



# Tutorat Lyon Est

## Unité d'Enseignement 1

BANQUE DE QCM

2014-2015

2015-2016

2016-2017

2017-2018

2018-2019

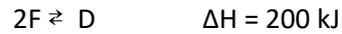
2019-2020

**CHIMIE PHYSIQUE**  
**Thermodynamique**

QUESTIONS et REPONSES

### Question 1 :

A l'aide des données suivantes :

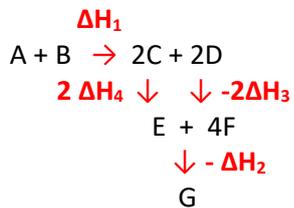


Le  $\Delta H$  de la réaction  $A + B \rightleftharpoons G$  est :

- A. -500 kJ
- B. -300 kJ
- C. -50 kJ
- D. +100 kJ
- E. +600 kJ

### Question 1 : A

Astuce : numéroter les  $\Delta H$  de chaque réaction de 1 à 4.



$$\Delta H = \Delta H_1 + 2\Delta H_4 - 2\Delta H_3 - \Delta H_2$$

$$\Delta H = 150 + 2 \times (-100) - 2 \times 200 - 50$$

$$\Delta H = 150 - 200 - 400 - 50 = \underline{-500 \text{ kJ}} \text{ A}$$

### Question 2 :

A l'aide des données suivantes :

$$\Delta H_f (\text{C}_4\text{H}_{10}\text{O}_{(l)}) = -800 \text{ kJ.mol}^{-1}$$

$$\Delta H_f (\text{C}_2\text{H}_6\text{(g)}) = -400 \text{ kJ.mol}^{-1}$$

$$\Delta H_f (\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}_{(l)}) = -600 \text{ kJ.mol}^{-1}$$

Le  $\Delta H$  de la réaction  $\text{C}_4\text{H}_{10}\text{O}_{(l)} + \text{H}_2\text{(g)} \rightleftharpoons \text{C}_2\text{H}_5\text{OH}_{(l)} + \text{C}_2\text{H}_6\text{(g)}$  est :

- A. -400 kJ
- B. -200 kJ
- C. +200 kJ
- D. +400 kJ
- E. +1000 kJ

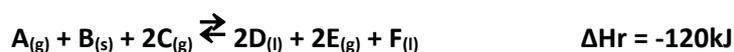
### Question 2 : B

Formule pour le calcul de  $\Delta H$  en fonction des  $\Delta H_f$  :  $\Delta H = \sum \Delta H_f (\text{produits}) - \Delta H_f (\text{réactifs})$

$$\Delta H = -600 - 400 + 800 = \underline{-200 \text{ kJ}} \text{ B}$$

### Question 3 :

Dans un réacteur dont l'enceinte est dilatable, on effectue la réaction suivante :



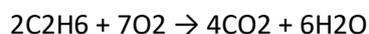
- A. Si on rajoute du  $B_{(s)}$  et que l'on diminue la température, la réaction est déplacée dans le sens indirect.
- B. Si on ajoute du  $H_{2(g)}$ , la réaction est déplacée dans le sens direct ( $H_{2(g)}$  n'étant pas A, B, C, D, E, F).
- C. Si on augmente la température, la réaction est déplacée dans le sens indirect.
- D. Si on ajoute du  $C_{(g)}$ , la réaction est déplacée dans le sens direct.
- E. La réaction est exothermique.

### Question 3 : CDE

- A. **FAUX** L'ajout de  $B_{(s)}$  ne change rien mais la diminution de température fait que la réaction se déplacera dans le sens du dégagement de chaleur, c'est à dire exothermique ( $\Delta H_r < 0$ ), et donc dans le sens direct ici.
- B. **FAUX** L'ajout de  $H_{2(g)}$  est équivalent à une augmentation de pression mais l'enceinte étant dilatable, cela n'a aucun effet sur le sens de la réaction.
- C. **VRAI** Si la température augmente, la réaction se déplace dans le sens de la consommation de chaleur (endothermique) donc sens indirect ici.
- D. **VRAI** L'ajout d'un réactif qui n'est pas un solide déplace la réaction dans le sens de sa consommation.
- E. **VRAI**  $\Delta H_r < 0$

### Question 4 :

A l'aide des données ci-dessous, déterminer le  $\Delta H_r$  de la réaction suivante :



Données :

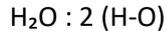
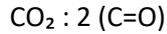
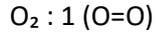
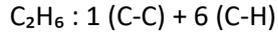
- El (C-C)=350 kJ/mol
- El (C-H)= 400 kJ/mol
- El (O=O)=500 kJ/mol
- El (O-O)=300 kJ/mol
- El (H-O)=450 kJ/mol
- El (C=C)=600 kJ/mol
- El (C=O)=750 kJ/mol

- A. -2400 kJ
- B. -1600 kJ
- C. 900 kJ
- D. 1600 kJ
- E. 2400 kJ

### Question 4 : A

$\Delta H_r = \Sigma EI \text{ (réactifs)} - \Sigma EI \text{ (produits)}$  c'est la loi de Hess en inversé

1) Compter les différentes liaisons de chaque molécule :

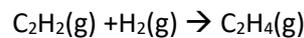


2)  $\Delta H_r = 2x(350 + 6x400) + 7x500 - 4x(2x750) - 6x(2x450)$

$\Delta H_r = 5500 + 3500 - 6000 - 5400 = \underline{-2400 \text{ kJ}}$  A

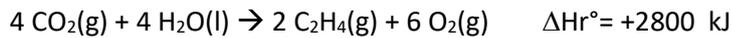
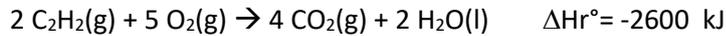
### Question 5 :

Soit la réaction suivante :



Calculer la  $\Delta H_r$  de la réaction ci-dessus.

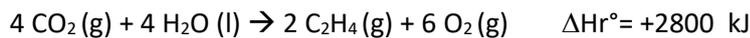
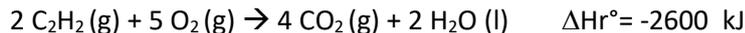
Données :



- A +800 kJ
- B -3800 kJ
- C -200 kJ
- D -400 kJ
- E +400 kJ

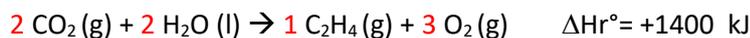
### Question 5 : C

On donc les réactions suivantes



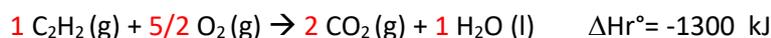
Et l'on souhaite obtenir la réaction suivante :  $C_2H_2(g) + H_2(g) \rightarrow C_2H_4(g)$

Pour obtenir le bon nombre de  $C_2H_4(g)$  : on doit diviser le nombre de moles et l'enthalpie par mais le produit est bien du bon côté donc on ne touche pas au signe de l'enthalpie



Pour obtenir le bon nombre de  $C_2H_2(g)$  :

on doit diviser le nombre de moles et l'enthalpie par 2 mais le produit est bien du bon côté donc on ne touche pas au signe de l'enthalpie :

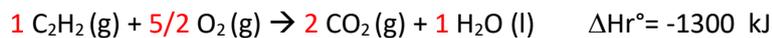
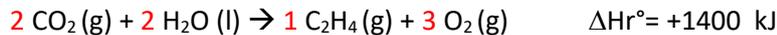


Pour obtenir le bon nombre de moles de H<sub>2</sub>(g) :

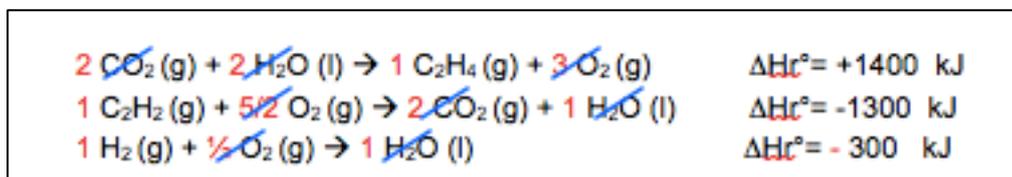
On doit diviser le nombre de moles et l'enthalpie par 2 cependant le réactif n'est pas du bon côté il faut donc changer le signe de l'enthalpie :



On obtient donc :



On élimine ensuite les molécules présentes à la fois dans les produits et dans les réactifs



On obtient donc :  $\text{C}_2\text{H}_2(\text{g}) + \text{H}_2(\text{g}) \rightarrow \text{C}_2\text{H}_4(\text{g})$

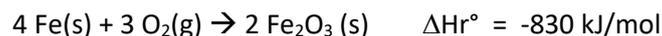
On additionne les enthalpies :  $-1300 - 300 + 1400 = 1400 - 1600 = -200 \text{ kJ}$

réponse : item C

### Question 6 :

Parmi les propositions suivantes, indiquer celle(s) qui est (sont) exacte(s) :

Une réaction dont l'enceinte est dilatable est le siège de la réaction suivante :



- A. Le sens endothermique est le sens indirect.
- B. L'ajout de Fe(s) déplace la réaction dans le sens direct.
- C. L'augmentation de la température déplace la réaction dans le sens indirect.
- D. L'ajout de N<sub>2(g)</sub> déplace la réaction dans le sens direct.
- E. L'ajout de O<sub>2(g)</sub> déplace la réaction dans le sens indirect.

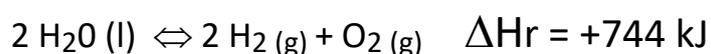
### Question 6 : AC

- A. **vrai** : le sens exothermique correspond au sens de formation du produit = **sens direct** donc le sens **ENDOthermique** correspond bien au sens **indirect (sens opposé)**.
- B. **Faux** : l'ajout de solide ne déplace pas la réaction : seul les gaz et les éléments aqueux peuvent déplacer la réaction.

- C. **Vrai** : l'enthalpie de la réaction vaut - 830 kJ/mol cette réaction est donc **exothermique** (libératrice de chaleur) si on augmente la température, le système va vouloir s'opposer à notre action et va donc chercher à diminuer la température. La réaction va donc avoir lieu dans le sens contraire c'est-à-dire le **sens Indirect**
- D. **Faux** : attention dans les exercices de Mr.Terreux il faut bien penser à lire le sujet : on est ici en présence d'une enceinte **dilatante** et pas **indilatante** comme dans la plupart des cas. Cela signifie que l'ajout de pression ou d'un gaz non présent dans la réaction n'a pas plus d'effet. l'ajout de  $N_2(g)$  ne va donc pas déplacer la réaction.
- E. **Faux** : l'ajout d'un substrat entraîne sa consommation c'est à dire déplace la réaction dans le sens **direct**.

### Question 7 :

Soit la réaction suivante se déroulant dans une enceinte indilatante :



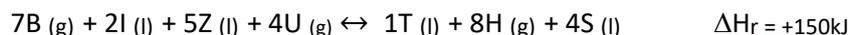
- A. L'augmentation de la température entraîne un déplacement de la réaction dans le sens direct
- B. L'augmentation de la Pression entraîne un déplacement de la réaction dans le direct
- C. L'ajout de  $N_2(g)$  déplace la réaction dans le sens indirect
- D. L'ajout de  $H_2(g)$  déplace la réaction dans le même sens qu'une augmentation de la température
- E. La réaction est exothermique

### Question 7 : AC

- A. **vrai** : la réaction est de type endothermique car  $\Delta H_r$  est positif, or si la réaction est endothermique elle a besoin de température pour se faire. Si on augmente la Température alors on favorise le sens de la formation de produit soit le sens direct
- B. **faux** : le nombre de mole de gaz est plus important du côté des produits que du côté des réactif. En augmentant la pression, le système cherche à s'opposer à notre action, il va donc favoriser le sens diminuant le nombre de moles de gaz c'est à dire le sens indirect
- C. **vrai** : le fait d'ajouter un gaz qui n'est pas présent dans la réaction équivaut à augmenter la pression. La réaction est donc déplacée dans le sens indirect
- D. **faux** : l'ajout de  $H_2(g)$  déplace la réaction dans le sens indirect car on augmente la quantité de produit et le système cherche à s'opposer à notre action. L'augmentation de la température déplace la réaction dans le sens direct. Les deux sont opposés l'item est faux
- E. **faux** :  $\Delta H_r$  de la réaction est positif la réaction est donc **endothermique**

### Question 8 :

Dans un réacteur dont l'enceinte est dilatante, on effectue la réaction suivante :



- A. si on ajoute du  $G(g)$  ( $G$  n'étant pas B,I,Z,U,T,H,S) la réaction est déplacée dans le sens direct

- B. si la température est diminuée, la réaction est déplacée dans le sens direct
- C. si on augmente la pression la réaction est déplacée dans le sens indirect
- D. si on ajoute du Z (l) et que l'on augmente la pression, la réaction est déplacée dans le sens direct
- E. si on ajoute du B (g) la réaction est déplacée dans le sens direct

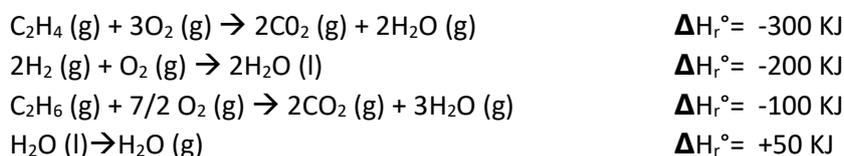
### Question 8 : DE

Attention à bien lire avant de commencer l'exercice : on est ici dans le cadre d'une enceinte **DILATABLE**.

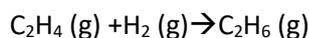
- A. **FAUX** : étant donné que l'enceinte est dilatable l'ajout d'un gaz non déjà présent dans la réaction ne déplace pas le sens de la réaction.
- B. **FAUX** : cette réaction est de type **endothermique**. si on diminue la température, le système va chercher à s'opposer à notre action et va donc chercher à augmenter la température. La réaction sera déplacée dans le sens indirect
- C. **FAUX** : l'augmentation de pression n'a pas d'effet étant donné que l'enceinte est dilatable
- D. **VRAI** : Z fait partie des réactifs, donc si on l'ajoute on déplace la réaction dans le sens direct.
- E. **VRAI** : si on ajoute un gaz déjà présent dans la réaction alors le système va chercher à s'opposer à notre action et donc le transformer en produit : la réaction est **déplacée dans le sens direct**.

### Question 9 :

Soit les réactions suivantes :



Calculer le  $\Delta H_r^\circ$  de la réaction suivante :



- A. -250 KJ
- B. -200KJ
- C. -150 KJ
- D. -100 KJ
- E. +200 KJ

### Question 9 : A

Pour ce genre d'exercice, il faut partir d'un des deux réactifs :

$C_2H_4 (g)$  : Il est présent dans la 1<sup>ère</sup> réaction et en bonne quantité donc on utilise **une fois la réaction 1 dans le sens direct** ( $\Delta H_r^\circ = -300$ )

Pour le moment on ne s'occupe pas des  $O_2$  (g) qu'on vient de consommer, on verra à la fin si on retrouve bien notre compte.

Avec notre première réaction, on a formé  $2CO_2$  (g) et je vois qu'il y a aussi  $2CO_2$  (g) dans les produits de la réaction 3 et que dans les réactifs de la réaction 3 il y a aussi  $C_2H_6$  (g).

C'est ce qui m'intéresse : Je voudrais donc faire fonctionner la réaction 3 dans le sens indirect pour d'une part éliminer le  $CO_2$  et d'autre part former du  $C_2H_6$  (g).

Mais je constate que je viens de produire seulement  $2H_2O$  (g) avec la réaction 1 alors que j'en ai besoin de trois, je dois donc en produire un dernier.

J'utilise donc les Réactions 2 et 4 pour former  $1H_2O$  (g).

- Pour cela je fais 0,5 fois la réaction 2 dans le sens direct ( $\Delta H_r^\circ = -100$ ) pour obtenir un  $H_2O$  (l)
- et 1 fois la réaction 4 dans le sens direct pour obtenir un  $H_2O$  (g) : en effet j'ai besoin d'eau gazeuse et non pas liquide dans la réaction 3. Toujours faire attention aux états de la matière ! ( $\Delta H_r^\circ = +50$ ).

Je peux maintenant faire fonctionner la réaction 3 dans le sens indirect ( $\Delta H_r^\circ = +100$ ) et j'obtiens un  $C_2H_6$  (g), qui est le produit de ma réaction bilan.

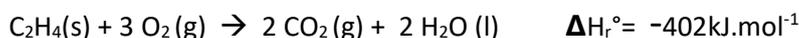
Vérification du compte en Oxygène : j'ai consommé 3  $O_2$  (g) avec la réaction 1 puis j'ai consommé 0,5  $O_2$  (g) avec la réaction 2. Donc en tout j'ai consommé 3,5  $O_2$  (g) or la réaction 3 dans le sens indirect a formé 3,5  $O_2$  (g) donc le compte est bon, la balance est équilibrée.

Pour la molécule de  $H_2$  (g), on en a consommé une lorsque l'on a formé de l'eau, donc notre compte est bon aussi.

Il ne reste plus qu'à additionner les enthalpies des différentes étapes :  $-300-100+50+100=-250$  → Réponse A vraie

### Question 10 :

Un réacteur dont l'enceinte est indilatable est le siège de la réaction suivante :



- La réaction est endothermique.
- L'ajout de  $N(g)$  déplace la réaction dans le sens direct.
- L'ajout de  $CO_2(g)$  déplace la réaction dans le sens indirect.
- L'augmentation de la température déplace la réaction dans le sens direct.
- La diminution de la pression déplace la réaction dans le sens direct.

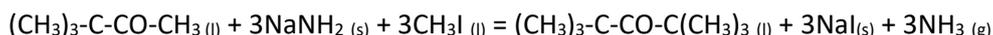
### Question 10 : BC

- Faux** : car  $\Delta H$  est négatif
- Vrai** : car  $N$  est un gaz et entraîne une augmentation de la pression. La réaction souhaite donc éliminer cette pression en éliminant du gaz et pour cela elle s'oriente dans le sens direct car le coefficient stoechiométrique de  $CO_2$  est plus petit que celui de  $O_2$  et ces deux molécules sont les deux seuls gaz de la réaction.
- Vrai** : En ajoutant du  $CO_2$  on augmente aussi la pression donc on devrait déplacer la réaction dans le sens direct mais dans ce cas  $CO_2$  est un produit et appartient à la réaction donc si on en ajoute du  $CO_2$  la réaction s'oppose à notre action en éliminant le  $CO_2$ . Donc orientation dans le sens indirect. L'élimination d'un produit ou d'un réactif prime sur la rectification de la pression

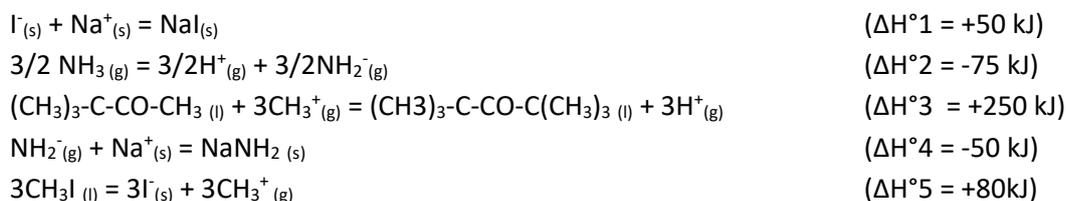
- D. **Faux** : la réaction est exothermique donc elle libère de la chaleur. Si on augmente la température la réaction va s'opposer en voulant la diminuer donc en limitant la libération de chaleur au maximum. On ira donc dans le sens indirect
- E. **Faux** : si on diminue la pression la réaction veut l'augmenter en fabriquant plus de gaz donc en allant dans le sens indirect car le coefficient stoechiométrique de CO<sub>2</sub> est plus petit que celui de O<sub>2</sub>

### Question 11 :

Déterminez le  $\Delta H$  de la réaction suivante (appelée alkylation de Haller-Bauer) :



A l'aide des réactions suivantes :

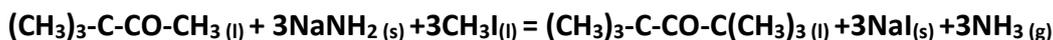


- A.  $\Delta H = -630 \text{ kJ}$   
 B.  $\Delta H = +480 \text{ kJ}$   
 C.  $\Delta H = +780 \text{ kJ}$   
 D.  $\Delta H = -180 \text{ kJ}$   
 E.  $\Delta H = +630 \text{ kJ}$

### Question 11 : C

Comme vu dans le cours, le  $\Delta H$  est une variable d'état, elle ne dépend donc pas du chemin parcouru pour passer d'un état initial à un état final mais seulement de ces deux états.

On va donc passer par plusieurs réactions intermédiaires avant d'arriver à la réaction suivante :



On fera ensuite la somme des  $\Delta H$  partiels pour obtenir le  $\Delta H$  total de la réaction :

D'abord on s'occupe des réactifs donnés :

1) On prend d'abord la 5<sup>e</sup> réaction :



On a en effet les réactifs nécessaires et on est dans le bon sens de la réaction avec de bons coefficients stœchiométriques. On gardera donc  $\Delta H_A = +80 \text{ kJ}$  pour la somme finale.

2) Il nous faut ensuite la quatrième réaction :



Mais cette fois il nous faut prendre cette réaction en sens inverse car NaNH<sub>2</sub> (s) qui est un produit ici doit être consommé en tant que réactif de notre réaction. De plus, il faudra en

consommer 3 fois plus que dans cette réaction partielle On prendra donc  $\Delta H_B = -3 \cdot \Delta H^{\circ}_4 = +150 \text{ kJ}$

3) Nous avons formé  $3\text{CH}_3^+(\text{g})$  avec la première réaction, la troisième de nos réactions partielles est ainsi possible :



Comme pour la première réaction, le sens de la réaction est bon tout comme les coefficients stœchiométriques donc nous garderons  $\Delta H_C = +250 \text{ kJ}$  pour la somme finale.

4) Nous avons formé  $\text{NH}_2^-(\text{g}), \text{Na}^+(\text{s}), \text{H}^+(\text{g})$  et  $\text{I}^-(\text{s})$  qui n'apparaissent pas dans le bilan de la réaction globale. Nous allons les consommer à l'aide des deux premières réactions partielles pour former les produits adéquats :

On va utiliser la première réaction de façon à former  $\text{NaI}(\text{s})$ . Nous sommes donc encore une fois dans le bon sens mais il nous faudra  $3 \Delta H^{\circ}_1$ , on aura donc  $\Delta H_D = +150 \text{ kJ}$ .

Et on utilisera la seconde en sens inverse et avec un  $\Delta H$  doublé pour la seconde réaction partielle on aura donc  $\Delta H_E = +150 \text{ kJ}$ .

**Nous avons désormais consommé les réactifs donnés pour former les produits finaux. Nous pouvons calculer le  $\Delta H_{\text{total}}$  :**

$$\Delta H_{\text{total}} = 80 + 150 + 250 + 150 + 150 = +780 \text{ kJ}$$

C VRAI

### Question 12 :

Si on considère la réaction précédente :

- A. Une augmentation de la pression déplace la réaction dans le sens direct.
- B. Une augmentation de la pression déplace la réaction dans le sens indirect.
- C. Une augmentation de la pression n'aura pas d'impact sur l'évolution de la réaction.
- D. En terme de quantité de matière, les trois quarts d'entités réactives liquides sont constituées par le  $\text{CH}_3\text{I}$  liquide.
- E. Si on diminue la température du milieu réactionnel, on favorise le sens indirect de la réaction.

### Question 12 : BDE

→ A et C **fausses**, B **juste** : On voit qu'on a une seule entité gazeuse à droite du bilan réactionnel. L'ajout de pression va donc inhiber la formation de gaz puisque le système va au contraire vouloir le consommer et donc favoriser le sens indirect de la réaction.

→ D **juste** : on voit en effet que pour 1 mole de  $(\text{CH}_3)_3\text{-C-CO-CH}_3 (\text{l})$  on a 3 moles de  $\text{CH}_3\text{I} (\text{l})$  en réactifs.

→ E **juste** : Le  $\Delta H_{\text{total}}$  étant positif, la réaction est endothermique, elle absorbe donc la chaleur du système dans lequel elle évolue. Or si on diminue la température, elle va tendre à produire cette chaleur pour amortir la baisse de température, on va ainsi favoriser le sens indirect de la réaction.

### Question 13 :

A propos des indications suivantes, lesquelles sont justes ?

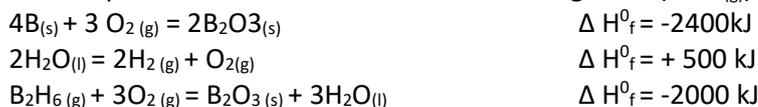
- A. Une réaction chimique endothermique a une enthalpie de réaction négative car elle consomme de l'énergie en absorbant de la chaleur.
- B. Le potentiel chimique d'un constituant x dans son système est son enthalpie libre molaire.
- C. Le second principe thermodynamique mesure le désordre, la valeur du désordre à l'échelle macroscopique de l'univers ne peut qu'augmenter.
- D. La pression, la température, la concentration et le potentiel chimique sont des valeurs intensives, en effet leur valeur est proportionnelle à la quantité de matière du système.
- E. La loi de Van'tHoff sert à prévoir le sens de variation de l'équilibre chimique lorsqu'on a des variations de température.

### Question 13 : BCE

- A. **Faux** : le professeur Terreux parle d'un système « égoïste » car lorsque la réaction prend de la chaleur, son enthalpie de réaction est POSITIVE.
- B. **Vraie** : En effet, ces deux notions sont identiques, encore une phrase du cours qui provient de la diapo n°46
- C. **Vraie** : ce désordre est nommé entropie S
- D. **Faux** : la première partie de la phrase est juste mais la seconde non, leur valeur est tout à fait indépendante de la quantité de matière du système.
- E. **Vraie** : En effet cette notion est mise en avant par le professeur dans la diapo n°58

### Question 14 :

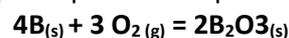
Calculer l'enthalpie standard de formation du diborane gazeux ( $B_2H_6(g)$ ) à l'aide des données suivantes :



- A.  $\Delta H_f^0(B_2H_6(g)) = 0 \text{ kJ}$
- B.  $\Delta H_f^0(B_2H_6(g)) = +800 \text{ kJ}$
- C.  $\Delta H_f^0(B_2H_6(g)) = + 50 \text{ kJ}$
- D.  $\Delta H_f^0(B_2H_6(g)) = - 1150 \text{ kJ}$
- E.  $\Delta H_f^0(B_2H_6(g)) = - 50 \text{ kJ}$

### Question 14 : C

L'enthalpie de formation d'une molécule est l'enthalpie nécessaire pour en former une mole à partir de corps simples. On part donc de corps simples avec la première réaction :



Cependant, il ne nous faut qu'une seule mole de  $B_2O_{3(s)}$ , nous prendrons ainsi que la moitié de l'enthalpie de réaction de la réaction précédente, soit  $-1200 \text{ kJ}$ .

Il nous reste donc 3 moles d'  $H_2O_{(l)}$  pour pouvoir former une mole de diborane grâce à la dernière réaction. Nous allons utiliser la seconde réaction ( $2H_2O_{(l)} = 2H_{2(g)} + O_{2(g)}$ ) dans le sens inverse de ce qui est donné et avec un coefficient de 1,5.

La seconde enthalpie de réaction est donc de  $500 * (-1,5) = -750 \text{ kJ}$

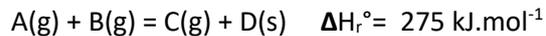
Nous utilisons enfin la dernière réaction  $\text{B}_2\text{H}_6(\text{g}) + 3\text{O}_2(\text{g}) = \text{B}_2\text{O}_3(\text{s}) + 3\text{H}_2\text{O}(\text{l})$  en sens inverse et donc la dernière enthalpie de réaction est de +2000kJ .

L'enthalpie de formation du diborane est donc de :

$$-1200 -750 + 2000 = +50\text{kJ} \quad \text{Donc réponse C VRAI}$$

### Question 15 :

Un réacteur dont l'enceinte est indilatable est le siège de la réaction suivante :



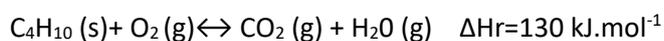
- A. La réaction est exothermique.
- B. L'ajout de D(g) déplace la réaction dans le sens direct.
- C. L'ajout de D(s) déplace la réaction dans le sens indirect.
- D. L'ajout de C(g) déplace la réaction dans le sens indirect.
- E. Une augmentation de la pression n'entraînerait aucune modification.

### Question 15 : BD

- A. **Faux** :  $H_r$  est positif donc la réaction est endothermique
- B. **Vrai** : Dans une enceinte indilatable, l'ajout d'un gaz (quel qu'il soit) entraîne une augmentation de la pression. La réaction va donc s'opposer à cette augmentation de pression en diminuant sa production de gaz. En allant dans le sens direct on consomme deux molécules de gaz pour en produire une seule. On diminue donc la pression et c'est ce que l'on cherche. La réaction se déplace donc dans le sens direct
- C. **Faux** : L'ajout d'un solide ou d'un liquide (même s'il fait partie des réactifs ou des produits) ne modifie pas la réaction.
- D. **Vrai** : Si on ajoute du C(g) la réaction va vouloir éliminer ce C(g) en allant dans le sens indirect. Attention toutefois car l'ajout de C(g) entraîne aussi une augmentation de pression et d'après le raisonnement de l'item B on serait tenté de dire que la réaction va être orientée dans le sens direct ce qui est contradictoire ! Dans une telle situation la réaction s'occupe d'abord d'éliminer le C(g) avant de s'occuper de diminuer la pression.
- E. **Faux** : Si on augmente la pression la réaction va vouloir la diminuer en allant dans le sens direct (cf item B)

### Question 16 :

Un réacteur dont l'enceinte est indilatable est le siège de la réaction suivante :



- A. Si on ajoute du  $\text{C}_4\text{H}_{10}$ , la réaction chimique est déplacée dans le sens direct.
- B. La réaction est endothermique.
- C. L'augmentation de la température déplace la réaction dans le sens direct.
- D. L'augmentation de la pression déplace la réaction dans le sens direct.
- E. L'ajout de  $\text{CO}_2(\text{g})$  déplace la réaction dans le sens direct.

### Question 16 : BC

**A FAUX** L'ajout d'un solide réactif n'entraîne pas de déplacement de l'équilibre chimique.

**B VRAI** En effet, lorsque le  $\Delta H_r$  est positif, on parle de réaction endothermique. Ici, le  $\Delta H_r$  est bien positif (+130 kJ.mol<sup>-1</sup>) donc la réaction est endothermique.

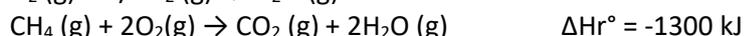
**C VRAI** L'augmentation de température, lors d'une réaction, déplace celle-ci dans le sens endothermique. Ainsi, comme nous venons de le voir notre réaction est endothermique, elle se déplace donc dans le sens direct (de la gauche vers la droite).

**D FAUX** Le système va vouloir s'opposer à notre action. Il va donc vouloir diminuer la pression. Ainsi, on va dans le sens de diminution du nombre de mole de gaz qui est ici le sens indirect (de la droite vers la gauche). En effet, en allant dans le sens indirect, on consomme 2 moles de gaz (CO<sub>2</sub> et H<sub>2</sub>O) pour n'en retrouver plus qu'une (O<sub>2</sub>). Cette donc dans ce sens que sera déplacé la réaction.

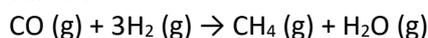
**E FAUX** C'est toujours le même principe, le système veut s'opposer à notre action. Ainsi, le système va vouloir consommer le CO<sub>2</sub> et donc le déplacement se fera dans le sens indirect.

### Question 17 :

Soit les réactions suivantes :



Calculer le  $\Delta H_r^\circ$  de la réaction suivante :



- A. 200 kJ
- B. -1200kJ
- C. -200kJ
- D. -1400kJ
- E. 1200kJ

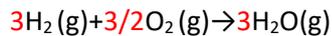
### Question 17 : E

On souhaite obtenir la réaction suivante :  $\text{CO (g)} + 3\text{H}_2 \text{ (g)} \rightarrow \text{CH}_4 \text{ (g)} + \text{H}_2\text{O (g)}$

**Donc pour obtenir le bon nombre de CO (g) :** On se sert de la première réaction qui nous ai donnée, soit :  $\text{CO (g)} + 1/2\text{O}_2 \text{ (g)} \rightarrow \text{CO}_2 \text{ (g)}$  : Le CO est présent en bonne quantité et est en tant que réactif. On utilise donc une fois la réaction numéro 1 dans le sens direct, on prend donc la valeur de son enthalpie qui vaut  $\Delta H_r^\circ = -1600 \text{ kJ}$ .

**Pour obtenir le bon nombre de H<sub>2</sub> (g) :** On utilise la deuxième réaction :  $\text{H}_2 \text{ (g)} + 1/2\text{O}_2 \text{ (g)} \rightarrow \text{H}_2\text{O (g)}$ . On doit multiplier le nombre de moles et l'enthalpie de la réaction par 3 pour obtenir le bon nombre

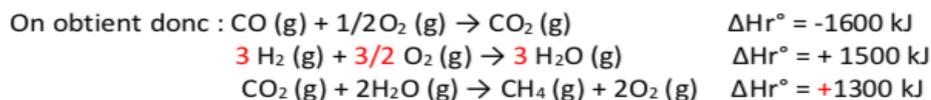
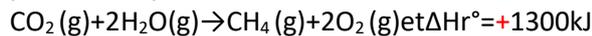
de H<sub>2</sub>. Cependant le H<sub>2</sub> est bien présent en réactif on utilise donc la réaction dans le sens direct et par conséquent on n'a pas changé le signe de son enthalpie :



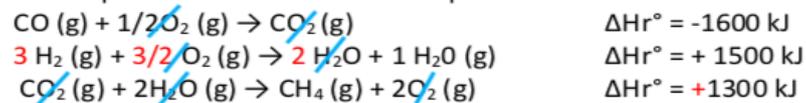
En utilisant cette réaction on voit également qu'on obtient l'H<sub>2</sub>O des produits de la réaction que l'on cherche. On prend comme enthalpie :  $\Delta H_r^\circ = 3 \cdot 500 \text{ kJ} = +1500 \text{ kJ}$

**Pour obtenir le CH<sub>4</sub>(g) :** On utilise la troisième réaction :  $\text{CH}_4(\text{g}) + 2\text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{g}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{g})$

On a donc le bon nombre de CH<sub>4</sub>. Cependant le CH<sub>4</sub> est ici un réactif or nous souhaitons obtenir un produit, on prend donc la réaction dans le sens indirect et on change le signe de l'enthalpie :



On élimine les molécules présentes à la fois dans les produits et dans les réactifs :



Il nous reste donc :  $\text{CO}(\text{g}) + 3\text{H}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CH}_4(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{g})$

On additionne les enthalpies  $-1600 + 1500 + 1300 = +1200 \text{ kJ}$

Réponse **E VRAI**

### Question 18 :

Parmi les propositions suivantes, indiquer celle(s) qui est/sont juste(s) :

Une réaction dont l'enceinte est dilatable est le siège de la réaction suivante :



- A. L'ajout de CO<sub>2</sub>(g) déplace la réaction dans le sens indirect.
- B. L'augmentation de pression déplace la réaction dans le sens direct.
- C. La réaction est exothermique.
- D. L'ajout de C<sub>2</sub>H<sub>5</sub>OH(l) déplace la réaction dans le sens direct.
- E. La diminution de température déplace la réaction dans le sens direct.

### Question 18 : **ACDE**

**A VRAI** Le système va chercher à s'opposer à notre action. Ainsi, le déplacement de la réaction se fera dans le sens de consommation du CO<sub>2</sub>(g). Il s'agit ici du sens indirect.

**B FAUX** Attention, on est ici dans le cas d'une enceinte **dilatable**. Dans ce type d'enceinte, l'ajout de pression ou d'un gaz non présent dans la réaction chimique n'a aucun effet sur celle-ci.

L'augmentation de pression ne va pas déplacer la réaction.

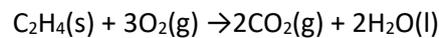
**C VRAI** Lorsque le  $\Delta H_r$  est négatif la réaction est exothermique. Au contraire, lorsque le  $\Delta H_r$  est positif on parle de réaction endothermique. Ici le  $\Delta H_r$  est de  $-520\text{kJ}$ , la réaction est donc exothermique.

**D VRAI** La système va s'opposer à notre action et va donc chercher à consommer le  $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} (l)$ . La réaction sera donc déplacée dans le sens direct.

**E VRAI** Lorsque la température diminue, la réaction se déplace dans le sens exothermique. Comme nous l'avons vu item C la réaction est exothermique. Ainsi lorsqu'on diminue la température la réaction se déplace dans le sens direct.

### **Question 19 :**

A l'aide des données ci-dessous, déterminer le  $\Delta H^0_{\text{comb}}$ , l'énergie de combustion, de la réaction suivante:



Données :

El(C-C) :  $350\text{kJ/mol}$   
El(C=C) :  $600\text{kJ/mol}$   
El(C-H) :  $400\text{kJ/mol}$   
El(O-O) :  $300\text{kJ/mol}$   
El(O=O) :  $500\text{kJ/mol}$   
El(C=O) :  $750\text{kJ/mol}$   
El(H-O) :  $450\text{kJ/mol}$

- A.  $-1700\text{kJ}$
- B.  $1700\text{kJ}$
- C.  $-1100\text{kJ}$
- D.  $1100\text{kJ}$
- E.  $-1350\text{kJ}$

### **Question 19 : C**

$$\Delta H^0 = \sum \text{El}(\text{réactifs}) - \sum \text{El}(\text{produits})$$

$$\Delta H^0_{\text{comb}} = [(C=C) + (4*(C-H)) + (3*(O=O))] - [(4*(C=O)) + (4*(H-O))]$$

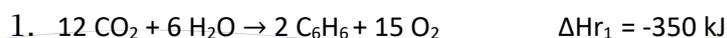
$$\Delta H^0_{\text{comb}} = (600+1600+1500) - (3000+1800)$$

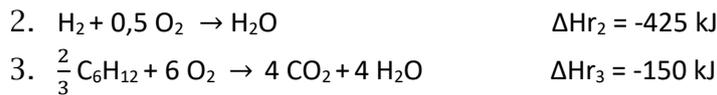
$$\Delta H^0_{\text{comb}} = 3700 - 4800 = -1100\text{kJ/mol} \quad \text{Réponse C VRAI}$$

### **Question 20 :**

Calculer le  $\Delta H_r$  de la réaction suivante :  $\text{C}_6\text{H}_6 + 3\text{H}_2 \rightarrow \text{C}_6\text{H}_{12}$

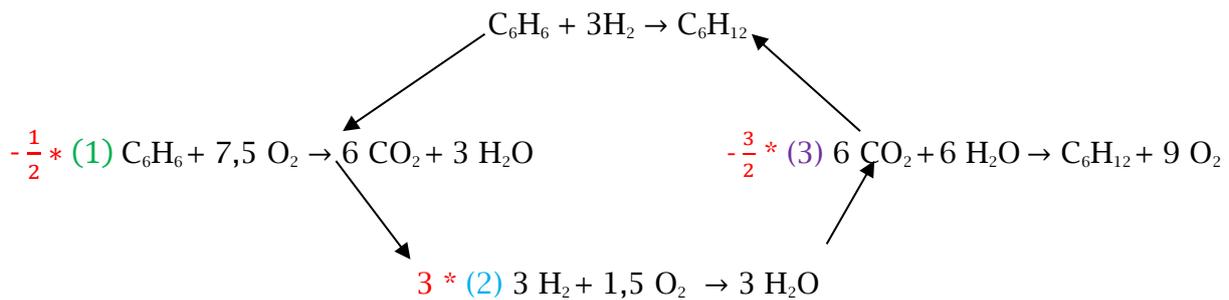
Données :





- A. +75 kJ  
 B. - 925 kJ  
 C. - 875 kJ  
 D. - 385 kJ  
 E. - 250 kJ

**Question 20 : C**



Il faut utiliser la loi de Hess :  $\Delta H^\circ_r = \sum \Delta H^\circ_f(\text{produits}) - \sum \Delta H^\circ_f(\text{réactifs})$

Comme c'est une fonction d'état, le résultat ne dépend pas du chemin suivi. Ce principe de cours nous permet de mettre en place un **cycle de Hess**.

Pour le constituer, je vous conseille de recopier au brouillon la réaction, puis de suivre ces étapes :

- On part d'une réaction qui contient un des **réactifs**, ici la (1) avec  $\text{C}_6\text{H}_6$ .
- On enchaîne par une réaction qui a comme **réactif**, un **produit** de la réaction précédente OU une réaction qui contient un autre réactif de notre équation de départ, ici la (2) avec  $\text{H}_2$ .
- On termine par la réaction contenant notre produit, ici la (3) avec  $\text{C}_6\text{H}_{12}$ .
- On écrit directement nos équations dans le bon sens (en fonction de l'élément qu'on veut mettre en réactif ou en produit dans l'équation, sans s'occuper des autres éléments). On met un signe – lorsque l'on change le sens par rapport à ce qui est dans l'énoncé.
- Une fois que tout ça est fait, on ajuste les coefficients en fonction de notre réaction de départ (même nombre de mole de réactifs et de produits dans les équations intermédiaires). Ici on veut 1  $\text{C}_6\text{H}_6$ , 3  $\text{H}_2$  et 1  $\text{C}_6\text{H}_{12}$ . Puis on compte le nombre de moles de tous les autres éléments présents, qui doit être égal chez les produits et chez les réactifs, par exemple  $7,5 + 1,5 \text{O}_2 = 9 \text{O}_2$ . On réajuste alors au besoin. On note le coefficient à côté de chaque réaction.

Enfin on peut procéder au calcul numérique, avec les  $\Delta H^\circ_r$ , les coefficients et le signe.

$$\Delta H^\circ_r = -\frac{1}{2} * -350 + 3 * -425 - \frac{3}{2} * -150 = 175 - 1275 + 225 = -875 \text{ kJ} \rightarrow \text{Réponse C VRAIE.}$$

### Question 21 :

Dans un réacteur dont l'enceinte est dilatable, on effectue la réaction suivante :



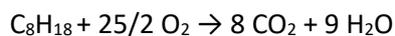
- A. L'ajout de  $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$  déplace la réaction dans le sens direct.
- B. L'ajout de  $\text{SO}_4^{2-}$  déplace la réaction dans le sens indirect.
- C. L'ajout d'eau ne déplace pas l'équilibre.
- D. Si on augmente la température, la réaction est déplacée dans le sens direct.
- E. La réaction est exothermique.

### Question 21 : BCE

- A. **FAUX.**  $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$  est sous forme solide par conséquent il ne déplace pas la réaction.
- B. **VRAI.**  $\text{SO}_4^{2-}$  est un produit, il déplace l'équilibre dans le sens de sa consommation, c'est à dire dans le sens indirect.
- C. **VRAI.** L'eau est ici un solvant et n'a aucune activité. (**Rappel** : liquide faisant partie de la réaction → déplace l'équilibre, simple solvant → ne déplace pas l'équilibre).
- D. **FAUX.** Si on augmente la température le système va chercher à compenser en utilisant la chaleur comme énergie, la réaction se déplace alors dans le sens endothermique (soit indirect).
- E. **VRAI.** D'après la convention du banquier, le système perd de la chaleur, la réaction est bien exothermique.

### Question 22 :

Soit la réaction suivante, à l'aide des énergies de liaisons (kJ) données ci-dessous, calculer son enthalpie standard de réaction



Aides au calcul :  $12,5 \cdot 4 = 50$  ;  $16 \cdot 15 = 240$  ;  $18 \cdot 11 = 198$

Liaison	Energie (kJ)
C-C	100
C=C	70
C-H	50
O=O	400
C-O	250
C=O	150
O-H	110

- A.  $\Delta H_r^\circ = -2\,220 \text{ kJ}$ .
- B.  $\Delta H_r^\circ = -222 \text{ kJ}$ .

- C.  $\Delta H_r^\circ = +222 \text{ kJ}$ .
- D.  $\Delta H_r^\circ = +2\,220 \text{ kJ}$ .
- E.  $\Delta H_r^\circ = +22\,200 \text{ kJ}$ .

### Question 22 : D

1) On va écrire nos molécules sous forme développée



2) On peut alors compter nos liaisons, on a :

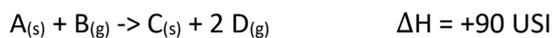
- 7 C-C
- 18 C-H
- 12,5 O=O
- 16 C=O
- 18 O-H

3) On passe au calcul littéral, **pour les énergies de liaisons et de combustion on utilise l'inverse de la loi de Hess**  $\Delta H_r^\circ = \sum \Delta H^\circ_{\text{comb}}(\text{réactifs}) - \sum \Delta H^\circ_{\text{comb}}(\text{produits})$

$$\begin{aligned}
 &= 7(\text{C-C}) + 18(\text{C-H}) + 12,5(\text{O=O}) - (16(\text{C=O}) + 18(\text{O-H})) \\
 &= 7 \cdot 100 + 18 \cdot 50 + 12,5 \cdot 400 - (16 \cdot 150 + 18 \cdot 110) \\
 &= 700 + 900 + 5000 - (2400 + 1980) \\
 &= 6600 - 4380 \\
 &= 2220 \text{ kJ, Réponse D VRAI.}
 \end{aligned}$$

### Question 23 :

La réaction suivante a lieu dans une enceinte indilatable :



- A. La diminution de la température déplace l'équilibre dans le sens direct.
- B. L'ajout de  $\text{H}_{2(g)}$ ,  $\text{H}_2$  n'étant ni B ni D, déplace la réaction dans le sens indirect.
- C. L'ajout de A déplace la réaction dans le sens endothermique.
- D. L'augmentation de pression ne déplace pas l'équilibre.
- E. Le  $\Delta n_{(g)}$  est positif.

### Question 23 : BE

- A. **FAUX**. La réaction est **endothermique**. La diminution de température conduit à déplacer l'équilibre dans le sens indirect (soit le sens exothermique).
- B. **VRAI**. L'ajout d'un gaz ne faisant pas parti de la réaction dans une enceinte indilatable revient à augmenter la pression. Pour compenser, l'équilibre se déplace du côté contenant le moins de moles de gaz, soit dans le sens indirect.
- C. **FAUX**. A est un solide, il ne déplace pas la réaction.
- D. **FAUX**. Voir B.

- E. **VRAI**. La différence de moles de gaz est positive, en effet on a 2 moles dans les produits et une mole dans les réactifs. Lorsque le  $\Delta n_{(g)}$  vaut 0, l'équilibre ne se déplace pas en cas d'augmentation de la pression (**traité cette année en ED**).