



Nom : ..... Prénom : ..... 5<sup>ème</sup> A C D E

Entoure

## Sciences générales : chimie 2h

Professeur : Mme I. Paternotte

Lundi 15 juin 2015

/60

/2 1. a) Quels facteurs empêchent une réaction chimique d'être spontanée ? Cite

Δ enthalpie  $\Delta H > 0$  : endo  
 Δ entropie  $\Delta S < 0$  : vers - de gaz

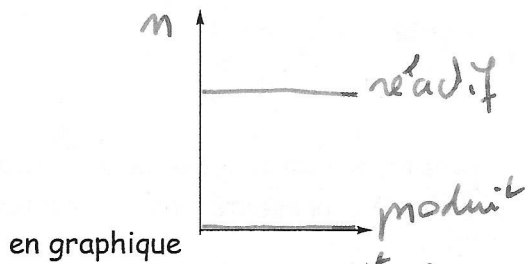
b) Quels facteurs permettent à une réaction chimique d'être complète ? Cite

$\Delta H < 0$  : exo  
 $\Delta S > 0$  : vers + de gaz

/4 2. Qu'observera-t-on comme évolution des quantités des réactifs et produits au cours du temps dans chacun de ces cas ? Explique en mots et fais une ébauche de graphique d'évolution qualitative du nombre de moles en fonction du temps.

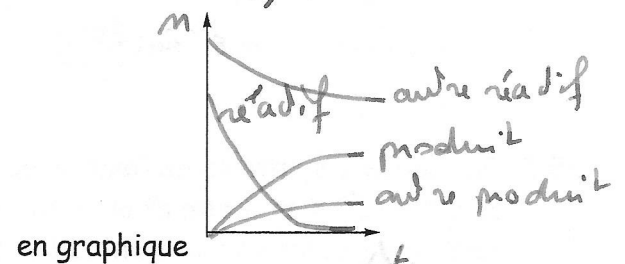
Réaction non spontanée (en mots)

aucun réactif ne réagit du tout.  
 Pas de produits obtenus



Réaction complète (en mots)

Au moins un réactif réagit complètement.  
 Produits obtenus, Rendement max.



/4 3. A quoi sert un catalyseur ? Comment joue-t-il ce rôle ? Donne un exemple concret. Que modifie-t-il ? Que ne modifie-t-il pas ?

Un catalyseur accélère une réaction.

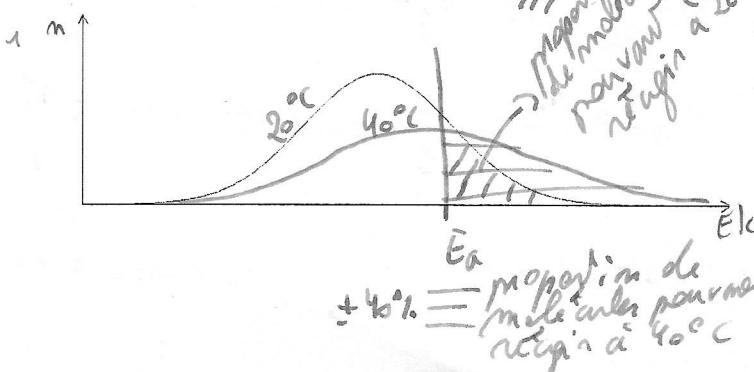
Il met les réactifs en bonnes conditions de réaction.

Ex : bon environnement (eau ou pas) et bonne orientation (dans une enzyme).

Il modifie l'énergie d'activation : + basse ; la vitesse : + élevée

Il ne modifie pas le degré d'avancement, le rendement, lui-même.

/4 4. Présente sur le graphique et explique l'effet d'une variation de température sur l'énergie moyenne d'un système de molécules. Quel effet cela a sur la vitesse d'une réaction ? Pourquoi ? Explique.



Une augmentation de température augmente l'énergie moyenne des molécules.

La vitesse augmente car davantage de molécules ont une énergie suffisante pour réagir  $E_k > E_a$

Savoir-faire et tâches : résoudre une application, modéliser, interpréter un phénomène

Consignes pour tous les exercices numériques de l'examen : toute donnée, inconnue, grandeur intermédiaire utilisée doit être présentée avec son symbole et ses unités. Toute formule utilisée pour un calcul doit être précisée.

/5 6. Soit la réaction du diazote et du dioxygène pour former de l'hémitrioxyle d'azote.

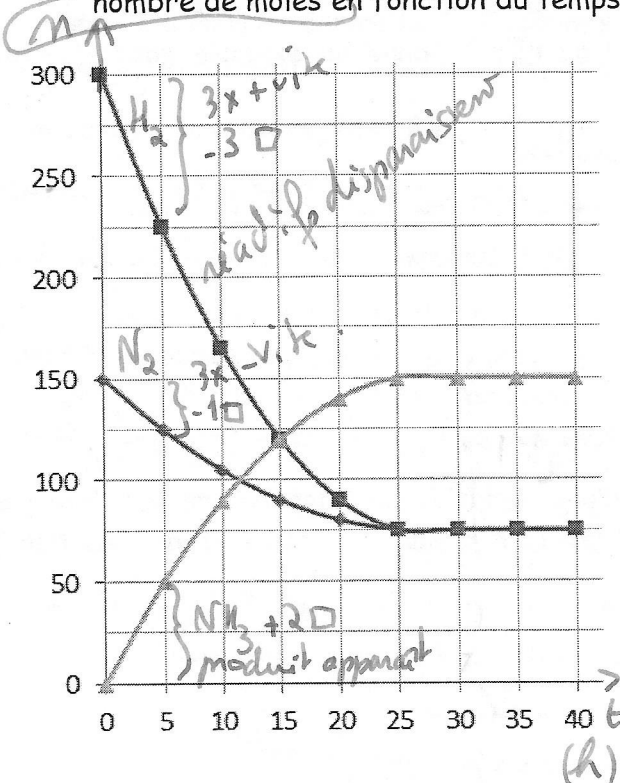
a) Pondère. b) Complète le tableau en indiquant ton raisonnement par des flèches légendées.

|             | $2 \text{ N}_2 (\text{g})$ | +  | $3 \text{ O}_2 (\text{g})$ | $\rightleftharpoons$       | $2 \text{ N}_2\text{O}_3 (\text{g})$ |
|-------------|----------------------------|--|----------------------------|----------------------------|--------------------------------------|
| Temps (min) | $n^{\text{bre}}$ de mole   |  | $n^{\text{bre}}$ de mole   |                            | $n^{\text{bre}}$ de mole             |
| 0           | 0,6                        |  | 1,2                        |                            | 0                                    |
| 5           | 0,40                       | $\downarrow -2 \cdot 0,1$                        | 0,90                       | $\downarrow -3 \cdot 0,1$  | 0,2                                  |
| 10          | 0,28                       | $\downarrow -2 \cdot 0,06$<br>$\downarrow -0,12$ | 0,72                       | $\downarrow -3 \cdot 0,06$ | 0,32                                 |
| 30          | 0,28                       |  | 0,72                       |                            | 0,32                                 |

c) D'après tes résultats numériques complète l'équation par la flèche appropriée et justifie.

Equilibre car aucun réactif ne réagit complètement.  
du temps 10 au temps 30 : nombres de moles constants  $\rightarrow$  état d'équilibre dynamique

/5 7. On réalise la synthèse de l'ammoniac à partir de diazote et de dihydrogène dans un réacteur de 5 L à 600 K et 3 atm et on obtient les résultats ci-dessous présentés sur un graphique du nombre de moles en fonction du temps en heure.



a) Ecris et pondère l'équation de la réaction



b) Légende les 3 courbes présentées sur le graphique en présentant ton raisonnement sur des flèches

c) Ecris l'expression du  $K_c$  de la réaction et calcule ce  $K_c$ .

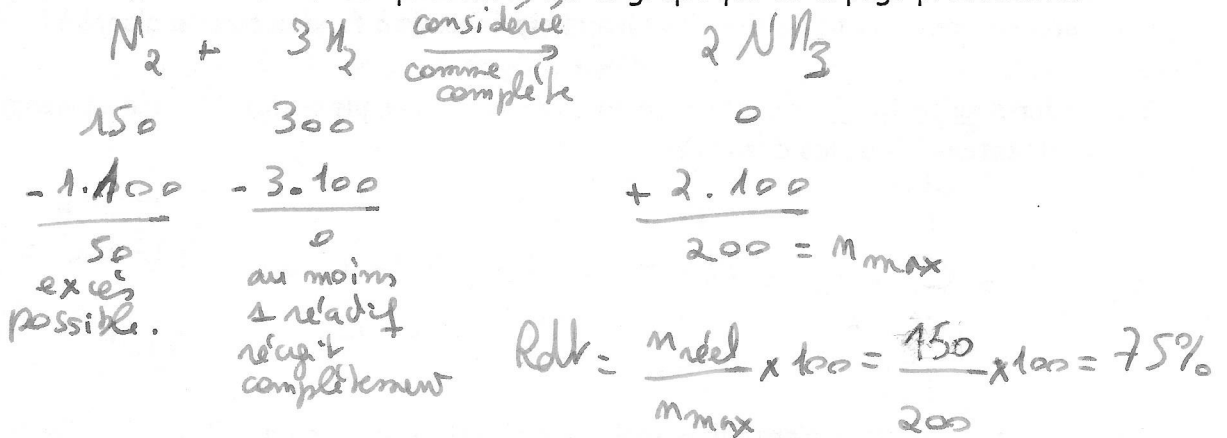
$$K_c = \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{N}_2] \cdot [\text{H}_2]^3}$$

$$V_s = 5 \text{ L} \quad = \frac{30^2}{15 \cdot 15^3} = 0,018$$

$$[\text{NH}_3] = \frac{n}{V_s} = \frac{150}{5} = 30 \text{ mol/L} = 30 \text{ M}$$

$$[\text{N}_2] = [\text{H}_2] = \frac{n}{V_s} = \frac{75}{5} = 15 \text{ mol/L} = 15 \text{ M}$$

/3 d) Calcule le rendement de la réaction présentée sur le graphique de la page précédente.



/2 e) La réaction présentée est-elle endo ou exothermique ? Justifie

$\Delta n_g < 0$  4 mols de gaz  $\rightarrow$  2 mols de gaz défavorable  
 donc l'autre facteur  $\Delta H$  doit être favorable pour avoir un équilibre  
 donc exo  $\Delta H < 0$   $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightleftharpoons 2\text{NH}_3$   
exo de gaz  
endo de gaz

/2 f) Quel effet aura une modification de température sur cette réaction ?

Si on  $\uparrow$  la  $T^\circ$ , le système veut  $\rightarrow$  lat<sup>e</sup>  
 cela favorise le sens endo  
 ici vers la gauche  
 vers les réactifs  
 vers - de rendement

/2 g) Quel effet aura une modification de pression sur cette réaction ?

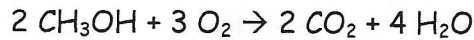
Si on  $\uparrow$  la  $p$ , le syst veut  $\rightarrow$  la  $p$   
 cela favorise vers - de gaz  
 ici vers la droite  
 vers les produits  
 vers + de rendement

/2 h) Complète le tableau suivant par des rendements fictifs choisis parmi les chiffres proposés

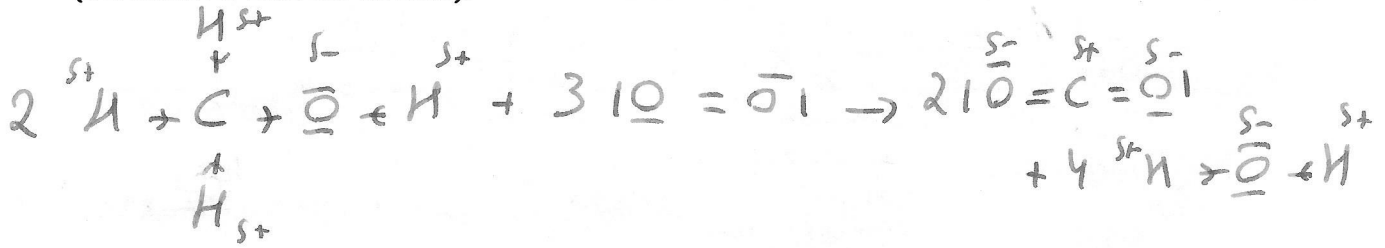
5 - 35 - 65 - 95 - 125 rendement % entre 0 et 100

| Pression (atm) | Température (K) |          |
|----------------|-----------------|----------|
|                | 300             | 900      |
| 6              | 95              | 65 ou 35 |
| 1,5            | 35 ou 65        | 5        |

8. Le méthanol (CH<sub>3</sub>OH) est un combustible qu'on ne trouve plus dans le commerce car il est cancérigène. Il était brûlé dans les mini réchauds à fondue comme alcool à brûler.



12 a) Réécris selon Lewis l'équation de sa combustion complète déjà donnée et pondérée ci-dessus (attention à tous les détails).

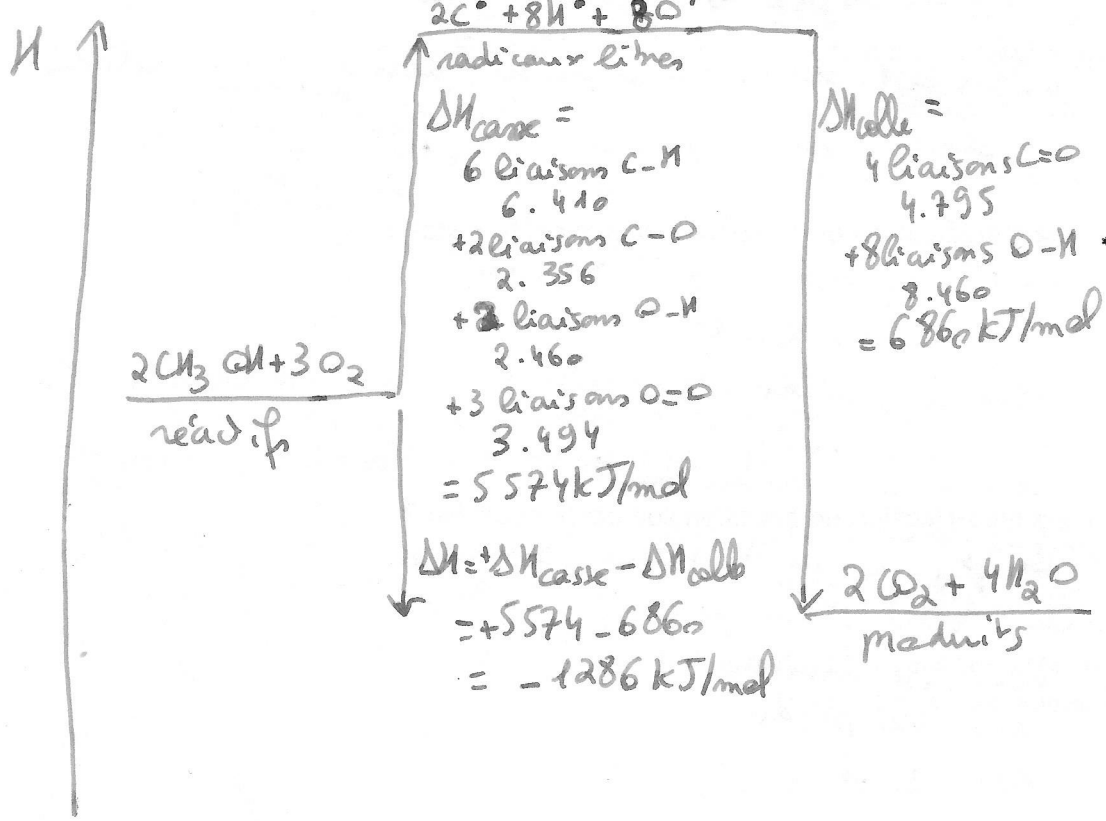


17 b) Calcule la variation d'enthalpie molaire de cette réaction en utilisant la table des énergies de liaison ci-contre et présente les différentes parties de ton calcul sur un diagramme d'enthalpie de cette réaction légendé précisément. (axe, différents stades, différents sauts)

Table d'énergies de liaison.

| liaison | D <sub>x-x</sub> | liaison | D <sub>x-x</sub> |
|---------|------------------|---------|------------------|
| H-H     | 432              | C-H     | 410              |
| F-F     | 155              | C-C     | 348              |
| Cl-Cl   | 240              | C=C     | 612              |
| Br-Br   | 190              | C-O     | 356              |
| I-I     | 150              | C=O     | 795*             |
| H-F     | 565              | C=O     | 708**            |
| H-Cl    | 428              | C≡O     | 1090             |
| H-Br    | 362              | C-Cl    | 327              |
| H-I     | 295              | C-Br    | 285              |
| H-O     | 460              | N=N     | 940              |
| H-N     | 388              | N=O     | 628              |
| H-S     | 364              | O=O     | 494              |

\* pour CO<sub>2</sub> valeurs en kJ/mol  
\*\* pour cétones et aldéhydes



13 c) Utilise ta réponse ci-dessus pour calculer le pouvoir thermique du méthanol. Si tu ne réponds pas au (b) mais que tu souhaites répondre au (c), considère que la combustion de 3 moles de méthanol libèrent 2050 kJ (valeur tout à fait arbitraire).

| Q = -ΔH<br>énergie libérée ⊕     | Energie  | masse        | m   |
|----------------------------------|----------|--------------|---|
|                                  | 1286 kJ  |              | 2 mol   |
|                                  | 20094 kJ | 1 kg         | m = 1000 g<br>M <sub>CH<sub>3</sub>OH</sub> = 32 g/mol<br>n = 31,25 mol |
| Pouvoir thermique = 20,094 MJ/kg |          | en MJ par kg |   |

Info de [b]  
Inconnue : pouvoir thermique, Energie libérée par 1 kg de combustible

/3<sup>5</sup> d) Nous souhaitons faire bouillir une casserole de 2 L d'huile de pépins de raisin initialement à 20°C. La masse volumique de l'huile vaut 0,92 g/mL. La chaleur massique de l'huile vaut 2 kJ/kg.°C. La température d'ébullition de l'huile vaut 300°C. Quelle énergie sera nécessaire ?

$$\begin{aligned}
 V_{\text{liq}} &= 2 \text{ L} \\
 &= 2000 \text{ mL} \\
 \rho &= 0,92 \text{ g/mL} \\
 m &= 1840 \text{ g} \\
 &= 1,84 \text{ kg} \\
 t_i &= 20^\circ\text{C} & t_f &= 300^\circ\text{C} & \Delta T &= t_f - t_i \\
 & & & & &= 300 - 20 = 280^\circ\text{C} \\
 c &= 2 \text{ kJ/kg}\cdot^\circ\text{C} \\
 Q &= c \cdot m \cdot \Delta T \\
 &= 2 \cdot 1,84 \cdot 280 \\
 &= 1030,4 \text{ kJ}
 \end{aligned}$$

/3<sup>5</sup> e) Quel volume de méthanol liquide faudra-t-il brûler pour obtenir cette énergie nécessaire trouvée en (d) ? La masse volumique de l'éthanol est de 0,79 g/mL.

Si tu ne réponds pas au (d) mais que tu souhaites répondre au (e), considère que l'énergie nécessaire est de 1,7 MJ et que 3 moles de méthanol libèrent 2050 kJ valeurs tout à fait arbitraires.

Énergie  
1 286 kJ

Énergie nécessaire  
1030,4 kJ

$\frac{1286}{1030,4} \times 1030,4$

$\frac{1286}{2050} \times 1030,4$

$n = 1,6 \text{ mol}$

$\downarrow \times M = 32 \text{ g/mol}$

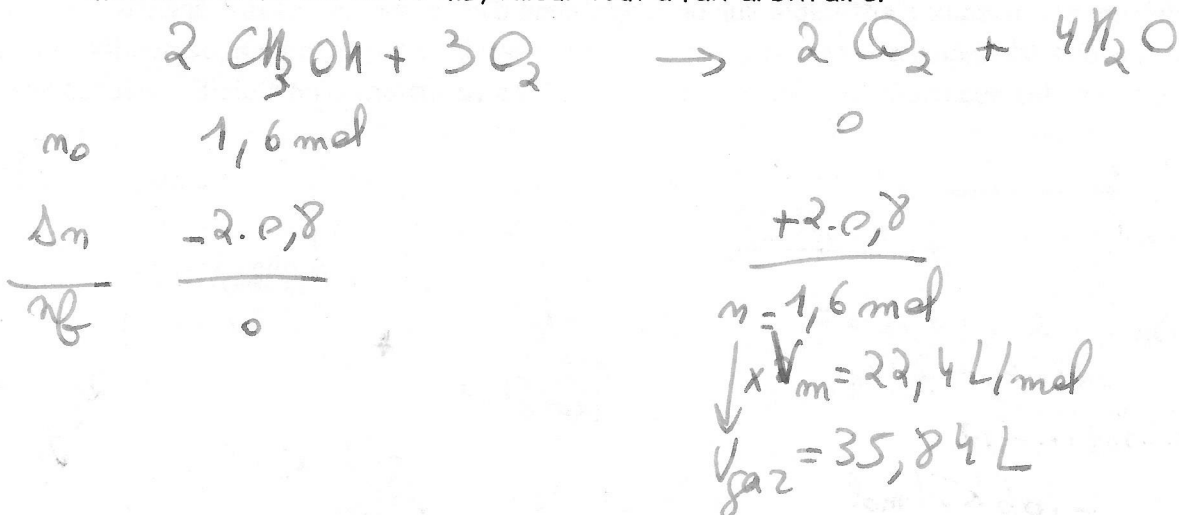
$m = 51,2 \text{ g}$

$\downarrow \rho = 0,79 \text{ g/mL}$

$V_{\text{liq}} = 64,8 \text{ mL}$

nombre de moles nécessaire

/2 f) Quel volume de dioxyde de carbone gazeux sera produit lors de cette combustion. Si tu ne réponds pas au (e) mais que tu souhaites répondre au (f), considère que le volume de méthanol brûlé est de 75 mL, valeur tout à fait arbitraire.

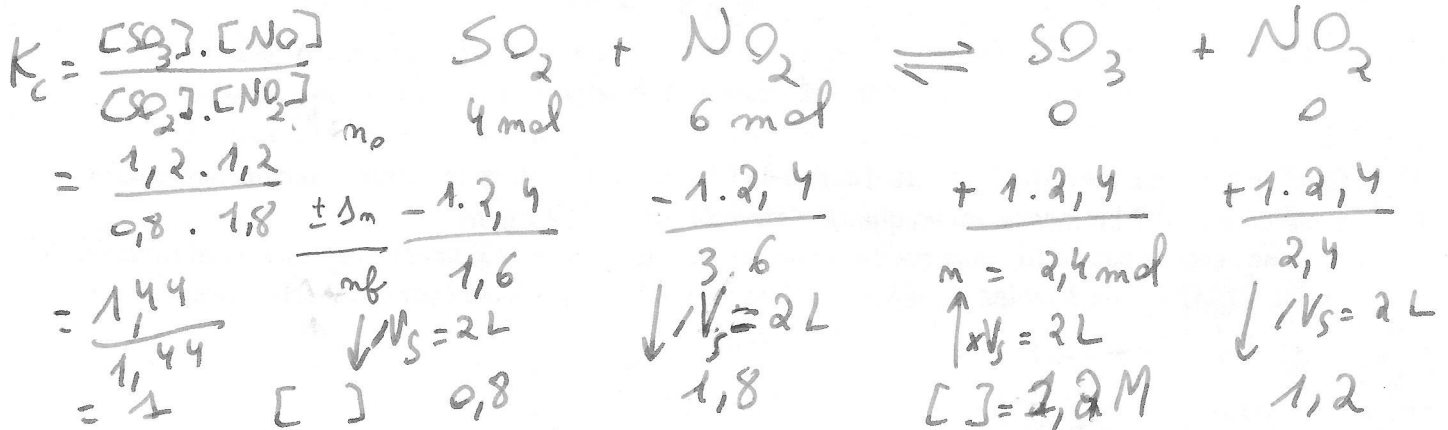


14 9. Soit la réaction suivante dont la constante  $K_c = 1$



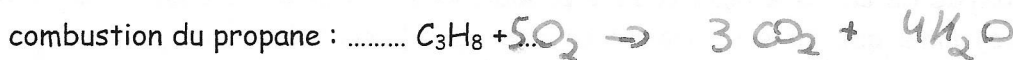
Si on mélange, à  $307^\circ\text{C}$ , 4 moles de  $\text{SO}_2$  et 6 moles de  $\text{NO}_2$  dans un ballon de 2 litres, quelle sera parmi les valeurs suivantes la concentration molaire de  $\text{SO}_3$  à l'équilibre. Il t'es conseillé de procéder par essais et erreurs sur ta feuille de brouillon : teste les différentes réponses proposées (commence par les plus logiques). Présente ensuite la bonne réponse sous forme d'un problème stoechiométrique et montre que le calcul du  $K_c$  donne la valeur imposée ci-dessus.

|   |     |     |     |   |
|---|-----|-----|-----|---|
| 1 | 1,2 | 1,5 | 2,4 | 4 |
|---|-----|-----|-----|---|



5 points BONUS possibles BONUS BONUS BONUS Examen /60 sans cette dernière question /5 10. On peut calculer une valeur approchée de l'enthalpie standard,  $\Delta H^\circ_f$ , de formation du propane ( $\text{C}_3\text{H}_8$ ) à partir de carbone solide et de dihydrogène gazeux. A partir des valeurs des enthalpies de combustion  $\Delta H^\circ_c$ , du dihydrogène ( $- 572 \text{ kJ/mol}$ ), du carbone ( $- 394 \text{ kJ/mol}$ ) et du propane ( $- 2220 \text{ kJ/mol}$ ).

Procédure à suivre : écrire les 4 équations en question :



Placer les différents niveaux d'enthalpie sur un diagramme d'enthalpie et les différentes variations d'enthalpie connues (données ci-dessus) pour trouver la variation d'enthalpie demandée. Ne pas hésiter à multiplier les quantités de réactifs/produits et les variations d'enthalpie si nécessaire.

