

1 point

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

**9 points**

Quel volume d'une solution 0.100 M en $\text{Ba}(\text{OH})_2$ est nécessaire pour neutraliser 25.0 mL d'une solution 0.136 M en acide acétique, CH_3COOH ? $\text{Ba}(\text{OH})_2$ 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?

• au point d'équivalence, # moles H^+ = # moles OH^-

• NB. on a deux OH^- par unité de $\text{Ba}(\text{OH})_2$

$$C_A V_A = 2 C_B V_B \Rightarrow V_B = \frac{C_A V_A}{2 C_B} = \frac{(0.136 \text{ mol/L})(25.0 \text{ mL})}{(2)(0.100 \text{ mol/L})} = \underline{\underline{17.0 \text{ mL}}}$$

• au point d'équivalence, on a $(25.0 + 17.0) \text{ mL} = 42.0 \text{ mL}$

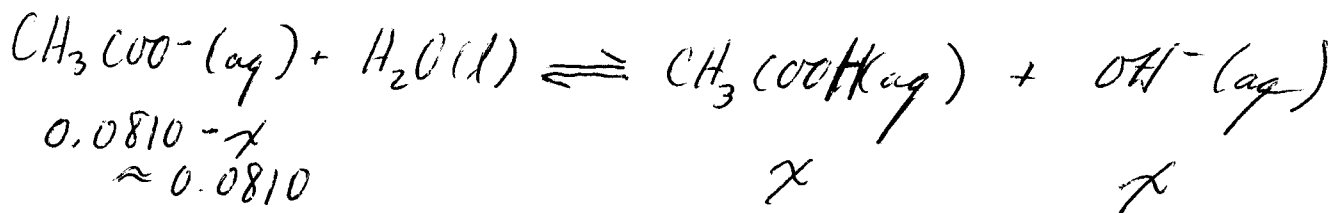
• tout le CH_3COOH est converti en CH_3COO^- , une base faible

• on avait $(0.136 \text{ mol/L})(0.0250 \text{ L}) = 3.40 \times 10^{-3} \text{ mol CH}_3\text{COOH}$

$$[\text{CH}_3\text{COO}^-] = \frac{3.40 \times 10^{-3} \text{ mol}}{0.0420 \text{ L}} = 0.0810 \text{ M}$$

• $K_a \text{ CH}_3\text{COOH} = 10^{-K_a} = 10^{-4.74} = 1.8 \times 10^{-5}$

• $K_a K_b = 10^{-14} \Rightarrow K_b = \frac{10^{-14}}{1.8 \times 10^{-5}} = 5.6 \times 10^{-10}$



$$K_b = \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}][\text{OH}^-]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]} \Rightarrow 5.6 \times 10^{-10} = \frac{(x)(x)}{0.0810}$$

$\Rightarrow x = 6.73 \times 10^{-6}$ \rightarrow l'approximation sur $[\text{CH}_3\text{COO}^-]$ est bonne ($< 5\%$)

$$[\text{H}^+][\text{OH}^-] \Rightarrow 1.0 \times 10^{-14} \Rightarrow [\text{H}^+] = \frac{1.0 \times 10^{-14}}{6.73 \times 10^{-6}} = 1.5 \times 10^{-9}$$

$$[\text{pH}] = \underline{\underline{8.83}}$$

F₂

1 point

Parmi F⁻(aq), Cl⁻(aq), Br⁻(aq), I⁻(aq), F₂(g), Cl₂(g), Br₂(l), et I₂(s), lequel est le plus puissant oxydant?

9 points

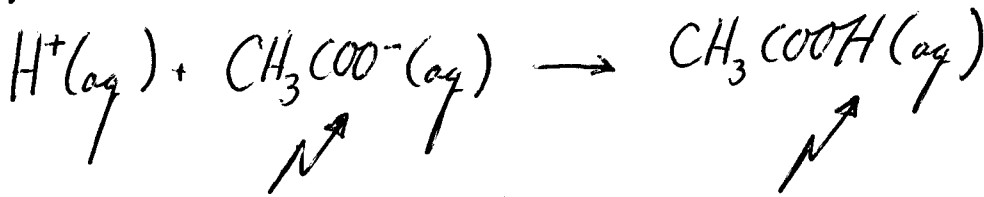
Calculez le pH de 1.00 L d'un système tampon qui est 0.87 M en CH₃COOH et 0.47 M en CH₃COONa. On ajoute 0.10 mole de HCl. Calculez le nouveau pH (considérez qu'il n'y a aucune variation de volume). La constante d'ionisation pour l'acide acétique, CH₃COOH, est 1.8×10^{-5} .

• au début

$$\text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

$$\text{pH} = -\log(1.8 \times 10^{-5}) + \log\left(\frac{0.47}{0.87}\right) = \underline{\underline{4.48}}$$

• si on ajoute 0.10 mol de HCl à 1.00 L de solution



[CH₃COO⁻] tombera
par 0.10 mol/L

[CH₃COOH] augmentera
par 0.10 mol/L

$$\text{pH} = -\log(1.8 \times 10^{-5}) + \log\left(\frac{0.37}{0.97}\right) = \underline{\underline{4.33}}$$

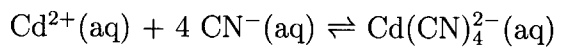
I⁻

1 point

Parmi F⁻(aq), Cl⁻(aq), Br⁻(aq), I⁻(aq), F₂(g), Cl₂(g), Br₂(l), et I₂(s), lequel est le plus puissant réducteur?

9 points

Calculez les concentrations de Cd²⁺, de Cd(CN)₄²⁻ et de CN⁻ à l'équilibre si l'on dissout 6.66 g de Cd(NO₃)₂ dans 1.00 L d'une solution de NaCN 0.65 M (considérez qu'il n'y a aucune variation de volume). La constante d'équilibre pour la réaction



est 7.1×10^{16} .

• calculez le nombre de moles de Cd(NO₃)₂

$$\frac{6.66 \text{ g}}{[112.4 + (2)(14.01) + (6)(16.00)] \text{ g/mol}} = 0.0282 \text{ mol}$$

• imagine que la réaction va entièrement vers le produit

	$\text{Cd}^{2+}(\text{aq})$	$+ 4 \text{CN}^{-}(\text{aq})$	\rightleftharpoons	$\text{Cd}(\text{CN})_4^{2-}(\text{aq})$
initial:	0.0282	0.65		0.0000
final:	0.0000	$0.65 - 4(0.0282) =$ 0.54		0.0282

• pour calculer [Cd²⁺], imagine qu'un petit montant (x) de Cd(CN)₄²⁻(aq) réagit dans la direction inverse

$$[\text{Cd}^{2+}] = x ; [\text{CN}^{-}] = 0.54 + 4x \approx 0.54 ; [\text{Cd}(\text{CN})_4^{2-}] = 0.0282 - x \approx 0.0282$$

$$K_f = \frac{[\text{Cd}(\text{CN})_4^{2-}]}{[\text{Cd}^{2+}][\text{CN}^{-}]^4} \Rightarrow 7.1 \times 10^{16} = \frac{0.0282}{[\text{Cd}^{2+}](0.54)^4}$$

$[\text{Cd}^{2+}] = \underline{4.7 \times 10^{-18} \text{ M}}$ \Rightarrow deux chiffres significatifs car K_f est précis à seulement deux chiffres significatifs

$[\text{CN}^{-}] = \underline{0.54 \text{ M}}$ \Rightarrow deux chiffres significatifs suivant les règles addition / soustraction

$[\text{Cd}(\text{CN})_4^{2-}] = \underline{0.0282 \text{ M}}$ \Rightarrow trois chiffres significatifs car ce montant est déterminé entièrement par la masse initiale de Cd²⁺ (précis à trois chiffres significatifs)

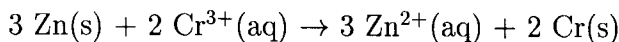
1 point

Quel est le pH (<7, ≈7, >7) d'une solution aqueuse de NH₄Cl?

<7

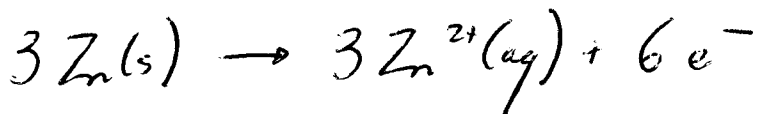
9 points

Calculez les valeurs de ε° , ε , et ΔG pour la réaction suivante d'une cellule galvanique (à 25°C):

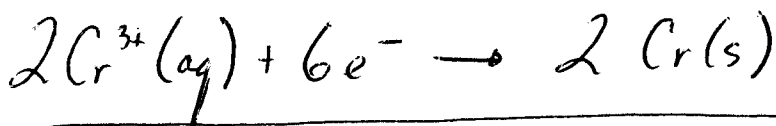


où $[\text{Cr}^{3+}] = 0.1250 \text{ M}$ et $[\text{Zn}^{2+}] = 0.0200 \text{ M}$.

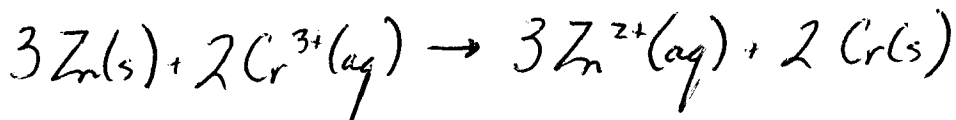
• calculez ε°



$$\varepsilon^\circ = +0.76 \text{ V}$$



$$\varepsilon^\circ = -0.74 \text{ V}$$



$$\underline{\underline{\varepsilon^\circ = +0.02 \text{ V}}}$$

• calculez ε

$$\varepsilon = \varepsilon^\circ - \frac{RT}{nF} \ln Q = \varepsilon^\circ - \frac{RT}{nF} \ln \frac{[\text{Zn}^{2+}]^3}{[\text{Cr}^{3+}]^2}$$

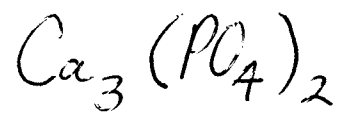
$$\varepsilon = +0.02 \text{ V} - \frac{(8.3145 \text{ J/molK})(298 \text{ K})}{(6 \text{ mol})(96487 \text{ C})} \ln \frac{(0.0200)^3}{(0.1250)^2} = \underline{\underline{+0.05 \text{ V}}}$$

$$\Delta G = -nFE = -(6)(96487 \text{ C})(+0.05 \text{ V})$$

$$\Delta G = \underline{\underline{-3 \times 10^1 \text{ kJ}}}$$
 (ou kJ/mol)

NB seulement un chiffre significatif

⇒ je vais aussi accepter deux chiffres significatifs pour la dernière réponse, soit -29 kJ (ou kJ/mol)

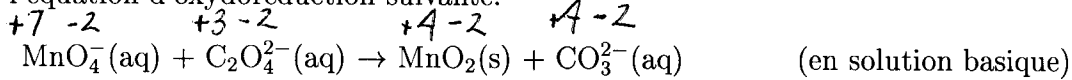


1 point

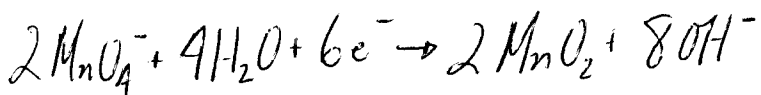
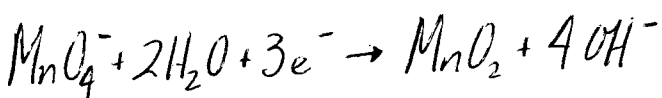
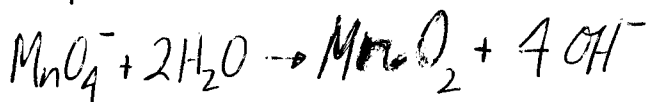
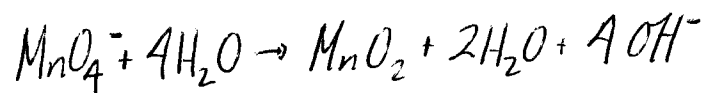
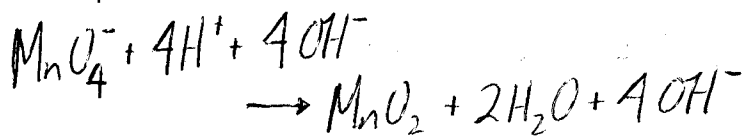
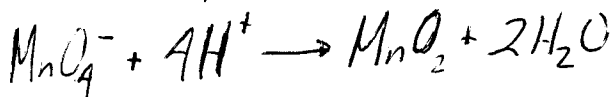
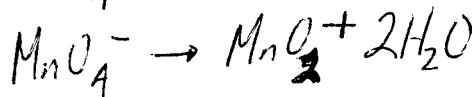
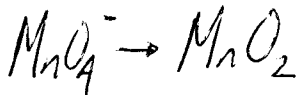
Quelle est la formule empirique du solide produit lorsqu'on mélange une solution aqueuse de Na_3PO_4 avec une solution aqueuse de CaCl_2 ?

9 points

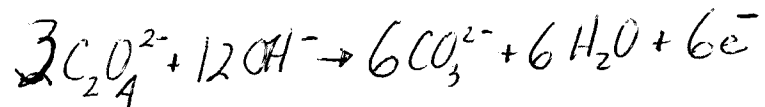
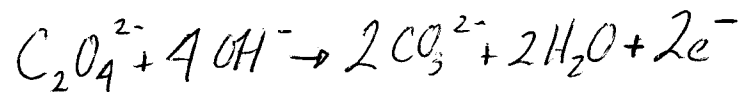
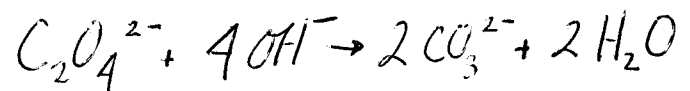
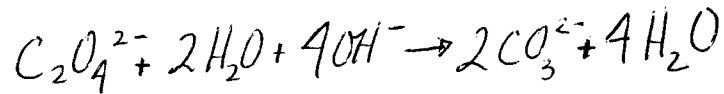
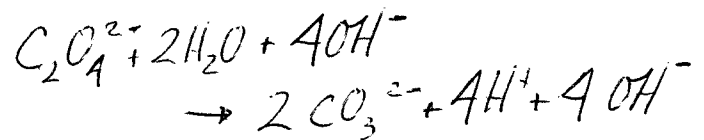
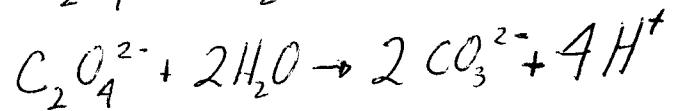
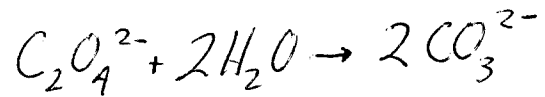
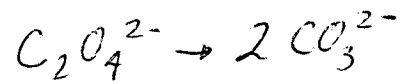
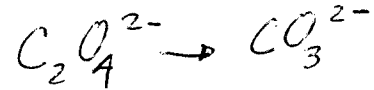
Équilibrez l'équation d'oxydoréduction suivante:



réduction:



oxydation:



additionner

