ L}$$

$$C (\text{NaOH}) = 0,100 \text{ M}$$

$$V (\text{gastat de NaOH}) = 43,3 \text{ mL} = 0,0433 \text{ L}$$

$$M (\text{àcid acètic}) = 60 \text{ g/mol} \quad (\text{apartat a})$$

$$0,0433 \text{ L NaOH} \times (0,100 \text{ mol NaOH} / \text{L NaOH}) \times (1 \text{ mol CH}_3\text{COOH} / 1 \text{ mol NaOH}) =$$

$$= 0,00433 \text{ mol CH}_3\text{COOH}$$

$$C (\text{àcid acètic}) = 0,00433 \text{ mol acètic} / 0,005 \text{ L vinagre}$$

$$\mathbf{C (\text{àcid acètic}) = 0,866 \text{ mol/L}}$$

[0,5 p]

- Poden emprar la fórmula:  $V_a C_a = V_b C_b$  (vàlida quan l'estequiometria és 1 a 1).
- Si no esmenten que la fórmula anterior és vàlida quan l'estequiometria és 1 a 1, es penalitza 0,1 p.

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

$$\mathbf{C (\text{àcid acètic}) = 51,96 \text{ g/L}}$$

[0,2 p]

- Raonem si el vinagre de poma compleix la normativa

Dada de la normativa legal: vinagre de poma (altres vinagres)  $\Rightarrow C (\text{àcid acètic}) \geq 50 \text{ g/L}$

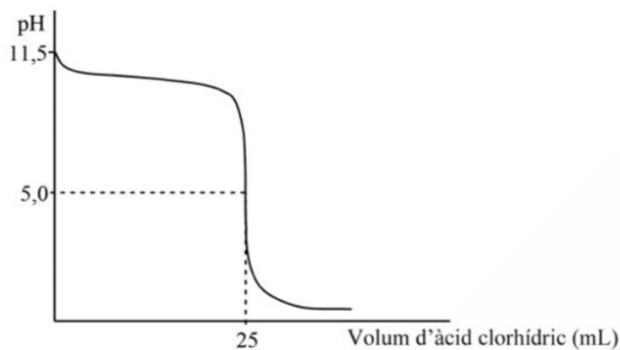
$$\text{Si comparem: } 51,96 \text{ g/L} > 50 \text{ g/L}$$

$\Rightarrow$  **el vinagre de poma compleix la normativa legal**

[0,25 p]

4. La determinació de la concentració d'una solució d'amoníac es duu a terme mitjançant una valoració àcid-base emprant una solució àcida de concentració coneguda.

Es valoren 5 mL d'una solució d'amoníac amb una solució d'àcid clorhídric 0,1 M. La corba de valoració obtinguda es representa en la figura següent:



- a) Descriviu el procediment experimental i el material necessari per a dur a terme la valoració. Calculeu la concentració de la solució d'amoníac.  
[1,25 punts]
- b) Calculeu la concentració d'ions hidroxil a la solució inicial d'amoníac. Diguen si el pH del punt d'equivalència és àcid, neutre o bàsic, i justifiqueu la resposta.  
[1,25 punts]

DADA: Constant d'ionització de l'aigua:  $K_w = 1,00 \times 10^{-14}$ .

## Solució:

### PREGUNTA 4a

Formulació: Amoníac NH<sub>3</sub>, àcid clorhídric HCl

[−0,5p si no es formulen, ja siguin 1 o 2 errors]

Material i reactius per dur a terme la valoració

- Aigua destil·lada, dissolució de HCl 0,1 M i dissolució de NH<sub>3</sub>
- Bureta, amb un peu i una pinça per subjectar-la
- Pipeta aforada de 5 mL (o graduada d'un volum superior), amb pera d'aspiració
- Erlenmeyer
- Indicador àcid-base
- Opcionalment agitador magnètic i mosca d'agitació

[0,3p]

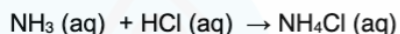
Procediment

- S'omple la bureta amb la dissolució de HCl 0,1 M, evitant que hi quedin bombolles d'aire dins
- S'enrasa el volum de HCl de la bureta a zero
- Es prenen 5 mL de NH<sub>3</sub> amb la pipeta i la pera i es transvasen a l'erenmeyer
- S'afegeixen 2-3 gotes d'indicador àcid-base a l'erenmeyer
- S'obre la clau de la bureta i s'afegeix HCl gota a gota dins l'erenmeyer, tot agitant contínuament, fins a observar un canvi de color de la solució, indicatiu del punt final de la valoració
- Es tanca la clau de la bureta i s'anota el volum gastat de HCl

[0,6p]

De la corba de valoració veiem que al punt d'equivalència s'han gastat 25 mL de HCl 0,1 M

La reacció de valoració és:



L'estequiometria de la reacció és 1:1. Al punt d'equivalència, els mols afegits d'àcid són iguals als mols de base:

$$n_{\text{àcid}} = n_{\text{base}}$$

$$\text{concentració}_{\text{àcid}} \cdot \text{volum}_{\text{àcid}} = \text{concentració}_{\text{base}} \cdot \text{volum}_{\text{base}}$$

$$\text{concentració}_{\text{base}} = \text{concentració}_{\text{àcid}} \cdot \text{volum}_{\text{àcid}} / \text{volum}_{\text{base}} =$$

$$= 0,1 \text{ M} \cdot 25 \text{ mL} / 5 \text{ mL} = 0,5 \text{ M}$$

[0,35p]

### PREGUNTA 4b

Concentració ió hidroxil

De la corba de valoració s'observa que el pH a l'inici és 11,5. En aquest punt l'erlenmeyer només conté amoníac. Per tant, podem calcular la concentració d'hidroxil a partir d'aquest pH.

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+] \rightarrow [\text{H}^+] = 10^{-\text{pH}}$$

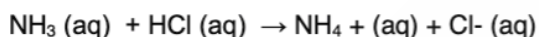
$$K_w = [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-]$$

$$[\text{OH}^-] = K_w / [\text{H}^+] = K_w / [10^{-\text{pH}}] = 10^{-14} / [10^{-11.5}] = 10^{-2.5} \text{ M} = 3,16 \times 10^{-3} \text{ M}$$

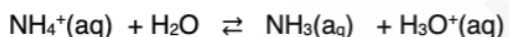
[0,65p]

Raonament pH punt equivalència

El pH al punt d'equivalència és 5,0 i correspon amb el punt d'inflexió de la corba. En aquest punt, la neutralització de l'amoniac per part de l'àcid clorhídric és completa i el pH és determinat per la hidròlisi de la sal:



Dels dos ions,  $\text{NH}_4^+$  i  $\text{Cl}^-$ , només l'amoni presenta hidròlisi àcida lliurant protons a l'aigua:



El valor de pH 5,0 (àcid) del punt d'inflexió de la corba és congruent amb el raonament.

Un altre raonament: Al punt d'equivalència el pH és àcid, ja que l'amoni és l'àcid conjugat de l'amoniac (base feble) i lliura protons a l'aigua.

[0,6p]