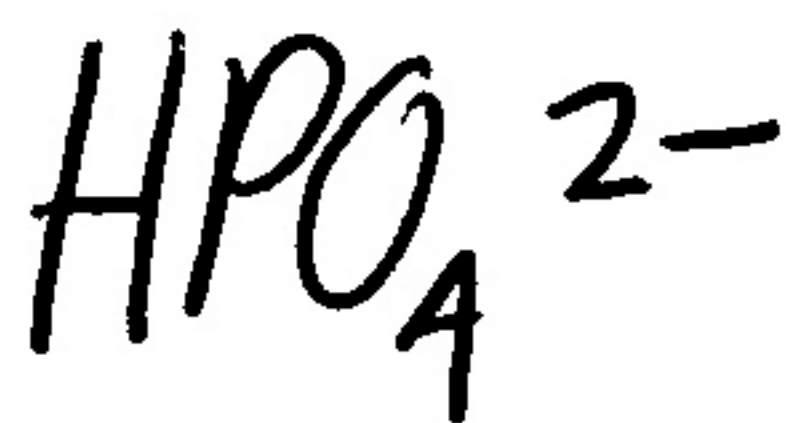


1 point

Quelle est la base conjuguée de H_2PO_4^- ?



9 points

A 25°C , on commence avec une solution qui est 0.611 M en $\text{A}(\text{aq})$ et 0.766 M en $\text{B}(\text{aq})$ (la solution ne contient pas de $\text{C}(\text{aq})$, $\text{D}(\text{aq})$, ou $\text{E}(\text{aq})$). La réaction



se produit et à l'équilibre on mesure une concentration pour C de 0.355 M .

- (a) Quelles sont les concentrations de chaque réactif et produit de cette réaction à l'équilibre?
- (b) Quelle est la constante d'équilibre de cette réaction?
- (c) On chauffe la solution et on trouve que la concentration de $\text{E}(\text{aq})$ diminue. Que peut-on dire à propos de cette réaction (autre que la constante d'équilibre a diminuée)? Vous n'avez pas besoin d'expliquer votre raisonnement.

a) soit x le montant de D produit

	$2\text{A}(\text{aq})$	$+ 3\text{B}(\text{aq})$	\rightleftharpoons	$2\text{C}(\text{aq})$	$+ \text{D}(\text{aq})$	$+ \text{E}(\text{aq})$
initial	0.611	0.766		-	-	-
changement	$-2x$	$-3x$		$+2x$	$+x$	$+x$
équilibre	$0.611-2x$	$0.766-3x$		$2x$	x	x

$$\Rightarrow \text{on sait que } [\text{C}] = 0.355 = 2x \Rightarrow x = 0.1775$$

$$\Rightarrow [\text{A}] = 0.256\text{ M} \quad [\text{C}] = 0.355\text{ M}$$

$$[\text{B}] = 0.234\text{ M} \quad [\text{D}] = 0.178\text{ M}$$

$$[\text{E}] = 0.178\text{ M}$$

$$b) K = \frac{[\text{C}]^2 [\text{D}] [\text{E}]}{[\text{A}]^2 [\text{B}]^3} = \frac{(0.355)^2 (0.178) (0.178)}{(0.256)^2 (0.234)^3} = \underline{\underline{4.76}}$$

c) la réaction est exothermique (K diminue lorsque T augmente)

1 point

Quel est l'état d'oxydation du P dans le H_2PO_4^- ?

+5

9 points

On dissout 1.22 g d'un monoacide, HA, dans l'eau pour produire une solution de 25.0 mL. Le pH initial de cette solution acide est 1.17. Pour neutraliser cet acide, on a besoin 17.7 mL d'une solution aqueuse 0.250 M en NaOH.

(a) Quelle est la masse molaire de HA?

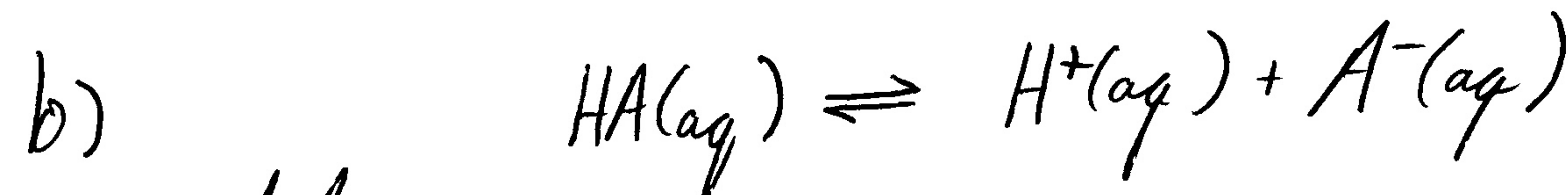
(b) Quelle est la valeur de la constante de dissociation, K_a , de HA?

a) au point d'équivalence, $C_A V_A = C_B V_B$

$$C_A = \frac{C_B V_B}{V_A} = \frac{(0.250 \text{ M})(17.7 \text{ mL})}{(25.0 \text{ mL})} = 0.177 \text{ M}$$

$$\begin{aligned} 0.177 \text{ mol de HA} &\rightarrow 1 \text{ L de solution} \\ x &\rightarrow 0.025 \text{ L de solution} \\ \Rightarrow x &= 4.425 \times 10^{-3} \text{ mol} \end{aligned}$$

$$\text{masse molaire} = \frac{1.22 \text{ g}}{4.425 \times 10^{-3} \text{ mol}} = \underline{\underline{276 \text{ g/mol}}}$$



initial = 0.177 M

changement = -x

équilibre = (0.177 - x) M

-

+x

x

-

+x

x

N.B. que les chiffres avant le décimal dans un pH ne sont pas significatifs

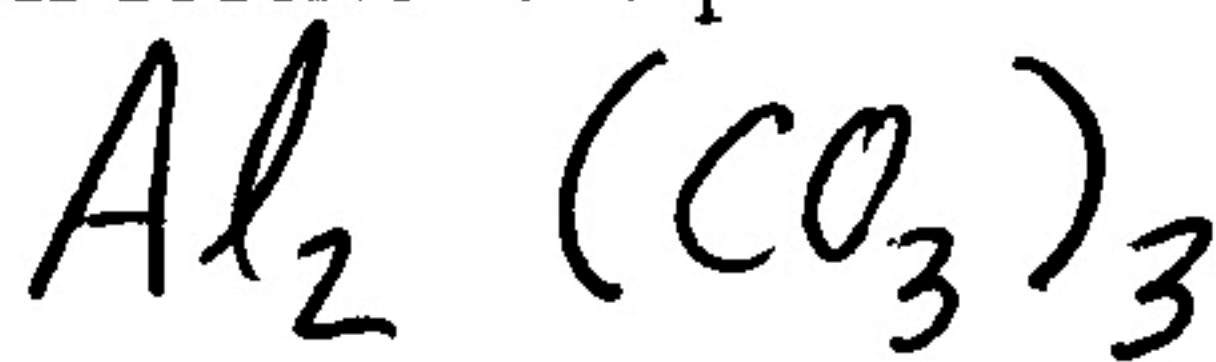
$$x = [\text{A}^-] = [\text{H}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-1.17} = 0.0676 \text{ M}$$

$$\Rightarrow [\text{HA}] = (0.177 - x) = 0.177 - 0.0676 = 0.109 \text{ M}$$

$$K_A = \frac{[\text{H}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]} = \frac{(0.0676)(0.0676)}{(0.109)} = \underline{\underline{4.2 \times 10^{-2}}}$$

1 point

Quelle est la formule empirique du solide qu'on forme lorsqu'on mélange une solution aqueuse de Na_2CO_3 et une solution aqueuse de AlBr_3 ?



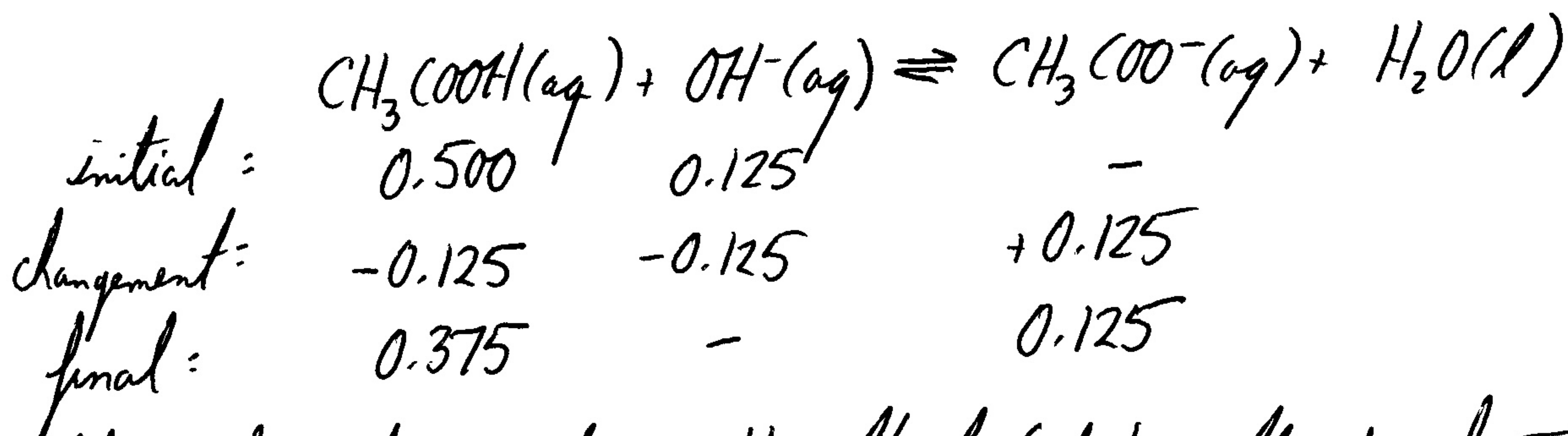
9 points

On a 1.000 L d'une solution qui est 0.500 M en acide acétique (CH_3COOH). La constante de dissociation, K_a , de l'acide acétique est 1.8×10^{-5} .

(a) Quel est le pH de la solution après l'ajout de 0.250 L d'une solution 0.500 M en NaOH?

(b) Quel est le pH de la solution après l'ajout de 1.000 L d'une solution 0.500 M en NaOH?

a) nous avons $(1.000 \text{ L})(0.500 \text{ mol/L}) = 0.500 \text{ moles de } \text{CH}_3\text{COOH}$
 $(0.250 \text{ L})(0.500 \text{ mol/L}) = 0.125 \text{ moles de } \text{NaOH} \text{ (ou } \text{OH}^-)$ \leftarrow réactif limitant



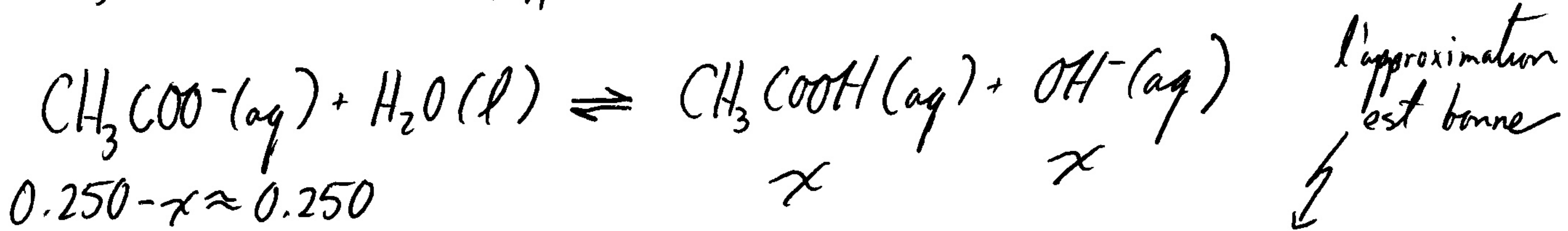
\Rightarrow utilisez l'équation Henderson-Hasselbach (et travaillez directement avec les moles)

$$\text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{[\text{A}^-]}{[\text{HA}]} = -\log(1.8 \times 10^{-5}) + \log \frac{(0.125)}{(0.375)} = \underline{\underline{4.27}}$$

b) car $[\text{CH}_3\text{COOH}] = [\text{OH}^-]$ et on a 1.000 L de chaque, on a atteint le point d'équivalence et tout le CH_3COOH est converti en CH_3COO^-

\Rightarrow à cause de la dilution de 1.000 L à 2.000 L, $[\text{CH}_3\text{COO}^-] = 0.250 \text{ M}$

$$\Rightarrow K_b \text{ pour } \text{CH}_3\text{COO}^- = \frac{1.0 \times 10^{-14}}{K_a} = \frac{1.0 \times 10^{-14}}{1.8 \times 10^{-5}} = 5.6 \times 10^{-10}$$



$$K_b = \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}][\text{OH}^-]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]} \Rightarrow 5.6 \times 10^{-10} = \frac{(x)(x)}{(0.250)} \Rightarrow x = [\text{OH}^-] = 1.18 \times 10^{-5} \text{ M}$$

$$\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-] = 4.93 \Rightarrow \text{pH} = 14.00 - \text{pOH} = \underline{\underline{9.07}}$$

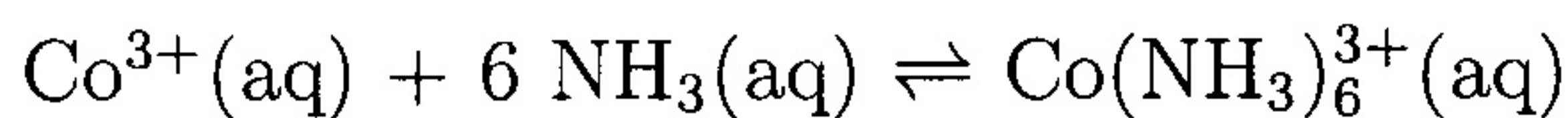
1 point

Quel est la valeur du pH (<7, ≈7, >7) au point d'équivalence lors de la titration d'une solution aqueuse d'ammoniaque (NH₃) par une solution aqueuse de HCl?

< 7

9 points

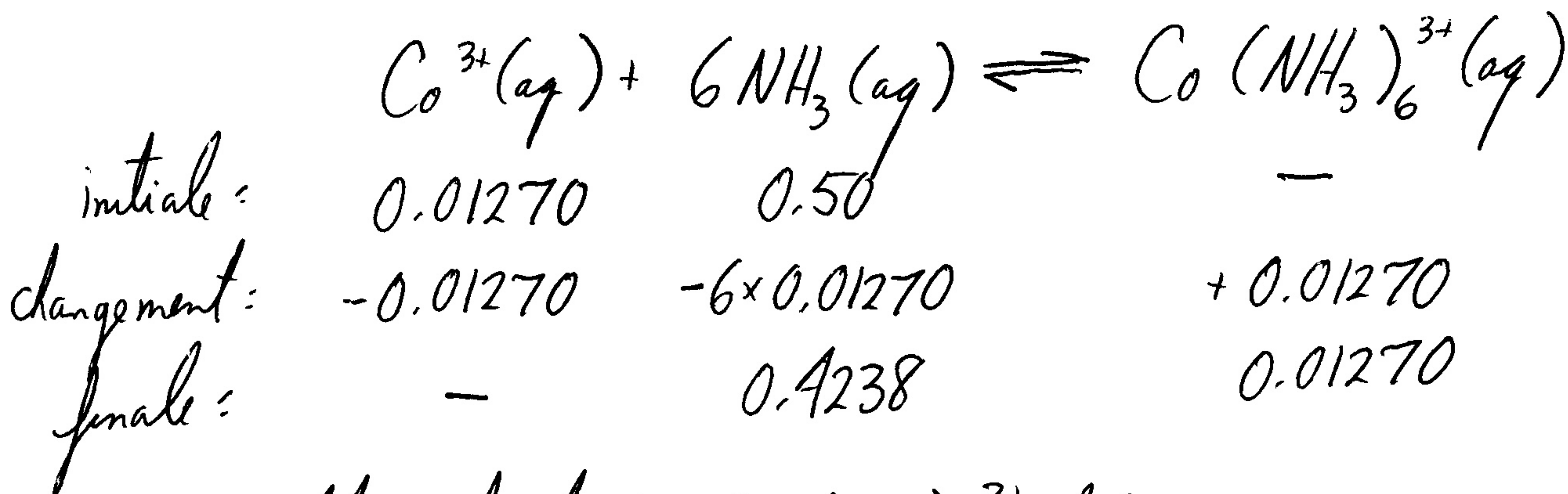
La constante de formation, K_f, de Co(NH₃)₆³⁺



est 4.5×10^{39} . Quelle est la concentration finale (à l'équilibre) de Co³⁺(aq), NH₃(aq), et Co(NH₃)₆³⁺(aq) si on place 3.11 g Co(NO₃)₃ dans 1.000 L d'une solution qui est 0.50 M en NH₃(aq)? Faites l'approximation que l'ajout du Co(NO₃)₃ n'affecte pas le volume.

⇒ calculez le nombre de moles de Co(NO₃)₃ (et donc Co³⁺)

$$\frac{3.11 \text{ g}}{[58.93 + (3)(14.01) + (9)(16.00)] \text{ g/mol}} = 0.01270 \text{ mol}$$



⇒ un très petit montant de Co(NH₃)₆³⁺ décomposera pour redonner Co³⁺(aq), mais tellement petit que [NH₃] et [Co(NH₃)₆³⁺] ne sont pas affectés

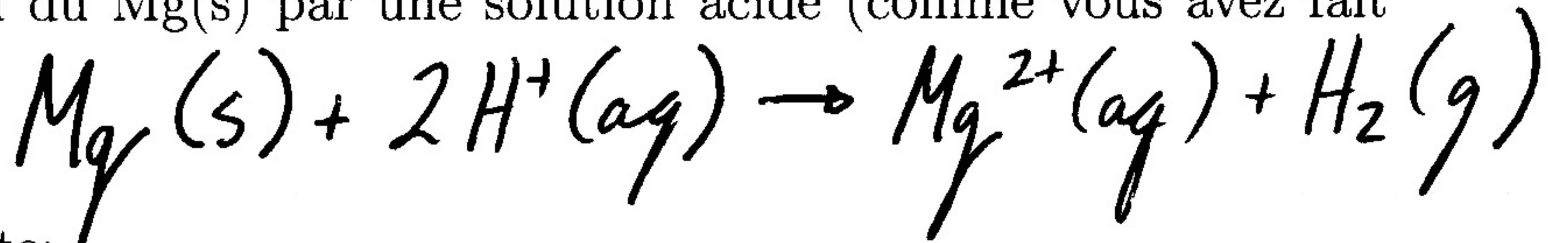
$$[\text{NH}_3] = \underline{\underline{0.43 \text{ M}}} \quad [\text{Co}(\text{NH}_3)_6^{3+}] = \underline{\underline{0.0127 \text{ M}}}$$

$$K_f = \frac{[\text{Co}(\text{NH}_3)_6^{3+}]}{[\text{Co}^{3+}][\text{NH}_3]^6} \Rightarrow [\text{Co}^{3+}] = \frac{[\text{Co}(\text{NH}_3)_6^{3+}]}{K_f [\text{NH}_3]^6}$$

$$[\text{Co}^{3+}] = \frac{0.0127}{(4.5 \times 10^{39})(0.4238)^6} = \underline{\underline{4.9 \times 10^{-40} \text{ M}}}$$

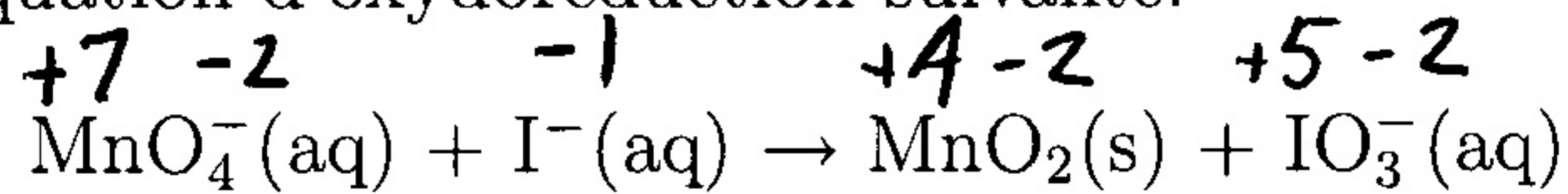
1 point

Donnez l'équation équilibrée pour l'oxydation du Mg(s) par une solution acide (comme vous avez fait dans la deuxième expérience du laboratoire).

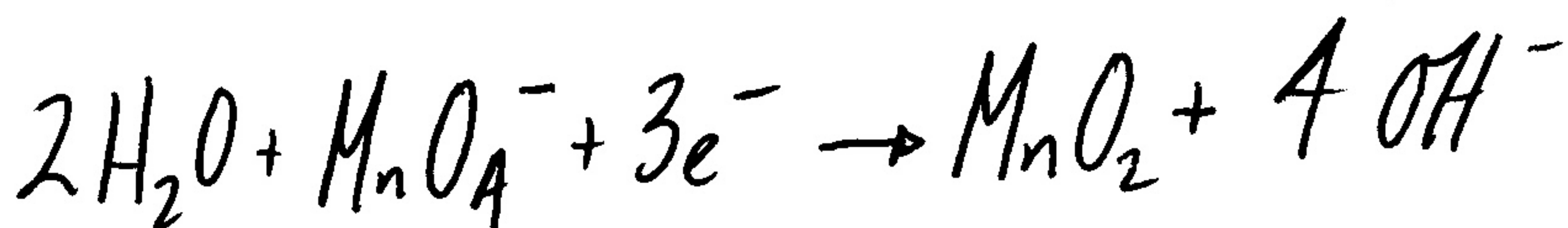
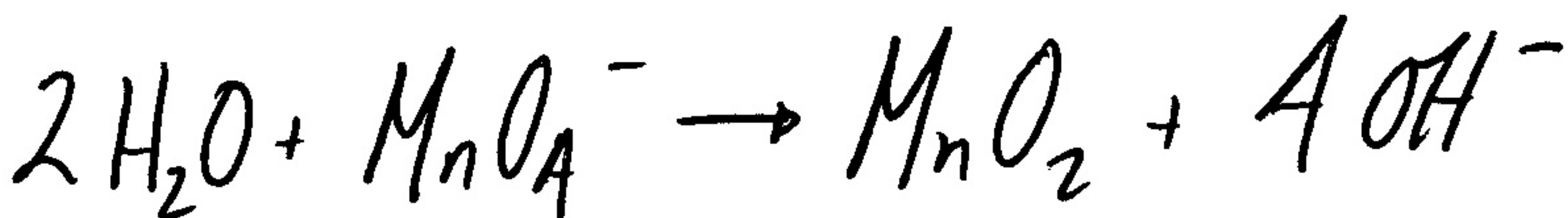
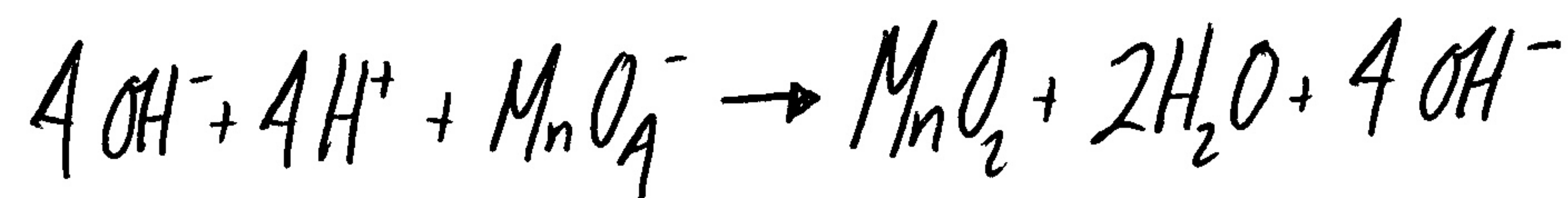
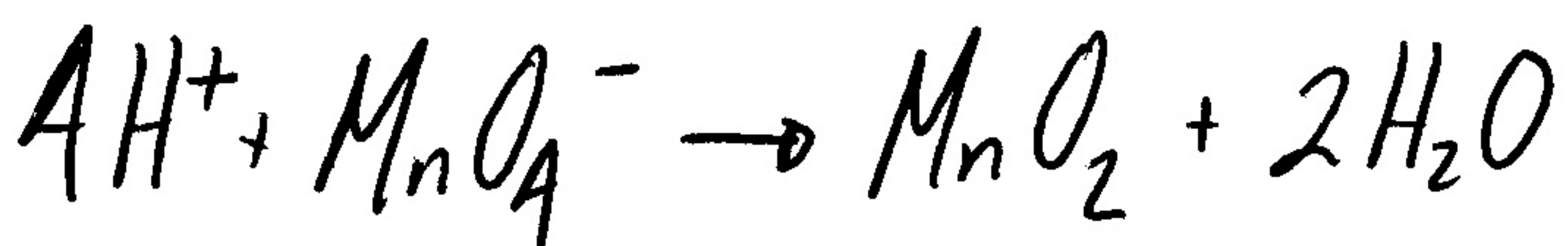


9 points

Équilibrez l'équation d'oxydoréduction suivante:



(en solution basique)



x 2

