

TEST #1: CHM1711

Principes de chimie

Professeur: Alain St-Amant

date: vendredi le 6 octobre 2006

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: _____

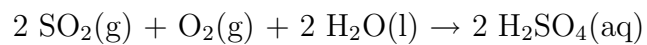
#: _____

1 point

Donnez le nombre de chiffres significatifs dans la réponse finale pour le calcul suivant: $10.2 - 9.8$.

9 points

344.1 g de $\text{SO}_2(\text{g})$, 255.3 g de $\text{O}_2(\text{g})$, et 211.1 g de $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$ réagissent ensemble de la façon suivante:



Quelle masse de H_2SO_4 produit-on?

1 point

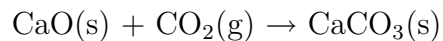
Si HBrO_4 est l'acide perbromique, quelle est la formule moléculaire de l'anion bromite (soyez précis)?

9 points

La composition centésimale d'un gaz inconnue est 40.91% C, 6.86% H, 15.90% N, et 36.33% O. Quelle est sa formule empirique? A une pression de 1.00 atm et une température de 25.0°C , un contenant de 5.00 L renferme 36.2 g de ce gaz inconnu. Selon cette expérience, quelle est la masse molaire de ce gaz inconnu? Quelle est la formule moléculaire? (N.B. il y aura une petite erreur dans la masse molaire déterminée expérimentalement).

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**

On chauffe 20.0 kg d'eau en faisant la combustion du propane (N.B. la combustion est la réaction d'une substance avec le $\text{O}_2\text{(g)}$ pour produire le $\text{CO}_2\text{(g)}$ et le $\text{H}_2\text{O(l)}$). A 25.0°C et une pression de 1.00 atm, on fait la combustion de 31.1 L de propane (C_3H_8). Toute la chaleur libérée par cette réaction rentre dans le 20.0 kg d'eau. Si la température initiale de l'eau était 22.0°C, quelle serait la température finale de l'eau? Pour répondre à cette question, vous avez besoin des données suivantes.

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

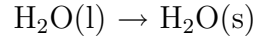
$$\Delta H_f^\circ (\text{CO}_2, \text{g}) = -393.5 \text{ kJ mol}^{-1}$$

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

$$s (\text{H}_2\text{O}, \text{l}) = 4.184 \text{ J K}^{-1} \text{ g}^{-1}$$

1 point

Indiquez si la valeur de ΔH pour cette réaction (à 0°C et sous une pression constante de 1.00 atm) est nulle, positive, ou négative.

**9 points**

Pour la réaction



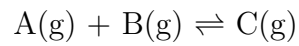
la constante d'équilibre est 88.8 à 25°C . Si les pressions partielles de $\text{B}(g)$ et $\text{C}(g)$ étaient, respectivement, 0.211 atm et 0.377 atm, quelle pression partielle de $\text{A}(g)$ serait nécessaire afin que la réaction devienne spontanée à 25°C ?

1 point

Donnez la définition rigoureuse (en mots) pour une mole ou le nombre d'Avogadro (N.B. la réponse n'est pas tout simplement 6.022×10^{23}).

9 points

Pour la réaction



la constante d'équilibre est 3520 à 25.0°C et 211 à 75.0 °C. Faisant l'approximation que ΔH° et ΔS° ne varient pas avec la température, estimez les valeurs de ΔH° , ΔS° , ΔG° à 50.0°C, et la constante d'équilibre à 50.0°C.

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):

$$P_1V_1 = P_2V_2$$

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:

$$PV = nRT$$

$$\frac{P_1V_1}{n_1T_1} = \frac{P_2V_2}{n_2T_2}$$

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:

$$P_A = X_AP_T$$

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:

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

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:

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