Donc $pH = 3,4$

② e.i :

pK_A
OH^- — $\underline{H_2O}$
$\underline{PhO^-}$ — $PhOH$
$\underline{H_2O}$ — H_3O^+

meilleur acide, meilleure base : H_2O, PhO^-

	H_2O	+ PhO^-	$\rightleftharpoons PhOH$	$+ OH^-$
e.i	/	10^{-1}	/	/
e.f	/	10^{-1}	$10^{-2,5}$	$10^{-2,5}$

$$K = \frac{[OH^-][PhOH]\,[H_3O^+]}{[PhO^-]\,[H_3O^+]} = \frac{K_e}{K_a} = \frac{10^{-14}}{10^{-10}} = 10^{-4} = \frac{x^2}{(10^{-1} - x)}$$

On suppose $x \ll 10^{-1}$ $\longrightarrow$ $x^2 = 10^{-5}$ donc $x = 10^{-2,5} < 10^{-2}$
donc hypothèse validée

Donc $pH = 14 - pOH = 14 - 2,5 = 11,5$

Application 10 :

e.i :

pK_A
OH^- — $\underline{H_2O}$
$\underline{CH_3COOH}$ — CH_3COO^-
$\underline{H_2O}$ — H_3O^+

meilleur acide, meilleure base :
CH_3COOH, CH_3COO^-

$CH_3COOH + CH_3COO^- \rightleftharpoons CH_3COOH + CH_3COO^-$ $K = 1$

$K = 1$ donc la réaction ne modifie pas le bilan

$$K_a = \frac{[CH_3COO^-][H_3O^+]}{[CH_3COO^-]} \longrightarrow [H_3O^+] = 10^{-4,8} \times \frac{0,06}{0,08}$$

Donc : $pH = -\log[H_3O^+] = 5,1$

Application 11 :

e.i :

pK_A
OH^- — $\underline{H_2O}$
$\underline{HCO_3^-}$ — CO_3^{2-}
H_2CO_3 — $\underline{HCO_3^-}$
$\underline{H_2O}$ — H_3O^+

meilleur acide, meilleure base : HCO_3^-

	$2HCO_3^-$	$\rightleftharpoons CO_3^{2-}$	$+ H_2CO_3$
e.i	$2,0 \times 10^{-3}$	/	/
e.f	$1,3 \times 10^{-3}$	x	$x = 3,6 \times 10^{-4}$

$$K = \frac{[CO_3^{2-}][H_2CO_3][H_3O^+]}{[HCO_3^-]^2[H_3O^+]} = \frac{10^{-10,3}}{10^{-6,3}} = 10^{-4} = \frac{x^2}{(2\times10^{-3})^2}$$

donc $x^2 = 4 \times 10^{-10}$ $\longrightarrow \sqrt{2} \times 10^{-3,5}$ $\sim 4 \times 10^{-4}$) ne marche pas

$x^2 = 10^{-4}(2\times10^{-3} - 2x)$ $\Delta = 8,4 \times 10^{-7}$