

TEST #1: CHM1710

Principes de chimie

Professeur: Alain St-Amant

date: vendredi le 4 octobre 2002

temps: 11:30 - 12:50

AUCUN MATERIEL SUPPLEMENTAIRE N'EST PERMIS

CALCULATRICES PERMISES

INSTRUCTIONS

- il y a 50 points sur l'examen
- répondez à toutes les questions
- écrivez vos réponses sur le questionnaire-même, dans les espaces fournis
- soyez certains que vos réponses finales ont les bonnes unités et les bons nombres de chiffres significatifs
- vous pouvez écrire vos réponses à l'endos d'une feuille s'il est nécessaire
- traitez tous les gaz comme des gaz parfaits
- les formules et constantes fondamentales nécessaires sont fournies à la fin
- **n'oubliez pas d'écrire votre nom et numéro d'étudiant:**

NOM: _____

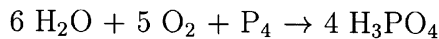
#: _____

1 point

Balancer l'équation chimique suivante: $2 \text{SO}_2 + \text{O}_2 + 2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{H}_2\text{SO}_4$

9 points

225.1 g de H_2O , 330.5 g de O_2 , et 232.7 g de P_4 réagissent ensemble de la façon suivante:



Quelle masse de H_3PO_4 produit-on?

• calculez le nombre de moles de chaque réactif

$$\text{H}_2\text{O}: \frac{225.1 \text{ g}}{[(2)(1.008) + (1)(16.00)] \text{ g/mol}} = 12.4944 \text{ mol}$$

$$\text{O}_2: \frac{330.5 \text{ g}}{[(2)(16.00)] \text{ g/mol}} = 10.3281 \text{ mol}$$

$$\text{P}_4: \frac{232.7 \text{ g}}{[(4)(30.97)] \text{ g/mol}} = 1.8784 \text{ mol}$$

• calculez le nombre de moles de H_3PO_4 qu'on peut produire si chaque réactif est le réactif limitant

$$\text{H}_2\text{O}: 12.4944 \text{ mol H}_2\text{O} \times \frac{4 \text{ mol H}_3\text{PO}_4}{6 \text{ mol H}_2\text{O}} = 8.3296 \text{ mol H}_3\text{PO}_4$$

$$\text{O}_2: 10.3281 \text{ mol O}_2 \times \frac{4 \text{ mol H}_3\text{PO}_4}{5 \text{ mol O}_2} = 8.2625 \text{ mol H}_3\text{PO}_4$$

$$\text{P}_4: 1.8784 \text{ mol P}_4 \times \frac{4 \text{ mol H}_3\text{PO}_4}{1 \text{ mol P}_4} = 7.5136 \text{ mol H}_3\text{PO}_4$$

⇒ P_4 est le réactif limitant car il produira le moins

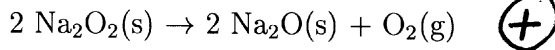
• on produira :

$$\text{masse} = (7.5136 \text{ mol}) \times [(3)(1.008) + (1)(30.97) + (4)(16.00)] \text{ g/mol}$$

$$= \underline{736.3 \text{ g}} \quad (\text{quatre chiffres significatifs car tous les données en ont quatre aussi})$$

1 point

Indiquez si la valeur de ΔS pour cette réaction est positive ou négative:



(beaucoup plus de désordre dans les produits à cause du gaz)

9 points

On recueille 0.773 g d' un gaz inconnu inconnu (fait de seulement C et H) au-dessus de l'eau. Le volume de gaz recueilli est de 507 mL et la pression totale dans la bouteille est de 0.944 atm. La température est 30.0 °C. La pression de la vapeur d'eau à 30.0 °C est 0.042 atm. Quelle est la masse molaire du gaz inconnu? La composition centésimale de ce gaz est 85.6% C et 14.4% H. Quelle est sa formule moléculaire?

$$P_T = P_{\text{gaz}} + P_{\text{H}_2\text{O}(\text{g})} \Rightarrow P_{\text{gaz}} = P_T - P_{\text{H}_2\text{O}(\text{g})} = 0.944 - 0.042 = 0.902 \text{ atm}$$

N.B on a encore trois chiffres significatifs

$$M = \frac{\rho RT}{\rho} = \frac{(m/V) RT}{\rho}$$

toutes les données avaient trois chiffres significatifs (ou plus)

$$= \frac{(0.773 \text{ g} / 0.507 \text{ L}) (0.08206 \text{ Latm/K mol}) (303.15 \text{ K})}{0.902 \text{ atm}} = \underline{\underline{42.0 \text{ g/mol}}}$$

• si on avait 100 du gaz inconnu, on aurait

$$\left. \begin{aligned} 85.6 \text{ g} / 12.01 \text{ g/mol} &= 7.13 \text{ mol de C} \\ 14.4 \text{ g} / 1.008 \text{ g/mol} &= 14.28 \text{ mol de H} \end{aligned} \right\} \begin{aligned} &\text{un rapport C:H} \\ &\text{de 1:2} \\ &\Rightarrow \text{formule empirique} \\ &\text{est donc CH}_2 \end{aligned}$$

⇒ CH₂ a une masse molaire ≈ 14 g/mol, mais le gaz inconnu a une masse molaire ≈ 42 g/mol

⇒ trois fois plus gros

⇒ la formule moléculaire est donc C₃H₆

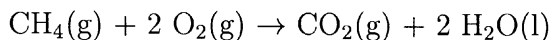
1 point

Si HClO_3 est l'acide chlorique, quelle est la formule moléculaire de l'acide hypochloreux?

HOCl
(ou HClO)

9 points

Pour la combustion du méthane dans un système fermé sous une pression constante de 1.00 atm et à une température de 25°C ,



calculez les valeurs de ΔH° , ΔS° , ΔG° , $\Delta S_{\text{environs}}$, et $\Delta S_{\text{univers}}$.

données (toutes à 25°C):

$$\Delta G_f^\circ (\text{CH}_4, \text{g}) = -50.7 \text{ kJ mol}^{-1}$$

$$\Delta G_f^\circ (\text{CO}_2, \text{g}) = -394.4 \text{ kJ mol}^{-1}$$

$$\Delta G_f^\circ (\text{H}_2\text{O}, \text{l}) = -237.1 \text{ kJ mol}^{-1}$$

$$S^\circ (\text{CH}_4, \text{g}) = 186.3 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$$

$$S^\circ (\text{O}_2, \text{g}) = 205.1 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$$

$$S^\circ (\text{CO}_2, \text{g}) = 213.7 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$$

$$S^\circ (\text{H}_2\text{O}, \text{l}) = 69.9 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$$

$$\Delta G^\circ = \sum \Delta G_f^\circ (\text{produits}) - \sum \Delta G_f^\circ (\text{réactifs}) \quad \text{N.B. } \Delta G_f^\circ (\text{O}_2, \text{g}) = 0 \text{ par définition}$$

$$\Delta G^\circ = (1)(-394.4) + (2)(-237.1) - (1)(-50.7) - (2)(0) = \underline{\underline{-817.9 \text{ kJ}}}$$

$$\Delta S^\circ = \sum S^\circ (\text{produits}) - \sum S^\circ (\text{réactifs})$$

$$\Delta S^\circ = (1)(213.7) + (2)(69.9) - (1)(186.3) - (2)(205.1) = \underline{\underline{-243.0 \text{ J/K}}}$$

$$\Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T\Delta S^\circ \implies \Delta H^\circ = \Delta G^\circ + T\Delta S^\circ$$

$$\Delta H^\circ = (-817900 \text{ J}) + (298 \text{ K})(-243.0 \text{ J/K}) = -817.9 \text{ kJ} - 72.4 \text{ kJ} = \underline{\underline{-890.3 \text{ kJ}}}$$

$$\Delta S_{\text{environs}} = \frac{Q_{\text{sys} \rightarrow \text{environs}}}{T} = \frac{-\Delta H^\circ}{T} = \frac{-(-890300 \text{ J})}{298 \text{ K}} = \underline{\underline{2.99 \times 10^3 \text{ J/K}}}$$

$$\begin{aligned} \Delta S_{\text{univers}} &= \Delta S + \Delta S_{\text{environs}} = -243.0 \text{ J/K} + (+2.99 \times 10^3 \text{ J/K}) \\ &= \underline{\underline{2.75 \times 10^3 \text{ J/K}}} \end{aligned}$$

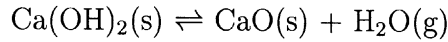
1 point

Qui a établi la charge de l'électron?

Millikan

9 points

Pour la réaction



la constante d'équilibre est 3.38×10^{-5} à 200°C et 4.29×10^{-3} à 300°C . Calculez les valeurs de ΔH° , ΔS° , et ΔG° à 200°C . Calculez la valeur de la constante d'équilibre à 400°C .

$$\ln K_2/K_1 = \frac{-\Delta H^\circ}{R} \left(\frac{1}{T_2} - \frac{1}{T_1} \right) \Rightarrow \Delta H^\circ = \frac{-R \ln K_2/K_1}{(1/T_2 - 1/T_1)}$$

$$\Delta H^\circ = \frac{-(8.3145) \ln \frac{4.29 \times 10^{-3}}{3.38 \times 10^{-5}}}{(1/573.15 - 1/473.15)} = +109.2 \text{ kJ}$$

$$\Delta G^\circ = -RT \ln K = -(8.3145)(473.15) \ln (3.38 \times 10^{-5}) = +40.5 \text{ kJ}$$

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

$$\Delta S^\circ = \frac{+109200 \text{ J} - 40500 \text{ J}}{473.15 \text{ K}} = +145 \text{ JK}^{-1}$$

$$\Delta G^\circ_{400^\circ\text{C}} = \Delta H^\circ - T\Delta S^\circ = +109200 \text{ J} - (673.15 \text{ K})(+145 \text{ JK}^{-1}) = +11.6 \text{ kJ}$$

$$K_{400^\circ\text{C}} = e^{-\Delta G^\circ_{400^\circ\text{C}}/RT} = e^{-11600/(8.3145)(673.15)} = 0.126$$

• les données ont trois chiffres significatifs, donc

$$\Delta H^\circ = \underline{\underline{+109 \text{ kJ}}}$$

$$\Delta G^\circ = \underline{\underline{+40.5 \text{ kJ}}}$$

$$\Delta S^\circ = \underline{\underline{+145 \text{ J/K}}}$$

$$K_{400^\circ\text{C}} = \underline{\underline{0.126}}$$

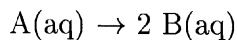
1 point

Qui a établi le modèle nucléaire de l'atome (i.e., le noyau atomique)?

Rutherford

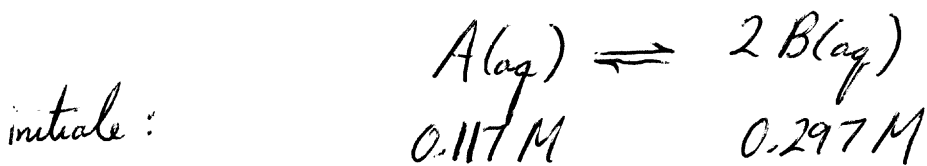
9 points

Pour la réaction

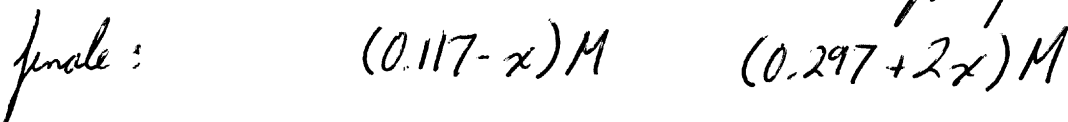


$\Delta G^\circ = +2.30 \text{ kJ}$ à 25.0°C . Si les concentrations initiales de $A(aq)$ et $B(aq)$ sont respectivement 0.117 M et 0.297 M , quelles sont les concentrations de $A(aq)$ et $B(aq)$ à l'équilibre (à 25.0°C)?

$$K = e^{-\Delta G^\circ / RT} = e^{-2300 / (8.3145)(298.15)} = 0.39542$$



\Rightarrow soit x le montant de $A(aq)$ qui réagit



$$K = \frac{[B]^2}{[A]} \Rightarrow 0.39542 = \frac{(0.297 + 2x)^2}{(0.117 - x)}$$

$$0.0462641 - 0.39542x = 0.088209 + 1.188x + 4x^2$$

$$4x^2 + 1.58342x + 0.0419449 = 0$$

$$x = \frac{-b \pm \sqrt{b^2 - 4ac}}{2a} = \frac{-(1.58342) \pm \sqrt{(1.58342)^2 - (4)(4)(0.0419449)}}{(2)(4)}$$

$$x = -0.0285 \text{ ou } -0.3673 \leftarrow -0.3673 \text{ ne fait pas de sens car } [B] \text{ finale serait négatif}$$

$$\therefore [A] = 0.117 - (-0.0285) = \underline{\underline{0.146 \text{ M}}}$$

$$[B] = 0.297 + (2)(-0.0285) = \underline{\underline{0.240 \text{ M}}}$$

\Rightarrow les réponses finales sont aussi précises que les concentrations initiales, soit $\pm 0.001 \text{ M}$