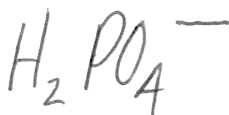


1 point

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

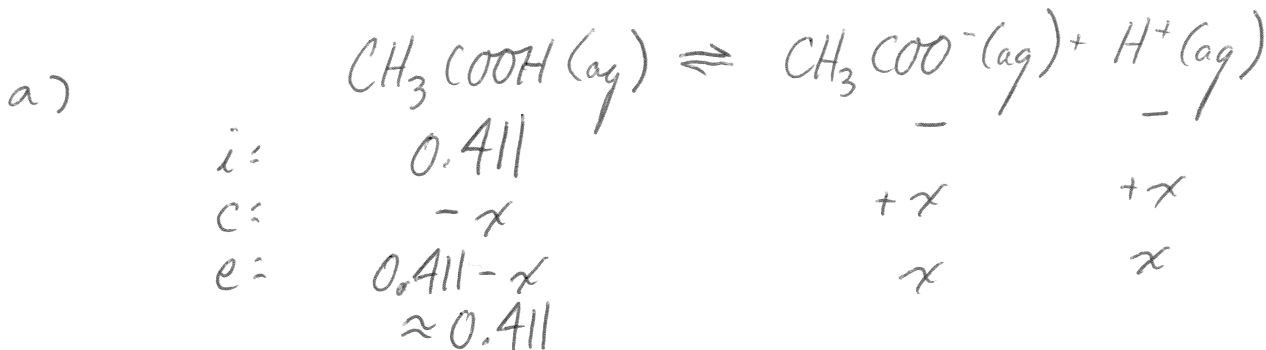


9 points

On a 1.000 L d'une solution 0.411 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 cette solution?

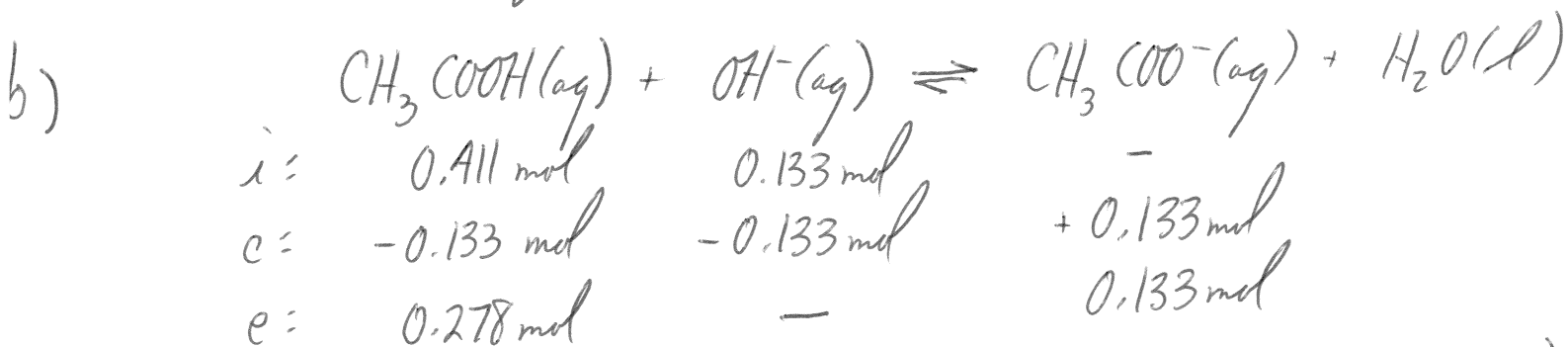
(b) Quel est le pH de cette solution après l'ajout de 1.000 L d'une solution 0.133 M en NaOH?



$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} \Rightarrow 1.8 \times 10^{-5} = \frac{x^2}{0.411}$$

$$x = [\text{H}^+] = 0.0027 \text{ M} \quad (\text{N.B. } x < 5\% \text{ de } 0.411)$$

$$\text{pH} = -\log(0.0027) = \underline{\underline{2.57}}$$

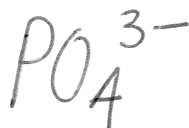


$$\text{pH} = \text{p}K_a + \log\left(\frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}\right) = -\log(1.8 \times 10^{-5}) + \log\left(\frac{0.133 \text{ mol} / 2 \text{ L}}{0.278 \text{ mol} / 2 \text{ L}}\right)$$

$$\text{pH} = \underline{\underline{4.42}}$$

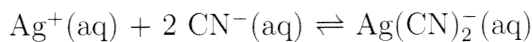
1 point

Quelle est la base conjuguée de HPO_4^{2-} ?



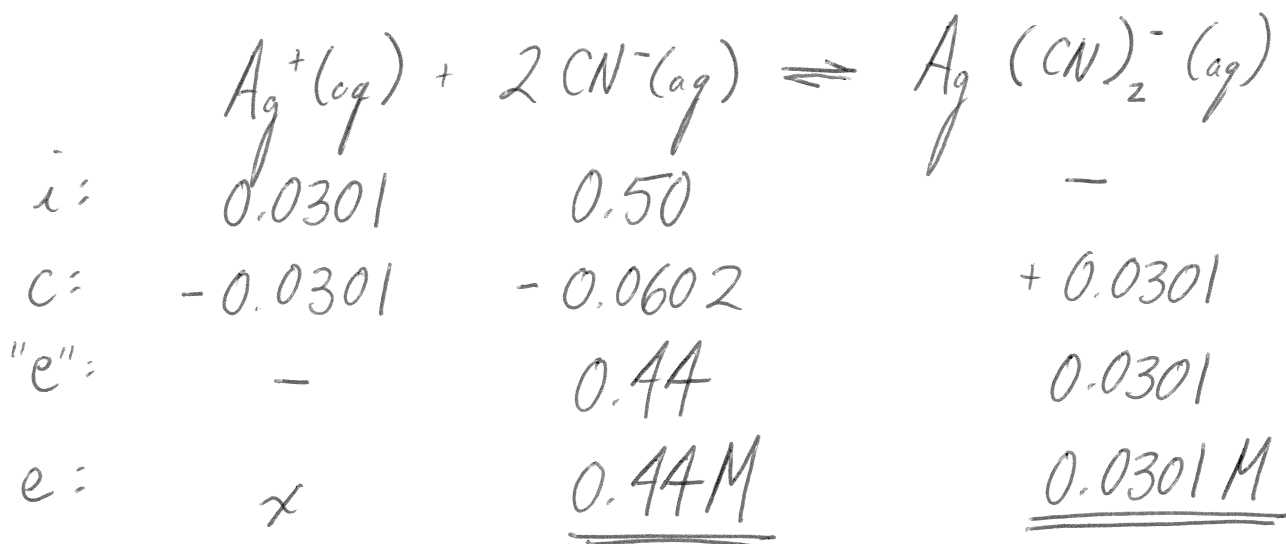
9 points

La constante de formation, K_f , de $\text{Ag}(\text{CN})_2^-$



est 5.6×10^{18} . Quelle est la concentration finale (à l'équilibre) de $\text{Ag}^+(\text{aq})$, $\text{CN}^-(\text{aq})$, et $\text{Ag}(\text{CN})_2^-(\text{aq})$ si on place 5.11 g AgNO_3 dans 1.000 L d'une solution qui est 0.50 M en $\text{CN}^-(\text{aq})$? Faites l'approximation que l'ajout du AgNO_3 n'affecte pas le volume.

$$n_{\text{AgNO}_3} = \frac{5.11 \text{ g}}{(107.9 + 14.01 + 3 \times 16.00) \text{ g/mol}} = 0.0301 \text{ mol}$$



$$K_f = \frac{[\text{Ag}(\text{CN})_2^-]}{[\text{Ag}^+][\text{CN}^-]^2} \Rightarrow 5.6 \times 10^{18} = \frac{0.0301}{(x)(0.44)^2}$$

$$x = [\text{Ag}^+] = \underline{\underline{2.8 \times 10^{-20} \text{ M}}}$$

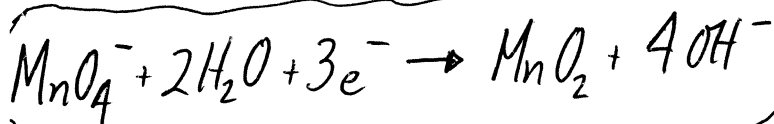
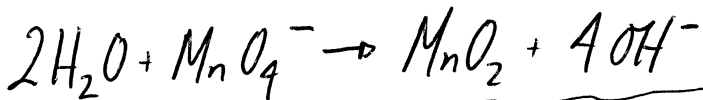
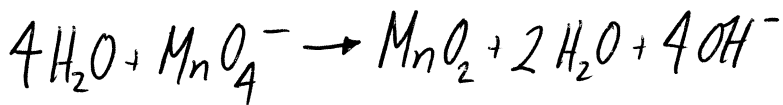
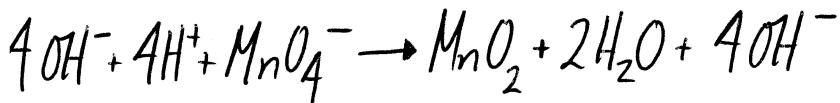
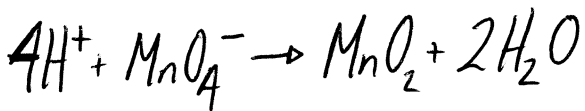
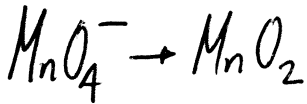
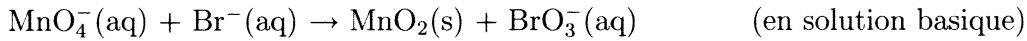
(b)

1 point

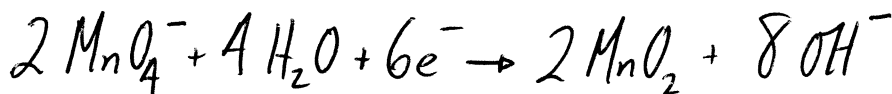
Lors d'un titrage, le pH au point d'équivalence est 10.27. Est-ce qu'on avait (a) un acide fort et une base faible, (b) un acide faible et une base forte, (c) un acide fort et une base forte, ou (d) un acide faible et une base même plus faible? Vous pouvez choisir autant de réponses entre (a) et (d) que vous voulez.

9 points

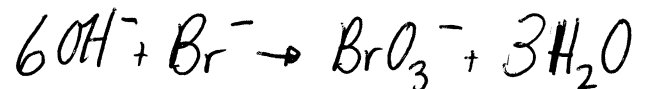
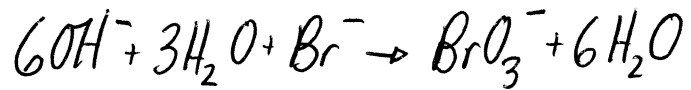
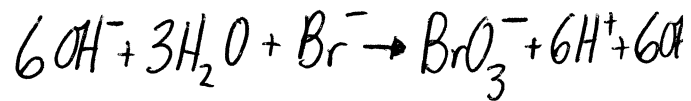
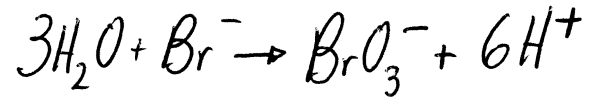
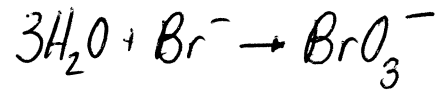
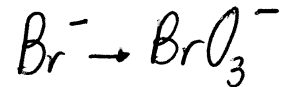
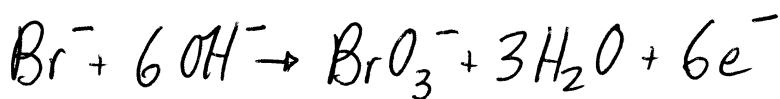
Équilibrez l'équation d'oxydoréduction suivante:



x2



+



x1



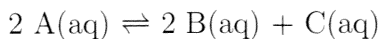
1 point

Quelle est la formule empirique du solide produit lorsqu'on mélange une solution aqueuse de Na_3PO_4 avec une solution aqueuse de CaCl_2 ?

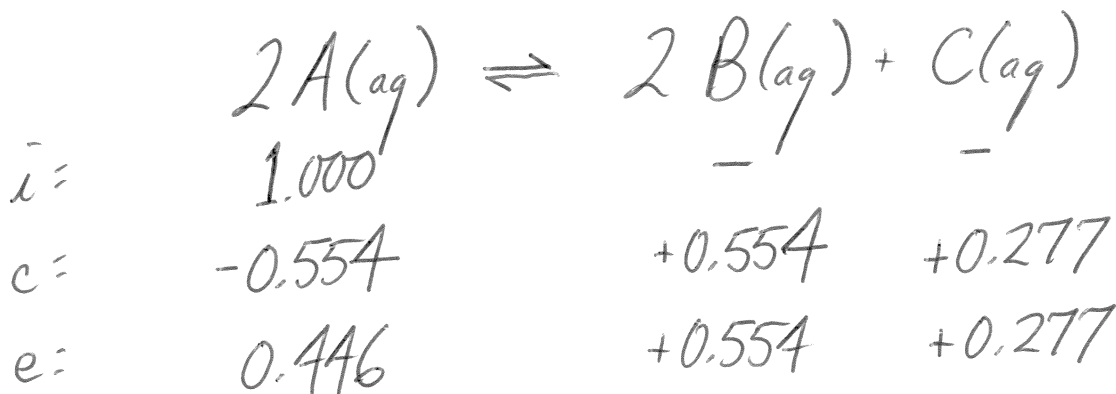


9 points

On a la réaction



A 25°C , on commence avec une solution de $\text{A}(\text{aq})$ qui est 1.000 M (il n'y a pas de $\text{B}(\text{aq})$ ou $\text{C}(\text{aq})$). A l'équilibre, on a une concentration de $\text{C}(\text{aq})$ de 0.277 M . Quelle est la valeur de la constante d'équilibre pour cette réaction? Quelle est la valeur de ΔG° pour cette réaction? Si on commence avec une solution qui contient seulement le $\text{A}(\text{aq})$ et la concentration à l'équilibre de $\text{C}(\text{aq})$ est 0.211 M , quelle est la concentration de $\text{A}(\text{aq})$ à l'équilibre? La température est toujours 25°C .



$$K = \frac{[\text{B}]^2[\text{C}]}{[\text{A}]^2} = \frac{(0.554)^2(0.277)}{(0.446)^2} = \underline{\underline{0.427}}$$

$$\Delta G^\circ = -RT \ln K = -(8.3145)(298.15) \ln(0.427) = \underline{\underline{2.11 \text{ kJ/mol}}}$$

b) si $[\text{C}] = 0.211$, $[\text{B}] = 0.422$

$$K = \frac{[\text{B}]^2[\text{C}]}{[\text{A}]^2} \Rightarrow [\text{A}] = \sqrt{\frac{[\text{B}]^2[\text{C}]}{K}}$$

$$[\text{A}] = \sqrt{\frac{(0.422)^2(0.211)}{0.427}} = \underline{\underline{0.297 \text{ M}}}$$