

# TEST #1a: CHM1710

## Principes de chimie

Professeur: Alain St-Amant

date: jeudi le 5 octobre 2000

temps: 10:00 - 11:20

**AUCUN MATERIEL SUPPLEMENTAIRE PERMIS**

**CALCULATRICES PERMISES**

### INSTRUCTIONS

- vérifiez que vous avez toutes les 10 pages de cet 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 significatives
- 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: \_\_\_\_\_

#: \_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

**Question 1 (10 points)**

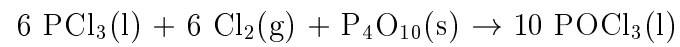
Un solide,  $A(s)$ , décompose pour produire un gaz inconnu,  $X(g)$ , qui est insoluble dans l'eau. Lors de la décomposition de 5.00 g de  $A(s)$ , on produit 1.00 g de  $X(g)$ . Lors de la décomposition de 15.00 g de  $A(s)$ , on recueille le  $X(g)$  dans une bouteille renversée au-dessus de l'eau. Le volume du gaz recueilli est 278 mL et la pression totale dans la bouteille renversée est 0.955 atm. La température est  $30.0^\circ\text{C}$ . Quelle est la masse molaire du gaz inconnu,  $X(g)$ ? La pression de la vapeur d'eau à  $30.0^\circ\text{C}$  est 0.0419 atm.

**Question 2 (10 points)**

La composition centésimale d'un composé est de 54.5% C, 9.2% H, et 36.3% O. La masse moléculaire du composé est approximativement 88 g/mol. Quelle est la formule empirique de ce composé? Quelle est sa formule moléculaire?

**Question 3 (10 points)**

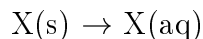
Le  $\text{POCl}_3(\text{l})$  est produit par la réaction suivante:



Quelle masse de  $\text{POCl}_3(\text{l})$  peut-on produire en réagissant 995.0 g de  $\text{PCl}_3(\text{l})$ , 375.0 g de  $\text{Cl}_2(\text{g})$ , et 305.0 g de  $\text{P}_4\text{O}_{10}(\text{s})$ ?

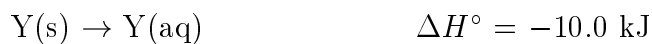
**Question 4 (10 points, total)**

(a) On a un calorimètre à pression constante dont la capacité calorifique est de 555 J/K. Le calorimètre contient 333.0 mL d'eau. Sous une pression constante de 1.00 atm, on dissout 21.25 g d'un solide, X(s), dans l'eau du calorimètre. La température du calorimètre monte de 22.05°C à 23.75°C. Si la masse molaire de la substance X(s) est de 117.0 g/mol, quelle est la valeur de  $\Delta H^\circ$  pour la dissolution d'une mole de X(s) dans l'eau

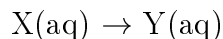


La chaleur spécifique de l'eau est  $4.184 \frac{J}{g \cdot K}$  et la masse volumique de l'eau est 1.00 g/mL.

(b) Le composé Y est un isomère du composé X de la partie (a) (un isomère est un différent composé avec la même formule moléculaire). On sait que



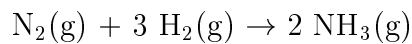
Quelle est la valeur de  $\Delta H^\circ$  pour la réaction



Utilisez vos résultats de partie (a) pour vous aider, si nécessaire.

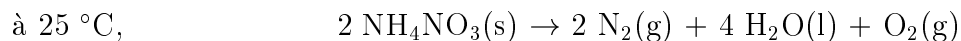
**Question 5 (10 points, total)**

(a) L'enthalpie libre standard de formation de  $\text{NH}_3(\text{g})$  est  $-16.6 \text{ kJ/mol}$  à  $25^\circ\text{C}$ . Calculez la valeur de  $\Delta G$  pour la réaction



lorsque les pressions partielles de  $\text{N}_2(\text{g})$ ,  $\text{H}_2(\text{g})$ , et  $\text{NH}_3(\text{g})$  sont  $0.500 \text{ atm}$ ,  $0.250 \text{ atm}$ , et  $2.000 \text{ atm}$ , respectivement. La température est  $25^\circ\text{C}$ . Est-ce que la production du  $\text{NH}_3(\text{g})$  est spontanée lorsque nous avons ces pressions partielles? Expliquez brièvement votre raisonnement (maximum 20 mots).

(b) Pour chacune des réactions suivantes, indiquez si  $\Delta S^\circ$  est positive ou négative. N'expliquez pas votre raisonnement.



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:

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

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:

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

