

Nom _____

Numéro d'étudiant _____

CHM 2532

Examen mi-session

Date: 7 Oct., 2020

Durée: 80 minutes

Noter

1. Vous êtes déjà connecté à Brightspace. Téléchargez l'examen. Imprimer l'examen et écrire les réponses sur les feuilles imprimées. Si vous n'avez pas d'imprimante, écrire les réponses sur du papier blanc.
2. L'examen est surveillé par ZOOM. Accédez à ZOOM, rejoignez la séance, activez votre vidéo, mais mettez-vous en sourdine. Si vous avez des questions, posez-les moi en privé via la fonction Chat.
3. L'examen est à livre fermé.
4. Seulement les calculatrices non-programmables sont autorisées.
5. La valeur de chaque question apparaît dans la marge.
6. Une liste de formules utiles apparaît sur la dernière page.
7. Si vous avez une imprimante / scanner, à la fin de l'examen signer cette page, faire un scan de tout l'examen en format .pdf, et **tout de suite** l'envoyer par courriel à heshel@uottawa.ca
8. Si vous n'avez pas d'imprimante, copier et signer la déclaration ci-dessous, et à la fin de l'examen photographier toutes les pages, et l'envoyer dans un seul fichier .pdf à heshel@uottawa.ca immédiatement.
9. Bonne chance.

Attention

Les téléphones cellulaires, les appareils électroniques non autorisés ou les notes de cours (à moins qu'il s'agisse d'un examen à livre ouvert) ne sont pas autorisés pendant cet examen. Les téléphones et les appareils doivent être éteints et rangés dans votre sac. Ne les gardez pas en votre possession, par exemple dans vos poches. Si vous êtes pris avec un tel appareil ou document, des allégations de fraude scolaire seront déposées, ce qui pourrait entraîner l'obtention d'un 0 (zéro) pour l'examen.

En apposant votre signature ci-dessous, vous reconnaissez avoir lu et que vous assurez de respecter l'énoncé ci-dessus.

Signature: _____

1. Écrire les 3 lois de la thermodynamique, expliquant chaque symbole.

a) $\Delta U = q + w$

ΔU → énergie interne
 q → chaleur s'écoulant dans un système
 w → travail fait sur le système

1^{ère}

b) $\Delta S \geq \int \frac{dq}{T}$

ΔS → entropie, une fonction d'état
 $\int \frac{dq}{T}$ → chaleur s'écoulant dans un système / température en K

2^{ème}

→ 0 si le processus est fait irréversiblement; = 0 si réversible.

(6) c)

$$\bar{S}(T) = \bar{S}(0) + \int \frac{C_p}{T} dT + \sum \frac{\Delta H_i}{T_i}$$

entropie absolue

température en K

entropie à 0K = 0

chaleur spécifique à pression constante

terme due aux transformations des phases impliquées

chaleur latente de la transformation

terme due au chauffage des phases impliquées

3^{ème}

2. On refroidit dans un bulbe de 1.2 L 0.6 mole de $O_2(g)$ de 300 K à 280 K. Supposant que le gaz est parfait, calculer la chaleur spécifique, et ensuite déterminer

- la chaleur libérée par le système, et
- la variation de l'enthalpie.

Volume constant

$$\therefore q = q_v = C_v \Delta T = n \bar{C}_v \Delta T = \Delta U$$

$$\bar{C}_v(O_2) = \frac{3}{2}R + R + R = \frac{7}{2}R \text{ selon la mécanique statistique}$$

8) a) $\therefore q = (0.6 \text{ mol}) \left(\frac{7}{2} \times 1.98 \frac{\text{cal}}{\text{mol K}} \right) (280 - 300)$

$$= -0.6 \times \frac{7}{2} \times 1.98 \times 20$$

$$= \boxed{-83.16 \text{ cal}} = \boxed{-347.94 \text{ J}}$$

b) $\Delta H = \Delta U + nR\Delta T$

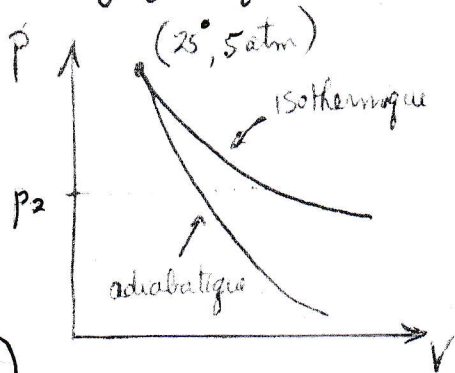
$$= q + nR\Delta T$$

$$= -83.16 + 0.6 \times 1.98 (-20)$$

$$= -83.16 - 23.76$$

$$= \boxed{-106.92 \text{ cal}} = \boxed{-447.35 \text{ J}}$$

3. On a 1 mole de gaz parfait à 25°C et 5 atm de pression. On permet au gaz de se dilater jusqu'à une pression finale, P_2 . Dans quelle condition obtiendra-t-on la plus grande température finale : pour une dilatation isothermique ou adiabatique ? Expliquez qualitativement à l'aide des diagrammes ou d'équations.



$$P \propto \frac{1}{V} \text{ (isothermique)}$$

$$P \propto \frac{1}{V^\gamma} \text{ (adiabatique)}$$

Puisque $\gamma > 1$ P_{ad} est plus raide que P_{iso} .

Dans le diagramme on voit que $V_{ad} < V_{iso}$

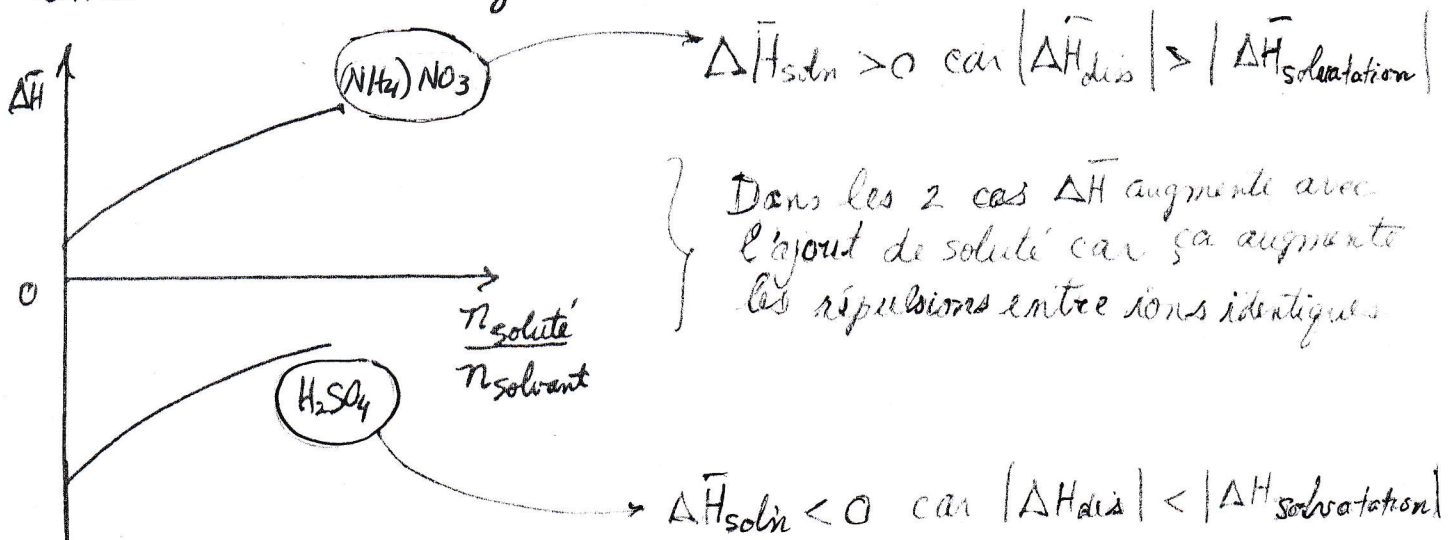
6 isothermique $T_2 = T_1 = 25^\circ\text{C}$

adiabatique L'expansion adiabatique engendre une chute de T
 $\therefore T_2 < 25^\circ\text{C}$

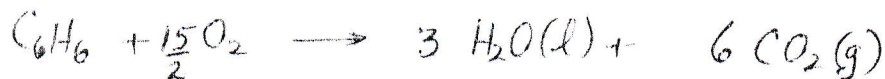
$$\therefore \boxed{T_{2, iso} > T_{2, ad}}$$

$$\frac{T_2}{T_1} = \left(\frac{P_2}{P_1}\right)^{\frac{\gamma}{\gamma-1}} = \left(\frac{V_2}{V_1}\right)^{\frac{\gamma}{\gamma-1}} = \left(\frac{V_2}{V_1}\right)^{1-\frac{1}{\gamma}} < 1$$

4. Expliquer l'allure de la chaleur de solution pour $(\text{NH}_4)\text{NO}_3$ et H_2SO_4 démontrée dans le diagramme suivant :



5. Dans un calorimètre, la combustion de 5×10^{-4} mole de benzène gazeux, $C_6H_6(g)$, à $25^\circ C$ est accompagnée de la libération de $1648 J$ de chaleur. Calculer l'enthalpie molaire de formation du benzène gazeux à $25^\circ C$ sachant que les enthalpies molaires de formation de $CO_2(g)$ et $H_2O(l)$ sont respectivement -393.5 et $-285.8 kJ mol^{-1}$.



$$\Delta \bar{H} = 6 \Delta \bar{H}_f(CO_2)_g + 3 \Delta \bar{H}_f(H_2O)_l - \frac{15}{2} \Delta \bar{H}_f(O_2)_g - \Delta \bar{H}_f(C_6H_6)_g$$

$$- \frac{1648 J}{5 \times 10^{-4} mol} = 6(-393.5 \frac{kJ}{mol}) + 3(-285.8 \frac{kJ}{mol}) - \frac{15}{2}(0) - \Delta \bar{H}_f(C_6H_6)_g$$

⑥

$$- 3.296 \times 10^6 \frac{J}{mol} = -2361 \frac{kJ}{mol} - 857.4 \frac{kJ}{mol} - \Delta \bar{H}_f(C_6H_6)_g$$

$$- 3296 \frac{kJ}{mol} = -3218.4 \frac{kJ}{mol} - \Delta \bar{H}_f(C_6H_6)_g$$

$$\Delta \bar{H}_f(C_6H_6)_g = 3296 - 3218.4$$

$$= \boxed{77.6 kJ mol^{-1}}$$

6. Comment expliquez-vous qu'à la température normale de fusion d'un composé, l'entropie de fusion est donnée par $\Delta \bar{S}_f = \Delta \bar{H}_f / T_f$?

③

$$\bar{G}_{sol} = \bar{G}_{lig}$$

$$= \Delta \bar{G}_f = \Delta(H_f - T_f \bar{S}_f) = 0$$

$$= \Delta \bar{H}_f - T_f \Delta \bar{S}_f = 0 \quad (T = cte)$$

$$\Delta \bar{S} = \Delta \bar{H}_f / T_f$$

7. On mélange à température et pression constante 1 mole d'un gaz A et 3 moles d'un gaz B. Quelle est la variation de l'entropie ?

$$n_A = 1/4 ; n_B = 3/4$$

$$\Delta \bar{S} = -R \sum x_i \ln x_i$$

$$= -R \left(\frac{1}{4} \ln \frac{1}{4} + \frac{3}{4} \ln \frac{3}{4} \right)$$

$$= -\frac{R}{4} (-\ln 4 + 3 \ln 3 - 3 \ln 4)$$

$$= -\frac{R}{4} (4 \ln 4 + 3 \ln 3)$$

$$= -\frac{1.98}{4} (-5.545 + 3.296) \text{ cal mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$$

$$= 1.113 \text{ cal mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$$

$$\Delta S = 4 \Delta \bar{S} = \boxed{4.454 \text{ cal K}^{-1}} = \boxed{18.634 \text{ J K}^{-1}}$$

8. Pour un gaz parfait monoatomique, calculez $\Delta \bar{S}$ si l'on comprime irréversiblement de (5 L, 298 K) à (2 L, 310 K).

S est une fonction d'état

L'irréversibilité est irrélévant ici.

La seule chose qui compte c'est l'état final (et l'état initial)

$$\Delta \bar{S} = R \ln \left(\frac{V_2}{V_1} \right) + \bar{C}_v \ln \left(\frac{T_2}{T_1} \right)$$

Pour un gaz monoatomique $\bar{C}_v = \frac{3}{2} R$

$$\therefore \Delta \bar{S} = R \ln \left(\frac{2}{5} \right) + \frac{3}{2} R \ln \left(\frac{310}{298} \right)$$

$$= R (-0.916 + 0.059)$$

$$= -0.857 R$$

$$= -0.857 \times 1.98 \text{ cal mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$$

$$= \boxed{-1.697 \text{ cal mol}^{-1} \text{ K}^{-1}} = \boxed{-7.10 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}}$$

303K

343K

7

9. Sachant qu'à 30°C et 70°C les pressions de vapeur de l'acétone sont 0.372 et 1.579 atm respectivement, calculer l'enthalpie de vaporisation du liquide.

$$\ln p_1 = -\frac{\Delta \bar{H}}{RT_1} + C$$

$$\ln p_2 = -\frac{\Delta \bar{H}}{RT_2} + C$$

$$\ln \left(\frac{p_2}{p_1} \right) = -\frac{\Delta \bar{H}}{R} \left(\frac{1}{T_2} - \frac{1}{T_1} \right) = -\frac{\Delta \bar{H} (T_1 - T_2)}{R T_2 T_1} = \frac{\Delta \bar{H} (T_2 - T_1)}{R T_2 T_1}$$

$$\Delta \bar{H}_{\text{vap}} = \frac{R T_2 T_1}{(T_2 - T_1)} \ln \left(\frac{p_2}{p_1} \right)$$

$$= \frac{1.98 \times 343 \times 303}{40} \ln \left(\frac{1.579}{0.372} \right) \text{ cal mol}^{-1}$$

$$= \frac{1.98 \times 343 \times 303}{40} \times 1.446$$

$$= 7437 \text{ cal mol}^{-1}$$

$$= \boxed{7.44 \text{ kcal mol}^{-1}} = \boxed{31.12 \text{ kJ mol}^{-1}}$$

8

10. Donner 3 exemples chimiques ou physico-chimiques des processus irréversibles.



③ 2)

n_{A_1}	n_{A_2}
-----------	-----------

 Si $n_{A_1} > n_{A_2}$ la diffusion de A se produit irréversiblement de gauche à droite.

3)

T_1	T_2
-------	-------

 Si $T_1 > T_2$ l'écoulement de chaleur se produit spontanément de gauche à droite.

Il y a beaucoup d'autres réponses acceptables.

11. La constante d'équilibre pour la réaction



$K_e = 1200$ à la température $T = 400 \text{ K}$.

Lorsque $[\text{A}] = 10^{-3} \text{ M}$, $[\text{B}] = 10^{-2} \text{ M}$, et $[\text{C}] = 5 \times 10^{-2} \text{ M}$ prédire le sens dans lequel la réaction se poursuit spontanément.

$$\frac{[\text{C}]}{[\text{A}][\text{B}]} = \frac{5 \times 10^{-2}}{10^{-3} \times 10^{-2}} = 5000 > 1200$$

⑥ Donc il y a trop de produits au début. La réaction se produit spontanément de droit à gauche.

Alternativement,

$$\begin{aligned} \Delta \bar{G} &= \Delta \bar{G}_x^\circ + RT \ln \left(\frac{[\text{C}]}{[\text{A}][\text{B}]} \right) \\ &= -RT \ln K_e + RT \ln \left(\frac{[\text{C}]}{[\text{A}][\text{B}]} \right) \\ &= -RT \ln 1200 + RT \ln 5000 \\ &> 0 \end{aligned}$$

∴ Spontanée de droit à gauche.

Formules et données utiles

$$pV = nRT$$

$$\Delta U = C_V \Delta T$$

$$C = n\bar{C}$$

$$\bar{C}_V = \begin{cases} \frac{3}{2} RT \\ \frac{3}{2} R + RT + (3N-5)RT \\ \frac{3}{2} R + \frac{3}{2} RT + (3N-6)RT \end{cases}$$

$$\Delta U = w + q$$

$$H = U + pV = U + nRT$$

$$pV^\gamma = \text{const}$$

$$\gamma = \bar{C}_p / \bar{C}_v$$

$$\Delta \bar{H} = \sum_i \nu_i \Delta \bar{H}_{i,f}^\circ$$

$$\Delta S \geq \int dq/T$$

$$\Delta \bar{S} = R \ln \left(\frac{V_2}{V_1} \right) + \bar{C}_v \ln \left(\frac{T_2}{T_1} \right)$$

$$\Delta \bar{S} = \frac{\Delta \bar{H}}{T}$$

$$\Delta \bar{S} = \int \bar{C}_p \frac{dT}{T}$$

$$\Delta \bar{S} = -R \sum_i x_i \ln x_i$$

$$G = H - TS$$

$$\ln p = -\frac{\Delta \bar{H}}{RT} + C$$

$$K_c = \frac{[C]^{2c} [D]^{2d}}{[A]^{2a} [B]^{2b}} \Big|_g ; \quad Q = \frac{[C]^{2c} [D]^{2d}}{[A]^{2a} [B]^{2b}}$$

$$\Delta \bar{G}^\circ = -RT \ln K$$

$$\Delta \bar{G} = \Delta \bar{G}^\circ + RT \ln Q$$

$$R = 8.314 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$$

$$= 1.98 \text{ cal mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$$

$$= 0.0821 \text{ L atm mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$$