

TEST #1: CHM1710

Principes de chimie

Professeur: Alain St-Amant

date: vendredi le 7 octobre 2005

temps: 8:30 - 9:50

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

Dans un contenant d'acier, on a un mélange de $\text{H}_2(\text{g})$ et $\text{O}_2(\text{g})$. La température est 500 K et la pression totale est 3.00 atm. La pression partielle du H_2 est 2.00 atm. La pression partielle du O_2 est 1.00 atm. On réagit le $\text{H}_2(\text{g})$ avec le $\text{O}_2(\text{g})$ pour produire le $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$. La température est toujours 500 K. Quelle est la pression totale finale dans ce contenant d'acier?

9 points

Le phosphore blanc, P_4 , est produit par la réaction suivante:



Quelle masse de P_4 peut-on produire en réagissant 700.0 g de $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, 500.0 g de SiO_2 , et 200.0 g de C?

1 point

Si HBrO_4 est l'acide perbromique, quelle est la formule moléculaire de l'anion hypobromite (soyez précis)?

9 points

Avec l'aide des enthalpies de formation suivantes, calculez le volume de propane ($\text{C}_3\text{H}_8(\text{g})$) à 25°C et une pression de 1.00 atm qu'on doit brûler (réagir avec le $\text{O}_2(\text{g})$ pour produire le $\text{CO}_2(\text{g})$ et le $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$) pour chauffer 855 g de $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$ de 20.0°C à 60.0°C . La chaleur spécifique de $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$ est $4.184\text{ J}/(\text{g } ^\circ\text{C})$.

$$\Delta H_f^\circ (\text{C}_3\text{H}_8, \text{g}) = -103.9\text{ kJ mol}^{-1}$$

$$\Delta H_f^\circ (\text{CO}_2, \text{g}) = -393.5\text{ kJ mol}^{-1}$$

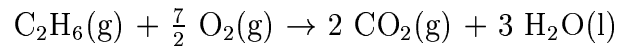
$$\Delta H_f^\circ (\text{H}_2\text{O}, \text{l}) = -285.8\text{ kJ mol}^{-1}$$

1 point

Balancer l'équation chimique suivante: $\text{C}_7\text{H}_6\text{O}_2(\text{s}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$

9 points

Pour la combustion d'une mole d'éthane ($\text{C}_2\text{H}_6(\text{g})$) 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):

$$\Delta G_f^\circ (\text{C}_2\text{H}_6, \text{g}) = -32.9 \text{ kJ mol}^{-1}$$

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

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

$$S^\circ (\text{C}_2\text{H}_6, \text{g}) = 229.5 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$$

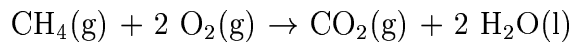
$$S^\circ (\text{O}_2, \text{g}) = 205.1 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$$

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

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

1 point

Indiquez si la valeur de ΔS pour cette réaction (à 25°C et sous une pression constante de 1.00 atm) est nulle, positive, ou négative.

**9 points**

L'eau bout à 100.00°C sous une pression constante de 1.00 atm. A cette température, ΔS° est égale à 109 J/(K mol). Quel montant de chaleur doit-on mettre dans le système afin de vaporiser 28.0 g de $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$ à 100.00°C. Quelle est la vitesse quadratique moyenne des molécules de $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$ produit par cette vaporisation à 100.00°C?

1 point

La formule empirique d'un composé inconnu est CH_2O . Si sa masse moléculaire est environ 180 g/mol, quelle est la formule moléculaire de ce composé inconnu?

9 points

La composition centésimale d'un composé est de 57.8% C, 16.9% N, 19.2% O, et 6.1% H. La masse moléculaire du composé est approximativement 166 g/mol. Quelle est la formule empirique de ce composé? Quelle est sa formule moléculaire? Quelle est la masse (en g) d'une seule molécule de ce composé?

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:

$$Q = C\Delta T = ms\Delta T$$

variation d'enthalpie standard:

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

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:

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

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):

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