Química

Àcid-base, pH

Solucions · 73 exercicis

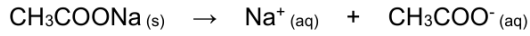
Proves d'accés a la universitat (PAU) de Catalunya. Ordenats del més recent al més antic.
Retalls dels exàmens i pautes oficials (selecat.cat / universitats.gencat.cat).

1. PAU 2026 · Setembre · Sèrie 2 · Exercici 3

Exercici 3.1 [1,25 punts]

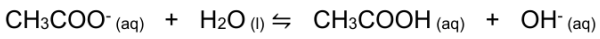
- **Activitat àcid-base de l'acetat de sodi**

  Quan l'acetat de sodi es dissol en aigua, produeix ions Na^+ i ions acetat (CH_3COO^-).

  $$CH_3COONa_{(s)} \rightarrow Na^+_{(aq)} + CH_3COO^-_{(aq)}$$

  D'aquests ions, els Na^+ no tenen activitat àcid-base. En canvi, els ions acetat són la base conjugada de l'àcid acètic, que és un àcid feble ($K_a(CH_3COOH) = 1{,}78 \cdot 10^{-5}$). En conseqüència, els ions acetat són una base feble que en medi aquós donaran lloc al següent equilibri de basicitat:

  $$CH_3COO^-_{(aq)} + H_2O_{(l)} \leftrightharpoons CH_3COOH_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$$

  En conclusió, l'acetat de sodi es comporta com una base feble en aigua.

  [0,20 punts]

- **Selecció de la solució patró per a la valoració**

  $HCl_{(aq)}$ 0,010 M: és un àcid fort que servirà per valorar solucions bàsiques.

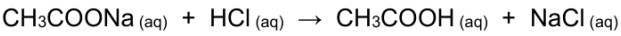
  $NaOH_{(aq)}$ 0,010 M: és una base forta que servirà per valorar solucions àcides.

  Com que CH_3COONa és un compost bàsic, la solució patró que s'haurà d'utilitzar per valorar-lo serà l'$HCl_{(aq)}$ 0,010 M.

  [0,20 punts]

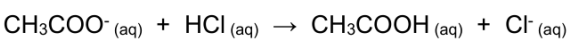
- **Reacció de neutralització i punt d'equivalència**

  - Reacció de neutralització:

    $$CH_3COONa_{(aq)} + HCl_{(aq)} \rightarrow CH_3COOH_{(aq)} + NaCl_{(aq)}$$

    o

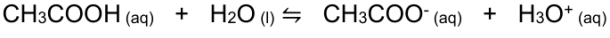
    

    $$CH_3COO^-_{(aq)} + HCl_{(aq)} \rightarrow CH_3COOH_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$$

    [0,20 punts]

  - Punt d'equivalència:

    Els productes de la neutralització de l'acetat de sodi són el NaCl (o el Cl^-), que no té activitat àcid-base, i l'àcid acètic, que és un àcid feble:

    $$CH_3COOH_{(aq)} + H_2O_{(l)} \leftrightharpoons CH_3COO^-_{(aq)} + H_3O^+_{(aq)}$$

    Per tant, el pH del punt d'equivalència serà àcid ja que vindrà determinat per l'equilibri d'acidesa de l'àcid acètic.

    [0,10 punts]

  - Indicador:

    L'ataronjat de metil sí que es pot utilitzar com a indicador de la valoració, ja que canvia de color a pH àcid (pH 3,1 - 4,0) que coincideix amb el pH del punt d'equivalència de la valoració.

    [0,10 punts]

- **Càlcul de la concentració d'acetat de sodi per valoració àcid-base**

  Massa molar de l'acetat de sodi (CH_3COONa) = $2 \cdot 12 + 2 \cdot 16 + 1 \cdot 23 + 3 \cdot 1 = 82$ g mol^{-1}

  Volum patró HCl emprat: 15,6 mL

  Concentració de l'HCl emprada: 0,01 M

  Volum de mostra (salsa culinària) analitzat: 50 mL = 0,05 L

  Per calcular la concentració de l'acetat de sodi en la mostra, es comença el càlcul a partir del volum de reactiu valorant utilitzat (l'àcid clorhídric):

  Concentració de CH_3COONa = 15,6 mL HCl · (1 L / 1000 mL) · (0,01 mol HCl / 1 L) · (1 mol CH_3COONa / 1 mol HCl) · (82 g CH_3COONa / 1 mol CH_3COONa) · (1 / 0,05 L salsa) = 0,256 g L^{-1}

  [0,45 punts]

Exercici 3.2 [1,25 punts]

- **Identificació del pic de més energia de l'espectre d'IR**

  La posició dels pics de l'espectre d'IR es donen en nombre d'ona ($\bar{\upsilon}$), en unitats de cm^{-1}. Per identificar la relació entre nombres d'ona i energia, cal tenir en compte les següents equacions:

  Longitud d'ona (λ) = $\bar{\upsilon}^{-1}$

  Freqüència (v) = velocitat de la llum al buit (c) / $\lambda = c \cdot \bar{\upsilon}$

  Energia (E) = $h \cdot v = h \cdot c \cdot \bar{\upsilon}$

  D'aquí es pot concloure, que els nombres d'ona són proporcionals a l'energia; és a dir, que el pic de més energia de l'espectre IR correspon al de nombre d'ona més gran: $\bar{\upsilon} = 3024\ cm^{-1}$.

  [0,20 punts]

- **Càlcul de la freqüència, longitud d'ona i energia**

  - Longitud d'ona:

  $$\lambda = \bar{\upsilon}^{-1} \Rightarrow \lambda = 1 / (3024\ cm^{-1}) = 3{,}307 \cdot 10^{-4}\ cm = 3{,}307 \cdot 10^{-6}\ m = 3307\ nm$$

  [0,20 punts]

  - Freqüència:

  $$v = c / \lambda \Rightarrow v = (3{,}0 \cdot 10^{8}\ m \cdot s^{-1}) / (3{,}307 \cdot 10^{-6}\ m) = 9{,}072 \cdot 10^{13}\ s^{-1}\ (o\ Hz)$$

  [0,20 punts]

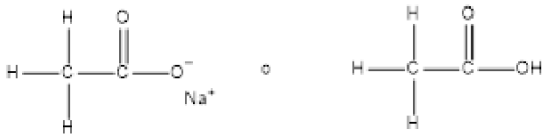
  - Energia:

  $$E = h \cdot v \Rightarrow E = (6{,}63 \cdot 10^{-34}\ J \cdot s) \cdot (9{,}072 \cdot 10^{13}\ s^{-1}) = 6{,}015 \cdot 10^{-20}\ J$$

  [0,20 punts]

- **Anàlisi de l'espectre d'IR**

  L'espectre d'IR ha de correspondre a l'acetat de sodi o al seu producte de valoració, és a dir, l'àcid acètic:



Acetat de sodi Àcid acètic

  Els enllaços que presenten cadascuna d'aquestes molècules que poden donar lloc a senyals característics a l'espectre d'IR són:

  CH_3COONa: enllaços C-H ($\bar{\upsilon}$ = 3000 – 2850 cm^{-1} segons la taula), i C=O en grup àcid carboxílic desprotonat ($\bar{\upsilon}$ = 1610 – 1550 cm^{-1})

  CH_3COOH: enllaços O-H ($\bar{\upsilon}$ = 3550 – 2500 cm^{-1}), C-H ($\bar{\upsilon}$ = 3000 – 2850 cm^{-1}), i C=O en grup àcid carboxílic ($\bar{\upsilon}$ = 1800 – 1650 cm^{-1})

  Tenint això en compte, els pics de l'espectre a $\bar{\upsilon} = 3024\ cm^{-1}$ (enllaç O-H) i 1714 cm^{-1} (enllaç C=O en grup àcid carboxílic) són característics de l'àcid acètic i no haurien d'estar a l'espectre de l'acetat de sodi. Per tant, l'espectre d'IR mostrat correspon a l'àcid acètic.

  [0,45 punts]

2. PAU 2026 · Setembre · Sèrie 2 · Exercici 4

Exercici 4.1 [1,25 punts]

- **Càlcul de les concentracions en equilibri**

- Concentració inicial de nitrat d'amoni:

Massa de NH_4NO_3 = 14,25 g

Volum d'aigua = 100,0 mL

Massa molecular de NH_4NO_3 = 80 g mol^{-1}

Concentració inicial de NH_4NO_3 = $c^0_{NH_4NO_3}$ = (14,25 g NH_4NO_3 / 100 mL) · (1 mol NH_4NO_3 / 80 g NH_4NO_3) · (1000 mL / 1 L) = 1,78 M

[0,10 punts]

- Concentració a l'equilibri d'ions nitrat:

En dissoldre'l en aigua, el nitrat d'amoni es dissocia totalment en els seus ions:

$$NH_4NO_{3\,(s)} \longrightarrow NH_4^{+}{}_{(aq)} + NO_3^{-}{}_{(aq)}$$

D'aquests ions, els nitrats no tenen cap tipus d'activitat àcid-base, ja que deriven de l'àcid nítric que es un àcid fort. Per tant:

$$[NO_3^-] = c^0_{NH_4NO_3} = 1{,}78\ M$$

[0,10 punts]

- Concentració a l'equilibri d'ions amoni, amoníac i ions hidroni:

Els ions amoni formats en dissoldre's el nitrat d'amoni sí que tenen activitat àcid-base, generant amoníac i ions hidroni en reaccionar amb l'aigua:

$$NH_4^{+}{}_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons NH_{3\,(aq)} + H_3O^{+}{}_{(aq)} \qquad K_a = 5{,}62 \times 10^{-10} \text{ a } 25\ ^\circ C$$

	NH_4^+	H_2O	NH_3	H_3O^+
Inicial	1,78		0	0
Equilibri	1,78-x		x	x

Per tant:

$$K_a = \frac{[H_3O^+]\cdot[NH_3]}{[NH_4^+]} = \frac{x^2}{1{,}78 - x} = 5{,}62\cdot10^{-10}$$

[0,20 punts]

La resolució d'aquesta equació es pot fer tant amb aproximacions com sense, i es considerarà correcta en qualsevol dels dos casos (0,45 punts):

Resolució amb aproximació: Si es considera que el grau de dissociació de NH_4^+ és menyspreable (x << 1,78), la seva concentració a l'equilibri serà equivalent a la inicial:

$$[NH_4^+] = 1{,}78\ M$$

En aquest cas, l'equació a resoldre es simplifica:

$$K_a = \frac{[H_3O^+]\cdot[NH_3]}{[NH_4^+]} = \frac{x^2}{1{,}78} = 5{,}62\cdot10^{-10} \Rightarrow x = \sqrt{1{,}78\cdot5{,}62\cdot10^{-10}} = 3{,}163\cdot10^{-5}\ M$$

Per tant: $[NH_3] = [H_3O^+] = 3{,}16\cdot10^{-5}\ M$

[0,45 punts]

Resolució sense aproximació: En aquest cas, cal solucionar la següent equació de segon grau:

$$x^2 + 5{,}62\cdot10^{-10}\,x - 1{,}00\cdot10^{-9} \quad \Rightarrow \quad x = 3{,}16\cdot10^{-5}\ \text{M i } x = -\,3{,}16\cdot10^{-5}\ \text{M}$$

D'aquests valors de x, només el positiu té sentit químic, per la qual cosa:

$$[NH_3] = [H_3O^+] = x = 3{,}16\cdot10^{-5}\ \text{M} \qquad \text{i} \qquad [NH_4^+] = 1{,}78 - 3{,}16\cdot10^{-5} \approx 1{,}78\ \text{M}$$

[0,45 punts]

- Concentració a l'equilibri d'ions hidroxil:

Com que el medi és aquós, també hi trobarem ions hidroxil a causa de l'equilibri d'autoionització de l'aigua:

$$2\ H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_3O^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)} \qquad K_w = 1{,}0 \times 10^{-14} \text{ a } 25\ ^oC$$

A partir del valor de K_w i de $[H_3O^+] = 3{,}162\cdot10^{-5}$ M:

$$K_w = [H_3O^+]\,[OH^-] = 3{,}16\cdot10^{-5}\cdot[OH^-] = 1{,}00\cdot10^{-14} \quad \Rightarrow \quad [OH^-] = 3{,}16\cdot10^{-10}\ \text{M}$$

[0,15 punts]

- **Efecte sobre la disponibilitat de ferro i fòsfor**

El pH de la solució de nitrat d'amoni serà: $pH = -\log(3{,}16\cdot10^{-5}) = 4{,}50$.

En tractar-se d'un pH àcid, aquesta solució acidificarà el medi.

[0,15 punts]

Per tant, tenint en compte la informació que es dona a l'enunciat de l'exercici, l'addició de nitrat d'amoni facilita la captació de ferro per les plantes però en dificulta la de fòsfor.

[0,10 punts]

Exercici 4.2 [1,25 punts]

- **Efecte de la temperatura**

  Segons la teoria de col·lisions, un increment de la temperatura augmentarà la velocitat de les espècies que han de reaccionar i les col·lisions entre elles, afavorint que es produeixin més col·lisions reactives per unitat de temps. En conseqüència, un augment de la temperatura comportarà un augment de la velocitat de producció de nitrit a partir d'amoni.

  [0,45 punts]

- **Efecte de la concentració d'oxigen**

  Atès que la velocitat d'una reacció depèn del producte de la constant de velocitat per la concentració de reactius elevada a un cert exponent, l'augment de la concentració d'oxigen al sòl accelerarà la reacció d'oxidació de l'amoni per formar nitrat. Dit d'una altra manera, a major nombre de molècules d'oxigen al medi, major nombre de col·lisions reactives es podran produir per unitat de temps.

  [0,45 punts]

- **Efecte de l'acidificació del medi**

  Si l'acidificació del medi disminueix la quantitat de bacteris del gènere *Nitrosomonas* als sòls, la velocitat de la reacció d'oxidació d'amoni disminuirà, ja que aquesta reacció està catalitzada pels enzims d'aquests microorganismes. Per tant, com menor sigui el nombre de bacteris, menor quantitat de catalitzadors hi haurà, la qual cosa reduirà el seu efecte d'acceleració de la velocitat de la reacció.

  [0,35 punts]

Exercici 4.3 [1,25 punts]

- **Semireacció que té lloc al càtode de les biopiles**

  Al càtode d'una pila electroquímica es produeix la semireacció de reducció.

  [0,15 punts]

  En aquest cas concret, l'enunciat de l'exercici diu que al càtode reaccionen els protons amb oxigen i electrons per produir aigua, per la qual cosa la semireacció de reducció ha de ser:

  $$O_{2\,(aq)} + 4H^+_{(aq)} + 4e^- \rightarrow 2H_2O_{(l)}$$

  [0,35 punts]

- **Càlcul dels grams d'oxigen consumits**

  Corrent aplicat (I) = 0,25 A = 0,25 C s^{-1}

  Temps d'aplicació del corrent (t) = 1 h = 3600 s

  Massa molecular de l'oxigen (O_2) = 2 · 16 = 32 g mol^{-1}

  Aplicant la llei de Faraday:

  Mols d'electrons subministrats al càtode = 3600 s · (0,25 C s^{-1}) · (1 mol d'e^- / 96500 C) = $9{,}326 \cdot 10^{-3}$ mols d'electrons

  [0,30 punts]

  Mols d'oxigen consumits = ($9{,}326 \cdot 10^{-3}$ mols e^-) · (1 mol O_2 / 4 mols e^-) = $2{,}332 \cdot 10^{-3}$ mols d'oxigen

  [0,30 punts]

  I a partir del nombre de mols d'O_2 consumits:

  Massa d'oxigen consumida = ($2{,}332 \cdot 10^{-3}$ mols d'oxigen)· (32 g O_2 / 1 mol O_2) = 0,0746 g d'O_2

  [0,15 punts]

Exercici 4.4 [1,25 punts]

- **Estructura dels polímers**

  - PP: S'obté a partir del propè, que és una olefina que reacciona a través del seu grup alquè, que s'addiciona consecutivament a altres monòmers per generar la cadena carbonada del polímer.



[0,20 punts]

  - PHA: És un polièster que s'obté a partir de l'àcid 3-hidroxibutanoic, que presenta dos grups terminals reactius, un grup alcohol (R-OH) i un grup àcid carboxílic (R-COOH). Aquests grups de monòmers veïns poden reaccionar entre ells per formar la unió èster de la cadena del polímer:



[0,20 punts]

- **Reaccions de polimerització**

  - PP: A causa del fet que els monòmers de propè reaccionen per addició consecutiva dels seus grups alquè, la reacció de polimerització és d'addició.

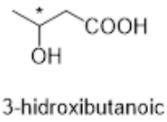
[0,10 punts]

  - PHA: Atès que els grups alcohol i àcid carboxílic dels monòmers reaccionen entre ells mitjançant una reacció de condensació per formar la unió de tipus èster (i aigua com a subproducte), la reacció de polimerització és de condensació.

[0,10 punts]

- **Quiralitat de l'àcid 3-hidroxibutanoic**

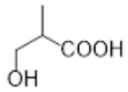
  - La molècula d'àcid 3-hidroxibutanoic és quiral, ja que presenta un esterocentre o carboni asimètric. Aquest carboni (marcat amb un asterisc a l'estructura) té geometria tetraèdrica i presenta quatre substituents diferents.



[0,25 punts]

- **Isòmers estructurals de l'àcid 3-hidroxibutanoic**

  - Isòmer estructural de cadena: ha de presentar els mateixos grups funcionals (alcohol i àcid carboxílic) en les mateixes posicions (1 i 3), però amb diferent tipus de cadena carbonada.



[0,20 punts]

  - Isòmer estructural de posició: ha de presentar els mateixos grups funcionals (alcohol i àcid carboxílic) i estructura de cadena carbonada (cadena lineal de 4 àtoms de carboni), però amb diferent posició d'algun dels grups funcionals.



[0,20 punts]

3. PAU 2026 · Juny · Sèrie 1 · Exercici 4

Exercici 4.1 [1,25 punts]

- **Identificació del pH corresponent a la quantitat mínima d'àcid cítric**

  Tenint en compte que el rang de pH desitjat per als sucs de taronja comercials és pH 3,3 – 4,0, la quantitat mínima d'àcid que caldrà dissoldre és la que proporcionaria el valor superior de pH d'aquest rang. És a dir, s'ha de calcular la quantitat d'àcid cítric necessària per assolir un pH de 4,0 en medi aquós.

  [0,35 punts]

  També cal donar per vàlid fer el càlcul de la quantitat d'àcid cítric per als dos pH límits (3,3 i 4,0), i decidir quina és la quantitat mínima comparant els resultats.

- **Càlcul de la quantitat d'àcid cítric**

Assumint que l'acidesa del suc de taronja comercial ve determinada pel primer equilibri d'ionització de l'àcid cítric (R-COOH), l'únic equilibri àcid-base que cal considerar és:

$$\text{R-COOH}_{(aq)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)} \leftrightharpoons \text{R-COO}^-_{(aq)} + \text{H}_3\text{O}^+_{(aq)}$$

Concentració inicial	$c^0_{\text{R-COOH}}$	0	0
Concentració a l'eq.	$c^0_{\text{R-COOH}} - x$	x	x

Això implica que a la mescla d'equilibri corresponent a pH 4,0:

$pH = -\log [H_3O^+] \Rightarrow [H_3O^+] = 10^{-pH} = 1{,}0 \cdot 10^{-4}$ M = x = $[\text{R-COO}^-]$

[0,30 punts]

Per calcular la concentració a l'equilibri de l'àcid no reaccionat ([R-COOH]), cal utilitzar l'equació de la constant d'acidesa del seu primer equilibri d'ionització:

$$K_a = \frac{[H_3O^+] \cdot [\text{R-COO}^-]}{[\text{R-COOH}]} = \frac{(1{,}0 \cdot 10^{-4}) \cdot (1{,}0 \cdot 10^{-4})}{[\text{R-COOH}]} = 8{,}4 \cdot 10^{-4}$$

$$[\text{R-COOH}] = (1{,}0 \cdot 10^{-4}) \cdot (1{,}0 \cdot 10^{-4}) / (8{,}4 \cdot 10^{-4}) = 1{,}19 \cdot 10^{-5} \text{ M}$$

[0,30 punts]

Per tant:

$[\text{R-COOH}] = c^0_{\text{R-COOH}} - x \Rightarrow c^0_{\text{R-COOH}} = [\text{R-COOH}] + x = 1{,}19 \cdot 10^{-5} + 1{,}0 \cdot 10^{-4} = 1{,}12 \cdot 10^{-4}$ M

[0,15 punts]

Per determinar la massa d'àcid cítric que cal dissoldre en 250 mL per aconseguir una solució de concentració inicial $1{,}12 \cdot 10^{-4}$ M:

Massa molecular de l'àcid cítric ($C_6H_8O_7$) = $12 \cdot 6 + 1 \cdot 8 + 16 \cdot 7 = 192$ g mol^{-1}

Massa d'àcid cítric = 250 mL · ($1{,}12 \cdot 10^{-4}$ mols d'àcid cítric / 1000 mL) · (192 grams d'àcid cítric / 1 mol d'àcid cítric) = $5{,}38 \cdot 10^{-3}$ g d'àcid cítric (o 5,38 mg)

[0,15 punts]

Exercici 4.2 [1,25 punts]

- **Reacció de valoració**

$$C_5H_7O_5\text{-}COOH_{(aq)} + NaOH_{(aq)} \rightarrow C_5H_7O_5\text{-}COONa_{(aq)} + H_2O_{(l)}$$

o

$$R\text{-}COOH_{(aq)} + NaOH_{(aq)} \rightarrow R\text{-}COONa_{(aq)} + H_2O_{(l)}$$

[0,40 punts]

- **Procediment i material per dur a terme la valoració**

  - Procediment:

  ✓ Omplir i enrasar la bureta amb la solució valorant de NaOH, evitant que es formin bombolles d'aire dins de la bureta.

  ✓ Amb la pipeta aforada (i la pera), agafar un volum exacte de la solució d'àcid cítric i transvasar a un Erlenmeyer (o vas de precipitats). Si cal, afegir una mica d'aigua destil·lada per rentar les parets de l'Erlenmeyer.

  ✓ Afegir 2-3 gotes de l'indicador àcid-base a l'Erlenmeyer.

  ✓ Obrir la clau de la bureta i anar afegint NaOH, tot agitant contínuament l'Erlenmeyer, fins a observar un canvi de color de la solució.

  ✓ Tancar la clau de la bureta i anotar el volum consumit de NaOH.

  [0,60 punts]

  - Material:

  Bureta, amb un peu i pinça per subjectar-la; pipeta aforada amb pera d'aspiració; Erlenmeyer (o vas de precipitats); indicador àcid-base que viri al punt d'equivalència de la valoració.

  [0,25 punts]

Exercici 4.3 [1,25 punts]

- **Eix de les abscisses de l'espectre de masses**

  En un espectre de masses, a l'eix de les abscisses es representa la relació massa/càrrega (m/z) per a cadascun dels ions que és format i analitzat a l'espectròmetre.

  [0,40 punts]

- **Anàlisi de l'espectre de masses**

  - Informació del pic base i del pic de l'ió molecular:

    Pic base: el pic base de l'espectre és el que té major intensitat, típicament 100 %. Aquest pic correspon al fragment iònic més estable i, per tant, més abundant, derivat del compost analitzat.

    [0,15 punts]

    Pic de l'ió molecular: l'ió que prové de l'ionització de la molècula que s'està analitzant dona el pic de l'ió molecular a l'espectre, que apareix a un valor de m/z equivalent al pes molecular de l'anàlit.

    [0,15 punts]

  - Identificació del pic base i pic de l'ió molecular:

    El pic base correspon al pic de l'espectre amb m/z = 116, que és el més intens amb una intensitat del 100 %. **[0,15 punts]**

    El pic de l'ió molecular correspon al pic de l'espectre amb m/z = 176, que és el de major valor de m/z a l'espectre. Aquesta assignació es fa tenint en compte que la resta de pics corresponen a fragments iònics que es formen a l'espectròmetre per trencament dels enllaços de l'ió molecular i, per tant, tots ells surten a valors de m/z menors. **[0,15 punts]**

  - Assignació de l'espectre de masses:

    Massa molecular de l'àcid cítric ($C_6H_8O_7$) = $12 \cdot 6 + 1 \cdot 8 + 16 \cdot 7 = 192$ g mol^{-1}

    Massa molecular de la vitamina C ($C_6H_8O_6$) = $12 \cdot 6 + 1 \cdot 8 + 16 \cdot 6 = 176$ g mol^{-1}

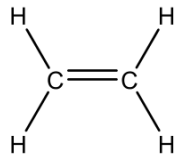
    Com que el valor de m/z de l'ió molecular (m/z = 176) coincideix amb la massa molecular de la vitamina C, l'espectre de masses correspon a la vitamina C, que ha estat el producte rebut per l'empresa.

    [0,25 punts]

Exercici 4.4 [1,25 punts]

- **Monòmers utilitzats**

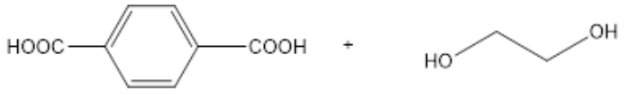
  - HDPE: el monòmer utilitzat per a la síntesi del polietilè d'alta densitat és l'etilè o etè, l'estructura del qual es mostra a continuació.



etè o etilè

[0,35 punts]

  - PET: el PET és un polièster que s'obté per polimerització entre un diàcid carboxílic (àcid tereftàlic) i un diol (etilenglicol), l'estructura dels quals es mostra a continuació.



diàcid carboxílic
(àcid tereftàlic)

diol
(etilenglicol)

[0,35 punts]

- **Tipus de reaccions de polimerització**

  - HDPE: el HDPE és una poliolefina que es forma per reaccions d'addició consecutives entre els dobles enllaços dels monòmers d'etilè ⇒ polimerització d'addició.

[0,15 punts]

  - PET: el PET és un polièster que s'obté per reaccions de condensació entre els grups àcid carboxílic i alcohol terminals dels seus monòmers, per formar les corresponents unions de tipus èster ⇒ polimerització de condensació.

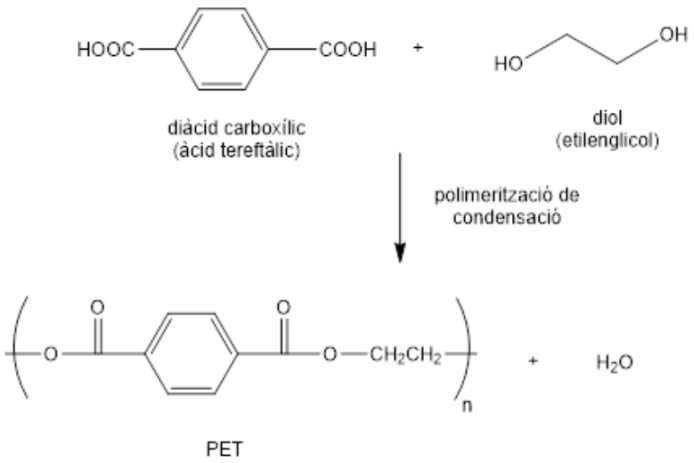
[0,15 punts]

- **Subproducte de reacció**

L'única de les dues reaccions de polimerització que produeix un subproducte de reacció és la del PET. Durant la reacció de condensació entre grups àcid carboxílic i alcohol per formar les unions èster de la cadena polimèrica del PET, es forma aigua com a subproducte.

[0,25 punts]

Opcionalment, es pot mostrar la reacció de polimerització:


HOOC
COOH
+
HO
OH
diàcid carboxílic
(àcid tereftàlic)
diol
(etilenglicol)
polimerització de
condensació
O
O
O
O
CH2CH2
n
+
H2O

PET

4. PAU 2025 · Setembre · Sèrie 3 · Exercici 3

Exercici 3a

Formulació. Hidròxid de sodi: NaOH **[-0,50 p. si no formulen bé]**

pH de la solució d'àcid fòrmic 0,20 M

Equilibri de l'àcid metanoic

	$HCOOH$ + H_2O ⇄	$HCOO^-$ +	H_3O^+
Concentració a l'inici	0,20	--	--
Concentració a l'equilibri	0,20 - x	x	x

$$K_a = \frac{[HCOO^-][H_3O^+]}{[HCOOH]}$$ **[0,15 p.]**

Càlcul concentració de ió hidroni (oxidani/oxoni) i pH

$$1{,}77\ x\ 10^{-4} = \frac{[(x)\cdot(x)]}{(0{,}20-x)} \quad \text{(equació 1)}$$

$$x^2 + 1{,}77\ x\ 10^{-4}\ x - 3{,}54\ x\ 10^{-5} = 0$$

Resolent l'equació quadràtica, es troba que $\boldsymbol{x = 0{,}005862}$. L'altra solució és negativa.

$[H_3O^+] = 5{,}862 \text{ x } 10^{-3}$ M **[0,30 p.]**

pH = - log $[H_3O^+]$ = - log $(5{,}862 \text{ x } 10^{-3})$ ⇒ **pH = 2,23** **[0,20 p.]**

Reacció de valoració

$HCOOH(aq) + OH^-(aq) \rightarrow HCOO^-(aq) + H_2O(l)$ **[0,20 p.]**

(o també: $HCOOH(aq) + NaOH(aq) \rightarrow HCOONa(aq) + H_2O(l)$

Càlcul del volum de NaOH

A partir de la reacció igualada (estequiometria 1 a 1 perquè es tracta d'un àcid monopròtic) i coneixent que:

[HCOOH] = 0,20 M; V (HCOOH) = 25 mL = 0,025 L i [NaOH] = 0,15 M

es pot calcular el V(NaOH): (0,20 mol/L) x (0,025 L) = 0,15 mol/L x V(NaOH)

V(NaOH) = (0,20 mol/L x 0,025 L) / 0,15 mol/L = 0,0333 L de NaOH 0,15 M

⇒ **V(NaOH) = 0,0333 L o 33,3 mL** **[0,40 p.]**

Exercici 3b

Justificació del pH en el punt d'equivalència i elecció d'indicador

La sal que es forma en el procés de neutralització és el **metanoat de sodi** (HCOONa).

El catió Na^+ no reacciona amb l'aigua però **l'anió metanoat ($HCOO^-$)**, que és la **base conjugada d'un àcid dèbil**, **reaccionarà amb l'aigua** i donarà lloc a una **hidròlisi bàsica**:

$$HCOO^-(aq) + H_2O(l) \rightleftarrows HCOOH(aq) + OH^-(aq)$$

En el punt d'equivalència només tindrem l'anió $HCOO^-$ i el catió Na^+. Per tant, **el pH** en el punt d'equivalència només ve determinat per la presència de l'anió $HCOO^-$ i **serà bàsic**. **[0,25 p.]**

L'indicador més adient per dur a terme la valoració i la detecció del punt final és la **fenolftaleïna** perquè és l'indicador que **canvia de color al pH més bàsic** (8,0-9,5). **[0,20 p.]**

Material i altres substàncies per dur a terme la valoració: **[0,20 p.]**

(a part de les solucions d'àcid metanoic i 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.

Procediment per dur a terme la valoració: **[0,60 p.]**

- ✓ 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 solució d'àcid metanoic 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 a observar un canvi de color de la solució.
- ✓ Tanquem la clau de la bureta i anotem el volum consumit de NaOH gastat.

5. PAU 2025 · Juny · Sèrie 1 · Exercici 3

Exercici 3a

Càlcul del pH

Concentració molar de l'àcid salicílic ($C_6H_4OHCOOH$)

$$\frac{0{,}1\ g\ d'\text{àcid salicílic}}{100\ g\ de\ crema}\ \frac{1\ mol\ d'\text{àcid salicílic}}{138{,}12\ g}\ \frac{1\ g\ de\ crema}{1\ mL\ de\ crema}\ \frac{1000\ mL\ crema}{1\ L\ de\ crema} =$$

$$= 7{,}24\ x\ 10^{-3}\ M$$ **[0,20 p.]**

Equilibri de l'àcid salicílic ($C_6H_4OHCOOH$)

$$C_6H_4OHCOOH(aq) + H_2O \rightleftarrows C_6H_4OHCOO^-(aq) + H_3O^+(aq)$$

Concentració inici	$7{,}24\ x\ 10^{-3}$	--	--
Concentracions equilibri	$7{,}24\ x\ 10^{-3}$- x	x	x

$$K_a = \frac{[\,C_6H_4OHCOO^-]\,[H_3O^+]}{[\,C_6H_4OHCOOH]} = 1{,}07\ x\ 10^{-3}$$

[0,10 p.]

Càlcul concentració ió hidroni (oxidani/oxoni) i pH

$$\frac{(x)\ (x)}{(7{,}24\ x\ 10^{-3} - x)} = 1{,}07\ x\ 10^{-3}\ (equació\ 1)$$

$$x^2 + 1{,}07\ x\ 10^{-3}\ x - 7{,}747\ x\ 10^{-6} = 0$$

Resolent l'equació quadràtica es troba $\boldsymbol{x = 0{,}002299\ M}$. L'altra solució és negativa.

La concentració de H_3O^+ a l'equilibri és:

$[H_3O^+] = \mathbf{2{,}299\ x\ 10^{-3}\ M}$ **[0,20 p.]**

pH = - log $[H_3O^+]$ = - log $(\mathbf{2{,}299\ x\ 10^{-3}})$ ⇒ **pH = 2,64** **[0,15 p.]**

És òptim el pH?

La crema que conté àcid salicílic **no pot ser utilitzada com a exfoliant** perquè el pH és inferior a 3,0 (l'interval òptim de pH és 3,0 – 4,0).

⇒ **pH $_{crema}$ = 2,64 < pH $_{adequat}$ = 3,0 - 4,0** **[0,15 p.]**

Exercici 3a (continuació)

Pictogrames



Corrosiu. Pot ser corrosiu per a alguns metalls, pot provocar cremades a la pell i lesions oculars greus. **[0,15 p.]**



Irritació cutània. Aquest producte, per contacte breu, perllongat o repetitiu amb la pell o les mucoses, pot provocar una reacció inflamatòria. **[0,15 p.]**



Perillós per aspiració. Aquest producte pot arribar a l'organisme per inhalació i causar efectes greus, aguts o crònics molt diversos a la salut. Es recomana evitar el contacte amb el cos humà. **[0,15 p.]**

Exercici 3b

Formulació. Hidròxid de sodi: NaOH **[-0,50 p si no formulen bé]**

Reacció de valoració

$C_6H_4OHCOOH(aq) + OH^-(aq) \rightarrow C_6H_4OHCOO^-(aq) + H_2O$

o també opcionalment:

$C_6H_4OHCOOH(aq) + NaOH(aq) \rightarrow C_6H_4OHCOONa(aq) + H_2O$ **[0,40 p.]**

Justificació del pH en el punt d'equivalència

La sal que es forma en el procés de neutralització és el **salicilat de sodi ($C_6H_4OHCOONa$)**. El catió sodi (Na^+) no reacciona amb l'aigua perquè prové d'una base forta, però **l'anió salicilat ($C_6H_4OHCOO^-$)** és la **base conjugada d'un àcid dèbil** i **reaccionarà amb l'aigua** donant lloc a una **hidròlisi bàsica**:

$$\mathbf{C_6H_4OHCOO^-}(aq) + H_2O \rightleftarrows C_6H_4OHCOOH(aq) + \mathbf{OH^-}(aq)$$

⇒ En el punt d'equivalència només tindrem l'anió $\mathbf{C_6H_4OHCOO^-}$ i el catió $\mathbf{Na^+}$.

⇒ Per tant, el **pH** en el **punt d'equivalència** només ve **determinat** per la presència de l'anió $\mathbf{C_6H_4OHCOO^-}$ que en aigua forma $\mathbf{OH^-}$ i **serà bàsic** (pH > 7).

[0,45 p.]

Identificació corba de valoració

La corba de valoració que correspon a la **valoració de l'àcid salicílic** (àcid dèbil) amb l'**hidròxid de sodi** (base forta) és la **corba B** (gràfic B). La valoració comença a pH àcid (pH = 3) perquè l'àcid salicílic és un àcid feble i el pH en el **punt d'equivalència és superior a 7**.

Opcional. La **corba A** (gràfic A) correspon a la valoració d'un àcid fort amb una base forta perquè el pH a l'inici és molt àcid i el pH en el punt d'equivalència és 7.

Opcional. La **corba C** (gràfic C) correspon a la valoració d'una base forta amb un àcid fort perquè el pH d'inici d'aquesta valoració es bàsic i el pH en el punt d'equivalència és 7.

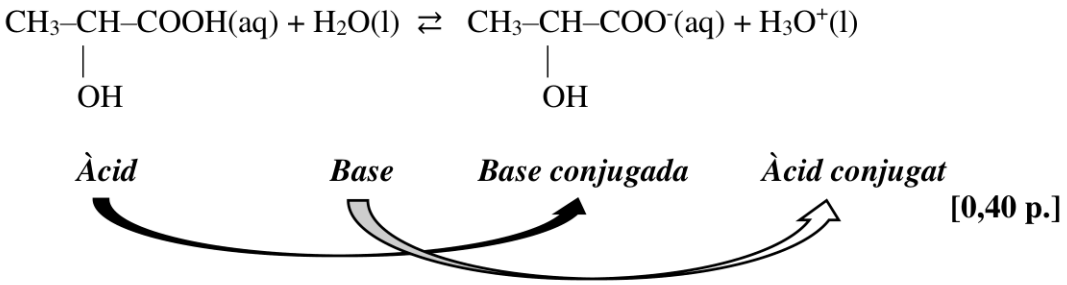
[0,40 p.]

---

6. PAU 2024 · Setembre · Sèrie 3 · Exercici 1

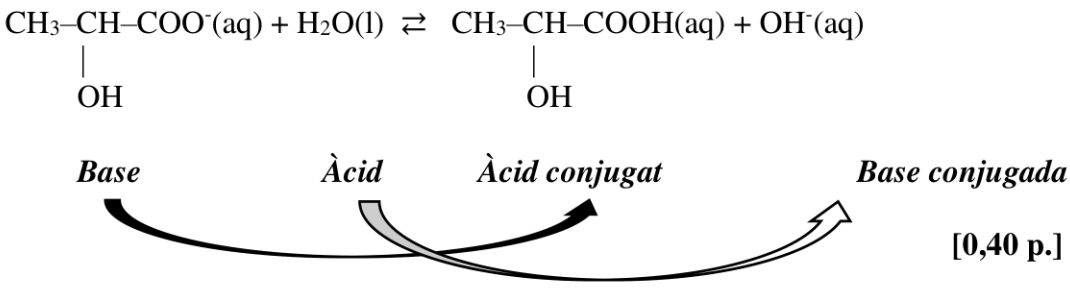
Pregunta 1a

Reacció de l'àcid làctic amb aigua



[0,40 p.]

Reacció de l'ió lactat amb aigua



[0,40 p.]

pH d'una solució de lactat de sodi

El fet que l'ió sodi no reaccioni amb aigua i que la reacció de l'ió lactat en aigua tingui una **hidròlisi bàsica** doni $OH^-(aq)$ justifica que una solució de lactat de sodi en aigua tingui **pH bàsic** (pH més gran).

[0,20 p.]

Identificació de solucions de lactat de sodi i d'àcid làctic

El paper indicador de pH tindrà diferent color si la solució és àcida (vermell) o bàsica (blau). Amb el paper de pH universal la solució d'àcid làctic donaria color de la zona àcida (vermell-groc) i una solució de lactat de sodi el color corresponent a les solucions bàsiques (verd-blau).

⇒ **Àcid làctic:** color paper indicador universal **vermell-groc** (0-5) – **pH àcid**
⇒ **Lactat de sodi:** color paper indicador universal **verd-blau** (6-10) – **pH bàsic**

[0,25 p.]

Pregunta 1b

Concentració de la solució d'àcid làctic pH = 2,8

Concentració d'ió hidroni (oxidani/oxoni)

pH = 2,8

$pH = -\log [H_3O^+] = 2,8 \Rightarrow [H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-2,8} = 1,585 \times 10^{-3}$ M

$\Rightarrow$ **$[H_3O^+] = 1,585 \times 10^{-3}$ M**

[0,25 p.]

Concentració d'àcid làctic

$$CH_3CH(OH)COOH(aq) + H_2O(l) \rightleftarrows CH_3CH(OH)COO^-(aq) + H_3O^+(aq)$$

Concent. inici	C_0	–	–
Concent. equilibri	$C_0 - x$	x	x

$$K_a = \frac{[CH_3CH(OH)COO^-][H_3O^+]}{[CH_3CH(OH)COOH]}$$

$$1,38\ x\ 10^{-4} = \frac{[(x)\cdot(x)]}{(C_0 - x)} = \frac{(1,585\ x\ 10^{-3})^2}{(C_0 - 1,585\ x\ 10^{-3})}$$

$1,38\ x\ 10^{-4} C_0 - 2,19\ x\ 10^{-7} = 2,512\ x\ 10^{-6} \Rightarrow \mathbf{C_0 = 0,0198\ M}$ **[0,50 p.]**

Grams d'àcid làctic per preparar 1,0 L de solució

Massa molecular

$CH_3CH(OH)COOH$: 3 × 12,0 + 6 × 1,0 + 3 × 16 = 90 g mol^{-1} **[0,10 p.]**

$0,0198\ M\ \text{àcid làctic}/_{1\ L}\ x\ {}^{90\ g}/_{1\ mol\ d'\text{àcid làctic}}\ x\ 1\ L = 1,782\ g\ d'\text{àcid làctic}$

$\Rightarrow$ **$1,782\ g\ d'$àcid làctic** **[0,20 p.]**

Material de vidre

El material de vidre que és imprescindible utilitzar per a preparar 1,0 L d'aquesta solució de concentració exactament coneguda és un **matràs aforat d'1,0 L**.

Justificació:

El matràs aforat és un material de vidre volumètric que conté un **volum exacte de líquid**. S'utilitza per a preparar amb exactitud un determinat volum de dissolució d'una concentració coneguda.

En aquest cas, un volum d'un 1,0 L.

[0,20 p.]

Pregunta 2a

Càlcul de les concentracions a l'equilibri

Concentració molar d'àcid glucònic ($HOCH_2(CHOH)_4COOH$)

$$3{,}8\ g\ \frac{1\ mol\ àcid\ glucònic}{196{,}16\ g}\ \frac{1000\ mL}{100\ mL} = 0{,}19372\ M$$ **[0,10 p.]**

Equilibri de l'àcid glucònic

$$HOCH_2(CHOH)_4COOH + H_2O \rightleftarrows HOCH_2(CHOH)_4COO^- + H_3O^+$$

Concentració inici	0,19372	--	--
Concentracions a l'equilibri	0,19372 - x	x	x

$$K_a = \frac{[HOCH_2(CHOH)_4COO^-]\,[H_3O+]}{[HOCH_2(CHOH)_4COOH]} = 1{,}48\ x\ 10^{-4}$$

[0,30 p.]

Concentracions a l'equilibri

$$\frac{(x)\ (x)}{(0{,}19372 - x)} = 1{,}48\ x\ 10^{-4}$$

(equació 1)

$$x^2 + 1{,}48 \cdot 10^{-4}\ x - 2{,}867 \cdot 10^{-5} = 0$$

Resolent l'equació quadràtica es troba que $\boldsymbol{x = 0{,}005281}$. L'altra solució és negativa.

La concentració de totes les espècies a l'equilibri és:

$[H_3O^+] = \mathbf{5{,}281\ x\ 10^{-3}\ M}$
$[HOCH_2(CHOH)_4COO^-] = \mathbf{5{,}281\ x\ 10^{-3}\ M}$
$[HOCH_2(CHOH)_4COOH] = 0{,}19372 - 5{,}281\ x\ 10^{-3} = \mathbf{0{,}18844\ M}$ **[0,30 p.]**

- *Si l'equació 1 se simplifica, cal resoldre una equació de primer grau que dona com a resultat una $[H_3O^+]$= 5,354 x 10^{-3} i un pH = 2,27.*
- *No és penalitzarà si l'alumne fa l'aproximació; es considerarà correcte i es valorarà amb 0,30 p. En aquest cas la $[HOCH_2(CHOH)_4COOH]$ és 0,18837 M.*

Raoneu si podran créixer els microorganismes

Càlcul del pH

$pH = -\log [H_3O^+] = -\log (5{,}281\ x\ 10^{-3}) \Rightarrow$ **pH = 2,28** **[0,30 p.]**

Justificació

El pH de la mostra és 2,28.

⇒ **No creixeran els microorganismes perquè el pH de la mostra que conté àcid glucònic és inferior a 4,5**.

⇒ **pH_{mostra}= 2,28 < $pH_{conservació}$ = 4,5** **[0,25 p.]**

Problema 2b

Formulació. Hidròxid de sodi: NaOH **[–0,50 p. si no el formulen bé]**

Reacció de valoració

$HOCH_2(CHOH)_4COOH(aq) + OH^-(aq) \rightarrow HOCH_2(CHOH)_4COO^-(aq) + H_2O$ **[0,25 p.]**

O també:

$HOCH_2(CHOH)_4COOH(aq) + NaOH(aq) \rightarrow HOCH_2(CHOH)_4COONa(aq) + H_2O$

Justificació del pH en el punt d'equivalència

La sal que es forma en el procés de valoració és el gluconat de sodi ($HOCH_2(CHOH)_4COONa$). El catió sodi (Na^+) no reacciona amb l'aigua perquè prové d'una base forta, però **l'anió gluconat** ($HOCH_2(CHOH)_4COO^-$) és la **base conjugada d'un àcid dèbil** que reaccionarà amb l'aigua i que dona lloc a una **hidròlisi bàsica**:

$$\mathbf{HOCH_2(CHOH)_4COO^-}(aq) + H_2O \rightleftarrows HOCH_2(CHOH)_4COOH(aq) + \mathbf{OH^-}(aq))$$

⇒ En el punt d'equivalència només tindrem l'anió $HOCH_2(CHOH)_4COO^-$ i el catió Na^+.

⇒ Per tant, el **pH** en el **punt d'equivalència** només ve **determinat** per la presència de l'anió **$HOCH_2(CHOH)_4COO^-$**, que en aigua forma OH^- i **serà bàsic** (pH >7)**.**

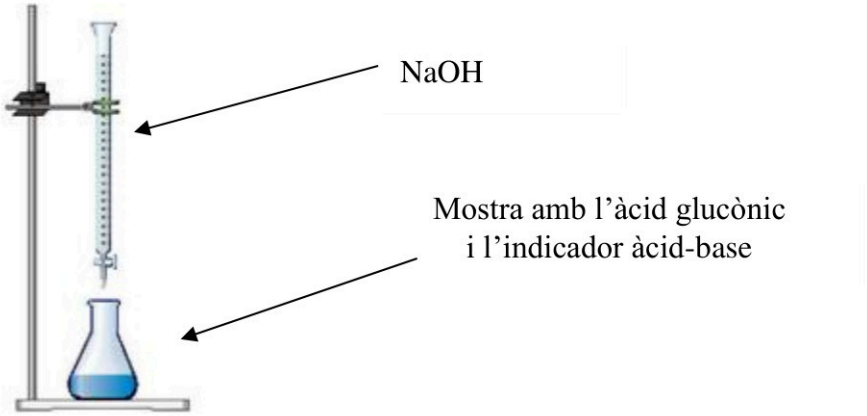
[0,40 p.]

Material i altres substàncies per dur a terme la valoració: **[0,40 p.]**

(A part de la mostra que conté àcid glucònic i la solució de NaOH.)

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

Dibuix del muntatge **[0,20 p.]**



8. PAU 2023 · Setembre · Sèrie 2 · Exercici 4

Pregunta 4a

Formulació. Àcid clorhídric: HCl

[-0,50 p si no formulen bé]

Reaccions de valoració

Àcid clorhídric amb hidròxid de sodi

$$H^+(aq) + OH^-(aq) \rightarrow H_2O$$

[0,25 p]

(o també: $HCl(aq) + NaOH(aq) \rightarrow NaCl(aq) + H_2O$)

Àcid acètic amb hidròxid de sodi

$$CH_3COOH(aq) + OH^-(aq) \rightarrow CH_3COO^-(aq) + H_2O$$

[0,25 p]

(o també: $CH_3COOH(aq) + NaOH(aq) \rightarrow CH_3COONa(aq) + H_2O$)

Justificació de quina corba correspon a cada valoració

pH en el punt d'equivalència de la valoració d'àcid clorhídric amb hidròxid de sodi

La sal que es forma en el procés de valoració és el clorur de sodi (NaCl). En aigua no reaccionen ni l'anió clorur ni el catió sodi. L'**anió clorur** és la **base conjugada d'un àcid fort** i **no reacciona amb aigua**.

$$NaCl(aq) + H_2O \rightarrow Na^+(aq) + \mathbf{Cl^-}(aq)$$

⇒ En el punt d'equivalència el pH és neutre, pH = 7

[0,25 p]

pH en el punt d'equivalència de la valoració d'àcid acètic amb hidròxid de sodi

La sal que es forma en el procés de valoració és l'acetat de sodi (CH_3COONa). El catió sodi no reacciona amb l'aigua però l'**anió acetat** (CH_3COO^-), que és la **base conjugada d'un àcid dèbil**, **reaccionarà amb l'aigua** i dona lloc a una **hidròlisi bàsica**:

$$CH_3COONa(aq) + H_2O \rightarrow \mathbf{CH_3COO^-}(aq) + Na^+(aq)$$

$$\mathbf{CH_3COO^-}(aq) + H_2O \rightleftarrows CH_3COOH(aq) + \mathbf{OH^-}(aq)$$

⇒ En el punt d'equivalència només tindrem CH_3COO^- i Na^+. Per tant, el **pH** en **el punt d'equivaència** només **ve determinat per** la presència de **CH_3COO^-** i **serà bàsic (pH > 7).**

[0,25 p]

- Si nomes diuen que el pH serà neutre o bàsic però no ho justifiquem en base a les hidròlisi de les sals formades en la valoració es penalitzarà amb 0,25 p sobre 0,50 p

El **gràfic A** correspon a la **valoració d'àcid acètic** (àcid dèbil) amb hidròxid de sodi:

⇒ pH en el punt d'equivalència > 7

⇒ canvi brusc de pH en la corba de valoració a pH > 7 (àcid dèbil)

El **gràfic B** correspon a la **valoració d'àcid clorhídric** (àcid fort) amb hidròxid de sodi:

⇒ pH en el punt d'equivalència = 7

⇒ canvi brusc de pH en la corba de valoració a pH = 7 (àcid fort)

[0,25 p]

Problema 4b

Càlcul de la concentració d'àcid acètic

Es pot fer el càlcul per qualsevol dels dos mètodes.

Mètode a) per factors de conversió

$$18{,}5\ mL\ \frac{1\ L\ de\ solució}{1000\ mL}\ \frac{0{,}050\ mol\ NaOH}{1\ L\ de\ solució}\ \frac{1\ mol\ CH_3COOH}{1\ mol\ NaOH} = 9{,}25\ x\ 10^{-4}\ mol\ CH_3COOH$$

$$[CH_3COOH] = \frac{9{,}25\ x\ 10^{-4}\ mol\ CH_3COOH}{0{,}025\ L} = 0{,}037M$$

$$\Rightarrow\ [\boldsymbol{CH_3COOH}] = \mathbf{0{,}037\ M}$$

[0,90 p]

Mètode b) considerant M x V = M' x V'

A partir de la reacció igualada (estequiometria 1 a 1 perquè es tracta d'un àcid monopròtic) i coneixent que:

[NaOH]= 0,050 M; V (NaOH)= 18,5 mL = 0,0185 L

V (CH_3COOH) = 25 mL = 0,025 L

Es pot calcular $[CH_3COOH]$:

(0,05 mol/L) x (0,0185 L) = $[CH_3COOH]$ x 0,025 L

$[CH_3COOH]$= (0,05 mol/L) x (0,0185 L) / 0,025 L = 0,037 M

$\Rightarrow\ [\boldsymbol{CH_3COOH}] = \mathbf{0{,}037\ M}$

[0,90 p]

Elecció de l'indicador. És adequat l'ataronjat de metil?

[0,35 p]

En el punt d'equivalència hi haurà **CH_3COONa** que és una sal que té **hidròlisi bàsica** perquè l'ió acetat reacciona amb l'aigua, per tant el **pH > 7**.

$$\mathbf{CH_3COO^-}(aq) + H_2O \ \rightleftarrows\ CH_3COOH(aq) + \mathbf{OH^-}(aq)$$

No és una bona elecció perquè si utilitzem un indicador que **viri en la zona àcida**, **abans del punt d'equivalència**, com **l'ataronjat de metil (3,1-4,4),** estarem gastant **menys hidròxid de sodi** del **necessari** per a **valorar tot l'àcid acètic**.

També es considerà correcte qualsevol de les dues opcions següents:

- *Si diuen que no va bé perquè és un indicador que vira en la zona àcida i la sal que es forma en la valoració és una sal d'hidròlisi bàsica (0,35 p).*
- *Si diuen que hi haurà un error en la valoració i que la concentració d'àcid acètic serà menor que la concentració real, perquè el viratge de l'indicador utilitzat és abans del punt d'equivalència* (0,35 p).

Pregunta 4a

Constant d'acidesa de l'àcid hipoclorós (HClO)

L'àcid hipoclorós en solució aquosa es dissocia:

$$HClO(aq) + H_2O \rightleftarrows ClO^-(aq) + H_3O^+(aq)$$

Càlcul de concentració d'ió d'hidroni (oxidani/oxoni)

$[H_3O^+] = 10^{-pH}$ i pH = 4,02 ⇒ $[H_3O^+] = 10^{-4,02} = 9,55 \cdot 10^{-5}$ M ⇒ **$[H_3O^+] = 9,55 \cdot 10^{-5}$ M**

[0,25 p.]

Concentracions de totes les espècies en l'equilibri

	HClO	ClO^-	H_3O^+
Concentració inicial	0,30	0	0
Canvis	– x	+ x	+ x
Concentració equilibri	$0,30 - 9,55 \cdot 10^{-5}$	$9,55 \cdot 10^{-5}$	$9,55 \cdot 10^{-5}$

⇒ Es pot fer la consideració següent: **$0,3 - 9,55 \cdot 10^{-5} \simeq 0,3$**

El valor de la constant d'acidesa per a l'àcid hipoclorós serà el següent:

$$K_a = \frac{[ClO^-] \cdot [H_3O^+]}{[HClO]} = \frac{(9,55 \cdot 10^{-5} M) \cdot (9,55 \cdot 10^{-5} M)}{0,30\ M} = 3,04 \times 10^{-8}$$

⇒ L'àcid hipoclorós té una $K_a = 3,04 \cdot 10^{-8}$.

[0,35 p.]

pH d'una solució 0,30 M de $HClO_2$

L'àcid clorós en solució aquosa es dissocia:

$HClO_2(aq) + H_2O \rightleftarrows ClO_2^-(aq) + H_3O^+(aq)$ $\quad K_a = 1,00 \times 10^{-2}$

Concentracions de totes les espècies en l'equilibri:

	$HClO_2$	ClO_2^-	H_3O^+
Concentració inicial	0,30	0	0
Canvis	– x	+ x	+ x
Concentració equilibri	0,30 – x	x	x

$K_a = \frac{[ClO_2^-]\cdot[H_3O^+]}{[HClO_2]} = \frac{(x)^2}{(0{,}3-x)} = 1{,}00 \times 10^{-2}$ **(equació 1)**

[0,35 p.]

Resolent l'equació de segon grau, $x^2 + 1{,}00 \cdot 10^{-2}\, x - 3{,}00 \cdot 10^{-3} = 0$ ⇒ **x = 0,05 M**

x = $[H_3O^+]$ = 0,05 M ⇒ pH = - log $[H_3O^+]$ = - log [0,05] = 1,30 ⇒ **pH = 1,30**

[0,30 p.]

Pregunta 4b

Reacció de valoració

$$HClO(aq) + OH^-(aq) \rightarrow ClO^-(aq) + H_2O$$

[0,20 p.]

Concentració de HClO en el desinfectant

A partir de la reacció igualada (estequiometria 1 a 1 perquè es tracta d'un àcid monopròtic) i sabent que:

$$[NaOH] = 0{,}05\ M;\ V_{NaOH} = 33{,}0\ mL = 0{,}033\ L$$

$$V_{HClO} = 40{,}0\ mL = 0{,}040\ L$$

es pot calcular [HClO]:

$$[HClO] \times 0{,}040\ L = (0{,}05\ mol/L) \times (0{,}033\ L)$$

$$[HClO] = (0{,}05\ mol/L) \times (0{,}033\ L) / 0{,}040\ L = 0{,}041\ M\ d'HClO$$

$$\Rightarrow \textbf{ La concentració de l'àcid hipoclorós és 0,041 M.}$$

[0,50 p.]

- És correcte si ho fan amb factors de conversió.
- És correcte si utilitzen la fórmula: $M_{HClO} \times V_{HClO} = M_{NaOH} \times V_{NaOH}$ (vàlida quan l'estequiometria és 1 a 1).

[HClO] és major o menor que la concentració habitual en els desinfectants?

És una concentració menor que l'habitual en els desinfectants emprats:

$$\Rightarrow \text{La concentració } [HClO] = 0{,}041\ M < 0{,}05\ M$$

[0,15 p.]

Justificació del pH en el punt d'equivalència

En el punt d'equivalència s'ha afegit una quantitat de base (NaOH) suficient perquè tot l'àcid reaccioni, sense que sobri NaOH. En la solució hi ha: **ió hipoclorit** (ClO^-), **ió sodi** (Na^+) i **aigua**:

- Dels dos ions, només tindrà hidròlisi l'ió hipoclorit: **ClO^-**.
- El **Na^+** no té hidròlisi, ja que és neutre i no pot formar una base forta (NaOH) en aigua.

El pH serà bàsic, ja que l'ió ClO^- és la base conjugada de l'àcid hipoclorós (àcid feble) i amb aigua genera ions OH^- (dona lloc a una hidròlisi bàsica):

$$ClO^-(aq) + H_2O \rightleftarrows HClO(aq) + OH^-(aq)$$

[0,40 p.]

10. PAU 2022 · Setembre · Sèrie 3 · Exercici 4

Pregunta 4a

Càlcul de grams d'àcid

- Equilibri de l'àcid cloroacètic:

$$ClCH_2COOH\ (aq)\ + H_2O \rightleftarrows ClCH_2COO^-\ (aq) + H_3O^+\ (aq)$$

inici	C	--	--
equilibri	C – *x*	*x*	*x*

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

$$K_a = \frac{[ClCH_2COO^-][H_3O^+]}{[ClCH_2COOH]} = 1{,}35 \times 10^{-3}$$

[0,30 punts]

- Càlcul de $[H_3O^+]$:

El pH no pot ser inferior a 1,5 ⇒ pH ≥ 1,5

$$\Rightarrow pH = -\log [H_3O^+] \Rightarrow [H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-1{,}5} = 0{,}0316\ M \Rightarrow \boldsymbol{x = 0{,}0316\ M}$$

[0,35 punts]

- Concentració d'àcid cloroacètic:

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

$(C - 0{,}0316) \cdot 1{,}35 \times 10^{-3} = 9{,}98 \times 10^{-4} \Rightarrow C = (9{,}98 \times 10^{-4} + 4{,}266 \times 10^{-5}) / 1{,}35 \times 10^{-3}$

$$\Rightarrow \boldsymbol{C = 0{,}770859\ M}$$

[0,30 punts]

- Grams d'àcid cloroacètic:

Massa molecular ($ClCH_2COOH$) = 35,5 + 2 x 12,0 + 2 x 16,0 + 3 x 1,0 = **94, 5 g mol^{-1}**

Grams d'àcid com a màxim per preparar 100 mL de solució:

$$100\ mL \frac{0{,}770859\ mol\ ClCH_2COOH}{1000\ mL} \frac{94{,}5\ g}{1\ mol\ ClCH_2COOH} = \mathbf{7{,}28461\ g\ ClCH_2COOH}$$

$$\Rightarrow grams = 7{,}2846\ g\ ClCH_2COOH$$

[0,30 punts]

Pregunta 4b

Reacció de valoració:

$ClCH_2COOH\ (aq) + OH^-\ (aq) \rightarrow\ ClCH_2COO^-\ (aq) +\ H_2O$

[0,20 punts]

També és correcte si escriuen:

$$ClCH_2COOH\ (aq) + NaOH\ (aq) \rightarrow ClCH_2COONa\ (aq) + H_2O$$

Justificació del pH en el punt d'equivalència

La sal que es forma en el procés de neutralització és **cloroacetat de sodi** ($ClCH_2COONa$).

El catió sodi (Na^+) no reacciona amb l'aigua, però l'**anió cloroacetat (**$ClCH_2COO^-$), que **és la base conjugada d'un àcid dèbil, reaccionarà amb l'aigua** i donarà lloc a una **hidròlisi bàsica**:

$$ClCH_2COO^- + H_2O \rightleftarrows ClCH_2COOH + OH^-$$

[0,25 punts]

En el punt d'equivalència només tindrem l'anió $ClCH_2COO^-$ i el catió Na^+. Per tant, **el pH** en el punt d'equivalència només és determinat per la presència de l'anió $ClCH_2COO^-$ i **serà bàsic**.

[0,25 punts]

Material i reactius per a dur a terme la valoració:

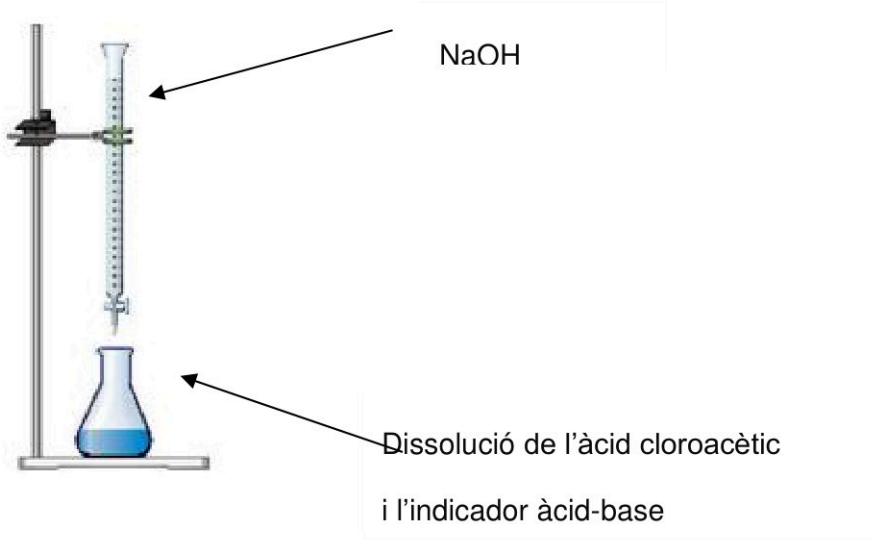
[0,40 p]

(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).

Dibuix del muntatge:

[0,15 punts]



11. PAU 2022 · Juny · Sèrie 2 · Exercici 2

Problema 2.a)

pH de la dissolució d'àcid benzoic

- Concentració molar d'àcid benzoic C_6H_5-COOH:

  Massa molar de C_6H_5-COOH: 7 x 12 + 6 x 1 + 2 x 16 = 122 g mol^{-1}

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

[0,10 p]

- Equilibri de l'àcid benzoic:

	C_6H_5-COOH + H_2O ⇄	C_6H_5-COO^- +	H_3O^+
inici	0,0664	--	--
equilibri	0,0664 - x	x	x

$$K_a = \frac{[C_6H_5COO^-][H_3O^+]}{[C_6H_5COOH]}$$

[0,30 p]

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

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

Suposant que 0,0664 – x ≈ 0,0664 $\Rightarrow$ $6{,}3\ x\ 10^{-5} = \frac{x^2}{0{,}0664}$

$$x = \sqrt{6{,}3\ x\ 10^{-5}\ \times 0{,}0664} = 2{,}045 \text{ x } 10^{-3}$$

$$[H_3O^+] = 2{,}045 \text{ x } 10^{-3}$$

[0,40 p]

$$pH = -\log [H_3O^+] = -\log (2{,}045 \text{ x } 10^{-3}) \Rightarrow \mathbf{pH = 2{,}69}$$

[0,20 p]

- *Si l'equació 1 no se simplifica, cal resoldre una equació de segon grau que dona com a resultat la mateixa $[H_3O^+]$.*

Raonem si es pot utilitzar la solució d'àcid benzoic com a conservant:

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**.

⇒ pH = 2,69 < pH = 5

[0,25 p]

Pregunta 2.b)

Reacció de valoració: C_6H_5-COOH (aq) + OH^- (aq)→ C_6H_5-COO^- (aq) + H_2O (l)

[0,25 p]

o també: C_6H_5-COOH (aq) + NaOH (aq)→ C_6H_5-COONa (aq) + H_2O (l)

Material i altres substàncies per dur a terme la valoració:

[0,40 p]

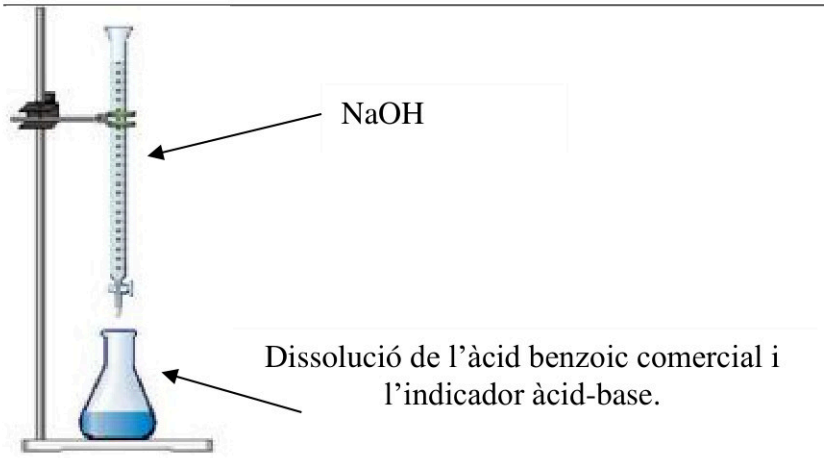
(a part de la mostra d'àcid benzoic i la solució de NaOH)

- ✓ 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).
  - *Es penalitzarà 0,1 p per cada un dels ítems que no hagin indicat.*
  - *Es penalitzarà 0,05 p si només diuen que cal un indicador àcid-base, sense dir que ha de virar a la zona bàsica o sense dir el nom d'un indicador que viri en aquesta zona (per exemple, la fenolftaleïna).*

Procediment per dur a terme la valoració:

[0,60 p]

- ✓ 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'àcid 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.
  - *Es penalitzarà 0,1 p per cada un dels ítems que no hagin indicat.*
  - *El dibuix és opcional.*


NaOH
Dissolució de l'àcid benzoic comercial i l'indicador àcid-base.

Pregunta 4a

Justificar si el pacient pateix acidosi o alcalosi

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

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

Massa molecular OH^- = 16,0 + 1,0 = 17,0 g / mol

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

[0,25 punts]

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

$K_w = [H_3O^+] \cdot [OH^-]$

[0,10 punts]

No és obligatori que expliciten aquesta fórmula, sempre que en els passos següents es visualitzi bé que l'estant aplicant.

$$[H_3O^+] = K_w / [OH^-]$$
$$[H_3O^+]_{plasma} = 1{,}00 \times 10^{-14} / 1{,}7765 \times 10^{-7}$$
$$[H_3O^+]_{plasma} = 5{,}6290 \times 10^{-8} \text{ mol/L}$$

[0,25 punts]

Calculem el pH del plasma

$pH = - \log [H_3O^+]$

[0,10 punts]

No és obligatori que expliciten aquesta fórmula, sempre que en els passos següents es visualitzi bé que l'estant aplicant.

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

[0,25 punts]

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

Acidosi: $pH_{plasma} < 7,35$

Alcalosi: $pH_{plasma} > 7,45$

pH_{plasma} (pacient) = 7,25

El **pH del plasma** del pacient té un **valor per sota de 7,35.**

⇒ **El pacient pateix acidosi.**

[0,30 punts]

Pregunta 4b

Justificar (qualitativament) com s'haurien modificat els valors de pH en els 4 tubs

Tub A i tub B: Inicialment contenen plasma (pH=7,4)

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

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

[0,20 punts]

Justificació. 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).

[0,40 punts]

Tub C i tub D: Inicialment contenen aigua destil·lada (pH=7,0)

⇒ **Tub C:** en afegir unes gotes d'HCl **el pH disminueix molt (pH << 7,0)**

⇒ **Tub D:** en afegir unes gotes de NaOH **el pH augmenta molt (pH >> 7,0)**

[0,20 punts]

Justificació

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.

[0,30 punts]

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.

[0,15 punts]

Opcional:

$HCl + H_2O \rightarrow Cl^- + H_3O^+$ $\quad pH = - \log [H_3O^+]$
Si afegim HCl, augmentem $[H_3O^+]$, i el pH disminueix.
$NaOH \rightarrow Na^+ + OH^-$ $\quad [H_3O^+] = K_w / [OH^-]$ $\quad pH = - \log [H_3O^+]$
Si afegim NaOH, augmentem $[OH^-]$, disminueix $[H_3O^+]$, i el pH augmenta.

13. PAU 2021 · Setembre · Sèrie 1 · Exercici 7

Pregunta 7a

Calcular el pH del iogurt

Massa molecular àcid làctic = (3 x 12,0) + (3 x 16,0) + (6 x 1,0)= 90 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 g àcid làctic / L x (1 mol àcid làctic / 90 g àcid làctic) = **0,09 mol/L**

[0,1 p]

Càlcul del pH:

Reacció de l'àcid làctic en aigua (volum 1 litre):

$CH_3CHOHCOOH + H_2O \leftrightarrows CH_3CHOHCOO^- + H_3O^+$

[0,3 p]

mols inicial	0,09		
mols equilibri	0,09 – x	x	x

$K_a = [CH_3CHOHCOO^-] \cdot [H_3O^+] / [CH_3CHOHCOOH]$

[0,2 p]

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

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

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

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

$[H_3O^+] = x = 3,354 \times 10^{-3}$ mol/L

[0,4 p]

$pH = - log [H_3O^+]$

$pH = - log\ 3,354 \times 10^{-3} \Rightarrow$ ***pH = 2,5***

[0,25 p]

- Es considerarà correcte si l'alumne no fa l'aproximació 0,09 – x ≈ 0,09. S'obté una equació de segon grau, i la solució és la mateixa: pH = 2,5.

Pregunta 7b

Escriure la reacció de valoració

[0,25 p]

$CH_3CHOHCOOH + OH^- \rightarrow CH_3CHOHCOO^- + H_2O$

o també: $CH_3CHOHCOOH + NaOH \rightarrow CH_3CHOHCOONa + H_2O$

Explicar com es realitza la valoració al laboratori

Material i altres substàncies per a dur a terme la valoració:

[0,4 p]

(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.

[0,6 p]

- ✓ 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'incolor a rosat, si emprem fenolftaleïna).
- ✓ Tanquem la clau de la bureta i anotem el volum consumit de NaOH.

14. PAU 2021 · Juny · Sèrie 2 · Exercici 1

Pregunta 1a

Formulació. Àcid acètic: CH_3COOH

[– 0,5 p si no formulen bé]

Reacció de l'àcid acètic amb l'aigua

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

[0,2 p]

Justificar si un vinagre de vi pot tenir un pH = 3,0

Dada. Concentració àcid acètic (vinagre de vi) ≥ 60 g/L

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

M (àcid acètic) = (2 x 12,0) + (2 x 16,0) +(4 x 1,0) = 60 g/mol

C = 60 g àcid acètic / L x (1 mol àcid acètic / 60 g àcid acètic) = 1 mol/ L

Reacció de CH_3COOH en aigua (volum 1 litre)

	CH_3COOH	+ H_2O	⇄	CH_3COO^-	+	H_3O^+
mols inicial	1					
mols equilibri	1 – x			x		x

$$\mathbf{K_a = [CH_3COO^-] \cdot [H_3O^+] / [CH_3COOH]}$$

[0,3 p]

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

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

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

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

$[H_3O^+] = x = 0{,}004219$ mol / 1 L = 0,004219 M

[0,3 p]

$pH = - \log [H_3O^+]$

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

[0,2 p]

- Es considerarà correcte si l'alumne no fa l'aproximació 1 – x ≈ 1. S'obté una equació de segon grau, i la solució és la mateixa: 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 H_3O^+ 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 pH = 3,0

[0,25p]

Pregunta 1b

Reacció de valoració

$CH_3COOH + NaOH \rightarrow CH_3COONa + H_2O$

[0,3 p]

o també: $CH_3COOH + OH^- \rightarrow CH_3COO^- + H_2O$

Justificar si el vinagre de poma compleix la normativa legal

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

Dades:

V (vinagre) = 5,0 mL = 0,005 L

C (NaOH) = 0,100 M

V (gastat de NaOH) = 43,3 mL = 0,0433 L

M (àcid acètic) = 60 g/mol (apartat a)

0,0433 L NaOH x (0,100 mol NaOH / L NaOH) x (1 mol CH_3COOH / 1 mol NaOH) =

= 0,00433 mol CH_3COOH

C (àcid acètic) = 0,00433 mol acètic / 0,005 L vinagre

C (àcid acètic) = 0,866 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 valida quan l'estequiometria és 1 a 1, es penalitza 0,1 p.

0,866 mol CH_3COOH / L x (60 g CH_3COOH / 1 mol CH_3COOH) = 51,96 g/L

C (àcid acètic) = 51,96 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 (àcid acètic) ≥ 50 g/L

Si comparem: 51,96 g/L > 50 g/L

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

[0,25 p]

15. PAU 2021 · Juny · Sèrie 5 · Exercici 4

PREGUNTA 4a

Formulació: Amoníac NH3 , 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 NH3
- 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 NH3 amb la pipeta i la pera i es transvasen a l'erlenmeyer
- S'afegeixen 2-3 gotes d'indicador àcid-base a l'erlenmeyer
- S'obre la clau de la bureta i s'afegeix HCl gota a gota dins l'erlenmeyer, 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:

$NH_3\ (aq)\ + HCl\ (aq)\ \rightarrow NH_4Cl\ (aq)$

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

$n_{àcid} = n_{base}$

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

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

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

[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.

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

$Kw = [H^+] \cdot [OH^-]$

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

[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'amoníac per part de l'àcid clorhídric és complerta i el pH és determinat per la hidròlisi de la sal:

$$NH_3\ (aq)\ + HCl\ (aq)\ \rightarrow NH_4 + (aq) + Cl\text{-}\ (aq)$$

Dels dos ions, NH_4^+ i Cl^-, només l'amoni presenta hidròlisi àcida lliurant protons a l'aigua:

$$NH_4^+(aq)\ + H_2O\ \rightleftarrows\ NH_3(a_q)\ + H_3O^+(aq)$$

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'amoníac (base feble) i lliura protons a l'aigua.

[0,6p]

16. PAU 2020 · Setembre · Sèrie 4 · Exercici 3

Pregunta 3a

Càlcul del pH d'una dissolució aquosa d'àcid làctic 0,50 M

Reacció de l'àcid làctic en aigua:

$$CH_3–CHOH–COOH + H_2O \rightleftarrows CH_3–CHOH–COO^- + H_3O^+$$

mols inicial (en 1 L)	0,50		
mols equilibri	0,50 – x	x	x

[0,2 p]

$K_a = [CH_3–CHOH–COO^-] \cdot [H_3O^+] / [CH_3–CHOH–COOH]$ **[0,25 p]**

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

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

Aproximació: considerem $0{,}50 – x \approx 0{,}50 \Rightarrow 1{,}41 \cdot 10^{-4} = x^2 / (0{,}50)$

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

$[H_3O^+] = 8{,}3964 \cdot 10^{-3}$ mol/L **[0,4 p]**

$pH = - \log [H_3O^+]$

$pH = - \log 8{,}3964 \cdot 10^{-3} \Rightarrow$ **pH = 2,1** **[0,4 p]**

Pregunta 3b

Indicar els reactius i materials de la taula necessaris per a realitzar la valoració

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**

[0,5 p]

Funció, en la valoració, dels reactius i materials de la taula necessaris **[0,75 p]**

- NaOH(aq) de concentració coneguda: base forta que s'utilitza com a reactiu (solució) valorant, perquè reaccioni amb l'àcid làctic.

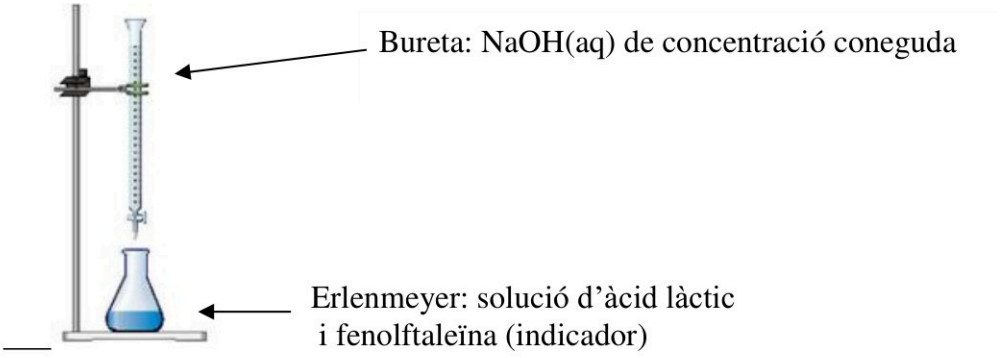
- Fenolftaleïna: indicador. Ens avisa quan s'acaba la reacció entre l'àcid i la base, mitjançant un canvi de color de la solució.

- 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):



17. PAU 2020 · Juny · Sèrie 1 · Exercici 4

PREGUNTA 4a

Formulació
àcid clorhídric HCl
àcid acètic CH_3COOH

<u>Determinació pH i concentració àcid acètic</u>

L'àcid clorhídric és un àcid fort i es dissocia totalment:

	$HCl_{(aq)} + H_2O \rightarrow$	$Cl^-_{(aq)}$	+ $H_3O^+_{(aq)}$	
$[\ ]_0$	0,2 mM	--	--	
$[\ ]_f$	--	0,2 mM	0,2mM	**[0,2 p]**

Per calcular el pH = $-\log [H_3O^+] = -\log (2\times10^{-4}\ M) = 3,7$

El pH de les dues dissolucions és 3,7. **[0,3 p]**

L'àcid acètic és un àcid feble:

	$CH_3COOH_{(aq)} + H_2O \rightleftarrows$	$CH_3COO^-_{(aq)}$	+ $H_3O^+_{(aq)}$
$[\ ]_0$	C	--	--
$[\ ]_{eq}$	C-x	x	x

Si tenen el mateix pH, tindran la mateixa $[H_3O^+] = 0,2\ mM = 2x10^{-4}\ M = x$ **[0,3 p]**

$Ka = [CH_3COO^-] \times [H_3O^+] / [CH_3COOH] \rightarrow 1,8\times10^{-5} = x^2 / (C-x)$
Substituït x i aïllant C:

$C = [CH_3COOH\ ] = 2,42\times10^{-3}\ M$ **[0,45 p]**

No es pot menysprear x davant de C atès que ambdues magnituds són d'ordre similar (aproximadament 1/10). Si es comet aquest error, el càlcul de C es considerarà incorrecte.

PREGUNTA 4b

Formulació.
hidròxid sòdic NaOH

<u>Valoracions dels àcids amb hidròxid de sodi</u>

Reaccions de neutralització:
$HCl(aq) + NaOH(aq) \rightarrow NaCl(aq) + H_2O$
$CH_3COOH(aq) + NaOH(aq) \rightarrow CH_3COONa(aq) + H_2O$ **[0,25 p]**

pH dels punts d'equivalència:

HCl+NaOH:

Al punt d'equivalència només hi ha NaCl en dissolució, que es una sal que es dissocia en $Cl^-(aq) + Na^+(aq)$. El Cl^- és un ió que prové d'un àcid fort i, per tant, no farà hidròlisi. El Na^+ prové d'una base forta i no farà hidròlisi, per tant **el pH del punt d'equivalència serà neutre**.

[0,5 p]

CH_3COOH+NaOH:

Al punt d'equivalència només hi ha CH_3COONa en dissolució, que es dissociarà en $CH_3COO^-(aq) + Na^+(aq)$.
El $Na^+(aq)$ no farà hidròlisi. El $CH_3COO^-(aq)$ és una base conjugada que prové d'un àcid feble i farà hidròlisi:
$CH_3COO^-(aq) + H_2O \rightleftarrows CH_3COOH(aq) + OH^-$,
per tant, **el pH en el punt d'equivalència serà bàsic**.

[0,5 p]

18. PAU 2020 · Juny · Sèrie 3 · Exercici 1

PREGUNTA 1a

Formulació.
Àcid acètic CH_3COOH

Concentració molar àcid acètic en vinagre:
(30 g àcid acètic / 1 L vinagre) x (1 mol àcid acètic / 60 grams àcid acètic) = 0,5 M
[0,25 p]

Equilibri àcid de l'àcid acètic:

	CH_3COOH	+	H_2O	⇄	CH_3COO^-	+	H^+
Inici	0,5						
Equilibri	0,5 – x				x		x

$K_a = [CH_3COO^-] \cdot [H^+] / [CH_3COOH]$ **[0,2 p]**

Càlcul concentració de protons i pH:

$1{,}8\times10^{-5} = [(x) \cdot (x)] / (0{,}5 - x)$ **(equació 1)**

Suposant que $0{,}5 - x \approx 0{,}5 \Rightarrow 1{,}8\times10^{-5} = x^2 / 0{,}5$

$x = (1{,}8\times10^{-5} \cdot 0{,}5)^{1/2} = 2{,}99\times10^{-3}$
$[H^+] = 2{,}99\times10^{-3}$ M **[0,4 p]**

$pH = - \log [H^+] = - \log (2{,}99\times10^{-3})$

pH = 2,52 **[0,4 p]**

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

El càlcul de la concentració de protons també es pot fer a partir de l'equació de Charlot simplificada, també en la seva forma logarítmica.

$[H^+] = (K_a \cdot C_a)^{1/2}$; $pH = ½ (pK_a - C_a)$; on C_a és la concentració d'àcid feble

PREGUNTA 1b

Càlcul concentració molar àcid acètic en vinagre:

3 % en pes correspon a 3 grams 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.

[0,25 p]

(3 g àcid acètic / 100 mL vinagre) x (10^3 mL / 1 L) x (1 mol àcid acètic / 60 grams àc.acètic) = 0,5 M

[0,2 p]

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.

$$CH_3COOH + NaOH \rightarrow CH_3COO^- + Na^+ + H_2O$$

[0,4 p]

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

Volum àcid x Concentració àcid = Volum base x Concentració base
10 mL x 0,5 M = Volum base x 0,5 M $\rightarrow$ Volum base = 10 mL

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

[0,4 p]

19. PAU 2019 · Juny · Sèrie 1 · Exercici 4

Pregunta 4a

Formulació. Amoníac: NH_3 **[– 0,5 p si no el formulen bé]**

Càlcul del pH d'una solució d'amoníac en aigua

	NH_3	+ H_2O	⇄	NH_4^+	+ OH^-	
Inicial	0,20					
Equilibri	0,20 – x			x	x	**[0,2 p]**

$K_b = [NH_4^+] \cdot [OH^-] / NH_3]$ **[0,2 p]**

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

Suposant que $0{,}20 - x \approx 0{,}20 \Rightarrow 1{,}8 \cdot 10^{-5} = x^2 / 0{,}20$

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

$[OH^-] = 1{,}897 \cdot 10^{-3}$ mol/L **[0,2 p]**

Reacció de l'autoionització de l'aigua: $H_2O + H_2O \leftrightarrows H_3O^+ + OH^-$ K_w

$K_w = [H_3O^+] \cdot [OH^-] = 1{,}0 \cdot 10^{-14} \Rightarrow [H_3O^+] = 1{,}0 \cdot 10^{-14} / 1{,}897 \cdot 10^{-3}$

$[H_3O^+] = 5{,}271 \cdot 10^{-12}$ mols/L **[0,2 p]**

$pH = - \log [H_3O^+] = - \log (5{,}271 \cdot 10^{-12})$

pH = 11,3 **[0,2 p]**

- 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: pH = 11,3.
- El procediment és correcte si després de calcular la concentració d'ions hidròxid, calculen el pOH ($pOH = - \log [OH^-] = 2{,}7$), i seguidament calculen el pH: $pH = 14 - pOH = 11{,}3$.

Pregunta 4b

Reacció de l'amoníac amb el salfumant

$NH_3(aq) + HCl(aq) \rightarrow NH_4Cl(aq)$ **[0,3 p]**

- *Es considera correcte encara que no explicitin l'estat físic de les substàncies (solucions aquoses).*

  $NH_3 + HCl \rightarrow NH_4Cl$

- *És correcte si el clorur d'amoni el formulen ionitzat:*
  $NH_3(aq) + HCl(aq) \rightarrow NH_4^+(aq) + Cl^-(aq)$

Procediment experimental per a determinar l'entalpia de la reacció **[0,4 p]**

Tenim dues dissolucions aquoses de NH_3 i HCl (salfumant), 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 salfumant (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 **[0,3 p]**

- 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.

  - *Cada ítem es valora amb 0,1 p.*

20. PAU 2019 · Juny · Sèrie 4 · Exercici 3

Pregunta 3a

pH d'una solució de codeïna 0,020 M

Reacció d'equilibri àcid – base de la codeïna ($C_{18}H_{21}NO_3$) en aigua:

	$C_{18}H_{21}NO_3$	+ H_2O ⇄	$C_{18}H_{21}NO_3H^+$	+ OH^-	$K_b = 1{,}00\text{x}10^{-6}$
Inicial	0,020				
Equilibri	0,020 – x		x	x	**[0,2 p]**

K_b = ([$C_{18}H_{21}NO_3H^+$] · [OH^-]) / [$C_{18}H_{21}NO_3$] **[0,2 p]**

$1{,}00\text{x}10^{-6} = [(x) \cdot (x)] / (0{,}020 - x)$

Aproximació. Suposem que: $0{,}020 - x \approx 0{,}020$

$\Rightarrow \quad 1{,}00\text{x}10^{-6} = x^2 / 0{,}020$

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

[OH^-] = 1,41x10^{-4} M **[0,3 p]**

Ionització de l'aigua: $K_w = [H_3O^+] \cdot [OH^-] = 1{,}0\text{x}10^{-14}$

$[H_3O^+] = 1{,}0\text{x}10^{-14} / 1{,}41\text{x}10^{-4}$
$[H_3O^+] = 7{,}09\text{x}10^{-11}$ M

$\Rightarrow$ pH = – log $[H_3O^+]$ = – log $(7{,}09\text{x}10^{-11})$

$\Rightarrow$ **pH = 10,1** **[0,3 p]**

- *Si l'equació es resol sense cap aproximació s'arriba a una equació de segon grau que dona aproximadament la mateixa solució (la dècima depèn de l'arrodoniment que s'efectuï en els càlculs).*
- *El procediment és correcte si després de calcular la concentració de OH^-, calculen el pOH com: pOH = – log $[OH^-]$, i seguidament calculen el pH amb l'equació: pH =14 – pOH.*
- *Si quan calculen les concentracions de H_3O^+ i OH^- no expressen les unitats (M), no penalitzem cap dècima.*

Pregunta 3b

pH en el punt d'equivalència de la valoració **[0,6 p]**

Reacció de valoració (opcional):

$C_{18}H_{21}NO_3 + HCl \rightarrow C_{18}H_{21}NO_3H^+ + Cl^-$

codeïna (base feble) — (àcid conjugat de la codeïna)

Raonament:

En el punt d'equivalència hem afegit suficient HCl perquè la codeïna reaccioni completament; en la solució tenim només els productes ($C_{18}H_{21}NO_3H^+$ i Cl^-).

El pH de la solució en el punt d'equivalència de la valoració és àcid (pH <7), ja que en aquest punt **tenim ions $C_{18}H_{21}NO_3H^+$ (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 **[0,4 p]**

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.

⇒ **El vermell de metil és útil ja que vira a la zona àcida de pH** (4,8-6,0)

Els altres dos indicadors (fenolftaleïna i groc d'alizarina) no són útils ja que viren a la zona bàsica de pH (intervals 8,0-9,6 i 10,1-12.0).

21. PAU 2018 · Juny · Sèrie 1 · Exercici 1

Pregunta 1.a)

Formulació. **Àcid acètic: CH_3COOH**
Àcid clorhídric: HCl

[– 0,5 p si no formulen bé els DOS compostos]

- *Es penalitza 0,5 p tant si s'equivoquen en la formulació d'un compost (HCl o CH_3COOH) o en els dos.*
- *La formulació incorrecta només penalitzarà en l'apartat "a" o en l'apartat "b".*

Reaccions de valoració

$CH_3COOH + OH^- \rightarrow CH_3COO^- + H_2O$ **[0,2 p]**
(o també: $CH_3COOH + NaOH \rightarrow CH_3COONa + H_2O$)

$H^+ + OH^- \rightarrow H_2O$ **[0,2 p]**
(o també: $HCl + NaOH \rightarrow NaCl + H_2O$)

Valoració de l'àcid acètic:

En el punt d'equivalència hem afegit una quantitat de base (NaOH) perquè tot l'àcid acètic reaccioni, sense que sobri NaOH. Tenim en la solució: ió acetat, (CH_3COO^-), ió sodi i agua. **El pH serà bàsic, ja que l'ió acetat és la base conjugada de l'àcid acètic (àcid feble) i amb aigua genera ions OH^-.** **[0,3 p]**

Opcionalment:

$$CH_3COO^- + H_2O \rightleftarrows CH_3COOH + OH^-$$
base

- *És correcte si dedueixen que el pH en el punt d'equivalència és bàsic a partir de l'observació del gràfic A (meitat del salt brusc de pH en la corba de valoració). Puntuació d'aquest subapartat: 0,3 p.*

Valoració de l'àcid clorhídric:

En el punt d'equivalència hem afegit una quantitat de base (NaOH) perquè tot l'àcid clorhídric reaccioni, sense que sobri NaOH. Tenim en la solució: ió clorur (Cl^-), ió sodi i agua. **El pH serà neutre, ja que l'ió clorur no actua de base ja que amb aigua no pot formar l'àcid clorhídric perquè és un àcid fort** (no s'hidrolitza).

[0,3 p]

- *És correcte si dedueixen que el pH en el punt d'equivalència és neutre a partir de l'observació del gràfic B (meitat del salt brusc de pH en la corba de valoració). Puntuació d'aquest subapartat: 0,3 p.*

Pregunta 1.b)

Material i reactius per dur a terme la valoració **[0,4 p]**

(a part de la solució de HCl i de la solució de NaOH 0,080 M).

- ✓ 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.

  - *Es penalitzarà 0,1 p per cada un dels ítems que no hagin posat.*

  - *L'alumne pot afegir altres materials o reactius: embut per omplir la bureta, vas de precipitats per recollir el NaOH quan s'enrasa o aigua destil·lada. No penalitzem cap dècima de punt si no els indiquen.*

Procediment per dur a terme la valoració **[0,6 p]**

- ✓ S'omple la bureta amb la solució de NaOH 0,080 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 25,0 mL de la solució de HCl 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.

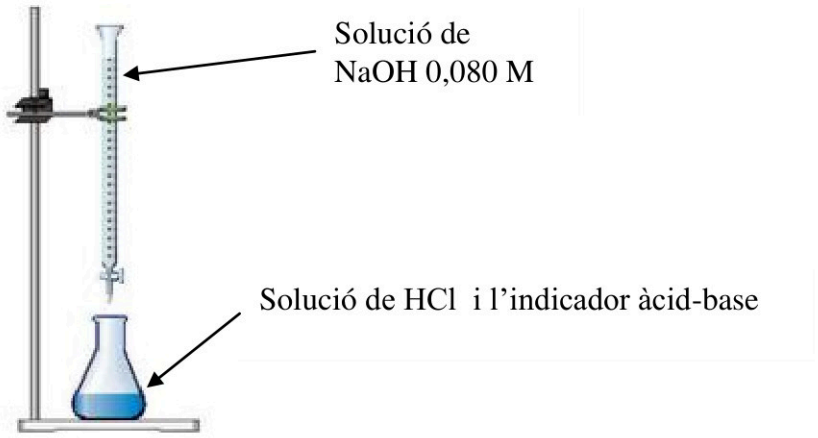
- ✓ Afegim 2-3 gotes de l'indicador àcid-base a l'erlenmeyer.

- ✓ Obrim la clau de la bureta i anem afegint NaOH, tot agitant contínuament l'erlenmeyer, fins a observar un canvi de color de la solució.

- ✓ Tanquem la clau de la bureta i anotem el volum consumit de NaOH gastat.

  - *Es penalitzarà 0,1 p per cada un dels ítems que no hagin posat.*

Dibuix (opcional):



22. PAU 2018 · Juny · Sèrie 5 · Exercici 1

Pregunta 1a

Dades inicials:
Massa d'àcid benzoic = 3,050 g
Volum de solució = 250 mL = 0,250 L

Massa molecular del àcid benzoic = (6 x 12) + (5 x 1) + (12 + 16 x 2 + 1) = 122 g/mol

Concentració inicial d'àcid benzoic = (3,050 g / 0,250 L) x (1 mol / 122 g)
Concentració inicial d'àcid benzoic = 0,100 M **[0,1 p]**

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

	C_6H_5COOH + H_2O ⇆	$C_6H_5COO^-$ +	H_3O^+	
mols inicials	0,100			
mols en equilibri	0,100 – x	x	x	**[0,1 p]**

$pH = - \log [H_3O^+] \Rightarrow [H_3O^+] = 10^{-pH}$
Si $pH = 2,60 \Rightarrow [H_3O^+] = 10^{-2,60} = 2,5119 \times 10^{-3}$ M **[0,2 p]**

Per l'estequiometria de la reacció:

$[C_6H_5COO^-] = [H_3O^+] = x = 2,5119 \times 10^{-3}$ M

$[C_6H_5COOH] = 0,100 - x = 0,100 - 2,5119 \times 10^{-3} = 0,09749$ M **[0,2 p]**

Constant d'acidesa (K_a):

$$\boldsymbol{K_a = ([H_3O^+][\ C_6H_5COO^-]) / [C_6H_5COOH]}$$ **[0,2 p]**

$K_a = (2,5119 \times 10^{-3}\ M)^2 / (0,09749)$

$$\boldsymbol{K_a = 6,5 \cdot 10^{-5}}$$ **[0,2 p]**

- *Si expressen la K_a amb unitats es penalitzarà 0,1 p*

Pregunta 1b

Formulació. Hidròxid de sodi: NaOH **[− 0,5 p si no formulen bé]**

Reacció de valoració: $\mathbf{C_6H_5COOH + OH^- \rightarrow C_6H_5COO^- + H_2O}$ **[0,3 p]**

- *També és correcte si escriuen:*
  $C_6H_5COOH + NaOH \rightarrow C_6H_5COONa + H_2O$

A partir de la reacció igualada (estequiometria 1 a 1):

NaOH V = 38,6 mL = 0,0386 L

(0,0386 L) x (0,115 mol / L) = 0,004439 mol NaOH

mol de NaOH gastats = mol inicials de C_6H_5COOH

$\Rightarrow$ 0,004439 mol inicials de C_6H_5COOH **[0,3 p]**

Transformem els mols d'àcid benzoic a grams:

Massa molecular àcid benzoic = 122 g/mol

0,004439 mol C_6H_5COOH x (122 g C_6H_5COOH / 1 mol C_6H_5COOH)=

= 0,541558 g C_6H_5COOH **[0,1 p]**

Volum de solució valorada d'àcid benzoic = 25,0 mL = 0,0250 L

Concentració de C_6H_5COOH = (0,541558 g) / (0,025 L)

$\Rightarrow$ **Concentració d'àcid benzoic = 21,66 g L^{-1} (o g/L)** **[0,3 p]**

- *És correcte si ho fan amb factors de conversió.*
- *És correcte si utilitzen la fórmula: M x V = M' x V' (perquè l'estequiometria de la reacció és 1 a 1).*
- *Si no indiquen les unitats de la concentració d'àcid benzoic (o són incorrectes) es penalitzarà 0,2 p.*

23. PAU 2017 · Setembre · Sèrie 2 · Exercici 7

Pregunta 7a

Reacció de dissociació del NaClO **[0,1 p]**

$$\mathbf{NaClO \rightarrow Na^+ + ClO^-}$$

Justificació de quin ió té hidròlisi **[0,2 p]**

Dels dos ions, només tindrà hidròlisi l'ió ClO^-, ja que aquest ió actua de base feble i amb aigua capta un ió H^+ i forma un àcid feble (HClO). El Na^+ no té hidròlisi ja que hauria de formar una base forta (NaOH) que mai es forma en aigua.

- *Si no ho justifiquen la puntuació és nul·la (0 p).*

Reacció d'hidròlisi **[0,1 p]**

$$\mathbf{ClO^- + H_2O \leftrightarrows HClO + OH^-}$$

pH del lleixiu (solució de ClO^-)

Dades:

[NaClO] = 5% en massa

Densitat de la solució de NaClO al 5% = 1,00 g/mL

Massa molecular (NaClO) = 74,5 g/mol

Calculem la concentració inicial de NaClO (o de ClO^-) en mols/L:

$[NaClO]_o$ = (5 g NaClO / 100 g solució) x (1 mol NaClO / 74,5 g NaClO) x x (1 g solució / 1 mL solució) x (1000 mL solució / 1 L solució)

$\Rightarrow$ $[NaClO]_o = [ClO^-]_o = 0{,}671$ M **[0,1 p]**

Reacció d'equilibri àcid – base de l'ió ClO^- (suposem 1 L de solució):

	ClO^-	+ H_2O $\leftrightarrows$	HClO	+	OH^-
Inicial	0,671				
Equilibri	0,671 – x		x		x

$K_b = [HClO] \cdot [OH^-] / [ClO^-]$ **[0,2 p]**

$3{,}3 \times 10^{-7} = [(x) \cdot (x)] / (0{,}671 - x)$ ***(Equació 1)***

Suposant que $0{,}671 - x \approx 0{,}671$

$\Rightarrow \quad 3{,}3\text{x}10^{-7} = x^2 / 0{,}671$

$x = (3{,}3\text{x}10^{-7} \text{ x } 0{,}671)^{1/2}$

$x = 4{,}706 \text{ x } 10^{-4}$

$x = [OH^-] = 4{,}706 \text{ x } 10^{-4}$ M **[0,1 p]**

Ionització de l'aigua: $K_w = [H_3O^+] \cdot [OH^-] = 1{,}0 \cdot 10^{-14}$

$[H_3O^+] = 1{,}0 \cdot 10^{-14} / \ 4{,}706 \text{ x } 10^{-4}$ M

$[H_3O^+] = 2{,}125 \text{ x } 10^{-11}$ M

$\Rightarrow$ pH = – log $[H_3O^+]$ = – log $(2{,}125 \text{ x } 10^{-11})$

$\Rightarrow$ **pH = 10,7** **[0,2 p]**

- *Si l'equació 1 es resol sense cap aproximació s'arriba a una equació de segon grau que dona aproximadament la mateixa solució.*

Pregunta 7b

Concepte de solució amortidora **[0,4 p]**

Una solució amortidora de pH és aquella que en afegir-hi petites quantitats d'un àcid o d'una base (fort o feble), el pH es manté pràcticament constant (o varia molt poc).

El lleixiu pot actuar de solució amortidora?

Per tenir una solució amortidora cal tenir a la solució una barreja d'un àcid feble i la seva base conjugada en concentracions iguals o semblants. Això ens permetrà neutralitzar, i mantenir el pH, si hi addicionem petites quantitats d'un àcid o d'una base. **[0,3 p]**

Justificació en el cas del lleixiu:
El lleixiu no ho compleix, ja que en equilibri hi ha una alta concentració de base feble (OCl^-) i una petita concentració de l'àcid feble conjugat (HClO), que prové de la reacció d'equilibri d'hidròlisi (K_b molt petita).

$\Rightarrow$ **El lleixiu no pot actuar de solució amortidora de pH.** **[0,3 p]**

24. PAU 2017 · Juny · Sèrie 1 · Exercici 7

Pregunta 7.a)

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

massa molecular HCOOH = 1+12+(2x16)+1 = 46 g/mol
mols de HCOOH:

0,003 mL HCCOH x (1,20 g HCOOH / 1 mL HCOOH) x (1 mol HCOOH / 46 g HCOOH)=
= 7,826 x 10^{-5} mol HCOOH **[0,1 p]**

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 x 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 mL = 1,003x10^{-3} L).*

C_{HCOOH} = 7,826x10^{-5} mol HCOOH / 1,0x10^{-3} L
C_{HCOOH} = 7,83 x 10^{-2} M **[0,1 p]**

- *Si han agafat el volum total 1,003 mL, la concentració de HCOOH té un valor de 7,80x10^{-2} M.*

Càlcul del pH:

Reacció de HCOOH en aigua (volum 1 litre)

	HCOOH	+	H_2O	⇆	$HCOO^-$	+	H_3O^+	
mols inicial	0,0783							
mols equilibri	0,0783	–	x		x		x	**[0,2 p]**

$K_a = [HCOO^-] \cdot [H_3O^+] / [HCOOH]$ **[0,2 p]**

1,8 x 10^{-4} = [(x) · (x)] / [0,0783– x]
1,8 · 10^{-4} = x^2 / (0,0783 – x)

Si considerem: 0,0783 – x ≈ 0,0783 ⇒ 1,8 x 10^{-4} = x^2 / (0,0783)
x = (1,8 x 10^{-4} x 0,0783)$^{1/2}$ = 0,003754 mols
$[H_3O^+]$ = x = 0,003754 mol / 1 L = 0,003754 M **[0,2 p]**

pH = - log $[H_3O^+]$
pH = - log 0,003754 ⇒ **pH = 2,4** **[0,2 p]**

Pregunta 7.b)

Reacció de neutralització: **[0,5 p]**

$HCOOH + NaHCO_3 \rightarrow HCOONa + H_2CO_3$

o també: $HCOOH + NaHCO_3 \rightarrow HCOO^- + Na^+ + H_2CO_3$

Càlcul de la massa de $NaHCO_3$ necessària per neutralitzar: **[0,5 p]**

Massa molecular $NaHCO_3$ = 23 + 1 + 12 + (16x3) = 84 g/mol

0,003 mL HCCOH x (1,20 g HCOOH / 1 mL HCOOH) x (1 mol HCOOH / 46 g HCOOH) x
x (1 mol $NaHCO_3$ / 1 mol HCOOH) x (84 g $NaHCO_3$ / 1 mol $NaHCO_3$)= $6,57x10^{-3}$ g $NaHCO_3$

⇒ Es necessiten $6,57x10^{-3}$ g $NaHCO_3$ per neutralitzar l'àcid fòrmic que conté la picada.

25. PAU 2017 · Juny · Sèrie 5 · Exercici 3

Pregunta 3

a) $NH_4Cl\ (s) \rightarrow NH_4^+\ (aq) + Cl^-\ (aq)$

El clorur és neutre i no s'hidrolitza.
L'amoni és àcid (àcid conjugat d'una base feble, com és l'amoníac).

	$NH_4^+\ (aq)$	$+ H_2O \rightleftarrows$	$NH_3\ (aq)$	$+ H_3O^+\ (aq)$	K_a	(0,2 punts)
inicial	c_o					
equilibri	$c_o - x$		x	x		

$$K_a = [NH_3]\,[H_3O^+] / [NH_4^+] \qquad \text{(0,2 punts)}$$

$$K_a = x \cdot x / (c_o - x)$$

Per calcular x, primer s'ha d'avaluar c_o.

1,50 g NH_4Cl (1 mol NH_4Cl / 53,5 g NH_4Cl) (1 mol NH_4^+ / 1 mol NH_4Cl) = 0,028037383 mol NH_4^+

c_o = 0,028037383 mol NH_4^+/ 0,1 L = 0,28037383 mol / L (0,2 punts)

$K_a = K_w / K_b = 1,0 \times 10^{-14} / 1,8 \times 10^{-5} = 5,5555 \times 10^{-10}$ (0,2 punts)

Un cop coneguts c_o i K_a, ja es pot calcular x = $1,248 \times 10^{-5}$

- *Es pot fer a partir d'una equació de segon grau,*
- *o també amb l'aproximació $c_o - x = c_o$, perquè x és un valor petit*

pH = − log $[H_3O^+]$ = − log x = − log $1,248x\ 10^{-5}$ = 4,90

pH = 4,90 (0,2 punts)

b) Material: Balança, vareta de vidre, vidre de rellotge, espàtula, matràs aforat de 100 mL, vas de precipitats i aigua destil·lada. (0,3 punts)

Procediment: Es pesen en una balança 1,50 g del sòlid (col·locat en un vidre de rellotge prèviament tarat) i es dissolen en un vas de precipitats amb un volum petit d'aigua destil·lada (per exemple uns 30 mL). S'aboca la dissolució dins un matràs aforat de 100 mL, es renta el vas de precipitats amb aigua destil·lada per recollir tot el solut i s'aboca al matràs aforat. S'enrasa amb aigua destil·lada, es tapa i s'agita per homogeneïtzar el contingut.
(0,7 punts)

26. PAU 2016 · Setembre · Sèrie 1 · Exercici 1

1. ÀCID-BASE

a) $AcOH(aq) + OH^-(aq) \rightarrow AcO^-(aq) + H_2O(l)$

$NaOH(aq) \rightarrow Na^+(aq + OH^-(aq)$

(1,0 mol NaOH) (1 mol OH^- / 1 mol NaOH) (1 mol AcOH / 1 mol OH^-) (9,2 x 10^{-3} L) =
= 9,2 x 10^{-3} mol AcOH (0,25 punts)

[AcOH] = n / V = 9,2 x 10^{-3} mol / (10 x 10^{-3} L) = 0,92 mol/L

Com que hi ha 0,92 mol en 1 L de dissolució, hi haurà 0,092 mol en 100 mL.

NOTA: També podrien dir que com que hi ha 0,0092 mol AcOH en 10 mL, n'hi haurà 0,092 en 100 mL.

(0,25 punts)

Pes molecular de l'àcid acètic: P_m = 60 g/mol

(0,092 mol AcOH) (60 g AcOH / 1 mol AcOH) = 5,52 g AcOH

Com que hi ha 5,52 g d'àcid acètic (> 5 g), el vinagre compleix la normativa vigent.

(0,25 punts)

Com a resultat de la neutralització es forma l'ió acetat, que és la base conjugada de l'àcid acètic. Per tant, la dissolució serà bàsica.

NOTA: Una altra manera d'explicar-ho consisteix a considerar que l'acetat format s'hidrolitza:

$CH_3COO^-(aq) + H_2O(l) \rightleftarrows CH_3COOH(aq) + OH^-(aq)$

Com es pot veure, es generen ions OH^-, la qual cosa farà que la dissolució resultant sigui bàsica. (0,25 punts)

b) Procediment experimental i material.

NOTA: El dibuix de la instal·lació no és necessari encara que és aclaridor.

S'agafen 10 ml de vinagre en una **pipeta aforada** i s'aboquen en un **matràs erlenmeyer**. S'hi afegeixen també 2 gotes d'un indicador àcid-base. S'omple la **bureta** de dissolució d'hidròxid de sodi d'una concentració 1,0 M. Es tira la dissolució alcalina sobre el vinagre fins que la dissolució present al matràs d'Erlenmeyer canviï de color (punt final).

S'anota el volum de dissolució bàsica gastada.

NOTA: És important que indiquin els noms de l'instrumental utilitzat: *pipeta aforada* (0,1 punts), *matràs erlenmeyer* (o *erlenmeyer*) (0,1 punts) i *bureta* (0,1 punts).

(0,85 punts)

És necessari fer la valoració de la dissolució dues vegades. La segona vegada es tira la dissolució valoradora gota a gota quan s'està a prop del punt final. (0,15 punts)

27. PAU 2016 · Juny · Sèrie 5 · Exercici 1

Pregunta 1a

Concentració inicial d'ibuprofèn = 0,20 M

Equilibri àcid – base:

$C_{12}H_{17}COOH(aq) + H_2O(l) \rightleftarrows C_{12}H_{17}COO^-(aq) + H_3O^+(aq)$

Inicial	0,20		
Equilibri	0,20 – x	x	x

[0,2 punts]

Càlcul de la concentració de l'ió H_3O^+:

$pH = -\log [H_3O^+] \Rightarrow [H_3O^+] = 10^{-pH}$

Si pH = 2,95 $\Rightarrow [H_3O^+] = 10^{-2,95} = 1,122 \times 10^{-3}$ M

[0,2 punts]

Per l'estequiometria de la reacció, les concentracions en equilibri són:

$x = [H_3O^+] = [C_{12}H_{17}COO^-]$

$[C_{12}H_{17}COO^-] = 1,122 \times 10^{-3}$ M

$[C_{12}H_{17}COOH] = 0,20 - x = 0,20 - 1,122 \times 10^{-3} = 0,1989$ M

[0,2 punts]

Constant d'acidesa (K_a):

$K_a = ([H_3O^+][C_{12}H_{17}COO^-]) / [C_{12}H_{17}COOH]$

[0,2 punts]

Substituïm:

$K_a = (1,122 \times 10^{-3})^2 / (0,1989)$

$\mathbf{K_a = 6,33 \times 10^{-6}}$

[0,2 punts]

- *Si expressen la constant d'acidesa, K_a, amb unitats, s'ha de penalitzar 0,1 punts.*

Pregunta 1b

Càlcul de la dilució:

100 x10^{-3} L NaOH diluïda x (0,100 mols NaOH / 1 L NaOH diluïda) x
x (1 L NaOH inicial / 0,400 mol NaOH) = 0,025 L NaOH inicial = 25 mL NaOH

Ens cal agafar 25 mL de la solució 0,400 M **[0,2 punts]**

- *És correcte si el càlcul el fan amb la fórmula:* $c_i V_i = c_f V_f$
  2,000 V_i = (0,400) (250) $\Rightarrow$ V_i = 50 mL

- *És correcte si calculen que cal diluir 4 vegades (0,4000 / 0,100 = 4), i calculen el volum com: 100/4 = 25 mL*

Procediment (i material): **[0,3 material + 0,3 procediment]**

Col·loquem en un **vas de precipitats** una mica de solució de NaOH 0,400 M. Agafem un volum de 25 mL amb una **pipeta de 25 mL** (amb l'ajut d'una pera) i el transvasem a un **matràs aforat de 100 mL**. Hi afegim aigua destil·lada i ho anem agitant per homogeneïtzar bé la solució. Finalment enrasem la solució a 100 mL (marca del matràs). Tapem el matràs amb el tap i ho agitem.

Indicador àcid-base: **[0,2 punts]**

Estem valorant un àcid feble (ibuprofèn) amb una base forta. En el punt d'equivalència tot l'àcid haurà reaccionat i tindrem la base conjugada de l'ibuprofèn i aigua.
Per tant el pH de la solució serà bàsic (pH > 7,0).

$\Rightarrow$ Haurem d'emprar un indicador que viri a la zona bàsica de pH.

$\Rightarrow$ **El vermell de metil vira a la zona àcida (4,2 – 6,2): no es pot utilitzar**

- *Si no raonen la puntuació és 0 punts sobre 0,2 punts.*

28. PAU 2015 · Juny · Sèrie 2 · Exercici 4

Pregunta 4a

Concentració inicial d'àcid acetilsalicílic = 3,32 g/L

Concentració inicial d'àcid acetilsalicílic = 3,32 g / L x (1 mol / 180 g) = 0,0184 M **[0,1 p]**

	$C_8H_7O_2COOH$ + H_2O ⇆	$C_8H_7O_2COO^-$ +	H_3O^+
Inicial	0,0184		
Equilibri	0,0184 – x	x	x

$pH = - \log [H_3O^+] \Rightarrow [H_3O^+] = 10^{-pH}$

Si $pH = 2,65 \Rightarrow [H_3O^+] = 10^{-2,65} = 2,2387 \times 10^{-3}$ M **[0,3 p]**

Per l'estequiometria de la reacció:

$x = [H_3O^+] = [C_8H_7O_2COO^-] = 2,2387 \times 10^{-3}$ M

$[C_8H_7O_2COOH] = 0,0184 - x = 0,0184 - 2,2387 \times 10^{-3} = 0,0162$ M **[0,2 p]**

Constant d'acidesa (K_a):

$K_a = ([H_3O^+][C_8H_7O_2COO^-]) / [C_8H_7O_2COOH]$ **[0,2 p]**

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

$\boldsymbol{K_a = 3,1 \cdot 10^{-4}}$ **[0,2 p]**

- *Si expressen la K_a amb unitats es penalitzarà 0,1 p.*

Pregunta 4b

Formulació. Hidròxid de sodi: NaOH **[− 0,5 p si no formulen bé]**

Reacció de valoració: $\mathbf{C_8H_7O_2COOH + OH^- \rightarrow C_8H_7O_2COO^- + H_2O}$ **[0,3 p]**

- *També és correcte si escriuen:*
  $C_8H_7O_2COOH + NaOH \rightarrow C_8H_7O_2COONa + H_2O$

A partir de la reacció igualada (estequiometria 1 a 1):
NaOH V = 14,2 mL = 0,0142 L
(0,0142 L) x (0,0250 mol / L) = 0,000355 mol NaOH

mol de NaOH gastats = mol inicials de $C_8H_7O_2COOH$
$\Rightarrow$ 0,000355 mol de $C_8H_7O_2COOH$ **[0,3 p]**

Transformem els mols d'àcid acetilsalicílic a grams:

0,000355 mol $C_8H_7O_2COOH$ x (180 g $C_8H_7O_2COOH$ / 1 mol $C_8H_7O_2COOH$)=
= 0,0639 g $C_8H_7O_2COOH$ **[0,1 p]**

Volum de solució d'àcid acetilsalicílic = 25 mL = 0,025 L

Concentració de $C_8H_7O_2COOH$ = (0,0639 g) / (0,025 L)

$\Rightarrow$ **Concentració d'àcid acetilsalicílic = 2,56 g L^{-1} (o g/L)** **[0,3 p]**

- *És correcte si ho fan amb factors de conversió.*
- *És correcte si utilitzen la fórmula: M x V = M' x V' (perquè l'estequiometria de la reacció és 1 a 1.*
- *Si no indiquen les unitats de la concentració d'àcid acetilsalicílic (o són incorrectes) es penalitzarà 0,1 p.*

29. PAU 2015 · Juny · Sèrie 4 · Exercici 1

Pregunta 1a

Formulació. Àcid clorhídric: HCl **[− 0,5 p si no formulen bé]**

Reacció de valoració: **$NaOH + HCl \rightarrow NaCl + H_2O$** **[0,3 p]**

- *També és correcte si escriuen:*
  $OH^- + H^+ \rightarrow H_2O$
  (ó també: $OH^- + HCl \rightarrow H_2O + Cl^-$)

Càlcul de la concentració de NaOH.

HCl gastat V = 41,5 mL = 0,0415 L

(0,0415 L HCl) x (0,902 mol HCl / L HCl) = 0,037433 mol HCl

A partir de la reacció igualada (estequiometria 1 a 1):

mol de HCl gastats = mol inicials de NaOH

$\Rightarrow$ 0,037433 mol inicials de NaOH **[0,3 p]**

Transformem els mols de NaOH a grams:

Massa molar NaOH = 24 + 16 + 1 = 40 g/mol

0,037433 mol NaOH x (40 g NaOH / 1 mol NaOH) = 1,49732 g NaOH

Volum que hem valorat de desembussador comercial = 5 mL = 0,005 L

Concentració de NaOH = (1,49732 g) / (0,005 L)

Concentració de NaOH = 299,5 g/L **[0,4 p]**

- *És correcte si ho fan amb factors de conversió.*
- *És correcte si utilitzen la fórmula: M x V = M' x V', perquè l'estequiometria de la reacció és 1 a 1.*

Pregunta 1b

Material i reactius per a dur a terme la valoració: **[0,4 p]**

(a part de la mostra –desembussador- i la solució d'HCl 0,902 M).

- ✓ Bureta, amb un peu i pinça per subjectar-la.
- ✓ Pipeta aforada de 5 mL, amb pera d'aspiració.
- ✓ Erlenmeyer (o vas de precipitats).
- ✓ Indicador àcid – base.

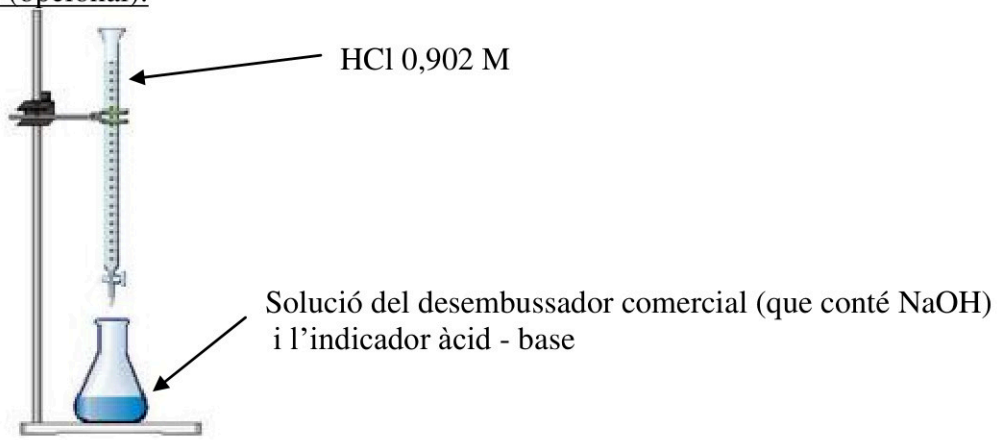
  - *Es penalitzarà 0,1 p per cada un dels ítems que no hagin posat.*

Procediment per a dur a terme la valoració. **[0,6 p]**

- ✓ S'omple la bureta amb la solució de HCl 0,902 M, evitant que es formin bombolles d'aire dins de la bureta.
- ✓ S'enrasa el volum de HCl de la bureta (a zero o a un altre volum).
- ✓ Amb la pipeta aforada (i la pera) agafem 5,0 mL del desembussador comercial 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 HCl, tot agitant contínuament l'erlenmeyer, fins observar un canvi de color de la solució.
- ✓ Tanquem la clau de la bureta i anotem el volum consumit de HCl gastat.

  - *Es penalitzarà 0,1 p per cada un dels ítems que no hagin posat.*

Dibuix (opcional):



30. PAU 2014 · Setembre · Sèrie 5 · Exercici 2

Pregunta 2

a) Les solucions d'àcid clorhídric (HCl) i àcid propiònic (CH_3CH_2COOH) són àcides i, a 25°C, tindran un pH per sota de 7,0. **[0,2 p]**

(opcional)

$$HCl + H_2O \rightarrow H_3O^+ + Cl^-$$
$$CH_3CH_2COOH + H_2O \leftrightarrows CH_3CH_2COO^- + H_3O^+$$

En ser l'HCl un àcid fort i el CH_3CH_2COOH un àcid feble, a la mateixa concentració es formaran més ions H_3O^+ en la solució d'HCl, i el pH serà més petit, ja que: $pH = - \log [H_3O^+]$.

Per tant: **Vas B (pH=1,5): HCl** **[0,2 p]**
Vas C (pH=4,0): CH_3CH_2COOH **[0,2 p]**

La solució de clorur de potassi, KCl, serà neutra (pH = 7,0) ja que ni els ions K^+ ni els ions Cl^- actuen d'àcid o base en aigua (no reaccionen), ja que generarien una base forta o un àcid fort que no es forma. **[0,2 p]**

(opcional: $KCl \rightarrow K^+ + Cl^-$)

- *Si raonen que el KCl és una sal neutra perquè prové d'un àcid fort i una base forta es penalitzarà 0,1 p.*

Per tant: **Vas A (pH=7,0): KCl** **[0,2 p]**

Pregunta 2

b) Quan afegim aigua als tres vasos estem diluint les solucions.

El pH del vas A es mantindrà, ja que la solució de KCl ja era neutra i ho seguirà sent: l'aigua aporta tants ions OH^- com ions H_3O^+.

[0,4 p]

En els vasos B i C estem diluint un àcid (fort o feble) i, per tant, baixant la seva concentració inicial. Això vol dir que la concentració que tindrem d'ions H_3O^+ deguda a la reacció serà menor. Tenint en compte la relació: $pH = - \log [H_3O^+]$, **el pH augmentarà.**

[0,6 p]

31. PAU 2014 · Juny · Sèrie 3 · Exercici 5

Pregunta 5

a) **Formulació:**

Hidròxid de sodi: NaOH **[– 0,5 p si no formulen bé]**

- *Una mateixa fórmula errònia només penalitzarà en una subpregunta (a ó b)*

[*En cap cas les subpreguntes 5a o 5b poden tenir una puntuació negativa*]

Reacció de valoració (opcional)

$$HOOC\text{-}CHOH\text{-}CHOH\text{-}COOH + 2\ OH^- \rightarrow {}^-OOC\text{-}CHOH\text{-}CHOH\text{-}COO^- + 2\ H_2O$$

NaOH V = 18,6 mL = 0,0186 L

(0,0186 L) x (0,150 mol / L) = 0,00279 mol NaOH gastats **[0,1 p]**

L'estequiometria de la reacció entre l'àcid tartàric i el NaOH és 1 a 2, degut a la reacció igualada, o tenint en compte que necessitem 2 OH^- perquè reaccionin els dos grups àcid (COOH) de la molècula orgànica.

mol inicials d'àcid tartàric = (1/2) x mol de NaOH gastats

mol inicials d'àcid tartàric = (1/2) x 0,00279= 0,001395 **[0,3 p]**

Ho transformem a grams:

Massa molecular de l'àcid tartàric = 150 g/mol

0,001395 mol àcid tartàric x (150 g àcid tartàric / 1 mol àcid tartàric) =
= 0,20925 g àcid tartàric **[0,1 p]**

Beguda 25 mL = 0,025 L

Concentració d'àcid tartàric = (0,20925 g) / (0,025 L)

Concentració d'àcid tartàric = 8,37 g/L **[0,3 p]**

- *Es penalitzarà 0,1 p si no indiquen les unitats de la concentració d'àcid tartàric*

La concentració d'àcid tartàric a la beguda és més petita de 9,0 g /L, per tant **aquesta beguda es troba dins del marc legal.** **[0,2 p]**

Pregunta 5

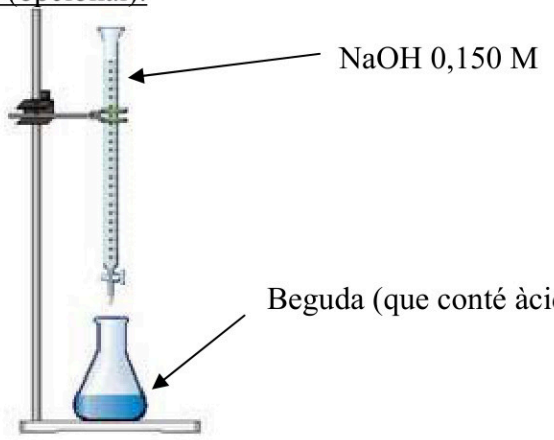
a) **Material** per a dur a terme la valoració **[0,4 p]**

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

Procediment per a dur a terme la valoració. **[0,6 p]**

- ✓ S'omple la bureta amb la solució de NaOH 0,150 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 25 mL de la beguda i els transvasem a l'erlenmeyer. *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 observar un canvi de color de la solució (per exemple d'incolor a rosat, si emprem fenolftaleïna).
- ✓ Tanquem la clau de la bureta i anotem el volum consumit de NaOH.

Dibuix (opcional):



32. PAU 2014 · Juny · Sèrie 4 · Exercici 1

Pregunta 1

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

	HF	+ H_2O ⇆	F	+ H_3O^+
mols inicial	0,5			
mols equilibri	0,5 – x		x	x

[0,2 p]

$K_a = [F^-] \cdot [H_3O^+] / [HF]$ **[0,2 p]**

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

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

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

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

$[H_3O^+] = x = 0{,}01817$ mol / 1 L = 0,01817 M **[0,3 p]**

$pH = - \log [H_3O^+]$

$pH = - \log 0{,}01817 \Rightarrow$ **pH = 1,7** **[0,3 p]**

- *Es considerarà correcte si l'alumne no fa l'aproximació. S'obté una equació de segon grau i la solució és la mateixa: pH = 1,7*

Pregunta 1

b) Elecció dels pictogrames, entre els 6 proposats:

Pictogrames A, D i F **[0,2 p]**

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. **[0,2 p]**

- **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. **[0,2 p]**

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. **[0,2 p]**

33. PAU 2013 · Setembre · Sèrie 1 · Exercici 5

Pregunta 5

a) Reacció de l'àcid butíric en aigua:

$$\mathbf{CH_3CH_2CH_2COOH + H_2O \leftrightarrows H_3O^+ + CH_3CH_2CH_2COO^-} \qquad \textbf{[0,2 p]}$$

(també seria correcte: $C_4O_2H_8 + H_2O \leftrightarrows H_3O^+ + C_4O_2H_7^-$)

$pH = - \log [H_3O^+] \Rightarrow [H_3O^+] = 10^{-pH}$

Si $pH = 2,72 \Rightarrow [H_3O^+] = 10^{-2,72} = 1,905 \cdot 10^{-3}$ M **[0,2 p]**

Suposem que em dissol "c" mols d'àcid butíric en 1 L:

	$CH_3CH_2CH_2COOH + H_2O \leftrightarrows H_3O^+ + CH_3CH_2CH_2COO^-$		
Inicial	c		
Equilibri	c – x	x	x

$K_a = ([H_3O^+] \cdot [CH_3CH_2CH_2COO^-]) / [CH_3CH_2CH_2COOH]$ **[0,2 p]**

Substituïm: $1,5 \cdot 10^{-5} = (x)\,(x) / (c - x) \Rightarrow 1,5 \cdot 10^{-5} = x^2 / c - x$

Sabem la concentració de H_3O^+: $x = [H_3O^+] = 1,905 \cdot 10^{-3}$ M

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

Resolent l'equació: c = 0,24 mol d'àcid butíric (en 1 L de solució)

(es considerarà correcte si fan l'aproximació: $c - x \approx c$.
El resultat surt el mateix, si l'expressem amb dos decimals)

Concentració inicial d'àcid butíric = 0,24 M **[0,4 p]**

Pregunta 5

b) 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).

[0,4 p]

Per tenir una solució amortidora de pH**,**

Cal afegir $CH_3CH_2CH_2COO^-$ (o ió butanoat, o la base conjugada de l'àcid butíric) a la solució aquosa d'àcid butíric.

[0,4 p]

Justificació:
Cal tenir a la solució una barreja d'un àcid feble i la seva base conjugada en concentracions semblants. Això ens permetrà neutralitzar, i mantenir el pH, si li addicionem petites quantitats d'un àcid o d'una base.

[0,2 p]

- *També és correcte: afegir una mica d'una base forta, per exemple NaOH, per convertir una part de l'àcid butíric en $CH_3CH_2CH_2COO^-$, i que a la solució hi hagi al final àcid butíric i la seva base conjugada en concentracions semblants, que ens permetrà neutralitzar (i mantenir el pH) si li addicionem petites quantitats d'un àcid o d'una base.*

34. PAU 2013 · Juny · Sèrie 3 · Exercici 3

Pregunta 3

a) Volem diluir 10 vegades el descalcificador (passar d'una concentració del 45 % al 4,5 % en massa), i fer-ho amb la màxima precisió:

Cal escollir el lot C, que ens permet agafar la solució concentrada amb pipeta (10 mL) i lliurar-la a una matràs aforat (100 mL). La dilució que fem és de és de 10 vegades (100 mL / 10 mL).

[0,4 p]

El volum que agafem del descalcificador al 45% s'ha de fer amb pipeta. **Descartem el lot D:** la proveta de 10 mL té poca precisió**.**

[0,2 p]

El volum que agafem del descalcificador al 45% s'ha de lliurar a un matràs aforat. **Descartem el lot A:** la proveta de 50 mL té poca precisió**.**

[0,2 p]

El quocient de volums entre el volum final (solució diluïda) i el inicial (el que agafem de la concentrada) ha de ser de 10. **Descartem el lot B,** ja el factor de dilució és de 100 (1000 mL / 10 mL = 100).

[0,2 p]

Pregunta 3

b) **Material i reactius** per a dur a terme la valoració **[0,4 p]**

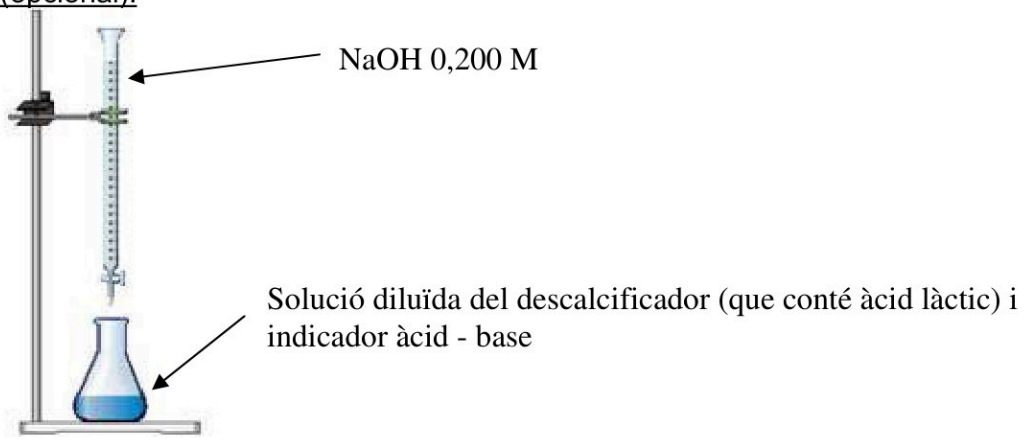
(a part de la mostra -descalcificador- o la solució de base -NaOH 0,200 M-).

- ✓ Bureta, amb un peu i pinça per subjectar-la.
- ✓ Pipeta aforada de 5 mL, amb pera d'aspiració
- ✓ Erlenmeyer
- ✓ Indicador àcid - base que viri a la zona de pH bàsic (fenolftaleïna, per exemple)

Procediment per a dur a terme la valoració. **[0,6 p]**

- ✓ S'omple la bureta amb la solució de NaOH 0,200 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 5 mL de la solució diluïda del descalcificador i els transvasem a l'erlenmeyer. *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 observar un canvi de color de la solució (per exemple d'incolor a rosat, si emprem fenolftaleïna).
- ✓ Tanquem la clau de la bureta i anotem el volum consumit de NaOH.

Dibuix (opcional):



35. PAU 2013 · Juny · Sèrie 4 · Exercici 4

Pregunta 4

a) **Formulació: NaOH** (hidròxid de sodi) **[– 0,5 p si no formula bé]**

- *No és obligatori formular l'hidròxid de sodi, però si es formula malament es penalitzarà amb 0,5 p.*

Càlcul de la dilució:

250 $\cdot 10^{-3}$ L NaOH diluïda x (0,400 mols NaOH / 1 L NaOH diluïda) x
x (1 L NaOH inicial / 2,000 mol NaOH) = 0,050 L NaOH inicial = 50 mL NaOH

Ens cal agafar 50 mL de la solució 2,000 M **[0,5 p]**

- *Es correcte si el càlcul el fan amb la fórmula: $V_i\ C_i = V_f\ C_f$*
  V_i x 2,000 = 250 x 0,400 V_i = 50 mL

- *Es correcte si calculen que cal diluir 5 vegades (2,000 / 0,400 = 5), i calculen el volum com: 250/5 = 50 mL*

Material

- pipeta aforada de 50 mL (amb pera) **[0,3 p]**

- matràs aforat de 250 mL **[0,2 p]**

Pregunta 4

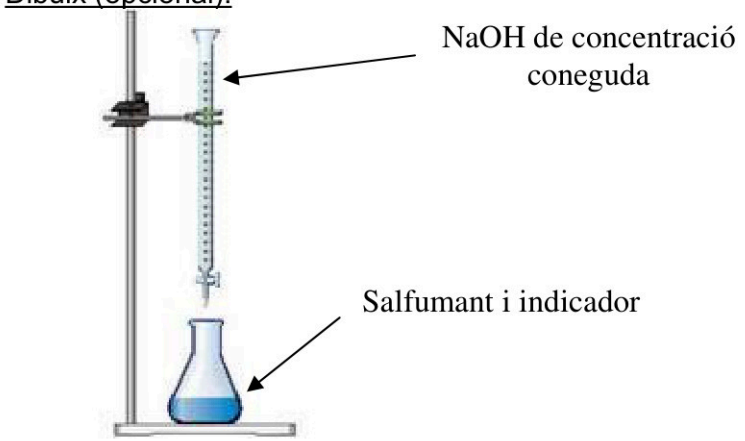
b) **Material i reactius** per a dur a terme la valoració. **[0,4 p]**

- ✓ Bureta amb un peu i pinça per subjectar-la.
- ✓ Pipeta aforada amb pera d'aspiració (de 5 mL)
- ✓ Erlenmeyer
- ✓ Solució aquosa de NaOH 0,400M
- ✓ Indicador àcid-base
- ✓ *Salfumant (mostra a valorar)*

Procediment per a dur a terme la valoració. **[0,6 p]**

- ✓ S'omple la bureta amb la solució aquosa de NaOH 0,400 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 5 mL de salfumant i els transvasem a l'erlenmeyer. *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 observar un canvi de color de la solució (per exemple d'incolor a rosat, si emprem fenolftaleïna).
- ✓ Tanquem la clau de la bureta i anotem el volum consumit de NaOH.

Dibuix (opcional):



36. PAU 2012 · Setembre · Sèrie 4 · Exercici 3

Pregunta 3

a) **Formulació:**

Hidròxid de sodi: NaOH **[– 0,5 p si no formulen bé]**

- *La formulació incorrecte només penalitzarà en la subpregunta "a" o en la subpregunta "b".*

Reacció de valoració:

$CH_3CHOHCOOH + OH^- \rightarrow CH_3CHOHCOO^- + H_2O$ **[0,4 p]**

(ó també: $CH_3CHOHCOOH + NaOH \rightarrow CH_3CHOHCOONa + H_2O$)

Per detectar el punt final d'una valoració àcid - base cal emprar un indicador que viri de color a prop del punt d'equivalència.

[0,2 p]

En el punt d'equivalència hem afegit una quantitat de base (NaOH) perquè tot l'àcid làctic reaccioni, sense que sobri NaOH. Tenim en la solució: ió lactat, $CH_3CHOHCOO^-$ i agua. **El pH serà bàsic, ja que l'ió lactat és la base conjugada de l'àcid làctic (àcid feble).**

[0,2 p]

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.**

[0,2 p]

Pregunta 3

b) Reacció de valoració: $CH_3CHOHCOOH + OH^- \rightarrow CH_3CHOHCOO^- + H_2O$

A partir de la reacció igualada (estequiometria 1 a 1):

NaOH V = 8,50 mL = 0,00850 L

(0,00850 L) x (0,100 mol / L) = 0,000850 mol NaOH **[0,1 p]**

mol de NaOH gastats = mol inicials de $CH_3CHOHCOOH$

$\Rightarrow$ 0,000850 mol de $CH_3CHOHCOOH$ **[0,2 p]**

- *És correcte si ho fan amb factors de conversió*
- *És correcte si utilitzen la fórmula: M x V = M' x V'*

Ho transformem a grams:

0,000850 mol àcid làctic x (90 g àcid làctic / 1 mol àcid làctic) =
= 0,0765 g àcid làctic **[0,2 p]**

Llet 20 mL = 0,020 L

Concentració de $CH_3CHOHCOOH$ = (0,0765 g) / (0,020 L)

Concentració d'àcid làctic = 3,825 g · L^{-1} **[0,3 p]**

- *Es penalitzarà 0,1 p si no indiquen les unitats de la concentració d'àcid làctic*

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

[0,2 p]

37. PAU 2012 · Juny · Sèrie 1 · Exercici 4

Pregunta 4

a) **Formulació:**

hidròxid de sodi. NaOH **[– 0,5 p si no formulen bé]**

Calculem el volum de NaOH 0,50 M per necessitem per a preparar 250 mL de NaOH 0,010 M (dilució)

250 mL NaOH x (0,010 mol NaOH / 1000 mL NaOH) x

x (1000 mL NaOH / 0,50 mol NaOH) = **5 mL NaOH** **[0,3 p]**

Material i reactius: **[0,3 p]**

- NaOH 0,500 M
- aigua destil·lada
- vas de precipitats
- pipeta aforada de 5 mL (amb pera)
- matràs aforat de 250 mL

Procediment: **[0,4 p]**

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.

Pregunta 4

b) **Formulació:**

àcid clorhídric: HCl **[– 0,5 p si no formulen bé]**
hidròxid de sodi. NaOH **[– 0,5 p si no formulen bé]**

- *La formulació errònia del NaOH només pot penalitzar una vegada (o a la subpregunta "a" o a la subpregunta "b")*

El procediment experimental a realitzar:

- En un vas de precipitat 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 determinat volum de NaOH (cal mesurar-lo) i anotem el pH de solució. Això ho repetim per tenir un conjunt de pHs per 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 "pH" vs "Volum NaOH" i s'obté la corba de valoració.

[0,7 p]

Material:

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

[0,3 p]

38. PAU 2012 · Juny · Sèrie 3 · Exercici 2

Pregunta 2

a) Reacció de l'àcid cloroetanoic en aigua:

$$\mathbf{ClCH_2COOH + H_2O \leftrightarrows ClCH_2COO^- + H_3O^+}$$ **[0,3 p]**

L'àcid cloroetanoic és un àcid, segons el model de Bronsted-Lowry, perquè en aigua cedeix un ió H^+ que agafa una molècula d'aigua (base), formant-se els ions cloroetanoat ($ClCH_2COO^-$) i oxoni (H_3O^+). **[0,4 p]**

Reactius: **$ClCH_2COOH$: àcid** **H_2O: base**

Productes: **$ClCH_2COO^-$: base** **H_3O^+: àcid**

[0,3 p]

b) Quantitat d'àcid cloroetanoic = $5{,}0 \cdot 10^{-3}$ mol
Volum de solució = 100 mL = 0,1 L

C (inicial, àcid cloroetanoic) = $(5{,}0 \cdot 10^{-3} / 0{,}1) = 0{,}05$ M **[0,1 p]**

Reacció d'equilibri:

	$ClCH_2COOH$	+ H_2O $\leftrightarrows$	H_3O^+	+ $ClCH_2COO^-$
Inicial	0,05			
Equilibri	0,05 – x		x	x

[0,1 p]

$pH = - \log [H_3O^+] \Rightarrow [H_3O^+] = 10^{-pH}$

Si pH = 2,11 $\Rightarrow$ $[H_3O^+] = 10^{-2{,}11} = 7{,}762 \cdot 10^{-3}$ M **[0,1 p]**

Per l'estequiometria de la reacció:
$[H_3O^+] = [ClCH_2COO^-] = 7{,}762 \cdot 10^{-3}$ M **[0,1 p]**

$[ClCH_2COOH] = 0{,}05 - x = 0{,}05 - 7{,}762 \cdot 10^{-3} = 0{,}04224$ M **[0,1 p]**

- *Acceptem com a correcte si l'alumne suposa que la concentració d'àcid cloroetanoic en equilibri és 0,05 M.*

$K_a = ([H_3O^+] \cdot [ClCH_2COO^-]) / [ClCH_2COOH]$ **[0,2 p]**

$K_a = (7{,}762 \cdot 10^{-3})^2 / (0{,}04224)$

$\mathbf{K_a = 1{,}4 \cdot 10^{-3}}$ **[0,3 p]**

- *Si expressen la K_a amb unitats es penalitzarà 0,1 p*
- *Si l'alumne suposa que la concentració d'àcid cloroetanoic en equilibri és 0,05 M, la K_a donarà $1{,}2 \cdot 10^{-3}$. Donem per correcte aquest valor.*

39. PAU 2011 · Setembre · Sèrie 2 · Exercici 7

Pregunta 7

a) **Formulació: NaOH** **[– 0,5 p si no formulen bé]**

NaOH Massa molecular = 40,0 g / mol

Concentració inicial de NaOH = C_b

C_b = [28,8 g NaOH x (1 mol NaOH / 40,0 g NaOH)] / (10 L)

Concentració inicial de NaOH = 0,072 M **[0,2 p]**

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

$[OH^-] = C_b = 0{,}072$ M **[0,3 p]**

Procediment 1

$pOH = - \log [OH^-] \Rightarrow pOH = - \log 0{,}072 \Rightarrow pOH = 1{,}14$ **[0,2 p]**

$pH + pOH = 14 \Rightarrow pH = 14 - pOH \Rightarrow pH = 14 - 1{,}14$

pH = 12,86 **[0,3 p]**

Procediment 2

$[H^+] = K_w / [OH^-] \Rightarrow [H^+] = 1{,}00 \cdot 10^{-14} / 0{,}072 \Rightarrow [H^+] = 1{,}39 \cdot 10^{-13}$ M
[0,2 p]

$pH = - \log [H^+] \Rightarrow pH = - \log 1{,}39 \cdot 10^{-13}$

pH = 12.86 **[0,3 p]**

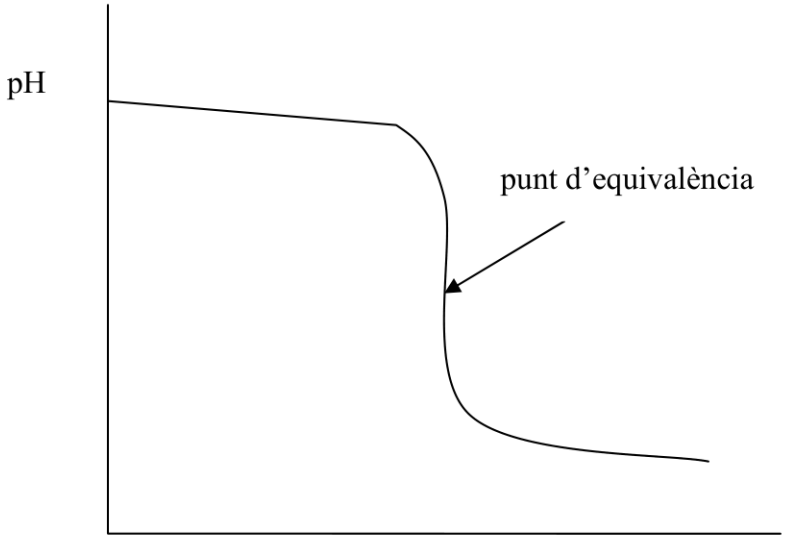
Pregunta 7

b) Reacció de valoració: **$NaOH + HCl \rightarrow NaCl + H_2O$** **[0,2 p]**

ó també és correcte: $OH^- + H^+ \rightarrow H_2O$

Dibuix, aproximat, de la corba de valoració: **[0,3 p]**

Indicar el punt d'equivalència en el dibuix: **[0,2 p]**



El pH en el punt d'equivalència, a 25 ^oC, serà 7,0 (solució neutra) ja que en aquest punt els reactius han reaccionat totalment i els productes que es formen són aigua i clorur de sodi; aquest compost és una sal neutra ja que els seus ions no reaccionen amb aigua. **[0,3 p]**

40. PAU 2011 · Juny · Sèrie 1 · Exercici 2

Pregunta 2

a) Formulació: àcid etanoic (àcid acètic): CH_3COOH **[–0,5 p si no formulen bé]**

Hidròxid de sodi: NaOH **[–0,5 p si no formulen bé]**

Reacció de valoració:

$CH_3COOH + NaOH \rightarrow H_2O + CH_3COO^- + Na^+$ **[0,3 p]**

També es pot posar: $CH_3COOH + NaOH \rightarrow H_2O + CH_3COONa$

o també: $CH_3COOH + OH^- \rightarrow H_2O + CH_3COO^-$

A partir de la reacció igualada (estequiometria 1 a 1):

NaOH V = 22,50 mL = 0,02250 L

(0,02250 L) x (0,4120 mol / L) = 0,00927 mol NaOH **[0,2 p]**

mol de NaOH gastats = mol inicials CH_3COOH

$\Rightarrow$ 0,00927 mol CH_3COOH **[0,2 p]**

Vinagre 10 mL = 0,010 L

Concentració de CH_3COOH = (0,00927 mol) / (0,010 L)

Concentració de CH_3COOH = 0,927 mols · L^{-1} **[0,3 p]**

Pregunta 2

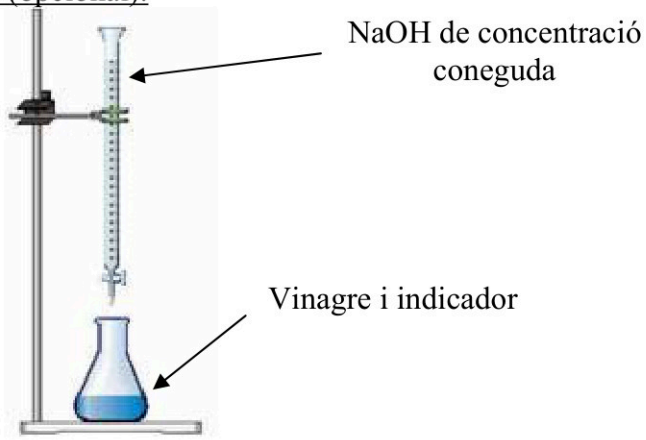
b) **Material i reactius** per a dur a terme la valoració. **[0,5 p]**

- ✓ Bureta (de 25 mL ó 50 mL), amb un peu i pinça per subjectar-la.
- ✓ Pipeta amb pera d'aspiració (pipeta de 10 mL).
- ✓ Erlenmeyer.
- ✓ Solució aquosa d'hidròxid de sodi, de concentració coneguda (0,4120 M).
- ✓ Indicador àcid-base que viri a la zona de pH bàsic (fenolftaleïna, per exemple)
- ✓ *Vinagre (mostra a valorar)*

Procediment per a dur a terme la valoració. **[0,5 p]**

- ✓ S'omple la bureta amb la solució aquosa de NaOH, evitant que es formin bombolles d'aire dins de la bureta, i s'enrasa el volum de NaOH de la bureta (a zero o a un altre volum).
- ✓ Amb la pipeta aforada (i la pera) agafem 10 mL de vinagre i els transvasem a l'erlenmeyer. *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 observar un canvi de color de la solució (per exemple d'incolor a rosat, si emprem fenolftaleïna).
- ✓ Tanquem la clau de la bureta i anotem el volum consumit de NaOH.

Dibuix (opcional):



41. PAU 2011 · Juny · Sèrie 4 · Exercici 5

Pregunta 5

a) Reaccions del nitrit de sodi en aigua:

Dissociació de la sal: $\mathbf{NaNO_2 \rightarrow Na^+ + NO_2^-}$ **[0,1 p]**

Reacció del nitrit (base): $\mathbf{NO_2^- + H_2O \leftrightarrows HNO_2 + OH^-}$ **[0,2 p]**

Una solució aquosa de nitrit de sodi serà bàsica **[0,1 p]**

Raonament:
Quan el nitrit de sodi es dissocia dóna un catió, Na^+, que no actua ni d'àcid ni de base en aigua i **un anió, nitrit (NO_3^-), que actua de base en aigua, generant ions hidroxil (OH^-),** per tant la solució serà bàsica **[0,6 p]**

Pregunta 5

b) Les reaccions del nitrit de sodi i el benzoat de sodi en aigua són similars: dissociació de la sal per a donar un anió que actua de base feble, generant ions OH^-.

Reacció del nitrit (base): $\mathbf{NO_2^- + H_2O \leftrightarrows HNO_2 + OH^-}$
Reacció del benzoat (base): $\mathbf{C_6H_5COO^- + H_2O \leftrightarrows C_6H_5COOH + OH^-}$
[0,2 p]

Si la constant d'acidesa de l'àcid nitrós és més gran que la constant d'acidesa de l'àcid benzoic, la constant de basicitat de l'ió nitrit serà més petita que la constant de basicitat de l'ió benzoat.

$$K_a\,(HNO_2) > K_a\,(C_6H_5COOH)$$
$$K_b = K_w / K_a \rightarrow \mathbf{K_b\,(NO_2^-) < K_b\,(C_6H_5COO)^-}$$ **[0,3 p]**

Per tant, si les solucions de nitrit de sodi i benzoat de sodi tenen la mateixa concentració, la solució de benzoat de sodi serà més bàsica ja que en tenir la K_b més alta genera més OH^- i, per tant, tindrà un pH més alt.

$$\mathbf{pH\,(C_6H_5COONa) > pH\,(NaNO_2)}$$ **[0,5 p]**

42. PAU 2010 · Setembre · Sèrie 2 · Exercici 1

Pregunta 1

a) Massa d'àcid fòrmic = 4,60 g Volum de solució = 500 mL = 0,500 L
C (inicial, àcid fòrmic) = (4,60 g / 0,5 L) . (1 mol/ 46 g) = 0,20 M **[0,1 p]**

Reacció d'equilibri:

	$HCOOH$	+ H_2O ⇆	H_3O^+	+ $HCOO^-$	
Inicial	0,20				**[0,1 p]**
Equilibri	0,20 – x		x	x	**[0,1 p]**

$pH = - \log [H_3O^+] \Rightarrow [H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-2,22} = x = 6,026 \cdot 10^{-3}$ M **[0,1 p]**

Per l'estequiometria de la reacció: $x = [HCOO^-] = 6,026 \cdot 10^{-3}$ M

$[HCOOH] = 0,20 - x = 0,20 - 6,026 \cdot 10^{-3} = 0,1940$ M **[0,1 p]**

$K_a = ([H_3O^+] \cdot [HCOO^-]) / [HCOOH]$ **[0,2 p]**

$K_a = (6,026 \cdot 10^{-3})^2 / (0,1940)$
$K_a = 1,87 \cdot 10^{-4}$ **[0,3 p]**

b) 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):

	HCl	+ H_2O →	H_3O^+	+ Cl^-	
Inicial	c				
Final	--		c	c	**[0,5 p]**

Si volem tenir el mateix pH que la solució anterior d'àcid fòrmic, la concentració d'ions oxoni ha de ser: $pH = 2,22 \Rightarrow [H_3O^+] = 10^{-2,22} = 6,026 \cdot 10^{-3}$ M

Per aconseguir aquesta concentració d'ions oxoni, la concentració inicial d'una solució de HCl ha de ser la mateixa.
Concentració de HCl $c = 6,026 \cdot 10^{-3}$ M **[0,5 p]**

- *Formulació incorrecte de l'àcid clorhídric*: **-0.5 p**

43. PAU 2010 · Juny · Sèrie 1 · Exercici 1

Pregunta 1

a) Reacció de l'amoníac en aigua:

	NH_3	+ H_2O	⇆	NH_4^+	+	OH^-	
Inicial	0,030						
Equilibri	0,030 – x			x		x	**[0,1 p]**

$K_b = [NH_4^+] \cdot [OH^-] / NH_3]$ **[0,1 p]**

$1,8 \cdot 10^{-5} = [(x) \cdot (x)] / (0,030 - x)$ **(equació 1)**

Suposant que $0,030 - x \approx 0,030 \Rightarrow 1,8 \cdot 10^{-5} = [(x) \cdot (x)] / (0,030) = x^2 / 0,030$

$x = (1,8 \cdot 10^{-5} \times 0,030)^{1/2} = 7,35 \cdot 10^{-4}$

$[OH^-] = 7,35 \cdot 10^{-4}$ mol $\cdot L^{-1}$ **[0,3 p]**

Reacció de l'autoionització de l'aigua: $H_2O + H_2O \leftrightarrows H_3O^+ + OH^-$ K_w

$K_w = [H_3O^+] \cdot [OH^-] = 1,0 \cdot 10^{-14} \Rightarrow [H_3O^+] = 1,0 \cdot 10^{-14} / 7,35 \cdot 10^{-4}$

$[H_3O^+] = 1,36 \cdot 10^{-11}$ mols $\cdot L^{-1}$ **[0,2 p]**

$pH = - \log [H_3O^+] = - \log (1,36 \cdot 10^{-11})$

pH = 10,9 **[0,2 p]**

- Si l'equació 1 es resol sense cap aproximació s'arriba a una equació de segon grau. La solució és: $x = [OH^-] = 7,26 \cdot 10^{-4}$ mols $\cdot L^{-1}$
  $\Rightarrow [H_3O^+] = 1,38 \cdot 10^{-11}$ mols $\cdot L^{-1} \Rightarrow$ pH = 10,9

- El procediment és correcte si després de calcular la concentració d'ions hidròxid, calculen el pOH: $pOH = - \log [OH^-] = 3.1$, i seguidament calculen el pH: $pH = 14 - pOH = 10.9$

- *No penalitzar si quan calculen les concentracions d'ions hidroni i ions hidròxid no expressen les unitats.*

b) **Una solució aquosa de clorur d'amoni serà àcida** **[0,2 p]**

- *Si responen que la solució és àcida, sense cap raonament o amb un raonament totalment absurd:* **[0 p]**

Raonament 1:

quan el clorur d'amoni es dissocia dóna un **catió (amoni, NH_4^+) que actua d'àcid en aigua (donant ions hidroni)** i un anió (clorur, Cl^-) que no actua ni d'àcid ni de base en aigua. **[0,8 p]**

Dissociació de la sal: $NH_4Cl \rightarrow NH_4^+ + Cl^-$

Reacció com a àcid del catió amoni: $NH_4^+ + H_2O \leftrightarrows NH_3 + H_3O^+$

Raonament 2:

El clorur d'amoni és una sal que prové d'una base feble (amoníac, NH_3) i un àcid fort (àcid clorhídric, HCl). Aquestes sals donen un pH àcid.

[0,8 p]

44. PAU 2010 · Juny · Sèrie 4 · Exercici 4

Pregunta 4

a) El procediment experimental a realitzar:

- En un **vas de precipitat** hi transvasaríem quantitativament 25 mL de **solució de HCl 0,500 M** amb l'ajut d'una pipeta i una pera.

- A una bureta hi col·locaríem la solució de **NaOH 0,500 M i enrasaríem** a un determinat volum (per exemple zero), procurant que la bureta no hi queda cap bombolla d'aire.

- En el vas on hi ha el HCl hi col·locaríem un **elèctrode de vidre connectat a un pHmetre (o un sensor que permeti fer una mesura proporcional al pH).** Mesurem el pH inicial (a volum NaOH igual a 0 mL)

- **Afegiríem un determinat volum de NaOH (cal mesurar-lo) i anotaríem el pH de solució.** Això ho repetiríem per tenir els pHs a diferents volums de NaOH.

- Es **representen els valors experimentals "pH" vs "Volum NaOH"** i s'obté la corba de valoració.

[0,5 p]

Material:
- Vas de precipitats
- Pipeta i pera
- Bureta
- Elèctrode de vidre i pHmetre o sensor per mesurar pH
- Solucions de HCl i NaOH 0,500 M

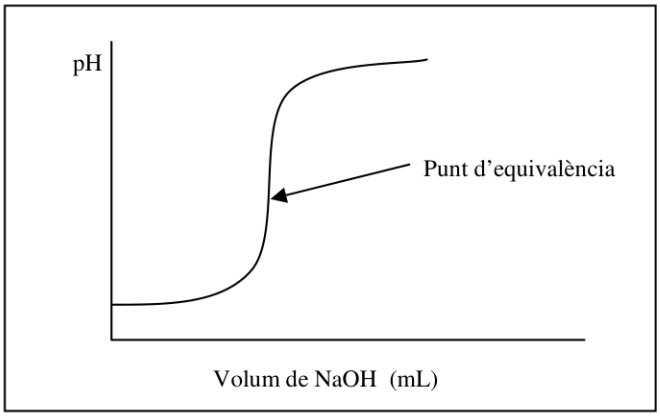
[0,5 p]

b) Reacció de valoració:

$$\mathbf{HCl(aq) + NaOH(aq) \rightarrow H_2O(l) + NaCl(aq)}$$ **[0,2 p]**

També seria correcte **:** $\mathbf{H^+(aq) + OH^-(aq) \rightarrow H_2O(l)}$)
(no és necessari que posin l'estat físic dels compostos)

Dibuix aproximat de la corba de valoració: **[0,5 p]**



Si no indiquen (en el dibuix) que el punt d'equivalència està a la meitat de la pujada brusca de pH es puntuarà només **[0,3 p]**

El pH del punt d'equivalència de la valoració és 7,0; en aquest punt tenim aigua i NaCl (aquesta sal és neutre, ja que els ions sodi i clorur no actuen ni d'àcid ni de base). **[0.3 p]**

També poden raonar que el pH és 7,0 ja que la sal que es forma (NaCl) prové d'un àcid fort (HCl) i una base forta (NaOH): **[0,3 p]**

45. PAU 2009 · Juny · Sèrie 3 · Exercici 4 (Opció A)

Exercici 4A

4.1 Càlcul del pH del vinagre

Per calcular el pH, cal conèixer la $[H^+]$, la qual es podrà calcular a través de l'expressió de la constant d'acidesa:

$CH_3\text{-}COOH \leftrightarrows CH_3\text{-}COO^- + H^+$ [reacció: 0,1 punt]

$CH_3\text{-}COOH + H_2O \leftrightarrows CH_3\text{-}COO^- + H_3O^+$

$HAc + H_2O \leftrightarrows Ac^- + H_3O^+$

$c - x \qquad x \qquad x$

o bé $c(1-\alpha) \qquad c\alpha \qquad c\alpha$

$$K_a = \frac{[Ac^-][H^+]}{[HAc]} = \frac{x \cdot x}{c - x} = 1{,}75 \cdot 10^{-5}$$

[expressió: 0,2 punt]

Càlcul de c:

$$\frac{6{,}00\ g\ àcid\ acètic}{100\ g\ vinagre} \cdot \frac{1{,}05\ g\ vinagre}{1\ mL\ vinagre} \cdot \frac{1000\ mL\ vinagre}{1\ L\ vinagre} \cdot \frac{1\ mol\ àcid\ acètic}{60\ g\ àcid\ acètic} = 1{,}05\ M$$

[0,3 punt]

d'on: $x^2 + 1{,}75 \cdot 10^{-5}\, x - 1{,}8375 \cdot 10^{-5} = 0$

$x = [H_3O^+] = 0{,}0043$ M [0,2 punt]

i pH = $-\log [H_3O^+] = -\log 0{,}0043 = 2{,}37$ [expressió 0,1 punt: resultat 0,1 punt]

Es pot acceptar la simplificació $c - x \approx c$ sempre que es raoni de manera correcta que, en les condicions del problema, es compleix que $c >> x$.

Si es fa el càlcul a partir de α, l'equació de segon grau que s'obté és:

$1{,}05\ \alpha^2 + 1{,}75 \cdot 10^{-5}\ \alpha - 1{,}75 \cdot 10^{-5} = 0$ i $\alpha = 0{,}0041$

4.2 Reacció de neutralització amb l'hidrogencarbonat:

Es considerarà correcta qualsevol de les següents respostes:

$CH_3\text{-}COOH(aq) + Na^+(aq) + HCO_3^-(aq) \rightarrow Na^+(aq) + (CH_3\text{-}COO^-)(aq) + H_2O(l) + CO_2(g)$

$CH_3\text{-}COOH(aq) + NaHCO_3(aq) \rightarrow Na^+(aq) + (CH_3\text{-}COO^-)(aq) + H_2O(l) + CO_2(g)$

$CH_3\text{-}COOH(aq) + NaHCO_3(aq) \rightarrow Na(CH_3\text{-}COO)(aq) + H_2O(l) + CO_2(g)$

$CH_3\text{-}COOH(aq) + NaHCO_3(aq) \rightarrow Na(CH_3\text{-}COO)(aq) + H_2CO_3(aq)$

[0,5 punt]

Càlcul de la massa d'hidrogencarbonat de sodi:

$$0{,}050\ L\ vinagre \cdot \frac{1{,}05\ mol\ àcid\ acètic}{1\ L\ vinagre} \cdot \frac{1\ mol\ NaHCO_3}{1\ mol\ àcid\ acètic} \cdot \frac{84\ g\ NaHCO_3}{1\ mol\ NaHCO_3} = 4{,}41\ g\ NaHCO_3$$

[0,5 punt]

46. PAU 2009 · Juny · Sèrie 4 · Exercici 2

Exercici 2

2.1 Preparació de la solució diluïda:

Pipetejar 25,0 mL del salfumant comercial (pipeta aforada o graduada de 25 mL) emprant una pera de goma o un altre estri per a l'aspiració. Si no es vol no contaminar la solució a pipetejar, es pot diposar una petita quantitat de la mateixa (uns 30 mL) en un vas de precipitats i, d'aquest, pipetejar els 25 mL de producte. Atès que el salfumant deixa escapar uns vapors corrosius de HCl, el pipetejat de la solució cal fer-lo en la vitrina de gasos (o bé indicar que cal evitar el contacte del producte amb la pell i les mucoses).
Disposar el volum pipetejat en un matràs aforat de 250 mL i addicionar aigua fins la marca de l'enràs. Tapar el matràs i agitar el contingut per tal d'homogeneïtzar la solució.
Etiquetar la solució o retolar el matràs.
Puntuació: - per obtenir la puntuació màxima, cal citar els 4 particulars subratllats:

[0,8 punt]

2.2 Càlcul de la molaritat i el pH de la solució diluïda de salfumant:

$$HCl(aq) + NaOH(aq) \rightarrow NaCl(aq) + H_2O(l)$$

$$17{,}5\ mL\ só.\ NaOH \cdot \frac{1\ L\ só.\ NaOH}{1000\ mL\ só.\ NaOH} \cdot \frac{1{,}00\ mol\ NaOH}{1\ L\ só.\ NaOH} \cdot \frac{1\ mol\ HCl}{1\ mol\ NaOH} \cdot \frac{1}{0{,}025\ L\ só\ HCl} = 0{,}70\ M$$

[0,3 punt]

Càlcul del pH de la solució diluïda:

$pH = -\log [H^+] = = -\log 0{,}70 = 0{,}15$ [0,3 punt]

Molaritat de la solució de salfumant:

Atès que el factor de dilució aplicat és 10 (25 mL a 250 mL), la molaritat del salfumant comercial serà 7,0 M.

[0,3 punt]

Percentatge en massa de HCl en el salfumant comercial:

$$\frac{7{,}0\ mol\ HCl}{1\ L\ só.} \cdot \frac{36{,}5\ g\ HCl}{1\ mol\ HCl} \cdot \frac{1\ L\ só}{1000\ mL\ só.} \cdot \frac{1\ mL\ só.}{1{,}12\ g\ só.} \cdot 100\ g\ só. = 22{,}8\ \%$$

[0,3 punt]

47. PAU 2008 · Setembre · Sèrie 4 · Exercici 1

1.1 Càlcul de la constant d'acidesa:

Càlcul de concentració de H_3O^+ :

$$CH_3\text{-}CHOH\text{-}COOH + H_2O \leftrightarrows CH_3\text{-}CHOH\text{-}COO^- + H_3O^+$$

	HL	+ H_2O	⇆	L^-	+	H_3O^+
	c - x			x		x
	c(1-α)			cα		cα

[0,1 punts]

$[H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-2,44} = x = 3,63\cdot10^{-3}$ M [0,3 punts]

Càlcul de la constant d'acidesa: $K_a = \dfrac{[L^-][H^+]}{[HL]} = \dfrac{x \cdot x}{c - x}$

[0,2 punts]

$$K_a = \frac{3,63\cdot10^{-3} \cdot 3,63\cdot10^{-3}}{0,100 - 3,63\cdot10^{-3}} = 1,37\cdot10^{-4}$$

[0,4 punts]

1.2 Justificació del pH de les solucions salines:

Per identificar les solucions esmentades mullaríem amb unes gotes de cada solució sengles tiretes de paper indicador i observaríem que en cada cas el paper mullat pren un color diferent.

Solució de NaCl: sal d'àcid fort i base forta — sense hidròlisi
color groc o verd clar — solució neutra pH = 7 [0,2 punts]

Solució de NH_4Cl: sal d'àcid fort i base feble — hidròlisi àcida
$NH_4^+ + 2H_2O \leftrightarrows NH_4OH + H_3O^+$
o bé
$NH_4^+ + H_2O \leftrightarrows NH_4OH + H^+$ [0,2 punts]
color vermell o taronja — solució àcida pH < 7 [0,2 punts]

Solució de $Na[CH_3\text{-}CHOH\text{-}COO]$:
sal d'àcid feble i base forta — hidròlisi bàsica
$CH_3\text{-}CHOH\text{-}COO^- + H_2O \leftrightarrows CH_3\text{-}CHOH\text{-}COOH + OH^-$ [0,2 punts]
color verd fosc o blau — solució bàsica pH > 7 [0,2 punts]

48. PAU 2008 · Juny · Sèrie 5 · Exercici 2

2.1 Valoració de la solució d'àcid acètic:

Càlcul del volum de la solució de KOH 1,0 M.

$$0,020\,\text{L solució acètic} \cdot \frac{0,50\,\text{mol acètic}}{1\,\text{L solució acètic}} \cdot \frac{1\,\text{mol KOH}}{1\,\text{mol acètic}} \cdot \frac{1\,\text{L solució KOH}}{1\,\text{mol KOH}} = 0,010\,\text{L KOH}$$

Volum de la solució de KOH 1,0 M = 10 mL [0,5 punts]

2.2 Hidròlisi dels ions:

Reacció d'hidròlisi del l'anió acetat: $CH_3\text{-}COO^- + H_2O \leftrightarrows CH_3\text{-}COOH + OH^-$ [0,2 punts]

L'ió acetat manifestarà hidròlisi alcalina (anió corresponent a un àcid feble) i per aquesta raó el pH en el punt d'equivalència serà superior a 7.

[0,3 punts]

2.3 Preparació de 50 mL d'una solució d'àcid acètic 0,25 M a partir de la solució 0,50 M.

Càlcul del volum de solució 0,50 M necessari:

$$0{,}050\ L\ solució\ diluida \cdot \frac{0{,}25\ mol\ acètic}{1\ L\ solució\ diluida} \cdot \frac{1\ L\ solució\ 0{,}5\ M}{0{,}5\ mol\ acètic} = 0{,}025\ L\ solució\ 0{,}5\ M$$

[0,25 punts]

Obrir el flascó de la solució 0,5 M d'àcid acètic i pipetejar mitjançant una pipeta aforada (25 mL) (o graduada 25 mL), usant una pera de goma o un altre estri per a l'aspiració) els 25,0 mL de solució que es requereixen.

Per no contaminar el contingut del flascó de la solució, pot diposar-se una petita quantitat de la mateixa (uns 30 – 35 mL) en un vas de precipitats i, d'aquest, pipetejar els 25,0 mL de la solució. El sobrant de la solució, atès que té un grau d'acidesa semblant al vinagre, es pot llençar per la pica.

Disposar el volum pipetejat en un matràs aforat de 50 mL i addicionar aigua fins la marca de l'enràs. Tapar el matràs i agitar el contingut per tal d'homogeneïtzar la solució.

Etiquetar o retolar el matràs.

Puntuació: - si se citen amb sentit els 3 particulars subratllats: [0,75 punts]

49. PAU 2007 · Setembre · Sèrie 3 · Exercici 2

2.1 Càlcul de la molaritat de l'àcid acètic.

0,015 mL . x mol/L = 0,010 L . 0,860 M

x = 0,573 mol/L = 0,573 M [0,4 punts]

2.2 pH de la dissolució = pH inicial = 2,5 [0,3 punts]

$[H^+] = 10^{-pH} = 10^{-2,5} = 3{,}16 \cdot 10^{-3}$; $[H^+] = 3{,}16 \cdot 10^{-3}$ M = 0,573 M · α ; $\alpha = 5{,}5 \cdot 10^{-3}$ [0,5 punts]

2.3 Càlcul de la constant àcida

Expressió de la constant àcida: [0,3 punts]

$$K_a = \frac{[H^+] \cdot [CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]} = \frac{[H^+]^2}{[CH_3COOH]_0 - [H^+]} = \frac{[3{,}16 \cdot 10^{-3}]^2}{[0573] - [3{,}16 \cdot 10^{-3}]} = 1{,}75 \cdot 10^{-5}$$

Resultat numèric correcte: [0,5 punts]

3 Equilibri de gasos:

50. PAU 2007 · Juny · Sèrie 2 · Exercici 2

2. Valoració de l'amoníac

2.1 pH de la dissolució de NH_3 = 11,50 (ordinada en l'origen) [0,3 punts]

Raonament del pH en el punt d'equivalència:

El pH del punt d'equivalència és molt proper a 5 (regió àcida). En el punt d'equivalència, a banda de l'aigua, l'espècie predominant és el NH_4Cl, de fet els ions NH_4^+ i Cl^-. El catió NH_4^+ és l'àcid conjugat de l'amoníac, una base feble en front de l'aigua, que en aquest dissolvent dóna lloc a la següent reacció:

$$\underset{\text{base feble}}{NH_3} + \underset{\text{àcid feble}}{H_2O} \leftrightarrows \underset{\text{àcid relativament fort}}{NH_4^+} + \underset{\text{base forta}}{OH^-}$$

D'aquesta manera, el catió amoni amb unes propietats àcides relativament fortes en front l'aigua, dóna lloc a la següent reacció que justifica el pH àcid del punt d'equivalència:

$$NH_4^+ + H_2O \leftrightarrows H_3O^+ + NH_3 \quad \text{o bé}$$
$$NH_4^+ + H_2O \leftrightarrows H^+ + NH_4OH \quad \text{o bé}$$
$$NH_4^+ + H_2O \leftrightarrows H^+ + NH_3 + H_2O$$

[0,5 punts]

2.2 Càlcul de la concentració de la dissolució de NH_3 :

Mirant la corba, observem que el punt d'equivalència s'assoleix quan s'han addicionat 25 mL de la dissolució d'HCl. D'aquesta manera, podem plantejar la següent equació:

$0{,}005\ L \cdot x\ M = 0{,}025 \cdot 0{,}114\ M$ d'on $x = [NH_3] = 0{,}570\ M$ [0,4 punts]

2.3 Valoració de 5 mL d'una dissolució 0,456 M de NaOH.

Establiment del pH inicial: $[OH^-] = 0{,}456\ M$;
$pOH = -\text{Log } 0{,}456 = 0{,}34$
$pH = 14 - pOH = 14 - 0{,}34 = 13{,}66$ [0,3 punts]

Establiment de les coordinades del punt d'equivalència:

$pH = 7{,}0$ (valorem una base forta amb un àcid fort) [0,2 punts]

Volum de dissolució d'HCl consumit:

$0{,}005\ L \cdot 0{,}456\ M = x \cdot 0{,}114\ M$ d'on $x = 0{,}02\ L = 20\ mL$ [0,3 punts]

51. PAU 2006 · Setembre · Sèrie 4 · Exercici 3

Solució no disponible: la pauta oficial no la inclou o no s'ha pogut localitzar.

52. PAU 2006 · Juny · Sèrie 1 · Exercici 2

2. Dissolució de KOH

a) Molaritat de la dissolució de KOH = 0,433 M [0,3 punts]
pOH = 0,363 ; pH = 13,64 [0,2 punts]

b) Molaritat de la dissolució d' H_2SO_4 = 0,197 M [0,5 punts]

c)

Material de laboratori: bureta de 25 mL, pipeta aforada (o de doble aforament) de 20 mL. Si no se'n disposa, pot usar-se una pipeta graduada de 25 mL, tot i que això comporta un xic més d'error. Ernmeyer de 125 o 250 mL. Material auxiliar: comptagotes o pipeta Pasteur, embut petit, vas de precipitats de 50 mL, flascó rentador amb aigua destil·lada. [0,30 punts]

Reactius: Donat que estem valorant un àcid fort amb una base forta (punt d'equivalència a pH = 7,0) podrem utilitzar qualsevol dels següents indicadors: roig de fenol (6,4 groc – 8,2 roig) blau de bromotimol (6,0 groc – 7,6 blau), fenolftaleïna (8,2 incolor – 9,6 porpra) o roig de metil (4,4 roig – 6,2 groc taronja). [0,15 punts]

Procediment: Es carrega una bureta de 25 mL (per exemple usant un vas de precipitats de 50 mL) amb la dissolució d'hidròxid de potassi (ens podem ajudar amb un petit embut). Cal evitar deixar bombolles d'aire a dins de la bureta i anar amb compte amb els vessaments. Amb una pipeta aforada (o de doble aforament) pipetegem, amb l'ajut d'una pera o un altre estri d'aspiració, 20 mL de la dissolució d' H_2SO_4 i els disposem (caiguda per gravetat) dins d'un matràs erlenmeyer de 125 o 250 mL (podem rentar les parets de l'erlenmeyer amb un xic d'aigua procedent d'una flascó rentador). Dins del matràs erlenmeyer disposem dues o tres gotes de la dissolució d'indicador. Obrim la clau de la bureta i deixem caure la dissolució d'hidròxid de potassi sobre la d'H_2SO_4 agitant contínuament el contingut de l'erlenmeyer. Quan veiem que l'indicador fa intenció de canviar de color, addicionem la dissolució de KOH gota a gota fins observar el canvi de coloració de l'indicador. Tanquem la clau de la bureta i anotem el volum consumit de dissolució de KOH, tot evitant errors de paralatge. [0,40 punts]

Residus: La dissolució valorada, com és neutra (K_2SO_4 i H_2O) en el punt d'equivalència, es pot llençar per la pica sense que això suposi cap risc o problema ambiental. [0,15 punts]

53. PAU 2006 · Juny · Sèrie 3 · Exercici 1

Problema de l'HF

1.

a) El càlcul del pH passa per la resolució de l'equació: $7{,}20\,10^{-4} = \dfrac{x^2}{5{,}00\,10^{-2} - x}$

de la que s'obté: $x = [H^+] = 5{,}65\ 10^{-3}$ M i pH = 2,25

si es fa l'aproximació: $x << 5{,}00\ 10^{-2}$ M s'obté: $x = [H^+] = 6{,}00\ 10^{-3}$ M i pH = 2,22
L'aplicació de l'aproximació suposa un error d'un 6% sobre la $[H^+]$, per bé que té poca influència sobre el pH.
La puntuació de la resolució correcta, sense considerar l'aproximació, serà de 0,8 punts. Si s'aplica l'aproximació, sense discutir la seva implicació sobre el resultat, i s'arriba al resultat indicat anteriorment la puntuació serà de 0,6 punts. [0,8 punts]

b) Per factors de conversió s'obté: massa de $Al(OH)_3$ = 0,260 g [0,6 punts]

c) Definició de dissolució amortidora: és aquella dissolució en la que el pH es modifica molt poc quan es dilueix o bé s'hi afegeixen quantitats moderades d'àcids o bases. [0,3 punts]
El pH del punt d'equivalència es trobarà per sobre de 7 (lleugerament bàsic). En el punt d'equivalència, l'àcid fluorhídric ha reaccionat estequiomètricament amb el NaOH formant NaF i aigua. En front de l'aigua, l'ió fluorur (base conjugada de l'àcid fluorhídric) presenta un caràcter bàsic, de manera que té lloc la següent reacció:

$$F^- + H_2O \leftrightarrows HF + OH^-$$

que permet justificar la lleugera alcalinitat de les dissolucions de NaF. [0,3 punts]

54. PAU 2005 · Setembre · Sèrie 3 · Exercici 2

2. Pluja àcida
   a) $2\ SO_2 + O_2 \rightarrow 2\ SO_3$
      $SO_3 + H_2O \rightarrow H_2SO_4$ [0,5 punts]
   b) Per factors de conversió: $[H_2SO_4] = 2{,}34\cdot10^{-5}$ mol·dm^{-3} [0,5 punts]
   c) $[H^+] = 2\ [H_2SO_4] = 4{,}69\cdot10^{-5}$ mol·dm^{-3} → pH = 4,33 [0,5 punts]
   d) la concentració de protons seria menor i, per tant, el pH seria més gran [0,5 punts]

55. PAU 2005 · Juny · Sèrie 1 · Exercici 1

1. Valoració HCl + NaOH.
   a) 50 cm^3 NaOH 0,1 M ? 0.005 mol NaOH
      100 cm^3 NaOH 0,4 M ? 0,04 mol NaOH ;
      Total = 0,045 mol NaOH en 150 cm^3 ? 0,3 M [0,5 punts]
   b) Per factors de conversió: 0,17 M HCl [0,5 punts]
   c) La mostra d'àcid (20 cm^3) es mesura amb pipeta aforada i es posa en un erlenmeyer; s'hi afegeixen unes gotes de solució indicadora (fenolftaleïna, ...). La dissolució de NaOH es posa en una bureta i es va afegint a l'erlenmeyer, remenant contínuament, fins observar el viratge de l'indicador. S'anota el volum total afegit.

56. PAU 2005 · Juny · Sèrie 1 · Exercici 4 (Opció A)

OPCIÓ A

4. Dissolucions HCl i HF
   a) HCl és àcid fort el pH serà menor que el del HF [0,4 punts]
   b) EL nombre de mols de H$^+$ és el mateix, per tant necessitaran el mateix volum de dissolució de NaOH.
   c) HCl + NaOH: àcid fort + base forta ? la dissolució serà neutra (pH=7)
      HF + NaOH: àcid dèbil + base forta ? la dissolució serà bàsica (pH >7) [0,4 punts
   d) Substància corrosiva; destrueix teixits vius i altres materials.
      Substància molt tòxica, per inhalació, ingestió o en contacte amb la pell. [0,4 punts]
   e) L'àcid clorhídric concentrat ha de tenir la indicació de corrosiu. [0,4 punts]

57. PAU 2005 · Juny · Sèrie 4 · Exercici 2

2. Dissolució d'àcid nitrós
   a) $2\ HNO_2 + Ba(OH)_2 \quad Ba(NO_2)_2 + 2\ H_2O$ [0,5 punts]
   b) HNO_2 ? $H^+ + NO_2^-$ pH = 2 $[H^+] = [NO_2^-] = 0{,}01$ mol·dm^{-3}

      $$4{,}3\,10^{?4} \ ? \ \frac{10^{?4}}{c \ ? \ 0{,}01} \quad ? \quad c = 0{,}24 \text{ mol·dm}^{-3}$$ [1 punt]

      (També es pot considerar vàlid si es fa la suposició $c–0{,}01 \tilde{} c$. Aleshores, s'obté c=0,23 mol·dm^{-3})
   c) Per factors de conversió, 0,21 g $Ba(OH)_2$ (Massa molecular = 171,3 g·mol^{-1}) [0,5 punts]

58. PAU 2004 · Setembre · Sèrie 5 · Exercici 3

3. Àcid fòrmic

a) $HCOOH \rightleftharpoons HCOO^- + H^+$ $[HCOO^-] = [H^+] = x$ $\quad K_a = \dfrac{[HCOO^-][H^+]}{[HCOOH]} = \dfrac{x^2}{c-x}$

Aproximadament: $c - x \approx c \Rightarrow x = 1{,}882 \cdot 10^{-3}$ mol·dm^{-3} $\Rightarrow$ pH = 2,73
Resolució exacta: $x = 1{,}795 \cdot 10^{-3}$ mol·dm^{-3} $\Rightarrow$ pH = 2,75 [1 punt]
(Qualsevol de les dues resolucions es considerarà vàlida)

b) Per factors de conversió: 40 cm^3 NaOH 0,015 M [0,5 punts]

c) Es tracta d'un àcid feble; les seves sals tenen hidròlisi bàsica: pH > 7 [0,5 punts]

59. PAU 2004 · Juny · Sèrie 1 · Exercici 1

1. Valoració d'àcid fòrmic

a) $HCOOH + KOH \rightarrow HCOOK + H_2O$ [0,5 punts]

b) Volum previst: 30 cm^3 KOH ; volum real: 28 cm^3 $\rightarrow$ concentració = 0,014 mol·dm^{-3} [0,5 punts]

c) La mostra d'àcid (20 cm^3) es mesura amb pipeta aforada i es posa en un erlenmeyer; s'hi afegeix unes gotes de solució indicadora (fenolftaleïna, ...). La dissolució de KOH es posa en una bureta i es va afegint a l'erlenmeyer, remenant continuament, fins observar el viratge de l'indicador. S'anota el volum total afegit. [1 punt]

60. PAU 2004 · Juny · Sèrie 3 · Exercici 4 (Opció A)

OPCIÓ A

4. Gràfics pH

a) El gràfic A és fals, perquè la concentració no pot ser mai negativa [0,5 punts]

b) $[H^+] = 0{,}1$ mol·dm^{-3} $\rightarrow$ pH = – log $[H^+]$ = 1 [0,5 punts]

c) 10 cm^3 NaOH en el punt d'equivalència ($[H^+] = 1{,}0 \cdot 10^{-7} \approx 0$ al gràfic B) [0,5 punts]

d) 0,2 mol·dm^{-3} [0,5 punts]

61. PAU 2003 · Setembre · Sèrie 3 · Exercici 4 (Opció B)

OPCIÓ B

4. Obtenció d'àcid clorhídric

a) $2\ NaCl + H_2SO_4 \rightarrow 2\ HCl + Na_2SO_4$
$NaCl + H_2SO_4 \rightarrow HCl + NaHSO_4$ [0,4 punts]
(Qualsevol de les dues opcions és vàlida, i a més tenen la mateixa relació NaCl – HCl)

b) Per factors de conversió: $[HCl] = [H^+] = 0{,}034$ mol·dm^{-3} $\rightarrow$ pH = 1,47 [0,8 punts]

c) En 0,5 L : 0,017 mol HCl $\Rightarrow$ 0,017 mol NaOH $\Rightarrow$ conc. = 0,017 M
pH = –12,23 [0,8 punts]

62. PAU 2003 · Juny · Sèrie 2 · Exercici 2

2. Àcid acetilsalicílic (aspirina). (Massa molecular = 180 g·mol^{-1})

a) $HA \rightleftharpoons A^- + H^+$ $\qquad K_a = \dfrac{[A^-][H^+]}{[HA]} = \dfrac{c\alpha^2}{1-\alpha}$.

$[H^+] = 10^{-2,65} = 2,24\cdot10^{-3}$ mol·dm^{-3} $= c\alpha \Rightarrow \alpha = 0,121$

$c = 0,0185$ mol·dm^{-3} $\Rightarrow K_a = 3,1\cdot10^{-4}$ [1 punt]

b) En ser un àcid feble, la sal sòdica té hidròlisi bàsica, per tant pH > 7 [0,5 punts]

c) *Clorur de sodi* : no té cap efecte
Glucosa: no té cap efecte
Vinagre: és àcid i per tant agreujaria el problema
Hidrogencarbonat de sodi: per hidròlisi té un lleuger caràcter bàsic i podria compensar l'acidesa gàstrica

[0,5 punts]

63. PAU 2003 · Juny · Sèrie 5 · Exercici 3

3. Àcid benzoic: monopròtic, i per la constant es veu que es tracta d'un àcid feble.

a) $K_a = \dfrac{[H^+][\text{benzoat}]}{[\text{benzoic}]} = \dfrac{x^2}{0,05-x} \approx \dfrac{x^2}{0,05} \Rightarrow x \approx 1,77\cdot10^{-3}$. Aquest valor és acceptablement menor que la concentració inicial de benzoic (0,05 M), per tant l'aproximació és bona (resultat exacte: $1,745\cdot10^{-3}$ mol·dm^{-3}). Concentracions finals: [benzoic] = 0,0482 mol·dm^{-3}, [benzoat] = $[H^+] = 1,77\cdot10^{-3}$ mol·dm^{-3}; pH = 2,75.

b) Per factors de conversió: $V_{NaOH} = 12,5$ cm^3.

c) L'anió benzoat prové d'un àcid feble, per tant tindrà hidròlisi bàsica, és a dir, reaccionarà amb l'aigua agafant-ne un protó i deixant lliure un OH^-. La dissolució tindrà excés d'OH^- i per tant serà bàsica.

64. PAU 2002 · Setembre · Sèrie 1 · Exercici 4 (Opció B)

OPCIÓ B

4. $NH_3 + H_2O \rightleftarrows NH_4^+ + OH^-$

a) $[OH^-] = 10^{-2,5} = 3,16\cdot10^{-3}$ mol·L^{-1} $\qquad [NH_4^+] = [OH^-] \qquad [NH_3] = c - [OH^-]$

$$K_b = \frac{[NH_4^+][OH^-]}{[NH_3]} = \frac{(3,16\cdot10^{-3})^2}{(c-3,16\cdot10^{-3})} = 1,8\cdot10^{-5} \Rightarrow c = \mathbf{0,558\ mol\cdot L^{-1}}$$ [1 punt]

b) Per factors de conversió, $V =$ **22,3 mL HCl** [0,5 punts]

c) en el punt d'equivalència tenim NH_4^+ i Cl^-. L'ió amoni prové d'una base feble, i per tant tindrà hidròlisi àcida, i el pH de la dissolució serà àcid: **pH < 7** [0,5 punts]

65. PAU 2002 · Juny · Sèrie 2 · Exercici 5 (Opció A)

5.

e) La dissociació d'un àcid fort és total, mentre que la d'un àcid feble és parcial, hi ha un equilibri entre la forma no dissociada i la dissociada. [0,5 punts]

f) Hidròlisi: Si l'anió (catió) d'una sal prové d'un àcid (base) feble, l'equilibri de dissociació de l'àcid (base) implica una disminució de la concentració de H^+ (OH^-) i, per tant, una disminució (augment) del pH; la dissolució serà bàsica (àcida) [0,5 punts]

g) $H_2SO_4 < HCl < CH_3COOH < NH_3 < NaOH$
(justificat per la concentració de protons, caràcter àcid o bàsic, fort o feble) [0,5 punts]

h) $NH_4Cl < NaCl = KNO_3 < NaCH_3COO$
(justificat per l'existència o no d'hidròlisi àcida o bàsica) [0,5 punts]

66. PAU 2002 · Juny · Sèrie 3 · Exercici 1

1. Àcid sulfúric: H_2SO_4 ; Hidròxid de sodi: NaOH: massa molar = 40 g·mol^{-1}.

a) **$2\ NaOH + H_2SO_4 \rightarrow Na_2SO_4 + 2\ H_2O$** [0,5 punts]

b) Per factors de conversió: **2,112 g NaOH ⇒ 70,4% NaOH** [0,5 punts]

c) La mostra de sosa càustica (3 g) es mesura amb una **balança** i es posa en un **erlenmeyer**; s'hi afegeix aigua suficient per **dissoldre-la**, i unes gotes de **solució indicadora** (fenolftaleïna, etc.). La dissolució de H_2SO_4 es posa en una **bureta** i es va afegint a l'erlenmeyer, remenant contínuament, fins observar el **viratge** de l'indicador. S'anota el volum total afegit.

67. PAU 2002 · Juny · Sèrie 3 · Exercici 3

3. Acetat de sodi: $NaCH_3COO$ (massa molar = 82 g·mol^{-1})

a) $HNO_3 \rightarrow H^+ + NO_3^-$ $[H^+] = 0{,}01 \Rightarrow$ **pH = 2** [0,5 punts]

b) Afegim una sal que té hidròlisi bàsica (l'àcid acètic és feble) per tant, el **pH serà més gran** que en la dissolució anterior que només contenia HNO_3

c) La quantitat afegida d'acetat és estequiomètricament equivalent a l'àcid nítric que hi havia abans. Podem suposar que tenim una dissolució 0,01 M d'àcid acètic i resoldre l'equilibri corresponent: [acetat] = $[H^+] = x$

$$K_a = \frac{x^2}{(0{,}01 - x)} \Rightarrow x = \mathbf{4{,}2\cdot10^{-4}\ mol\cdot L^{-1}}$$ [1 punt]

68. PAU 2001 · Setembre · Sèrie 4 · Exercici 1

1. Dissolució saturada d'àcid benzoic (massa molecular = 122 g·mol^{-1})

a) A partir de la valoració: $2{,}4\cdot10^{-4}$ mol C_6H_5COOH / 10 cm^3 dissolució saturada → 0,024 mol·dm^{-3} = 2,93 g·L^{-1}

b) $C_6H_5COOH \rightarrow C_6H_5COO^- + H^+$
$[C_6H_5COOH] = 0{,}024 - x$; $[C_6H_5COO^-] = [H^+] = x = 10^{-2{,}92} = 1{,}20\cdot10^{-3}$ mol·dm^{-3}

$$K_a = \frac{x^2}{c - x} = 6{,}32\cdot10^{-5}$$

69. PAU 2001 · Juny · Sèrie 2 · Exercici 4 (Opció B)

OPCIÓ B

4. HNO_3 + $Ba(OH)_2$
   a) $2\ HNO_3 + Ba(OH)_2 \rightarrow Ba(NO_3)_2 + 2\ H_2O$
   b) Hi ha un excés de $5 \cdot 10^{-4}$ mol de $Ba(OH)_2$
   c) HNO_3 0,01 M : pH = 2
   $Ba(OH)_2$ 0,01 M: $[OH^-] = 0{,}02$ M $\rightarrow$ $[H^+] = 5 \cdot 10^{-13} \rightarrow$ pH = 12,3
   $[OH^-] = 1 \cdot 10^{-3}$ mol / 0,2 $dm^3 = 5 \cdot 10^{-3} \rightarrow ... \rightarrow$ pH = 11,7

70. PAU 2001 · Juny · Sèrie 5 · Exercici 3

Solució no disponible: la pauta oficial no la inclou o no s'ha pogut localitzar.

71. PAU 2000 · Setembre · Sèrie 2 · Exercici 3

Solució no disponible: la pauta oficial no la inclou o no s'ha pogut localitzar.

72. PAU 2000 · Setembre · Sèrie 6 · Exercici 1

1.-

a)Escriure la reacció igualada de l'hidròxid de sodi amb l'àcid clorhídric per veure que la relació és mol a mol. Calcular els mols d'àcid clorhídric que es gasten en la valoració que seran els mols d'hidròxid de sodi que contenen els 10 ml de solució de sosa comercial i a partir d'aquí els grams d'hidròxid de sodi. Calcular els grams de sosa comercial que contenen 10 cm^3 de la dissolució preparada. El tant per cent és immediat.

b) dissolució de la sosa en l'erlenmeyer, indicador, solució d'àcid clorhídric a la bureta, afegir amb agitació,...

73. PAU 2000 · Juny · Sèrie 3 · Exercici 5 (Opció A)

5.- a) HNO_2 ---> $H^+ + NO_2^-$

b) A partir de la concentració de protons, s' aplica l'expressió de la constant d'acidesa amb les concentracions correspopnents.

c) Com és una sal d'àcid feble, l'anió al dissociar-se, tendirà a agafar protons de l'aigua per formar l'àcid molecular, en la quantitat que correspongui segons el valor de la Ka. Quedaran doncs, OH^- lliures que donaran caràcter bàsic a la solució. El actió sodi quedarà totalment dissociat i no tindrà cap efecte.