DS4

I. Thermochimie

1 - Température de flamme

Considérons la réaction de combustion stoechiométrique du gaz naturel (assimilé à du méthane) dans le dioxygène :

$$CH_{4(g)} + 2O_{2(g)} = CO_{2(g)} + 2H_2O_{(l)} \quad [1]$$

☐ **Q 1 -** Préciser la nature de cette réaction (rédox, acidobasique, précipitation...), ainsi que les rôles joués par le méthane et le dioxygène. Dans cette combustion, quel est le combustible et quel est le comburant ?

☐ **Q 2 -** Calculer l'enthalpie standard ($\Delta_r H^\circ$) de la réaction [1] à 298 K.

☐ **Q 3 -** Calculer le pouvoir calorifique du méthane, représentant l'énergie libérée par la combustion complète d'un volume d'un mètre-cube de méthane, initialement à 298 K, sous la pression $P^\circ = 1$ bar ? (l'exprimer en MJ et en kWh)

☐ **Q 4 -** Quel est le volume d'air nécessaire à la combustion complète d'un mètre-cube de méthane (à T = 298 K et $P^\circ = 1$ bar) ?

☐ **Q 5 -** Calculer la masse de méthane dont la combustion dans ces conditions peut libérer une énergie équivalente à une tep (tonne équivalent pétrole), soit l'énergie libérée par la combustion d'une tonne de pétrole : 1 tep = 42.10^9 J.

Données générales : Afin de simplifier l'ensemble des calculs, les proportions suivantes seront retenues : 20% pour le dioxygène et 80% pour le diazote.

Masses molaires atomiques (en g.mol^{-1}) : H : 1,0 ; C : 12,0 ; N : 14,0 ; O : 16,0

Constante des gaz parfaits : R = 8,31 J.K^{-1}.mol^{-1}

molécule	$O_{2(g)}$	$N_{2(g)}$	$CH_{4(g)}$	$CO_{2(g)}$	$H_2O_{(l)}$
$\Delta_f H^\circ$ (kJ.mol^{-1})	0	0	−74,4	−393,5	−285,8

2 - Synthèse de l'ammoniac

D'après e3a 22

La production d'ammoniac $NH_{3(g)}$ est possible selon le procédé Haber-Bosch selon la réaction suivante effectuée à 450°C et P = 300 bars :

$$3H_{2(g)} + N_{2(g)} = 2NH_{3(g)} \quad (1)$$

Le fer peut intervenir comme catalyser de cette synthèse.

☐ **Q 6 -** Donner le schéma de Lewis de l'ammoniac.

☐ **Q 7 -** Justifier les valeurs de $\Delta_f H^\circ(H_{2(g)})$ et $\Delta_f H^\circ(N_{2(g)})$. Calculer la valeur de l'enthalpie de réaction de la réaction (1). Commenter.

☐ **Q 8 -** Déterminer l'entropie standard de la réaction (1). Commenter son signe.

☐ **Q 9 -** On néglige les variations de $\Delta_r H^\circ$ et $\Delta_r S^\circ$ en fonction de la température. Nommer cette approximation et exprimer la constante de la réaction (1) en fonction de la température, $\Delta_r H^\circ$ et $\Delta_r S^\circ$. Calculer sa valeur à 450°C

☐ **Q 10 -** Que vaut la variance de l'équilibre (1) ?

On définit le rendement r de la synthèse comme le rapport entre la quantité de matière d'ammoniac obtenue à l'équilibre et la quantité de matière d'ammoniac que l'on obtiendrait si la réaction était totale.

☐ **Q 11 -** Montrer que $K = \frac{16r^2(2-r)^2}{27(1-r)^4}\frac{P^{\circ 2}}{P^2}$. Commenter la valeur de la variance.

☐ **Q 12 -** Quel est l'effet d'une augmentation de pression à température constante sur le rendement de synthèse ?

☐ **Q 13 -** En quoi aurait-il été préférable de se placer à 25°C ? Quel peut être le choix d'effectuer la synthèse à 450°C ? Quel est le rôle d'un catalyseur ?

Données :

- Masse molaire du fer : $M(Fe) = 55{,}6\,g \cdot mol^{-1}$
- nombre d'Avogadro : $\mathcal{N}_A = 6{,}02 \cdot 10^{23}\,mol^{-1}$
- constante des gaz parfaits : R = 8,314 J.K^{-1}.mol^{-1}

A 298 K :

molécule	$H_{2(g)}$	$N_{2(g)}$	$NH_{3(g)}$
$\Delta_f H^\circ$ (kJ.mol^{-1})	0	0	−57,4
S°_m (J.K^{-1}.mol^{-1})	130,4	191,3	168,4

3 - Equilibre gazeux du CO_2

D'après CCinP 24

a) Molécule de dioxyde de carbone

☐ **Q 14 -** Donner les schémas de Lewis des molécules d'eau et du dioxyde de carbone.

La molécule d'eau est coudée alors que le dioxyde de carbone est une molécule linéaire.

☐ **Q 15 -** Expliquer qualitativement cette différence.

☐ **Q 16 -** Représenter, justifications à l'appui, le vecteur moment dipolaire de la molécule d'eau sur un schéma de celle-ci. Préciser le qualificatif donné en conséquence à cette molécule.

☐ **Q 17 -** En expliquant la démarche suivie, déterminer quelle espèce, parmi l'eau ou le dioxyde de carbone, possède la température d'ébullition la plus élevée sous une pression de 1 bar.

b) Équilibre chimique de gazéification

Lors de la gazéification de l'eau, le dioxyde de carbone gazeux, supposé parfait, se dissout suivant l'équation (1) :

$$CO_{2(g)} = CO_{2(aq)}$$

☐ **Q 18 -** Déterminer l'enthalpie standard de réaction de l'équilibre (1). Préciser si la transformation est exothermique ou endothermique.

On donne dans le tableau 1 quelques valeurs de la solubilité du CO_2 dans l'eau :

Température (°C)	0	10	20	30	40	50
Solubilité du CO_2 en $(g \cdot L^{-1})$	3,35	2,32	1,69	1,26	0,97	0,76

Tableau 1 - Solubilité du dioxyde de carbone dans l'eau à différentes températures sous 1 bar

☐ **Q 19 -** Justifier l'évolution de la solubilité en fonction de la température.

☐ **Q 20 -** Déterminer l'expression du quotient de réaction Q_r associé à l'équilibre précédent en fonction notamment de la pression partielle p_{CO_2} en dioxyde de carbone gazeux et de la concentration $[CO_{2(aq)}]$ en dioxyde de carbone dissous.

☐ **Q 21 -** Dans quel sens le milieu réactionnel évoluera-t-il pour retourner vers l'équilibre suite à une augmentation isotherme de la pression en dioxyde de carbone gazeux ?

☐ **Q 22 -** Donner l'expression du potentiel chimique du dioxyde de carbone gazeux supposé parfait, $\mu_{CO_2,aq}$ à la température T et pour une pression partielle p_{CO_2} en CO_2.

☐ **Q 23 -** Donner l'expression du potentiel chimique du dioxyde de carbone dissous, soluté supposé infiniment dilué, $\mu_{CO_2,aq}$, à la température T, en fonction de la concentration en quantité de matière en CO_2 dissous.

Lorsqu'une espèce chimique est dans un état d'équilibre entre deux phases, son potentiel chimique est le même dans chacune des phases.

☐ **Q 24 -** Montrer alors, lorsque l'équilibre (1) est établi à la température T et sous une pression totale P fixée, qu'il est possible d'écrire :

$$[CO_{2(aq)}] = kp_{CO_2}$$

où k est une constante ne dépendant que de la température T dont vous donnerez l'expression littérale. Dans les conditions de l'expérience, la constante k a pour valeur : $k = 0{,}025\,\text{mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{bar}^{-1}$.

☐ **Q 25 -** Calculer la valeur de la concentration en quantité de matière en dioxyde de carbone dissous, à 298 K, en équilibre avec une phase gazeuse dont la pression partielle en CO_2 est égale à 4,0 bar. En déduire la masse de CO_2 contenue dans 1,0 L d'eau

- Numéros atomiques et masses molaires atomiques

Elément	H	C	O
Numéro atomique	1	6	8
Masse molaire $g.mol^{-1}$	1,0	12	16

- L'électronégativité de l'hydrogène vaut 2,2 et celle de l'oxygène vaut 3,4.
- Enthalpies standard de formation à 298 K
  $\Delta_f H°(CO_{2(g)}) = -393{,}5$ kJ.mol^{-1} et $\Delta_f H°(CO_{2(aq)}) = -413{,}8$ kJ.mol^{-1}

II. Thermodynamique en écoulement

1 - Problème ouvert

Dans un sèche cheveux, un moteur électrique d'une puissance $\mathcal{P} = 30\,\text{W}$ propulse de l'air à une vitesse $v = 20\,\text{m}\cdot\text{s}^{-1}$ à travers une résistance chauffante. Des caractéristiques complémentaires sont données ci-dessous.

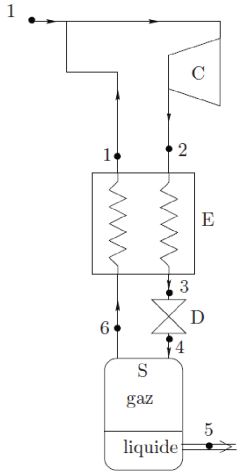
☐ **Q 26 -** Proposer une valeur de la température de l'air en sortie pour un fonctionnement dans une atmosphère de température $\theta_1 = 20°$.

Données :

- Puissance consommée : $\mathcal{P} = 2{,}2\cdot 10^3\,\text{W}$
- orifice de sortie $\text{S} = 20\text{mm} \times 100\,\text{mm}$
- $\text{R} = 8{,}31\ \text{J.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$
- pour l'air, assimilé à un gaz parfait diatomique : $\gamma = 1{,}4$, $\text{M}_{air} = 29\,\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$.

2 - Liquéfaction de l'azote

Pour arriver à des températures très basses, un supraconducteur doit être refroidi en utilisant des procédés sophistiqués. Pour les supraconducteurs haute-température, type cuprates, les températures critiques sont facilement atteignables en utilisant du diazote liquide. Dans cette partie, on étudie le processus de Linde-Hampson de liquéfaction du diazote. Le principe de la machine est représenté en figure ci-contre.



- Au repère 1, le diazote entre dans le compresseur, noté C, dans l'état 1 à la pression $\text{P}_1 = 1$ bar et à la température $\text{T}_1 = 290$ K.
- Dans le compresseur, le diazote subit une compression isotherme réversible qui l'amène au repère 2 à la pression $\text{P}_2 = 200$ bar.
- Le diazote sortant du compresseur passe dans l'échangeur thermique E (repère 3) où il y est refroidi à pression constante.
- Le détendeur D détend le gaz jusqu'à la pression atmosphérique P_1. Le détendeur est un simple robinet et ne comporte donc pas de parties mobiles. À sa sortie, le diazote est un mélange de gaz et de liquide.
- Le liquide formé est extrait au niveau du séparateur S et la vapeur saturée (repère 6) est renvoyée dans l'échangeur thermique E. Le repère 5 ne fait pas partie du cycle. Le diazote gazeux est ramené à l'état 1 à la sortie de l'échangeur E.
- Le détendeur D, le séparateur S, l'échangeur E et tous les circuits de liaison sont supposés parfaitement calorifugés. Lors du passage dans le séparateur et l'échangeur thermique, les transformations sont considérées comme isobares.

3 - Premier et deuxième principes dans un écoulement

Prenons un fluide qui s'écoule en passant d'un état thermodynamique 1 à un état thermodynamique 2. Ce dernier échange de l'énergie avec l'extérieur sous forme de travail et de transfert thermique. L'écoulement est considéré permanent dans toute la suite du problème.

Les principes appliquées à chaque organe s'écrivent

$$h_s - h_e = w_u + q \quad \text{et} \quad s_s - s_e = q/\text{T}_{ext} + s_c$$

avec $s_c \geqslant 0$

☐ **Q 27 -** Quelle est la signification de chaque terme du système d'équations précédent.

☐ **Q 28 -** Quelle hypothèse fondamentale permet d'établir ce système ? Démontrer l'équation $h_s - h_e = w_u + q$.

4 - Étude du cycle

Le diagramme enthalpique (P, h) est donné dans le document réponse.

☐ **Q 29 -** Placer les points 1, 2, 5 et 6 sur le diagramme (P, h) du document réponse.

☐ **Q 30 -** Par lecture graphique, déterminer pour ces points leurs enthalpies et entropies massiques.

On s'intéresse à la validité du modèle du gaz parfait.

☐ **Q 31 -** Pour un gaz parfait, comparer les isothermes et les isenthalpes dans un diagramme (P, h).

☐ **Q 32 -** En déduire à partir du diagramme, dans quel domaine de pression on peut considérer le diazote comme un gaz parfait.

On étudie maintenant la transformation $1 \rightarrow 2$ dans le compresseur.

☐ **Q 33 -** Comment se simplifie le deuxième principe pour une transformation isotherme réversible ? En déduire l'expression du transfert thermique massique q_{12}. Faire l'application numérique.

☐ **Q 34 -** En déduire le travail massique w_{12} fourni par le compresseur au système.

On s'intéresse à l'étude du détendeur (transformation $3 \rightarrow 4$) et du séparateur (transformation $4 \rightarrow 6$). On rappelle que l'étape 5 ne fait pas partie du cycle.

☐ **Q 35 -** Déterminer la nature de la transformation $3 \rightarrow 4$.

☐ **Q 36 -** On note y la fraction massique en diazote liquide. À partir du point 4, le diazote est séparé en deux : le liquide d'enthalpie massique h_5 est extrait et le gaz d'enthalpie massique h_6 est envoyé dans l'échangeur thermique. Déterminer l'expression de h_4 en fonction de y, de l'enthalpie massique du liquide h_5 et celle du gaz h_6.

On regarde maintenant l'échangeur thermique E (transformation $2 \rightarrow 3$ et $6 \rightarrow 1$). On peut montrer en utilisant le premier principe que $h_3 - h_2 + (1 - y)(h_1 - h_6) = 0$.

☐ **Q 37 -** En déduire l'expression de y en fonction des enthalpies massiques h_1, h_2 et h_5. Faire l'application numérique.

☐ **Q 38 -** Calculer numériquement le travail pour extraire 1 kg d'azote liquide.

☐ **Q 39 -** En utilisant la question 9, placer le point 4 sur le diagramme (P, h). En déduire l'enthalpie massique h_4 et l'entropie massique s_4.

☐ **Q 40 -** Placer alors le point 3 sur le diagramme (P, h). En déduire l'enthalpie massique h_3 et l'entropie massique s_3.

☐ **Q 41 -** Calculer la différence entre les entropies à l'entrée et à la sortie du détendeur. En déduire l'entropie massique créée. Préciser l'origine de l'irréversibilité si elle existe.

☐ **Q 42 -** Sachant que le prix du kWh (kilowatt-heure) en France en 2017 est de 0,15 euros, déterminer l'énergie nécessaire et le coût pour liquéfier un volume de 10 L de diazote.

Données :

- Masse molaire de diazone : $M_{N_2} = 28$ g.mol^{-1}
- masse volumique au point d'ébullition du liquide :$\rho_{N_2} = 0{,}808$ kg.L^{-1}

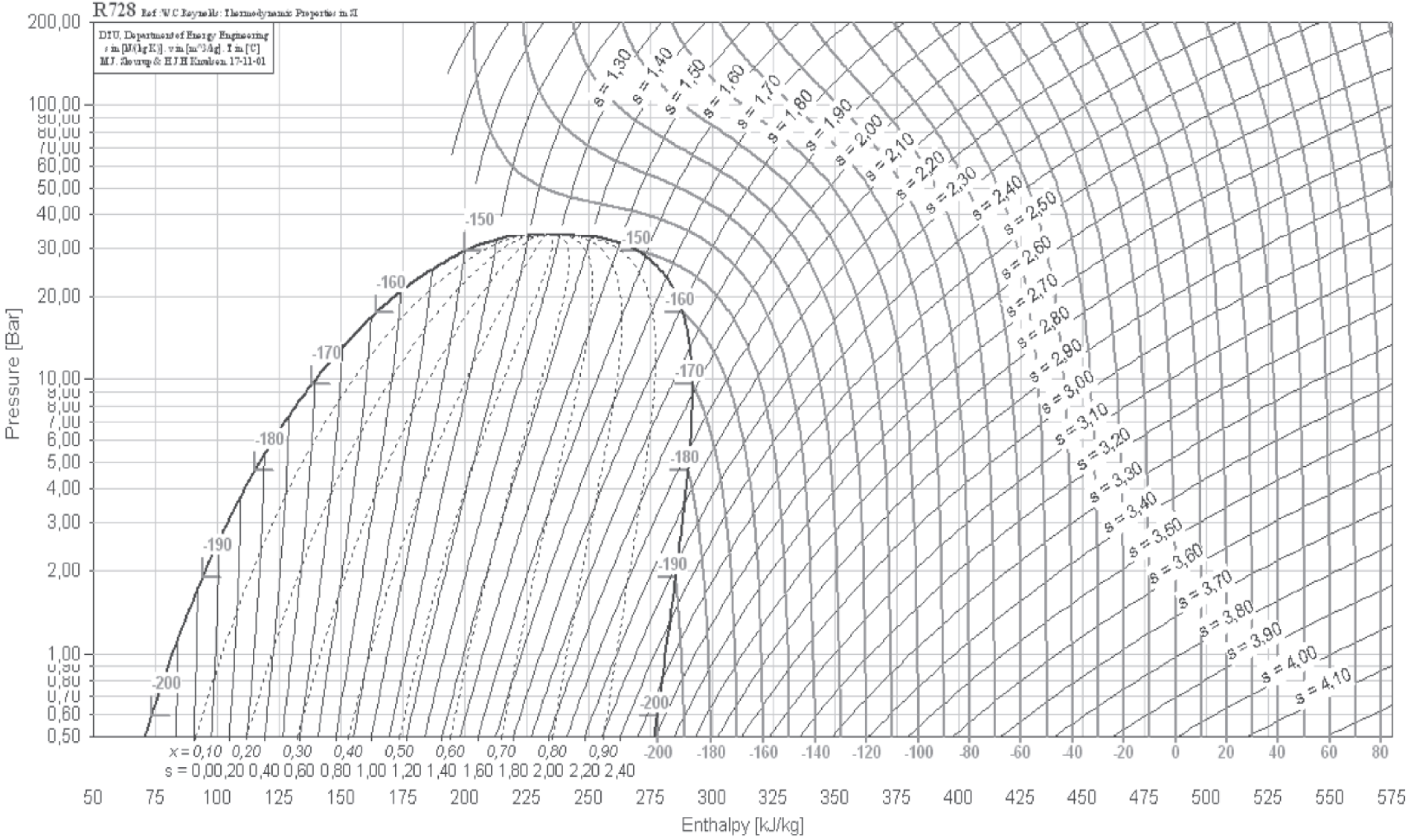


FIGURE 1 – Les entropies massiques s sont en kJ /K/kg, les volumes massiques en m3 /kg et les températures en degrés Celsius.

J.B

I. Thermochimie

1 - Température de flamme

☐ **Q 1 -** Il s'agit d'une réaction d'oxydation, le méthane est le combustible et le réducteur, le dioxygène est le comburant et l'oxydant.

☐ **Q 2 -** L'enthalpie standard de la réaction peut être calculée grâce à la loi de Hess :

$$\Delta_r H^\circ = 2\Delta_f H^\circ(H_2O) + \Delta_f H^\circ(CO_2) - 2\Delta_f H^\circ(O_2) - \Delta_f H^\circ(CH_4)$$

A.N. : $\boxed{\Delta_r H^\circ = -891 \text{ kJ.mol}^{-1}}$

☐ **Q 3 -** Déterminons le nombre mole renfermant 1 m^3 de méthane :

$$n = \frac{PV}{RT} = \frac{1.10^5 \times 1}{8.314 \times 298} = 40 \text{ mol}$$

On en déduit que le pouvoir calorifique vaut

$$\mathcal{P}_{cal} = n \times \Delta_r H^\circ = 36 \text{ MJ} = 10 \text{ kWh}$$

☐ **Q 4 -** Il faut deux fois plus de O_2 que de CH_4, soit 80 mol de dioxygène. Dans l'air, il y a 4 fois plus de N_2, soit 320 mol. Il faut donc $80+320 = 400$ mol d'air ce qui correspond à un volume de

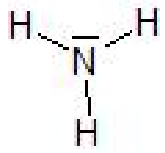
$$10 \text{ m}^3$$

☐ **Q 5 -** On sait que 40 moles de méthane libère 36 MJ. On en déduit que pour 1 tep, il faut

$$42.10^9/36.10^6 \times 40 = 47.10^3 \text{ moles}$$

soit $\boxed{m_{1tep} = n \times M_{CH_4} = 754 \text{ kg}}$

2 - Synthèse de l'ammoniac



☐ **Q 6 -** On attend :

☐ **Q 7 -** Il s'agit de corps simples dans leur état standard de référence à cette température. D'après la loi de Hess :

$$\Delta_r H^\circ = 2\Delta_f H^\circ(NH_3) = -114{,}8 \text{ kJ.mol}^{-1} < 0$$

La réaction est exothermique.

☐ **Q 8 -** Par définition :

$$\Delta_r S^\circ = 2S^\circ_m(NH_3) - S^\circ_m(N_2) - 3S^\circ_m(H_2) = -245{,}7 \text{ J.K}^{-1}\text{.mol}^{-1} < 0$$

On vérifie bien que $\sum_i \nu_i = 2 - 1 - 3 = -2 < 0$.

☐ **Q 9 -** Dans l'approximation d'Ellingham, $\Delta_r G^\circ(T) = \Delta_r H^\circ - T\Delta_r S^\circ = -RT \ln K^\circ$. On en déduit que :

$$K = e^{-\Delta_r H^\circ/RT + \Delta_r S^\circ/R}$$

à la température demandée :

$$K = e^{114{,}8\cdot 10^3/8{,}31\times(450+273) - 245{,}7/8.314} = 3 \cdot 10^{-5}$$

☐ **Q 10 -** Il y a 3 espèces différentes reliées par une équation, donc 2 constituants indépendants et une seule phase : $v = 2 + 2 - 1 = 3$. Il est possible de fixer la pression et la température dans cet équilibre.

☐ **Q 11 -** Soit P la pression totale, ξ l'avancement. Un tableau d'avancement s'écrit pour une réaction standard :

	$3H_{2(g)}$	+	$N_{2(g)}$	$= 2NH_{3(g)}$	n_{tot}
EI	3		1	0	4
EC	$3-3\xi$		$1-\xi$	2ξ	$4-2\xi$

Ainsi :

$$P_{NH_3} = \frac{2\xi}{4-2\xi}P \; P_{N_2} = \frac{1-\xi}{4-2\xi}P \quad \text{et} \quad P_{H_2} = \frac{3(1-\xi)}{4-2\xi}P$$

La constante de réaction s'écrit donc à l'équilibre selon :

$$K = \frac{P_{NH_3}^2 P^{0\,2}}{P_{N_2} P_{H_2}^3} = \frac{4\xi^2(4-2\xi)^2}{(1-\xi)3^3(1-\xi)^3}\frac{P^{\circ 2}}{P^2} = \frac{16\xi^2(2-\xi)^2}{27(1-\xi)^4}\frac{P^{\circ 2}}{P^2}$$

L'avancement maximal étant égal à 1 mol, on peut assimiler rendement et avancement.

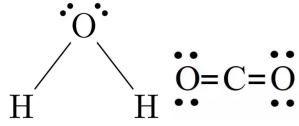
$$K = \frac{16r^2(2-r)^2}{27(1-r)^4}\frac{P^{\circ 2}}{P^2}$$

Il est donc possible de fixer, la pression, la température et le rendement

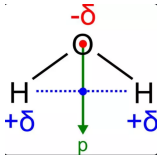
☐ **Q 12 -** $\Sigma_i \nu_i = -2$, il est donc préférable de se placer à haute pression d'après la loi de Modération.

☐ **Q 13 -** La réaction est exothermique, elle donc favorisée à basse température. . On augmente la température pour un gain cinétique au détriment du rendement. Le catalyseur peut permettre d'accélérer la réaction.

3 - Equilibre gazeux de l'ammoniac

☐ **Q 14 -** On attend : 

☐ **Q 15 -** Il s'agit des doublets non liants sur O qui sont responsables du coude (méthode VSEPR : AX2E2).

☐ **Q 16 -** On attend : 

Il s'agit d'une molécule polaire.

☐ **Q 17 -** La présence d'interaction de Van der Waals pour les molécules polaires augmente la force d'attraction entre molécules. La température d'ébullition est donc plus élevée.

☐ **Q 18 -** En utilisant la loi de Hess :

$$\Delta_r H^\circ = -20.3 \text{ kJ.mol}^{-1}$$

La réaction est donc exothermique.

☐ **Q 19 -** Une augmentation de température défavorisera la réaction. On observe bien une diminution de la solubilité avec la température.

☐ **Q 20 -** Par définition :

$$Q = \frac{[CO_2]}{P_{CO_2}}$$

☐ **Q 21 -** À l'équilibre à la pression P, Q(P) = K. Si on augmente la pression, Q(P′) < Q(P), donc Q < K, la réaction se déplace dans le sens direct.

☐ **Q 22 -** Par définition : $\mu_{CO_{2(g)}} = \mu^\circ_{CO_{2(g)}} + RT \ln P_{CO_2}/P^\circ$

☐ **Q 23 -** Par définition : $\mu_{CO_{2(aq)}} = \mu^\circ_{CO_{2(aq)}} + RT \ln [CO_2]/c^\circ$

☐ **Q 24 -** En égalant les potentiels chimiques, on obtient :

$$[CO_2] = e^{\Delta\mu/RT} P_{CO_2}$$

☐ **Q 25 -** On obtient : $[CO_2] = 0{,}1$ mol.L^{-1}. Soit $m_{CO_2} = 0{,}44$ g

II. Thermodynamique en écoulement

1 - Problème ouvert

☐ **Q 26 -** Pour un écoulement parfait et incompressible :

$$D_m = \rho S v$$

Pour un gaz parfait, la masse volumique est donnée par :

$$\rho = \frac{m}{V} = \frac{MP}{RT}$$

Soit T_2 la température en sortie du seche-cheveu et T_1 la température en entrée, on peut écrire, qu'en sortie à la pression P_0 :

$$D_m = \frac{MP_0}{RT_2} S v$$

Appliquons le premier principe en écoulement entre l'entrée et la sortie du seche-cheveu, on néglige la variation d'énergie cinétique devant la variation d'enthalpie :

$$\Delta h = c_P(T_2 - T_1) = w_u + q_e$$

Le travail des parties mobiles peut être négligé au regard des puissances. Soit $\mathcal{P}$ la puissance de chauffage :

$$c_P(T_2 - T_1) = \mathcal{P}/D_m = RT_2\mathcal{P}/MP_0$$

On en déduit la température de sortie :

$$T_2 = \frac{T_1}{1 - R\mathcal{P}/MP_0 S v c_p}$$

Avec $c_p = R\gamma/M(\gamma - 1)$, on en déduit la température finale :

$$T_2 = \frac{T_1}{1 - \frac{\mathcal{P}(\gamma-1)}{\gamma P_0 S v}} = 347\,K$$

On obtient une température de sortie $\theta_2 = 75 \circ C$, cohérente avec le seuil de la douleur à 60°C.

2 - Premier-second principe

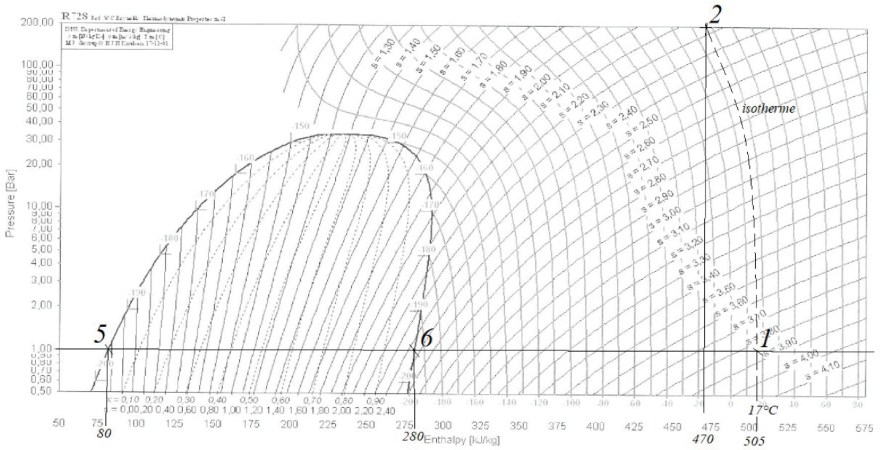
☐ **Q 27 -**

- h correspond à l'enthalpie massique et s à l'entropie massique ;
- w_u correspond au travail utile massique des parties mécaniques
- q est le transfert thermique massique
- T_{ext} est la température du thermstat avec lequel est échangé q.
- s_c est l'entropie massique créée.

☐ **Q 28 -** Ce système d'équations est établi en régime stationnaire pour un fluide parfait.

3 - Etude du cycle

☐ **Q 29 -**



☐ **Q 30 -** Par lecture graphique, il vient

$$h_1 = 505\ \text{kJ.kg}^{-1} \quad \text{et} \quad s_1 = 3{,}85\ \text{kJ.K}^{-1}\text{.kg}^{-1}$$
$$h_2 = 470\ \text{kJ.kg}^{-1} \quad \text{et} \quad s_2 = 2{,}15\ \text{kJ.K}^{-1}\text{.kg}^{-1}$$
$$h_5 = 80\ \text{kJ.kg}^{-1} \quad \text{et} \quad s_5 = -0{,}05\ \text{kJ.K}^{-1}\text{.kg}^{-1}$$
$$h_6 = 280\ \text{kJ.kg}^{-1} \quad \text{et} \quad s_6 = 2{,}5\ \text{kJ.K}^{-1}\text{.kg}^{-1}$$

☐ **Q 31 -** Pour une isotherme d'un gaz parfait (ou d'une phase condensée) :

$$\Delta h = c_P \Delta T = 0$$

Un isotherme est donc une isenthalpe.

☐ **Q 32 -** Il faut donc être à basse pression pour avoir un comportement de gaz parfait.

☐ **Q 33 -** Pour une transformation isotherme reversible, le second principe s'écrit :

$$\Delta s = \frac{q}{T_{ext}}$$

On en déduit que

$$q_{12} = \mathrm{T}_{12} \times (s_2 - s_1) = -493 \text{ kJ.kg}^{-1}$$

☐ **Q 34 -** En appliquant le premier principe pour les écoulements :

$$h_2 - h_1 = q_{12} + w_{12} \quad \text{soit} \quad w_{12} = h_2 - h_1 - q_{12}$$

$$w_{12} = 458 \text{ kJ.kg}^{-1}$$

☐ **Q 35 -** Dans le détendeur, la détente adiabatique et sans partie mobile est isenthalpique :

$$h_4 - h_3 = 0$$

☐ **Q 36 -** Par définition du théorème des moments :

$$y = \frac{h_6 - h_4}{h_6 - h_5}$$

On en déduit que :

$$h_4 = (1-y)h_6 + yh_5$$

☐ **Q 37 -** On a montré que la détente était isenthalpique donc que

$$h_3 = h_4$$

ainsi :

$$h_4 - h_2 + (1-y)(h_1 - h_6) = 0 \quad \text{soit} \quad h_4 - h_2 + (1-y)(h_1 - h_6) = 0$$

Remplaçons h_4 :

$$(1-y)h_6 + yh_5 - h_2 + (1-y)h_1 - (1-y)h_6 = 0$$

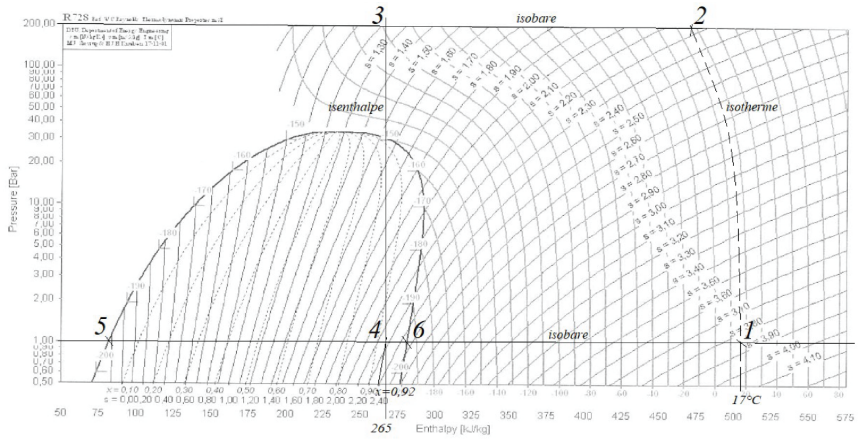
Il vient :

$$yh_5 - h_2 + (1-y)h_1 = 0 \quad \text{soit} \quad y = \frac{h_2 - h_1}{h_5 - h_1} = 0{,}08 = 8\%$$

☐ **Q 38 -** Le travail fourni par kg de fluide est w_{12}. On récupère alors 8% d'azote liquide. Pour 1 kg d'azote liquide, il faut donc fournir un travail :

$$\mathrm{W} = \frac{w_{12}}{y} = 5{,}7 \text{ MJ}$$

☐ **Q 39 -** On place le point 4 à 92% de la distance $h_6 - h_5$:



☐ **Q 40 -** La transformation 34 est isenthalpique, le point 3 est donc à la vertical du point 4 et à la même pression que 2.

$$h_3 = 265 \text{ kJ.kg}^{-1} \quad \text{et} \quad s_3 = 1{,}2 \text{ kJ.K}^{-1}\text{.kg}^{-1}$$

☐ **Q 41 -** Par application du second principe pour la détente calorifugée :

$$s_c = s_4 - s_3 = 1{,}05 \text{ kJ.K}^{-1}\text{.kg}^{-1}$$

La détente est irréversible en raison de frottements sur les parois. Dans un détendeur, le fluide passe par une canalisation de très faible section où la viscosité du fluide n'est pas négligeable.

☐ **Q 42 -** La masse de 10 L de diazote liquide correspond à

$$m_{\mathrm{N}_2} = \rho \mathrm{V}_{\mathrm{N}_2} = 8{,}1 \text{ kg}$$

On en déduit que l'énergie dépensée vaut :

$$\mathrm{W} = \frac{w_{12}}{y} \times m_{\mathrm{N}_2} = 48 \text{ MJ} \quad \text{soit} \quad \mathit{cout} = \frac{\mathrm{W}}{3600 \times 0{,}15} = 2 \text{ euro}$$