

### 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

Concentració a l'inici	0,20	--	--
Concentració a l'equilibri	0,20 - x	x	x

$$K_a = \frac{[\text{HCOO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HCOOH}]} \quad \text{[0,15 p.]}$$

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

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

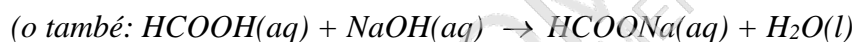
$$x^2 + 1,77 \times 10^{-4} x - 3,54 \times 10^{-5} = 0$$

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

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 5,862 \times 10^{-3} \text{ M} \quad \text{[0,30 p.]}$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log (5,862 \times 10^{-3}) \Rightarrow \mathbf{\text{pH} = 2,23} \quad \text{[0,20 p.]}$$

**Reacció de valoració**



**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:

$$[\text{HCOOH}] = 0,20 \text{ M}; V(\text{HCOOH}) = 25 \text{ mL} = 0,025 \text{ L} \text{ i } [\text{NaOH}] = 0,15 \text{ M}$$

es pot calcular el  $V(\text{NaOH})$ :  $(0,20 \text{ mol/L}) \times (0,025 \text{ L}) = 0,15 \text{ mol/L} \times V(\text{NaOH})$

$$V(\text{NaOH}) = (0,20 \text{ mol/L} \times 0,025 \text{ L}) / 0,15 \text{ mol/L} = 0,0333 \text{ L de NaOH } 0,15 \text{ M}$$

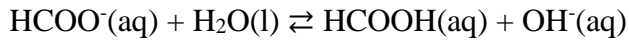
$$\Rightarrow \mathbf{V(\text{NaOH}) = 0,0333 \text{ L o } 33,3 \text{ mL}} \quad \text{[0,40 p.]}$$

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



En el punt d'equivalència només tindrem l'anió  $\text{HCOO}^-$  i el catió  $\text{Na}^+$ . Per tant, **el pH** en el punt d'equivalència només ve determinat per la presència de l'anió  $\text{HCOO}^-$  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'erenmeyer (o vas de precipitats). Es pot afegir una mica d'aigua destil·lada per rentar les parets de l'erenmeyer.
- ✓ Afegim 2-3 gotes de l'indicador àcid-base a l'erenmeyer.
- ✓ Obrim la clau de la bureta i anem afegint NaOH, tot agitant contínuament l'erenmeyer, fins a observar un canvi de color de la solució.
- ✓ Tanquem la clau de la bureta i anotem el volum consumit de NaOH gastat.