

TEST #1c: CHM1710

Principes de chimie

Professeur: Alain St-Amant

date: jeudi le 1 octobre 2001

temps: 10:00 - 11:20

AUCUN MATERIEL SUPPLEMENTAIRE 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
- si vous avez besoin, vous pouvez écrire vos réponses sur le dos d'une feuille
- 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: _____

#: _____

9 points

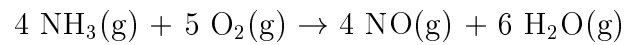
On collectionne un mélange de He(g) et de Ne(g) au-dessus de l'eau. Le mélange de gaz au-dessus de l'eau a une pression totale de 0.977 atm et un volume de 277 mL. La température est 28°C. La pression de vapeur de l'eau à cette température est 0.037 atm. On trouve 0.00292 moles de He(g) dans le mélange de gaz au-dessus de l'eau. Combien de moles de Ne(g) se trouvent dans le mélange de gaz au-dessus de l'eau?

9 points

La caféine a une masse molaire de 194.19 g/mol. Sa formule empirique est $C_4H_5N_2O$. Quelle est la formule moléculaire de la caféine? Quelle est la composition centésimale de la caféine par rapport à l'hydrogène ainsi que par rapport à l'azote (i.e., quel est le pourcentage, par masse, de la caféine par rapport à H et N)?

9 points

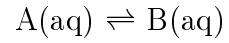
Le $\text{NO}(\text{g})$ est produit par la réaction suivante:



On réagit 10.0 g de NH_3 avec 16.0 g de $\text{O}_2(\text{g})$. Quelle masse de $\text{NO}(\text{g})$ sera produite? Quelle masse du réactif en excès reste-t-il à la fin de la réaction?

9 points

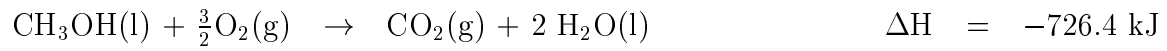
Pour la réaction



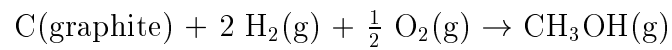
la constante d'équilibre est 297 à 25°C et 227 à 45°C. Calculez les valeurs de ΔH° , ΔS° , et ΔG° pour cette réaction à 25°C. Quelle est la valeur de la constante d'équilibre à 65°C?

8 points

D'après les données suivantes:



calculez les valeurs de ΔU et ΔH pour la formation d'une mole de $\text{CH}_3\text{OH}(\text{g})$:

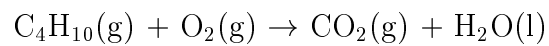


4 points

L'eau bout à 100°C et la valeur de ΔS pour la vaporisation de l'eau est 109 J/K. A partir de ces données, quelle est la valeur de ΔH pour la condensation d'une mole de $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$?

2 points

Balancez l'équation suivante (tu n'as pas besoin de démontrer votre travail). Utilisez les plus petits nombres entiers possibles comme coefficients.



constantes fondamentales:

$$R = 8.3145 \text{ kPa L K}^{-1} \text{ mol}^{-1} = 8.3145 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1} = 0.08206 \text{ L atm K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$$

$$1 \text{ atm} = 101\,325 \text{ Pa} = 760 \text{ mm Hg}$$

$$N_A = 6.022 \times 10^{23}$$

$$1 \text{ mL} = 1 \times 10^{-3} \text{ L} = 1 \times 10^{-6} \text{ m}^3$$

$$\text{charge d'un électron} = -1.60 \times 10^{-19} \text{ C}$$

$$\text{masse d'un électron} = 9.09 \times 10^{-28} \text{ g}$$

$$\text{masse d'un proton} = 1.673 \times 10^{-24} \text{ g}$$

$$\text{masse d'un neutron} = 1.675 \times 10^{-24} \text{ g}$$

$$\text{unité de masse atomique} = 1.661 \times 10^{-24} \text{ g}$$

formules:

masse volumique:

$$\rho = \frac{\text{masse}}{\text{volume}}$$

loi de Boyle (n, T constants):

$$P_1 V_1 = P_2 V_2$$

loi de Charles et Gay-Lussac (n, P constants):

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

loi d'Avogadro (P, T constantes):

$$\frac{V_1}{n_1} = \frac{V_2}{n_2}$$

équation des gaz parfaits:

$$PV = nRT$$

$$\frac{P_1 V_1}{n_1 T_1} = \frac{P_2 V_2}{n_2 T_2}$$

masse molaire d'un gaz:

$$M = \frac{\rho RT}{P}$$

fraction de mole:

$$X_A = \frac{n_A}{n_T}$$

loi des pressions partielles de Dalton:

$$P_A = X_A P_T$$

vitesse quadratique moyenne:

$$v_{quad} = \sqrt{\frac{3RT}{M}}$$

équation de van der Waals:

$$\left(P + a\frac{n^2}{V^2}\right)(V - nb) = nRT$$

premier principe de la thermodynamique:

$$\Delta U = Q + W$$

enthalpie:

$$H = E + PV$$

chaleur spécifique et capacité calorifique:

$$Q = C\Delta T = m_s\Delta T$$

variation d'enthalpie standard:

$$\Delta H^\circ = \sum_A^{\text{produits}} n_A \Delta \bar{H}_f^\circ(A) - \sum_B^{\text{réactifs}} n_B \Delta \bar{H}_f^\circ(B)$$

travail d'expansion d'un gaz (pression externe constante):

$$w = -P_{ex}\Delta V$$

réaction chimique, température constante:

$$\Delta H = \Delta U + RT\Delta n_{gaz}$$

variation d'entropie, température constante:

$$\Delta S = \frac{Q}{T}$$

deuxième principe de la thermodynamique:

$$\Delta S_{univers} \geq 0$$

variation d'entropie standard:

$$\Delta S^\circ = \sum_A^{\text{produits}} n_A \bar{S}^\circ(A) - \sum_B^{\text{réactifs}} n_B \bar{S}^\circ(B)$$

enthalpie libre:

$$G = H - TS$$

variation d'enthalpie libre, température constante:

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$$

variation d'enthalpie libre standard:

$$\Delta G^\circ = \sum_A^{\text{produits}} n_A \Delta \bar{G}_f^\circ(A) - \sum_B^{\text{réactifs}} n_B \Delta \bar{G}_f^\circ(B)$$

variation d'entropie pour une transition de phase (P constante):

$$\Delta S_{\text{transition}} = \frac{\Delta H_{\text{transition}}}{T_{\text{transition}}}$$

variation d'enthalpie libre:

$$\Delta G = \Delta G^\circ + RT \ln Q$$

relation entre la variation d'enthalpie libre standard et la constante d'équilibre:

$$\Delta G^\circ = -RT \ln K \quad \text{ou} \quad K = e^{\frac{-\Delta G^\circ}{RT}}$$

équation de van't Hoff:

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