

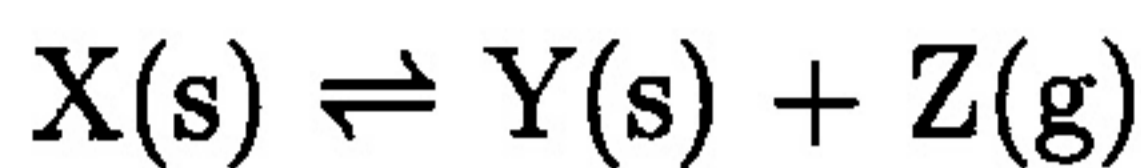
1 point

Quel est l'acide conjugué de HPO_4^{2-} ?



9 points

Pour la réaction



la constante d'équilibre est 1.6×10^{-6} à 400°C et 2.0×10^{-4} à 600°C . Calculez les valeurs de ΔH° , ΔS° , et ΔG° à 600°C . Calculez la valeur de la constante d'équilibre à 800°C ?

$$\Delta G_{600^\circ\text{C}}^\circ = -RT \ln K_{600^\circ\text{C}} = -(8.3145)(873) \ln 2.0 \times 10^{-4} = 61823 \text{ J} = \underline{62 \text{ kJ}}$$

• ΔH° et ΔS° ne varient pas avec T

$$\ln \frac{K_2}{K_1} = \frac{-\Delta H^\circ}{R} \left(\frac{1}{T_2} - \frac{1}{T_1} \right) \Rightarrow \Delta H^\circ = \frac{-R \ln \frac{K_2}{K_1}}{\left(\frac{1}{T_2} - \frac{1}{T_1} \right)} = \frac{-(8.3145) \ln \frac{2.0 \times 10^{-4}}{1.6 \times 10^{-6}}}{\left(\frac{1}{873.15} - \frac{1}{673.15} \right)}$$

$$\Delta H^\circ = 117978 \text{ J} = \underline{1.2 \times 10^2 \text{ kJ}}$$

$$\Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T\Delta S^\circ \Rightarrow \Delta S^\circ = \frac{\Delta H^\circ - \Delta G^\circ}{T} = \frac{117978 - 61823}{873}$$

$$\Delta S^\circ = 64.31 \text{ J/K} = \underline{64 \text{ J/K}}$$

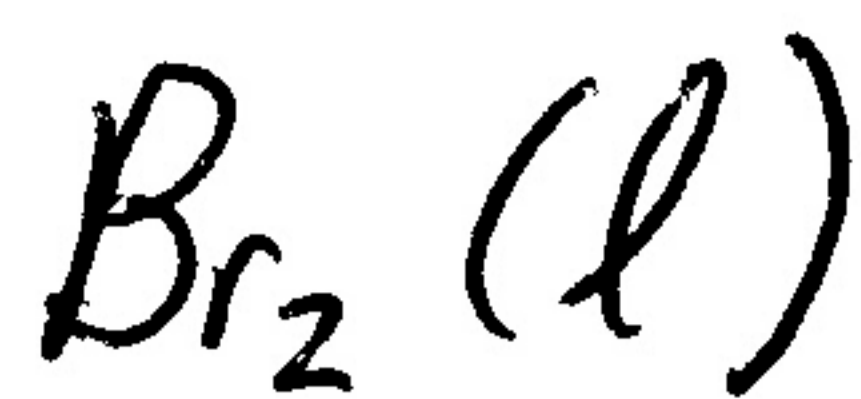
• calculez ΔG° à 800°C pour trouver K à 800°C

$$\Delta G_{800^\circ\text{C}}^\circ = \Delta H^\circ - T\Delta S^\circ = 117978 - (1073)(64.31) = 48973 \text{ J}$$

$$K_{800^\circ\text{C}} = e^{-\Delta G_{800^\circ\text{C}}^\circ / RT} = e^{-48973 / (8.3145)(1073)} = 4.13 \times 10^{-3} = \underline{4.1 \times 10^{-3}}$$

• pour les autres versions, où $K_{400^\circ\text{C}} = 2.0 \times 10^{-6}$, 2.4×10^{-6} , 2.8×10^{-6} , ou 3.2×10^{-6} :

ΔG°	ΔH°	ΔS°	K
61 kJ	$1.2 \times 10^2 \text{ kJ}$	63 J/K	4.5×10^{-3}
60 kJ	$1.1 \times 10^2 \text{ kJ}$	62 J/K	4.9×10^{-3}
59 kJ	$1.1 \times 10^2 \text{ kJ}$	62 J/K	5.3×10^{-3}
58 kJ	$1.1 \times 10^2 \text{ kJ}$	62 J/K	5.7×10^{-3}



1 point

Parmi $\text{Mg}^{2+}(\text{aq})$, $\text{Zn}^{2+}(\text{aq})$, $\text{Br}_2(l)$, $\text{I}_2(s)$, $\text{Mg}(s)$, $\text{Zn}(s)$, $\text{Br}^{-}(\text{aq})$, et $\text{I}^{-}(\text{aq})$, lequel est le plus puissant oxydant?

9 points

Quel volume d'une solution 0.611 M en acide acétique, CH_3COOH , est nécessaire pour neutraliser 45.0 mL d'une solution 0.250 M en $\text{Ba}(\text{OH})_2$? $\text{Ba}(\text{OH})_2$ est une base forte et l'acide acétique est un acide faible avec un pK_a de 4.74. Quel est le pH de la solution au point d'équivalence?

• $\text{Ba}(\text{OH})_2$ libère deux OH^{-} :

$$\begin{aligned} \# \text{ moles } \text{H}^{+} &= \# \text{ moles } \text{OH}^{-} \\ C_A V_A &= 2 C_B V_B \end{aligned}$$

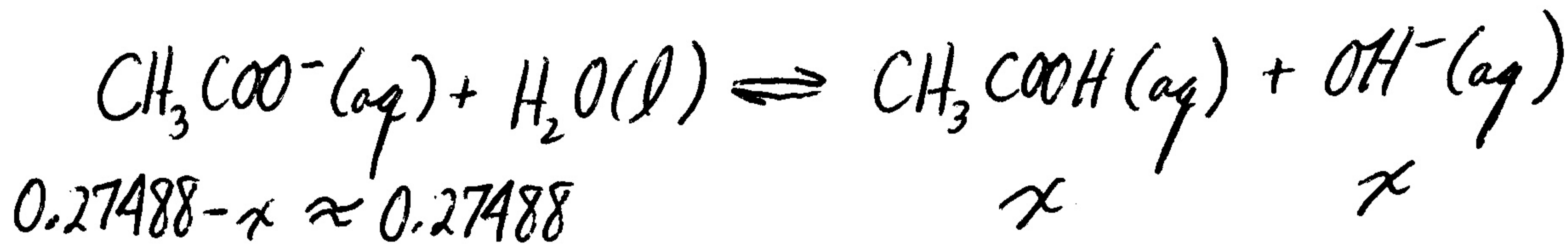
$$V_A = \frac{2 C_B V_B}{C_A} = \frac{(2)(0.250)(45.0)}{(0.611)} = 36.825 = \underline{\underline{36.8 \text{ mL}}}$$

• au point d'équivalence, la base conjuguée va agir comme une base faible
• calculez $[\text{CH}_3\text{COO}^{-}]$ initiale $\Rightarrow \frac{\# \text{ moles de } \text{CH}_3\text{COOH} \text{ avant titration}}{\text{volume totale après titration}}$

$$[\text{CH}_3\text{COO}^{-}]_0 = \frac{C_A V_A}{V_A + V_B} = \frac{(0.611)(0.0368)}{(0.0368 + 0.0450)} = 0.27488 \text{ M}$$

• on a besoin de K_B : $K_A = 10^{-4.74} = 1.82 \times 10^{-5}$

$$K_A K_B = 1.0 \times 10^{-14} \Rightarrow \frac{1.0 \times 10^{-14}}{1.82 \times 10^{-5}} = 5.50 \times 10^{-10}$$



$$K_B = \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}][\text{OH}^{-}]}{[\text{CH}_3\text{COO}^{-}]} \Rightarrow 5.5 \times 10^{-10} = \frac{x^2}{0.27488} \Rightarrow x = [\text{OH}^{-}] = 1.23 \times 10^{-5} \text{ M}$$

$$\text{pOH} = 4.91 \Rightarrow \text{pH} = 14.00 - \text{pOH} = 14.00 - 4.91 = \underline{\underline{9.09}}$$

• pour les versions où $[\text{CH}_3\text{COOH}] = 0.633 \text{ M}$, 0.655 M , 0.677 M , ou 0.699 M

$$V_A = 34.7 \text{ mL}, 32.8 \text{ mL}, 31.0 \text{ mL}, 29.3 \text{ mL}$$

$$\text{pH} = 9.09, 9.10, 9.10, 9.10$$

Mg(s)

1 point

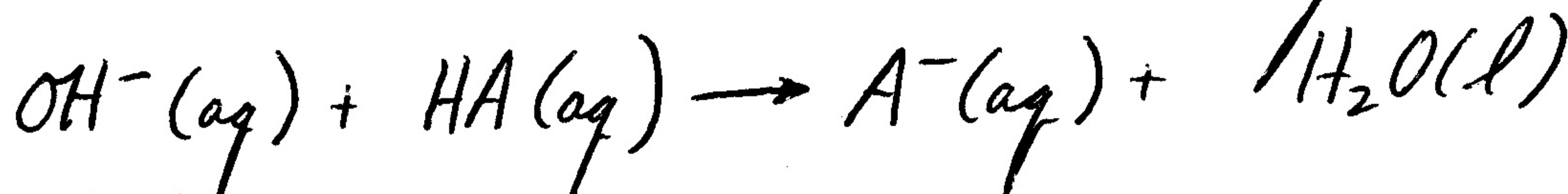
Parmi $Mg^{2+}(aq)$, $Zn^{2+}(aq)$, $Br_2(l)$, $I_2(s)$, $Mg(s)$, $Zn(s)$, $Br^-(aq)$, et $I^-(aq)$, lequel est le plus puissant réducteur?

9 points

On dissout 0.507 mol d'un acide faible, HA, et 7.88 g de NaOH dans assez d'eau pour produire 1.00 L de solution. Le pH de cette solution est 4.15. Quelle est la valeur de la constante d'ionisation, K_a , de cet acide faible HA? On ajoute 0.050 mol de HCl (faites l'approximation que le volume demeure 1.00 L). Quel est le pH de cette solution après cet ajout de HCl?

• calculez le nombre de moles de NaOH : $\frac{7.88 \text{ g}}{39.988 \text{ g/mol}} = 0.1970 \text{ mol}$

• le OH^- réagit avec le HA (et le OH^- est le réactif limitant)



initiale :	0.197	0.507	0.000
changement :	-0.197	-0.197	+0.197
finale :	0.000	0.310	0.197

• utilisez l'équation Henderson-Hasselbach

$$pH = pK_A + \log \frac{[A^-]}{[HA]} \Rightarrow pK_A = pH - \log \frac{[A^-]}{[HA]} = 4.15 - \log \frac{(0.197)}{(0.310)} = 4.35$$

• calculez K_A : $K_A = 10^{-pK_A} = 10^{-4.35} = \underline{4.5 \times 10^{-5}}$

• lors de l'ajout du HCl ($H^+ + A^- \rightarrow HA$), $[A^-]$ diminue par 0.050 et $[HA]$ augmente par 0.050

$$pH = pK_A + \log \frac{[A^-]}{[HA]} = 4.35 + \log \frac{(0.197 - 0.050)}{(0.310 + 0.050)} = \underline{3.96}$$

• pour les versions où $[HA]_0 = 0.517M, 0.527M, 0.537M, \text{ ou } 0.547M$

K_A : $3.3 \times 10^{-5}, 2.5 \times 10^{-5}, 1.8 \times 10^{-5}, 1.3 \times 10^{-5}$

pH : 4.06, 4.16, 4.25, 4.35



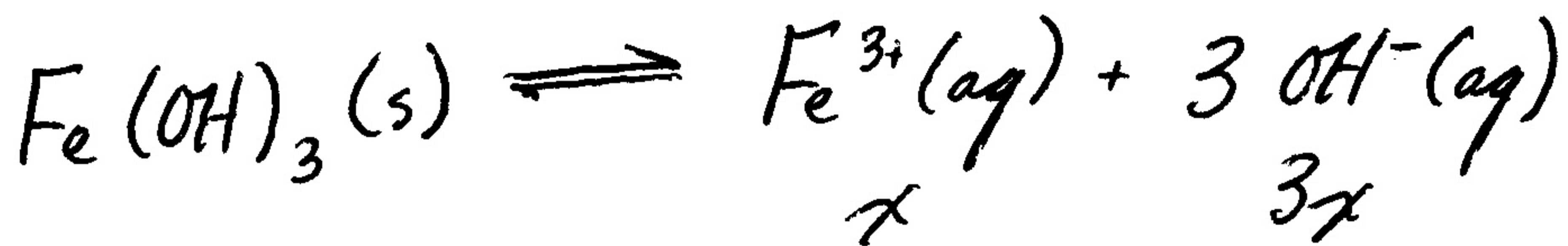
1 point

Quel solide ionique (donnez la formule empirique) est produit lorsqu'on mélange des solutions concentrées de CaCl_2 (le chlorure de calcium) et Na_3PO_4 (le phosphate de sodium)?

9 points

Quelle est la solubilité (en grammes par litre) de $\text{Fe}(\text{OH})_3$ dans l'eau pure? Quelle est la solubilité (en grammes par litre) de $\text{Fe}(\text{OH})_3$ dans une solution aqueuse qui possède un pH de 12.11? Le produit de solubilité de $\text{Fe}(\text{OH})_3$ est 1.1×10^{-36} .

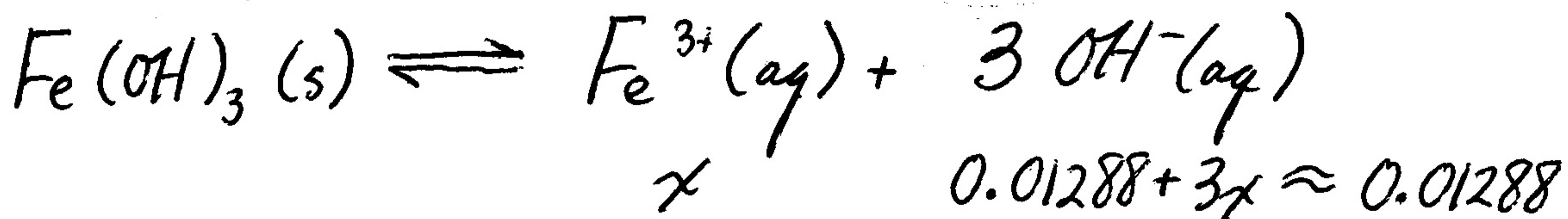
• soit x la solubilité molaire de $\text{Fe}(\text{OH})_3(s)$... dans l'eau pure :



$$K_{ps} = [\text{Fe}^{3+}][\text{OH}^-]^3 \Rightarrow 1.1 \times 10^{-36} = (x)(3x)^3 \Rightarrow x = 4.49 \times 10^{-10}$$

$$\begin{aligned} \text{solubilité} &= (4.49 \times 10^{-10} \text{ mol/L}) [55.85 + (3)(16.00) + (3)(1.008)] \text{ g/mol} \\ &= 4.799 \times 10^{-8} = \underline{\underline{4.8 \times 10^{-8} \text{ g/L}}} \end{aligned}$$

• à pH = 12.11, $p\text{OH} = 1.89 \Rightarrow [\text{OH}^-] = 10^{-1.89} = 0.01288$



$$K_{ps} = [\text{Fe}^{3+}][\text{OH}^-]^3 \Rightarrow 1.1 \times 10^{-36} = (x)(0.01288)^3 \Rightarrow x = 5.148 \times 10^{-31}$$

$$\begin{aligned} \text{solubilité} &= (5.148 \times 10^{-31} \text{ mol/L}) [55.85 + (3)(16.00) + (3)(1.008)] \text{ g/mol} \\ &= 5.502 \times 10^{-29} = \underline{\underline{5.5 \times 10^{-29} \text{ g/L}}} \end{aligned}$$

• pour les versions où pH = 12.33, 12.55, 12.77, ou 12.99, les solubilités sont $1.2 \times 10^{-29} \text{ g/L}$, $2.6 \times 10^{-30} \text{ g/L}$, $5.8 \times 10^{-31} \text{ g/L}$, et $1.3 \times 10^{-31} \text{ g/L}$, respectivement

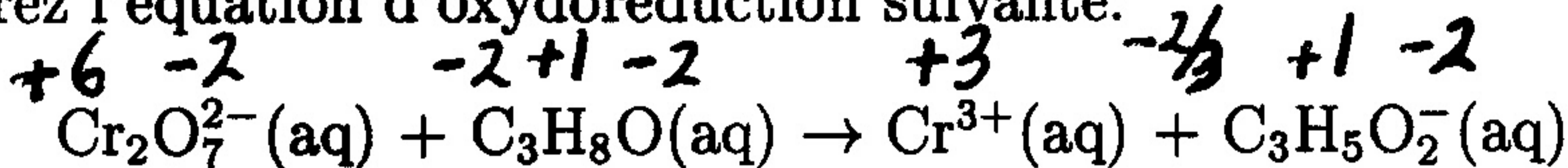
1 point

Quel est l'état d'oxydation du P dans le H_2PO_3^- ?

+3

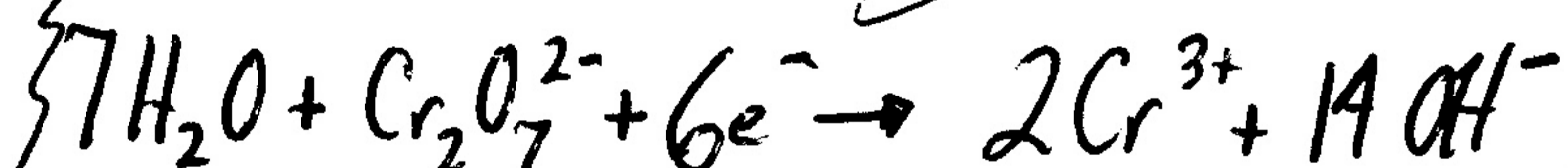
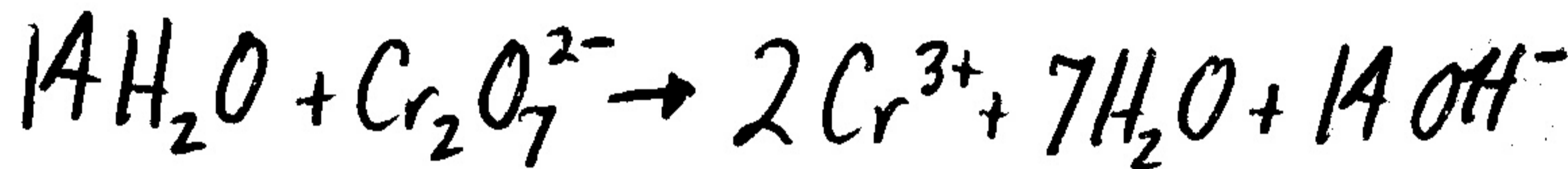
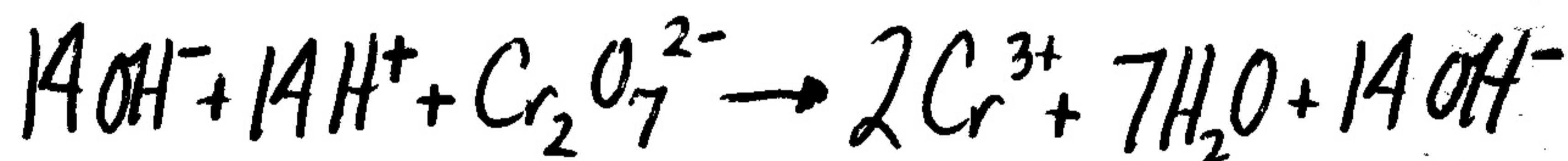
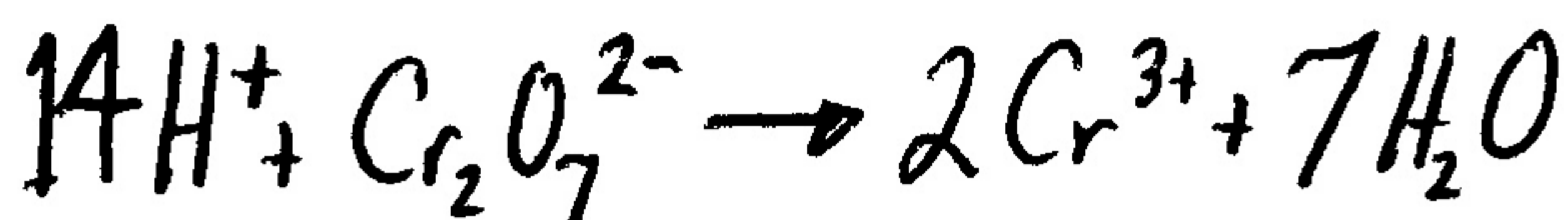
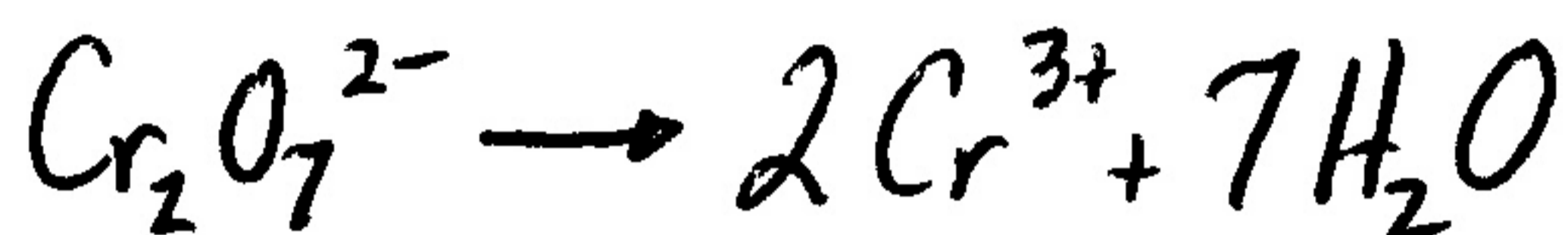
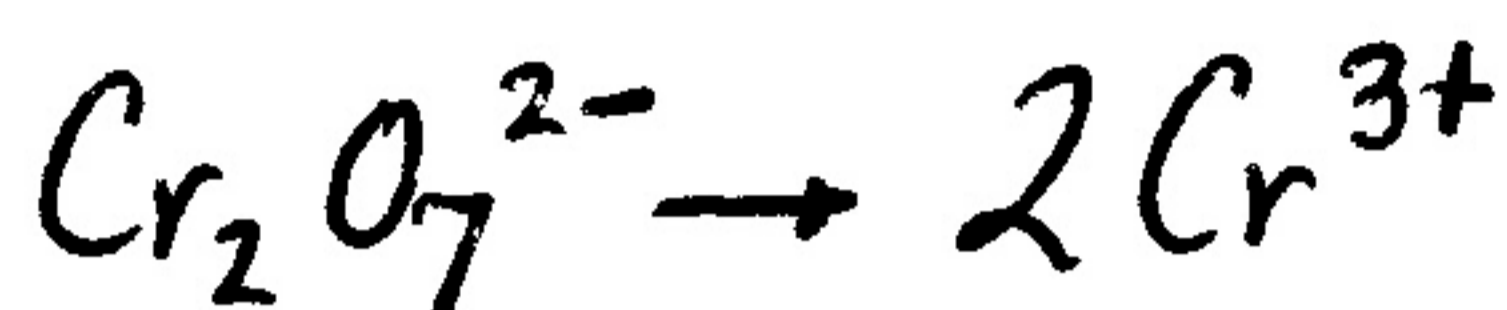
9 points

Équilibrez l'équation d'oxydoréduction suivante:

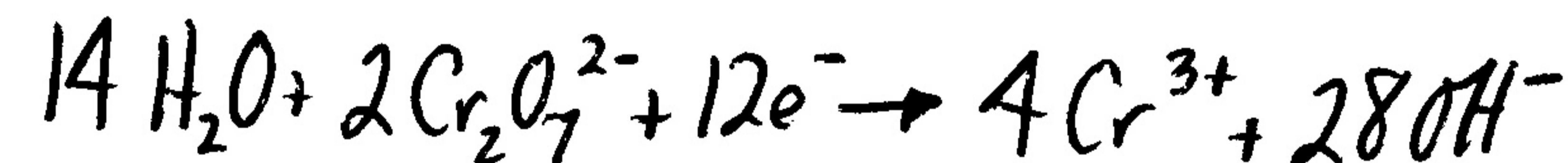


(en solution basique)

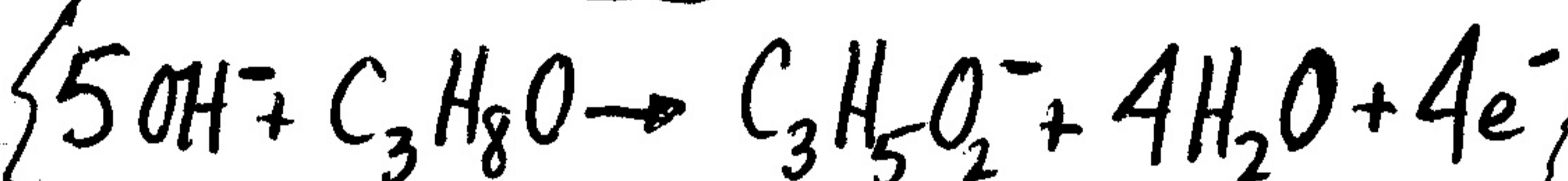
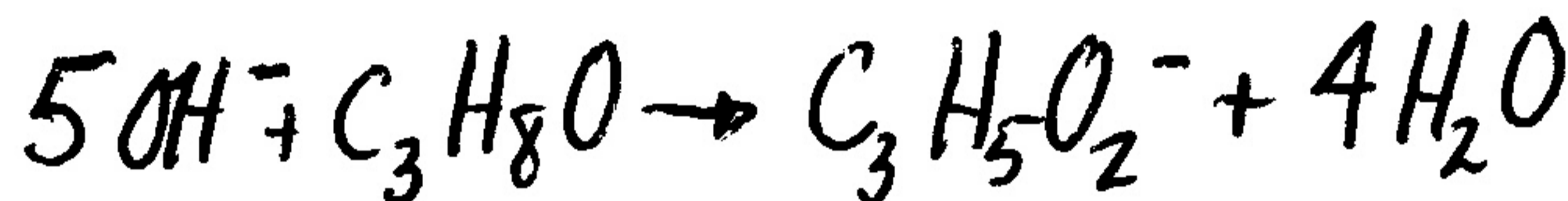
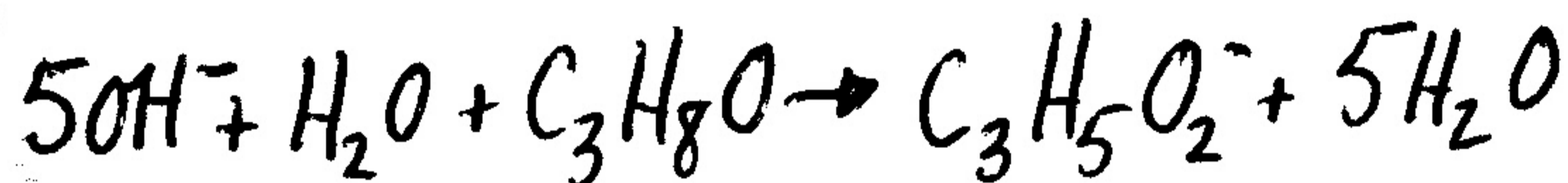
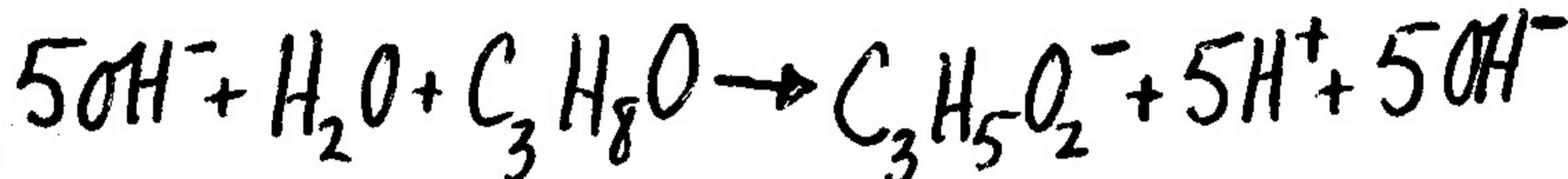
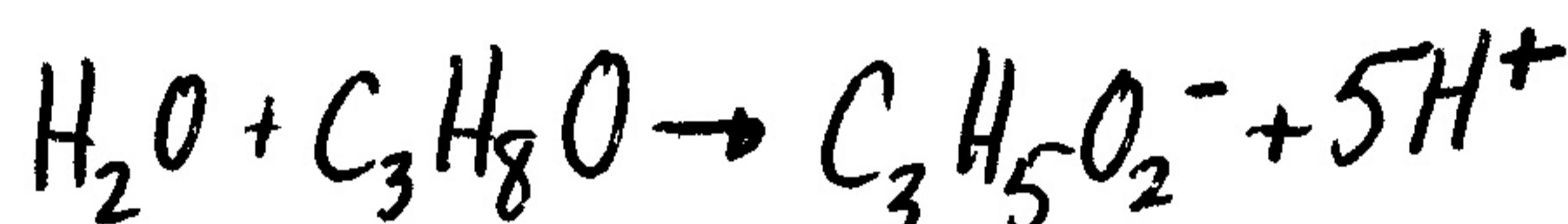
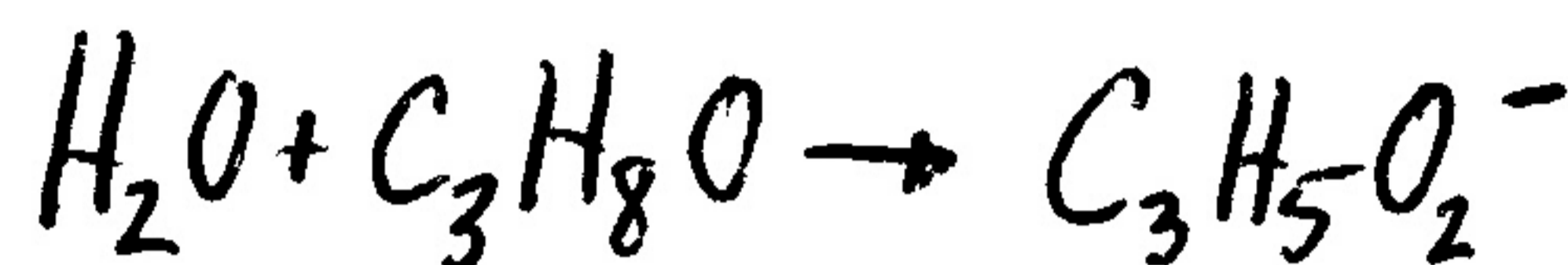
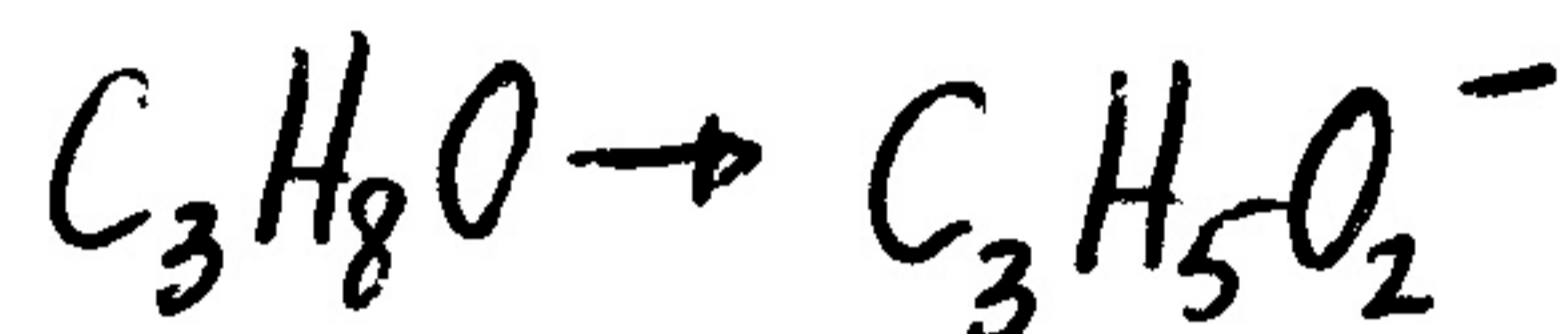
réduction :



x 2



oxydation :



x 3

