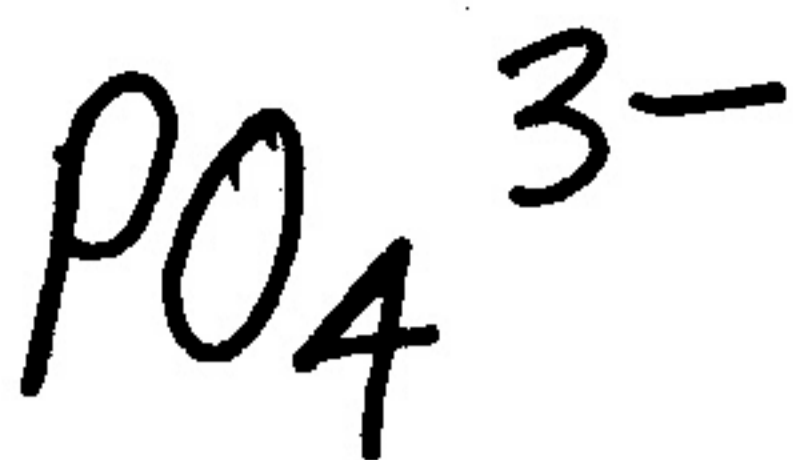


1 point

Quelle est la base conjuguée de  $\text{HPO}_4^{2-}$ ?



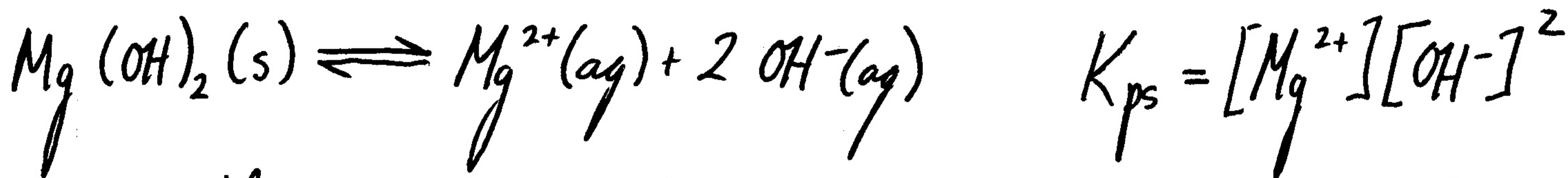
9 points

La solubilité du  $\text{Mg}(\text{OH})_2$  dans une solution aqueuse de  $\text{NaOH}$  qui possède un pH de 12.00 est  $7.0 \times 10^{-6}$  g/L. Quel est la valeur du produit de solubilité de  $\text{Mg}(\text{OH})_2$ ? Quelle est la solubilité molaire du  $\text{Mg}(\text{OH})_2$  dans l'eau pure?

• si le pH = 12.00,  $[\text{H}^+] = 1.0 \times 10^{-12} \rightarrow [\text{OH}^-] = \frac{1.0 \times 10^{-14}}{1.0 \times 10^{-12}} = 1.0 \times 10^{-2}$

• convertissez la solubilité en solubilité molaire

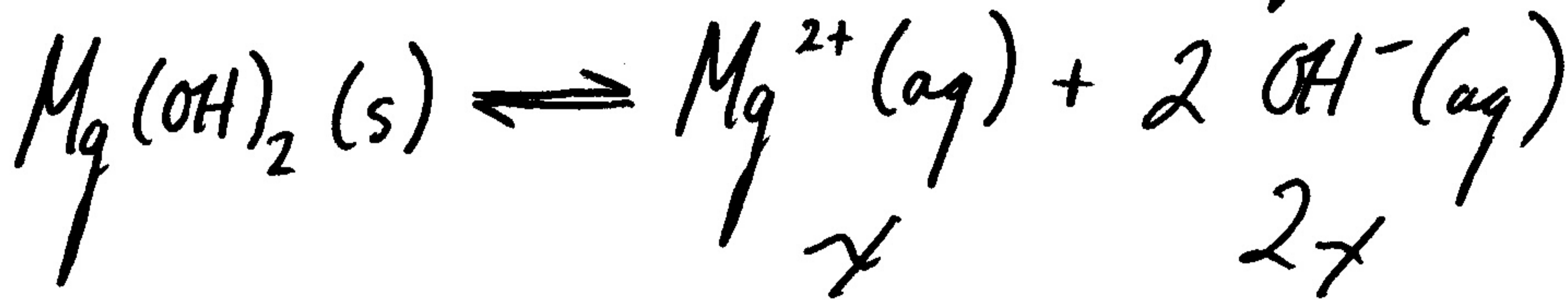
$$\frac{7.0 \times 10^{-6} \text{ g/L}}{[24.31 + (2)(16.00) + (2)(1.008)] \text{ g/mol}} = 1.200 \times 10^{-7} \text{ mol/L}$$



• pour ce problème,  $[\text{Mg}^{2+}]$  est donné par la solubilité molaire de  $\text{Mg}(\text{OH})_2$  (c'est la seule source de  $\text{Mg}^{2+}$ ) et  $[\text{OH}^-]$  est donné par le pH (le  $\text{OH}^-$  qui vient du  $\text{Mg}(\text{OH})_2$  est négligeable)

$$K_{ps} = (1.200 \times 10^{-7})(1.0 \times 10^{-2})^2 = \underline{\underline{1.2 \times 10^{-11}}}$$

• calculez la solubilité molaire (soit  $x$ ) de  $\text{Mg}(\text{OH})_2$  dans l'eau pure

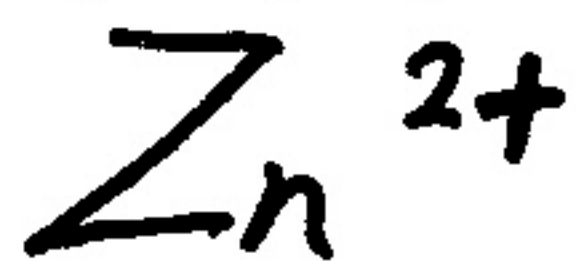


$$K_{ps} = [\text{Mg}^{2+}][\text{OH}^-]^2 \Rightarrow 1.2 \times 10^{-11} = (x)(2x)^2 = 4x^3$$

$$x = \underline{\underline{1.4 \times 10^{-4} \text{ mol/L}}}$$

**1 point**

Parmi  $\text{Li}^+(\text{aq})$ ,  $\text{Na}^+(\text{aq})$ ,  $\text{Mg}^{2+}(\text{aq})$ ,  $\text{Zn}^{2+}(\text{aq})$ ,  $\text{Li}(\text{s})$ ,  $\text{Na}(\text{s})$ ,  $\text{Mg}(\text{s})$ , et  $\text{Zn}(\text{s})$ , lequel est le plus puissant oxydant?



**9 points**

On dissout 0.1344 g d'un monoacide, HA, dans l'eau pour produire une solution de 25.0 mL. Pour neutraliser cet acide, on a besoin 36.2 mL d'une solution aqueuse 0.122 M en NaOH. Quelle est la masse molaire de ce monoacide? Si le pH au point d'équivalence est 11.22, quelle est la valeur de  $K_b$  pour  $\text{A}^-$ ?

• trouver la concentration de l'acide

$$C_A V_A = C_B V_B \Rightarrow C_A = \frac{C_B V_B}{V_A} = \frac{(0.122 \text{ M})(36.2 \text{ mL})}{(25.0 \text{ mL})} = 0.1767 \text{ M}$$

$$\left. \begin{array}{l} 0.1767 \text{ mol} \rightarrow 1.0000 \text{ L} \\ x \rightarrow 0.0250 \text{ L} \end{array} \right\} x = 4.418 \times 10^{-3} \text{ mol dans } 25.0 \text{ mL}$$

• calculez la masse molaire:  $\frac{0.1344 \text{ g}}{4.418 \times 10^{-3} \text{ mol}} = \underline{\underline{30.4 \text{ g/mol}}}$

• au point d'équivalence,  $\text{A}^-$  est une base faible:  $\text{A}^-(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{HA}(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq})$

• au point d'équivalence, on avait  $4.418 \times 10^{-3}$  mol de  $\text{A}^-$  dans  $(25.0 + 36.2) = 61.2$  mL de solution

$$[\text{A}^-]_0 = \frac{4.418 \times 10^{-3} \text{ mol}}{0.0612 \text{ L}} = 0.07219 \text{ M} \quad \leftarrow \begin{array}{l} \text{concentration} \\ \text{initiale} \end{array}$$

• si le pH = 11.22, pOH = 2.78;  $[\text{OH}^-] = 10^{-2.78} = 1.66 \times 10^{-3} \text{ M}$

• N.B.  $[\text{HA}] = [\text{OH}^-] = 1.66 \times 10^{-3} \text{ M}$

• N.B. la concentration de  $\text{A}^-$  à l'équilibre,  $[\text{A}^-]$ , n'est pas la concentration originale

$$[\text{A}^-] = [\text{A}^-]_0 - [\text{HA}] = 0.07219 - 0.00166 = 0.07053 \text{ M}$$

• calculez  $K_b$ :  $K_b = \frac{[\text{HA}][\text{OH}^-]}{[\text{A}^-]} = \frac{(0.00166)(0.00166)}{(0.07053)} = \underline{\underline{3.9 \times 10^{-5}}}$

(ceux après le décimale)   
 le pH avait seulement deux chiffres significatifs

**1 point**

Parmi  $\text{Li}^+(\text{aq})$ ,  $\text{Na}^+(\text{aq})$ ,  $\text{Mg}^{2+}(\text{aq})$ ,  $\text{Zn}^{2+}(\text{aq})$ ,  $\text{Li}(\text{s})$ ,  $\text{Na}(\text{s})$ ,  $\text{Mg}(\text{s})$ , et  $\text{Zn}(\text{s})$ , lequel est le plus puissant réducteur?

$\text{Li}(\text{s})$

**9 points**

On mélange 500.0 mL d'une solution 0.578 M en acide acétique ( $\text{CH}_3\text{COOH}$ ) et 500.0 mL d'une solution 0.312 M en  $\text{NaOH}$ . (a) Quel est le pH de la solution qui est produite? (b) Quel est le pH de cette solution après l'addition de 10.0 mL d'une solution 0.100 M en  $\text{HCl}$ ?

• calculez le nombre de moles de  $\text{CH}_3\text{COOH}$  et  $\text{NaOH}$

$$\text{CH}_3\text{COOH} : C \times V = (0.578 \text{ mol/L}) (0.500 \text{ L}) = 0.289 \text{ mol}$$

$$\text{NaOH} : C \times V = (0.312 \text{ mol/L}) (0.500 \text{ L}) = 0.156 \text{ mol}$$

• après l'ajout des deux solutions, on a 1.000 L, donc

$$[\text{CH}_3\text{COOH}] = 0.289 \text{ M} \quad \text{et} \quad [\text{NaOH}] = [\text{Na}^+] = [\text{OH}^-] = 0.156 \text{ M}$$

• lors du mélange :  $\text{OH}^-(\text{aq}) + \text{CH}_3\text{COOH}(\text{aq}) \rightarrow \text{CH}_3\text{COO}^-(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$

• tout le  $\text{OH}^-$  réagit, et maintenant  $[\text{CH}_3\text{COOH}] = (0.289 - 0.156) = 0.133 \text{ M}$   
et  $[\text{CH}_3\text{COO}^-] = 0.156 \text{ M}$

• calculez le pH (j'ai oublié de donner  $pK_A$ , mais on l'a annoncé (4.74))

$$\text{pH} = pK_A + \log \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = 4.74 + \log \frac{0.156}{0.133} = \underline{\underline{4.81}}$$

• calculez le nombre de moles de  $\text{H}^+$  qu'on ajoute

$$\text{mol H}^+ = C \times V = (0.100 \text{ mol/L}) (0.0100 \text{ L}) = 0.00100 \text{ mol}$$

• l'ajout du  $\text{H}^+$  consomme le  $\text{CH}_3\text{COO}^-$  et produit le  $\text{CH}_3\text{COOH}$

$$\text{mol CH}_3\text{COO}^- = 0.156 - 0.001 = 0.155 ; \quad \text{mol CH}_3\text{COOH} = 0.133 + 0.001 = 0.134$$

• calculez le pH (le rapport des moles suffit car ils partagent le même volume)

$$\text{pH} = pK_A + \log \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = 4.74 + \log \frac{0.155}{0.134} = \underline{\underline{4.80}}$$

**1 point**

Quel est le pH (<7, ≈7, >7) au point d'équivalence lors de la titration d'une solution aqueuse d'acide acétique (CH<sub>3</sub>COOH) par une solution aqueuse de NaOH?

> 7

**9 points**

On dissout dans l'eau 0.5792 g d'un échantillon qui contient l'anion Cl<sup>-</sup>. On ajoute un excès de AgNO<sub>3</sub> et on produit 0.1327 g de AgCl. Quel était le pourcentage massique du Cl<sup>-</sup> dans cet échantillon?

• calculez le nombre de moles de AgCl produit

$$\frac{0.1327 \text{ g}}{(107.9 + 35.45) \text{ g/mol}} = 9.2571 \times 10^{-4} \text{ mol}$$

• calculez la masse de Cl<sup>-</sup>

$$(9.2571 \times 10^{-4} \text{ mol})(35.45 \text{ g/mol}) = 0.032816 \text{ g}$$

• calculez le pourcentage massique

$$\frac{0.032816 \text{ g}}{0.5792 \text{ g}} \times 100\% = \underline{\underline{5.666\%}}$$

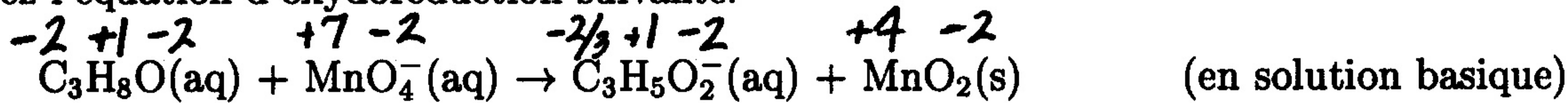
1 point

Quel est l'état d'oxydation du S dans l'anion bisulfite,  $\text{HSO}_3^-$ ?

+4

9 points

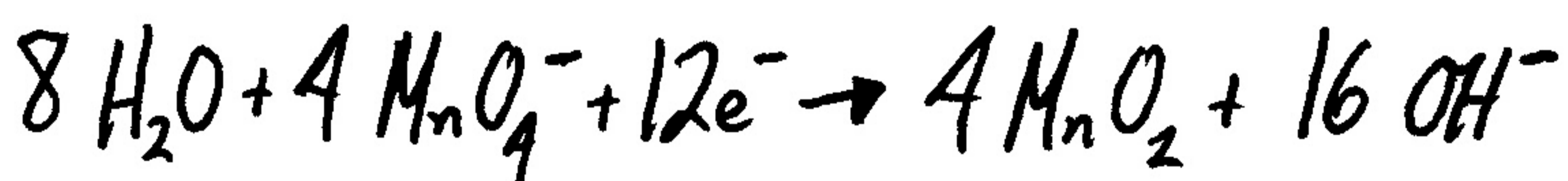
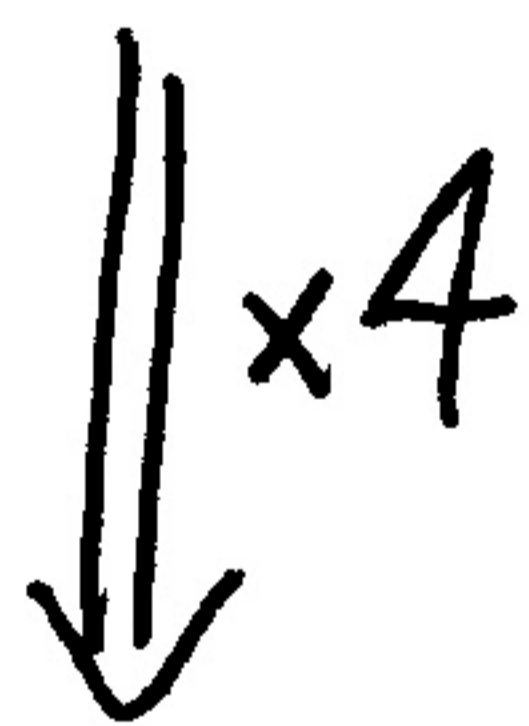
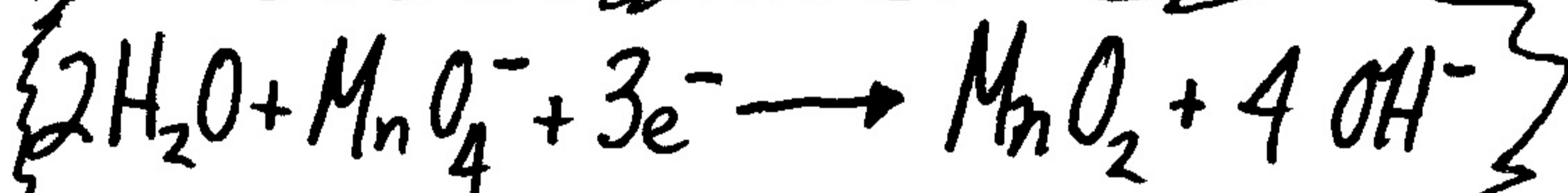
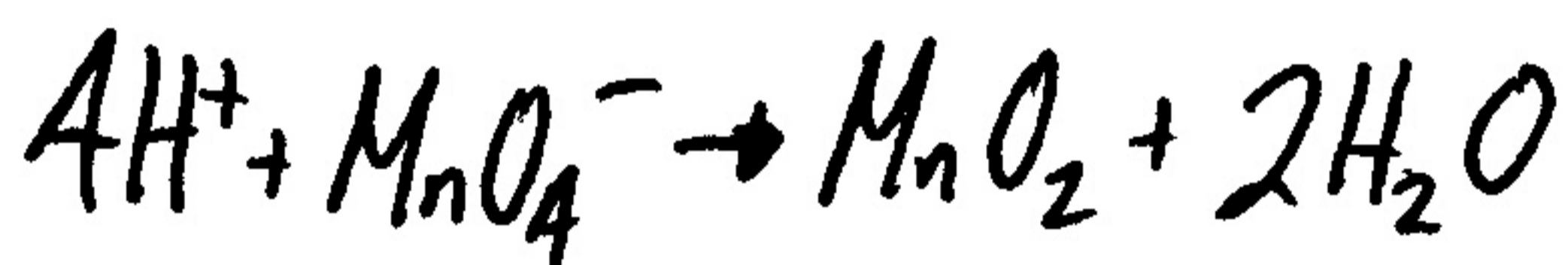
Équilibrez l'équation d'oxydoréduction suivante:



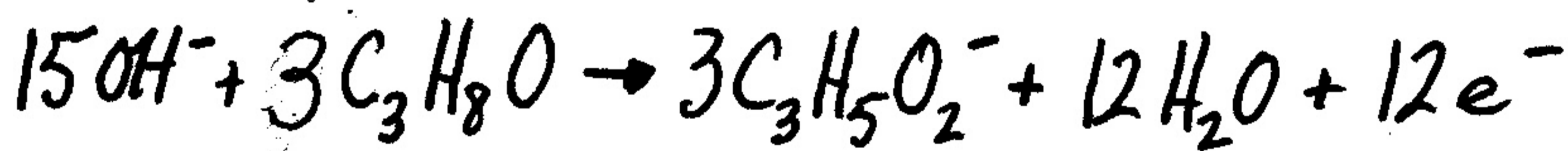
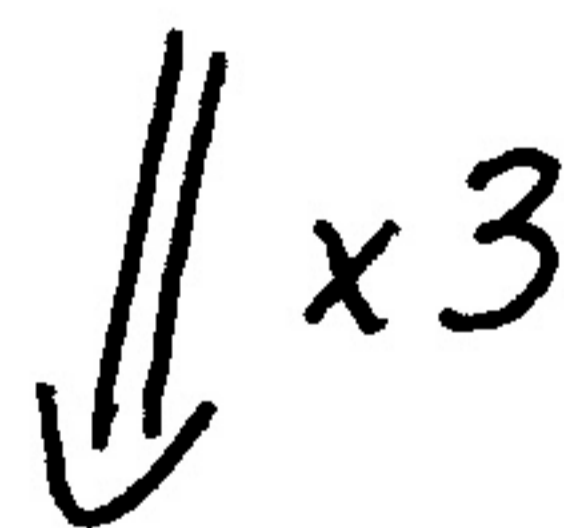
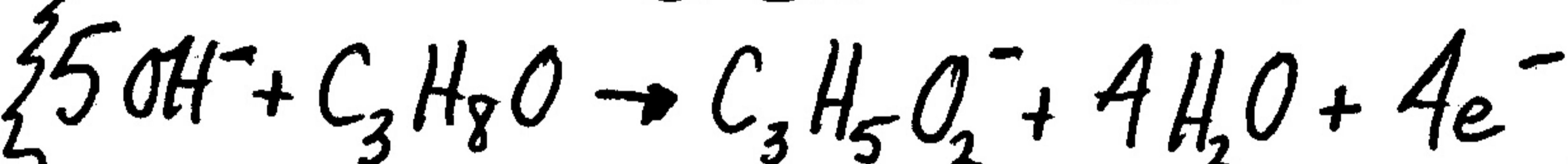
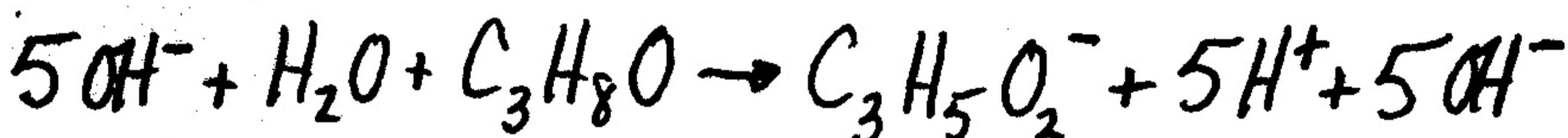
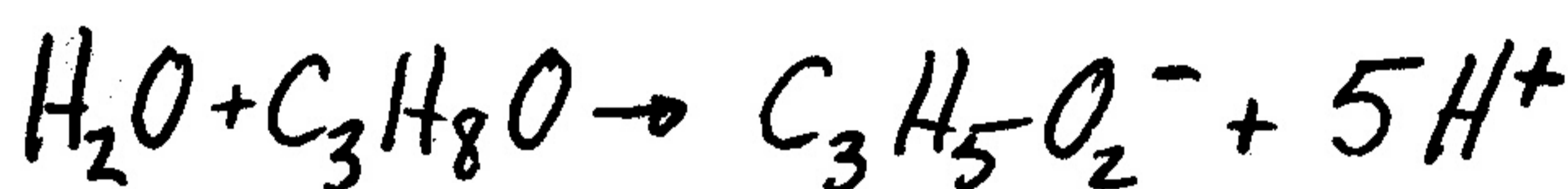
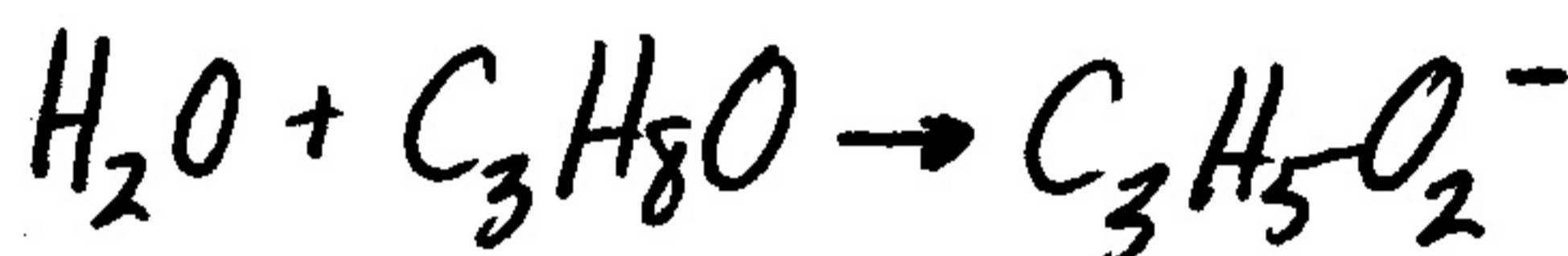
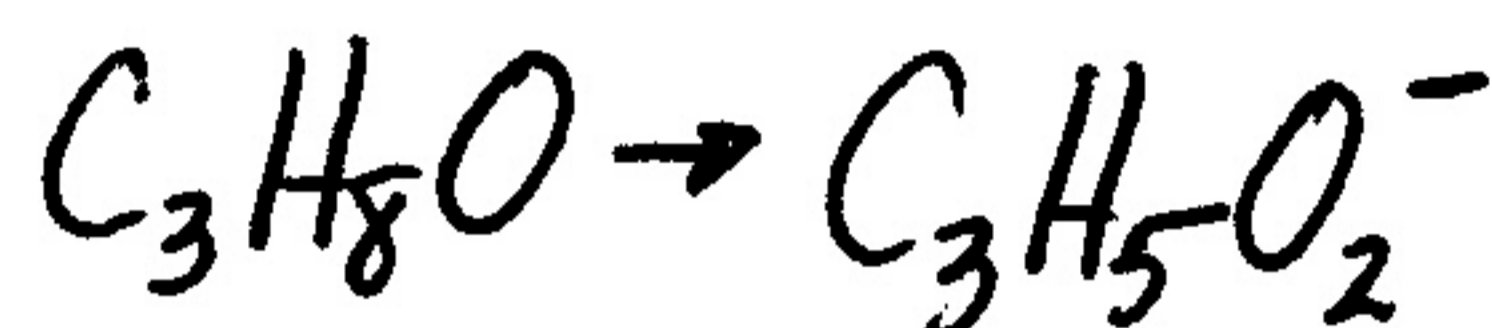
• le Mn est réduit (+7 → +4) ⇒ réduction :  $\text{MnO}_4^- \rightarrow \text{MnO}_2$

• le C est oxydé (-2 → -2/3) ⇒ oxydation :  $\text{C}_3\text{H}_8\text{O} \rightarrow \text{C}_3\text{H}_5\text{O}_2^-$

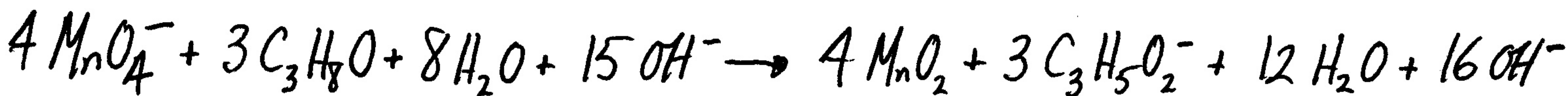
réduction



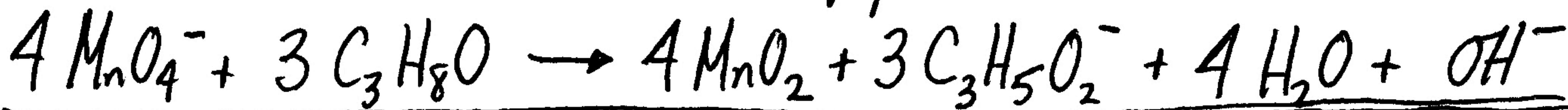
oxydation



ajouter ensemble



↓ simplifier



pour avoir le même nombre d'électrons