

ÀCID - BASE

- Primer de tot cal recordar:

→ àcid fort



no té propietats àcid-base

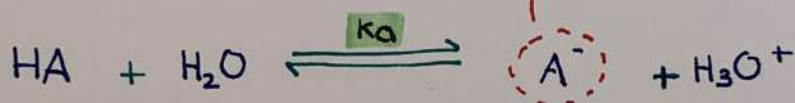
in) $[]_{in}$

- -

f) -

$[]_{in}$ $[]_{in}$

→ àcid feble



base conjugada de l'àcid feble.

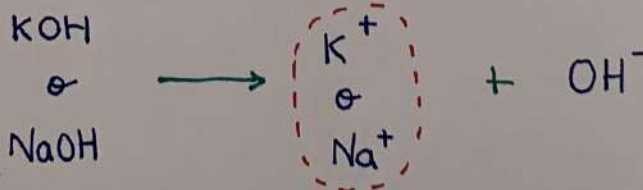
in) $[]_{in}$

f) $[]_{in} - x$

x x

$$K_a = \frac{x^2}{[]_{in} - x}$$

→ base forta



no tenen propietats àcid - base.

in) $[]_{in}$

- -

f) -

$[]_{in}$ $[]_{in}$



in) $[]_{in}$

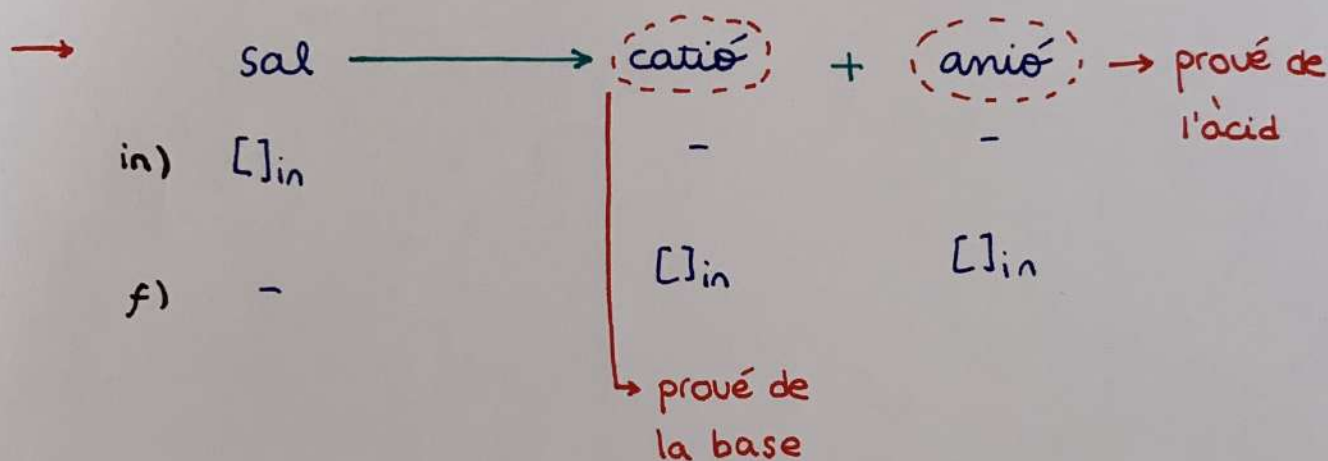
f) $[]_{in} - x$

- -

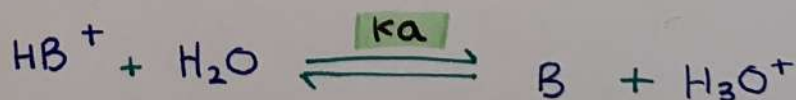
x x

$$K_b = \frac{x^2}{[]_{in} - x}$$

$$\begin{aligned} pOH &= -\log x \\ pH &= 14 - pOH \end{aligned}$$



* Si el catió prové d'una base feble, l'anio provindrà d'àcid fort i per tant:



in) $[]_{in}$

f) $[]_{in} - x$

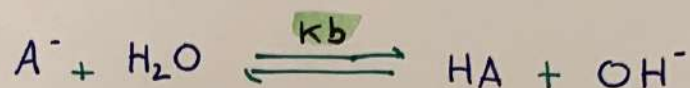
- -

x x

$$K_a = \frac{x^2}{[]_{in} - x}$$

$$pH = -\log x$$

- * Si l'anió prové d'un àcid feble, el catió provindrà d'una base forta i per tant:



in) $[]_{in}$

f) $[]_{in} - x$

$x \quad x$

$$K_b = \frac{x^2}{[]_{in} - x}$$

$$pOH = -\log x$$

$$pH = pOH - 14$$

- * Si catió i anió provenen de base forta i àcid fort, **NO** tindran propietats acid base i per tant: $pH = 7$

NOTA Si barregem un àcid i una base

- 1^a) Buscar el n° de mols inicials de cada un.

$$n^{\circ} \text{ mols} = V \cdot []$$

- 2^a) Saber quin és el reactiu limitant.

- 3^a) Fer els càlculs necessaris per saber quants mols de cada substància hi ha al completar-se la reacció.

EXEMPLE



mols inicials) 0'14

0'03

-

-

-

final) 0'14

-

0'03

0'03

-

reactiu limitant

FORMULARI

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

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

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

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

$$10^{-\text{pOH}} = [\text{OH}^-]$$

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

$$-\log K_a = \text{p}K_a$$

$$-\log K_b = \text{p}K_b$$

$$\text{p}K_a + \text{p}K_b = 14$$

$$10^{-\text{p}K_a} = K_a$$

$$10^{-\text{p}K_b} = K_b$$

$$K_a \cdot K_b = 1 \cdot 10^{-14}$$

⚠ Per tal de poder entendre la taula de la pàgina següent, cal saber que:

m_A = mols inicials d'àcid

m_B = mols inicials de base

També cal tenir en compte respecte la segona fila, els colors utilitzats per escriure-les, ja que voldran dir:

- Molècula blava → mostra a valorar
- Molècula negre → agent valorant
- Molècula vermella → afecta al pH
- Molècula verda → no afecta al pH

	àcid feble + base forta	base feble + àcid fort	àcid fort + base forta	base forta + àcid fort
	$\text{CH}_3\text{COOH} + \text{KOH} \rightarrow \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{K}^+ + \text{H}_2\text{O}$	$\text{NH}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{NH}_4^+ + \text{Cl}^-$	$\text{HCl} + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O}$	$\text{KOH} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{K}^+ + \text{NO}_3^- + \text{H}_2\text{O}$
pH inicial	Només tenim àcid feble. Plantejarem l'equilibri de l'àcid feble: $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{H}_2\text{O} \xrightleftharpoons{K_a} \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_3\text{O}^+$ in) $[\text{C}]_{\text{in}}$ f) $[\text{C}]_{\text{in}} - x$ x x $K_a = \frac{x^2}{[\text{C}]_{\text{in}} - x}$ $x = [\text{H}_3\text{O}^+]$ $-\log [\text{H}_3\text{O}^+] = \text{pH}$	Només tenim la base feble. Plantejarem l'equilibri: $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \xrightleftharpoons{K_b} \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$ in) $[\text{C}]_{\text{in}}$ f) $[\text{C}]_{\text{in}} - x$ x x $K_b = \frac{x^2}{[\text{C}]_{\text{in}} - x}$ $x = [\text{OH}^-]$ $-\log [\text{OH}^-] = \text{pOH}$ $14 - \text{pOH} = \text{pH}$	Només tenim HCl $\text{HCl} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^-$ in) $[\text{C}]_{\text{in}}$ - - f) - $[\text{C}]_{\text{in}} [\text{C}]_{\text{in}}$ $\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$	Només tenim la base forta $\text{KOH} \rightarrow \text{K}^+ + \text{OH}^-$ in) $[\text{C}]_{\text{in}}$ - - f) - $[\text{C}]_{\text{in}} [\text{C}]_{\text{in}}$ $\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-]$ $\text{pH} = 14 - \text{pOH}$
$m_A > m_B$ inicial inicial	Al tenir més mols d'àcid que de base, un cop completada la reacció ens sobrarà CH_3COOH i se'n haurà format CH_3COO^-, per tant tindrem una solució tampó: $\text{pH} = \text{pK}_a + \log \left(\frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} \right)$ base conjugada àcid feble	Al tenir més mols inicialment d'àcid fort que de base feble, ens sobrarà àcid fort; se'n haurà format àcid conjugat. Només tindrem en compte els mols d'àcid fort sobrants. $\text{HCl} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Cl}^- + \text{H}_3\text{O}^+$ in) $[\text{C}]_{\text{in}}$ - - f) - $[\text{C}]_{\text{in}} [\text{C}]_{\text{in}}$ mols d'àcid fort sobrants $\frac{\text{mols d'àcid fort sobrants}}{V_{\text{àcid}} + V_{\text{base}}}$ $-\log [\text{C}]_{\text{in}} = \text{pH}$	Un cop completada la reacció ens sobra àcid, els productes NO tenen propietats àcid-base. $\text{HCl} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^-$ in) $[\text{C}]_{\text{in}}$ - - f) - - - $[\text{in}] = \frac{\text{mols d'àcid sobrants}}{V_{\text{àcid}} + V_{\text{base}}}$	Al tenir més mols d'àcid al completar la reacció ens sobre àcid fort i els productes formats NO afecten per al pH. $\text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{NO}_3^-$ in) $[\text{C}]_{\text{in}}$ - - f) - $[\text{C}]_{\text{in}} [\text{C}]_{\text{in}}$ mols sobrants àcid $\frac{\text{mols sobrants àcid}}{V_{\text{àcid}} + V_{\text{base}}} : -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = \text{pH}$
$m_A = m_B$ punt d'equivalència	Al haver-hi mateix n° de mols d'àcid i base, estarem al punt d'equivalència. Per tant, només tindrem CH_3COO^- (base conjugada). $\text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_2\text{O} \xrightleftharpoons{K_b} \text{CH}_3\text{COOH} + \text{OH}^-$ in) $[\text{C}]_{\text{in}}$ f) $[\text{C}]_{\text{in}} - x$ x x mols de CH_3COO^- $\frac{\text{mols de } \text{CH}_3\text{COO}^-}{V_{\text{àcid}} + V_{\text{base}}} : x = [\text{OH}^-]$ $-\log [\text{OH}^-] = \text{pOH}$ $14 - \text{pOH} = \text{pH}$	Al haver-hi el mateix n° de mols inicialment d'àcid i base, un cop completada la reacció, només tindrem l'àcid conjugat. Plantejem l'equilibri: $\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \xrightleftharpoons{K_a} \text{NH}_3 + \text{H}_3\text{O}^+$ in) $[\text{C}]_{\text{in}}$ f) $[\text{C}]_{\text{in}} - x$ x x $K_a \cdot K_b = 1 \cdot 10^{-14}$ $\frac{x^2}{[\text{C}]_{\text{in}} - x} = K_a$ $-\log x = \text{pH}$	Al estar en el punt d'equivalència - és només tenim productes que NO tenen propietats àcid-base, per tant; $\text{pH} = 7$	Al estar en el punt d'equivalència - és només tenim productes que NO tenen propietats àcid-base, per tant: $\text{pH} = 7$
$m_A < m_B$	Al haver posat inicialment més mols de base forta, se'n haurà format base feble. Només tindrem en compte els mols de base forta que han sobrat. $\text{KOH} \rightarrow \text{K}^+ + \text{OH}^-$ in) $[\text{C}]_{\text{in}}$ - - f) - $[\text{C}]_{\text{in}} [\text{C}]_{\text{in}}$ mols base forta sobrants $\frac{\text{mols base forta sobrants}}{V_{\text{àcid}} + V_{\text{base}}} : -\log [\text{C}]_{\text{in}} = \text{pOH}$ $14 - \text{pOH} = \text{pH}$	Al haver-hi major nombre de mols inicials de base feble que d'àcid fort, ens sobrarà base feble, però també, haurà format àcid conjugat, per tant solució tampó: $\text{pOH} = \text{pK}_b + \log \left(\frac{[\text{NH}_4^+]}{[\text{NH}_3]} \right)$ àcid conjugat base feble $\text{pH} = 14 - \text{pOH}$	Al completar-se la reacció, ens sobrarà base forta, i per tant, utilitzarem aquests mols de base forta sobrant per calcular el pH, ja que els productes NO afecten al pH. $\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{OH}^-$ in) $[\text{C}]_{\text{in}}$ - - f) - $[\text{C}]_{\text{in}} [\text{C}]_{\text{in}}$ mols base sobrants $\frac{\text{mols base sobrants}}{V_{\text{àcid}} + V_{\text{base}}} : -\log [\text{OH}^-] = \text{pOH}$ $14 - \text{pOH} = \text{pH}$	Al tenir més mols de base al completar la reacció ens sobre base forta i els productes formats NO afecten al pH. $\text{KOH} \rightarrow \text{K}^+ + \text{OH}^-$ in) $[\text{C}]_{\text{in}}$ - - f) - $[\text{C}]_{\text{in}} [\text{C}]_{\text{in}}$ mols de base sobrants $\frac{\text{mols de base sobrants}}{V_{\text{àcid}} + V_{\text{base}}} : -\log [\text{OH}^-] = \text{pOH}$ $14 - \text{pOH} = \text{pH}$
GRÀFIC	pH 7 punt d'equivalència > 7 Vagent valorant	pH 7 punt d'equivalència < 7 Vagent valorant	pH 7 punt d'equivalència Vagent valorant	pH 7 punt d'equivalència Vagent valorant