



BLAISE PASCAL
PT 2019-2020

Transferts thermiques lors des transformations chimiques

Au programme

Extrait du programme officiel : partie 5 « Thermodynamique de la transformation chimique », bloc 1 « Application du premier principe à la transformation chimique ».

Notions et contenus	Capacités exigibles
État standard. Enthalpie standard de réaction. Enthalpie standard de formation, état standard de référence d'un élément. Loi de Hess.	Calculer l'enthalpie standard de réaction à l'aide de tables de données thermodynamiques et de la loi de Hess.
Effets thermiques pour une transformation isobare : ▷ transfert thermique causé par la transformation chimique en réacteur isobare isotherme (relation $\Delta H = Q_P = \xi \Delta_r H^\circ$) ; ▷ transformation chimique exothermique ou endothermique.	Prévoir le sens du transfert thermique entre le système en transformation chimique et le milieu extérieur. Évaluer la température atteinte par un système siège d'une transformation chimique supposée isobare et réalisée dans un réacteur adiabatique. Mettre en œuvre une démarche expérimentale mettant en jeu des effets thermiques d'une transformation chimique.

En **gras**, les points devant faire l'objet d'une approche expérimentale.

Au concours

- ▷ Écrit : tous les ans à l'épreuve de chimie.
- ▷ Oral : souvent.

Plan du cours

I	Système en transformation chimique	2
I.1	Rappels de vocabulaire	2
I.2	Définition du système thermodynamique	2
I.3	Définition de la transformation thermodynamique.	3
II	Variation d'enthalpie lors d'une transformation chimique	4
II.1	État standard.	5
II.2	Enthalpie standard de réaction.	5
II.3	Calculer l'enthalpie standard de réaction : loi de Hess	7
II.4	Approximation d'Ellingham, changements d'état	11
III	Effets thermiques des transformations isobares	11
III.1	Cas d'une transformation isotherme : transfert thermique libéré	11
III.2	Cas d'une transformation adiabatique : température de fin de réaction.	12

L'énergie nécessaire au fonctionnement de nombre de machines thermiques provient de la combustion de dérivés du pétrole ou du gaz naturel : elle est donc libérée par une transformation chimique sous forme de transfert thermique. L'objectif de ce chapitre est d'apprendre à le calculer.

L'approche est assez similaire à l'étude des changements d'états : nous apprendrons à calculer la variation d'enthalpie d'un système au cours d'une transformation chimique, puis à l'aide du premier principe nous la relierons aux grandeurs d'intérêt que sont le transfert thermique libéré ou la température en fin de réaction.

I - Système en transformation chimique

I.1 - Rappels de vocabulaire

- ▷ Une **entité chimique** est un atome, molécule, ion, etc. pouvant être identifié individuellement. Une entité chimique est caractérisée par sa formule chimique et si besoin sa structure géométrique.

Exemples : un ion Na^+ , une molécule H_2O , un atome Fe .

- ▷ Un **élément chimique** regroupe l'ensemble des atomes et des ions monoatomiques dont le noyau contient le même nombre de protons. Un élément chimique est caractérisé par son numéro atomique Z .

Exemples :

Espace 1

Tous les éléments chimiques connus sont répertoriés dans le tableau périodique des éléments.

- ▷ Une **espèce chimique** regroupe un nombre macroscopique d'entités chimiques identiques. C'est l'analogue macroscopique de l'entité chimique.

Exemples :

Espace 2

Une espèce chimique peut exister sous différents états physiques (gaz, liquide, solide), et potentiellement dans plusieurs réseaux cristallins différents à l'état solide, appelés **variétés allotropiques**.

- ▷ Un **constituant physico-chimique** est une espèce chimique dans un état physique donné, que l'on indique en indice et entre parenthèses.

Exemples : $\text{Fe}_{(s)}$; $\text{H}_2\text{O}_{(l)}$; $\text{H}_2\text{O}_{(g)}$; $\text{SO}_4^{2-}_{(aq)}$, etc.

- ▷ Un **corps pur** est un échantillon macroscopique de matière ne contenant qu'un seul type d'entités chimiques.

Exemples : Un volume d'eau pure ou un échantillon de fer métallique purifié constituent des corps purs. Au contraire, un mélange eau-éthanol, une solution aqueuse contenant des ions ou un solide ionique n'en sont pas.

Si l'entité chimique ne contient qu'un seul type d'atomes, le corps pur est dit **simple**, et dans le cas contraire il est dit **composé**.

Exemples : $\text{Fe}_{(s)}$, $\text{O}_{2(g)}$ ou $\text{O}_{3(g)}$ sont des corps purs simples, alors que $\text{FeO}_{(s)}$, $\text{H}_2\text{O}_{(l)}$ ou $\text{CH}_4(g)$ sont des corps purs composés.

I.2 - Définition du système thermodynamique



Le système thermodynamique considéré est constitué de l'ensemble des constituants physico-chimiques contenus dans un volume de contrôle délimité par la surface du réacteur, que l'on suppose fermé.

Ainsi, notre système peut échanger de l'énergie avec l'extérieur, mais pas de matière. Cependant, sa composition est susceptible d'évoluer sous l'effet de transformations physiques (changements d'état) ou chimiques. Un tel système est qualifié de **système physico-chimique**.

Certains constituants peuvent ne pas participer aux transformations : ils sont alors qualifiés d'**inertes** ou de **spectateurs**.

Remarque : en combinant ce chapitre avec le cours de thermodynamique industrielle, il ne reste en fait qu'un pas pour considérer le cas des réacteurs ouverts.

- **Description d'un système physico-chimique**

Pour décrire complètement un système physico-chimique à un instant donné, il faut connaître :

- ▷ les quantités de matière n_i des différents constituants physico-chimiques, ce qui peut se faire de manière indirecte, en particulier via la connaissance d'un avancement de réaction ξ et des quantités de matière initiales;
- ▷ deux grandeurs d'état, la plupart du temps T et P ou parfois T et V .

- **Paramètres intensifs de composition**

- ▷ **Fraction molaire** du constituant i :

$$\rightsquigarrow \text{ puisque } \sum_i n_i = n_{\text{tot}}, \text{ alors } \sum_i x_i = 1.$$

Espace 3

- ▷ S'il s'agit d'un gaz, **pression partielle** :

$$\rightsquigarrow \text{ puisque } \sum_i x_i = 1, \text{ alors } \sum_i p_i = P.$$

Espace 4

Physiquement, la pression partielle représente la pression qui règnerait dans le réacteur si le constituant i y était seul : même quantité de matière dans le même volume total à la même température ... mais sans les autres gaz. Pour un gaz parfait (hypothèse implicite),

$$p_i = x_i P = \frac{x_i n_{\text{tot}} RT}{V} = \frac{n_i RT}{V}$$

Remarque : Rappelons au passage que la pression P d'un mélange de gaz se calcule à partir de l'équation d'état impliquant la quantité de matière totale de gaz n_{tot} , et inversement.

- ▷ S'il s'agit d'un soluté, **concentration molaire** :

Espace 5.

1.3 - Définition de la transformation thermodynamique



La transformation thermodynamique étudiée est un avancement des transformations physico-chimiques dans des conditions opératoires précisées (monobare, monotherme, adiabatique, etc.).

Cela signifie concrètement que l'avancement ξ de la réaction évolue de $\Delta\xi = \xi_F - \xi_I$... mais en pratique, on suppose toujours $\xi_I = 0$ et on note simplement ξ au lieu de $\Delta\xi$.

- **Avancement de réaction et équation bilan**

Exemple : transformation entre les ions iodure I^- et peroxydisulfate $S_2O_8^{2-}$ (couples redox : I_2/I^- et $S_2O_8^{2-}/SO_4^{2-}$).

Les nombres stœchiométriques ν_i ne font que traduire un bilan de matière global, on peut librement les multiplier par une même constante. Par exemple, une autre équation décrivant la même réaction serait

Espace 6

Ils peuvent également être fractionnaires :

Espace 7

Enfin, ils peuvent être algébriques, avec la convention $\nu < 0$ pour les réactifs et $\nu > 0$ pour les produits :

Espace 8

À cause de la transformation, les quantités de matière varient, mais ce qu'indique l'équation bilan est que ces variations ne sont pas indépendantes les unes des autres.

↪ ces liens sont explicités par un tableau d'avancement.

	0	=	- 2 I ⁻	-	S ₂ O ₈ ²⁻	+	I ₂	+	2 SO ₄ ²⁻
État initial			n_1		n_2		n_3		n_4
Avancement quelconque									

On peut en déduire une relation générale :

$$n_i = n_i(0) + \nu_i \xi,$$

avec ν_i le nombre stœchiométrique algébrique.

Raisonnons maintenant sur une équation bilan multipliée : $0 = -6\text{I}^- - 3\text{S}_2\text{O}_8^{2-} + 3\text{I}_2 + 6\text{SO}_4^{2-}$.

Espace 9

↪ conclusion très importante :



L'avancement dépend des nombres stœchiométriques, et n'a donc de sens que pour une écriture de l'équation bilan.

• Taux d'avancement



On appelle **taux d'avancement** d'une transformation chimique le rapport

$$\tau = \frac{\xi}{\xi_{\max}}.$$

Il est compris entre 0 et 1, et ne dépend pas de l'écriture de l'équation bilan.

II - Variation d'enthalpie lors d'une transformation chimique

Idée de physique : lors d'une transformation physique (changement d'état), par exemple la vaporisation isotherme isobare d'une masse m , la variation d'enthalpie du système s'écrit

$$\Delta H = m \Delta_{\text{vap}} h$$

où l'enthalpie de changement d'état $\Delta_{\text{vap}} h$ est une grandeur tabulée. L'objectif de ce paragraphe est d'aboutir au même type de relation pour une transformation chimique : nous allons montrer que lorsqu'une transformation chimique avance de ξ de manière isotherme isobare, la variation d'enthalpie du système physico-chimique s'écrit

$$\Delta H = \xi \Delta_r H^\circ,$$

où l'**enthalpie standard de réaction** $\Delta_r H^\circ$ se détermine elle aussi à partir de tables thermodynamiques.

Cependant, la situation est ici plus compliquée : tabuler toutes les enthalpies de changement d'état de toutes les espèces chimiques n'est pas chose aisée ... et cela devient infaisable s'il faut considérer toutes les combinaisons d'espèces chimiques donnant lieu à toutes les équations bilan imaginables, sans même parler de prendre en compte l'influence de la température et de la pression. La construction de tables de thermochimie est donc nécessairement plus complexe pour pouvoir contourner cette difficulté.

II.1 - État standard

Les grandeurs thermodynamiques relatives à chaque espèce chimique ne sont tabulées que dans un état particulier appelé **état standard**.

Notation : toute grandeur thermodynamique relative à l'état standard est indiquée d'un zéro en exposant, p.ex. H_m° pour une enthalpie molaire standard.



On appelle **état standard** associé à un constituant physico-chimique pur ou dans un mélange un état où il est pur, dans une phase idéale, à la pression standard $P = p^\circ = 1,0 \cdot 10^5 \text{ Pa}$, et à la même température T que le système réel.

↔

Espace 10

État physique	État standard associé	Pression	Temp.
Constituant gazeux, pur ou en mélange, pression (partielle) P_i , température T .			
Constituant en phase condensée, pur ou en mélange, pression P , température T .			
Solvant pression P , température T .			
Soluté pression P , température T .			

Remarque : On remarque donc que certains états standard sont fictifs.

Les tables thermodynamiques sont généralement données à 298 K, mais il ne s'agit que d'un cas particulier.

II.2 - Enthalpie standard de réaction

On considère une réaction chimique, impliquant un ensemble de constituants physico-chimique A_i , d'équation bilan



a) Enthalpie de réaction

On appelle **enthalpie de réaction**

$$\Delta_r H = \left. \frac{\partial H}{\partial \xi} \right|_{T,P}$$

L'enthalpie de réaction dépend a priori de T , P et ξ . Elle s'exprime en $\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Interprétation physique :

Espace 11

Lien aux enthalpies molaires des constituants : exprimons l'enthalpie du système dans un état d'avancement ξ quelconque.

Espace 12

L'enthalpie de réaction est reliée aux enthalpies molaires des différents constituants par

$$\Delta_r H = \sum_i \nu_i H_{m,i} = \sum_{\text{produits}} \nu_p H_{m,p} - \sum_{\text{réactifs}} \nu_r H_{m,r}$$

avec $H_{m,i}$ l'enthalpie molaire du constituant i et ν_i son nombre stœchiométrique algébrique.

Remarque : autant il est intuitif que $H_{m,i}$ dépende de T et P , autant la dépendance en ξ de l'enthalpie de réaction n'est pas évidente avec cette écriture. Elle vient d'effets de mélange : les interactions intermoléculaires microscopiques diffèrent dans un corps pur ou un mélange (logique!), ce qui se répercute à l'échelle macroscopique sur les enthalpies molaires qui dépendent de la composition du système.

b) Enthalpie standard de réaction

Approximation usuelle : L'enthalpie d'un gaz parfait et celle d'une phase condensée idéale sont indépendantes de la pression, et les effets de mélange sont faibles en ce qui concerne l'enthalpie : on peut donc faire l'approximation

$$\forall i, \quad H_{m,i}(T, P, \xi) \simeq H_{m,i}(T, P^\circ) = H_{m,i}^\circ(T).$$

On note dans ce cas

$$\Delta_r H(T, P, \xi) \simeq \Delta_r H^\circ(T).$$

***** Attention !** Cette approximation n'est vraie *que* pour l'enthalpie. En particulier, la différence est non négligeable et lourde de conséquences concernant l'entropie : c'est parce que l'entropie de réaction n'est pas égale à l'entropie standard de réaction qu'il existe des transformations chimiques !

On appelle **enthalpie standard de réaction**

$$\Delta_r H^\circ(T) = \sum_i \nu_i H_{m,i}^\circ(T) = \sum_{\text{produits}} \nu_p H_{m,p}^\circ - \sum_{\text{réactifs}} \nu_r H_{m,r}^\circ$$

avec $H_{m,i}^\circ$ l'enthalpie molaire standard du constituant i pris dans son état standard à la température T .

L'enthalpie standard de réaction ne dépend **QUE** de la température. Elle s'exprime en $\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$. Comme elle dépend des nombres stœchiométriques elle n'a de sens que pour une écriture de l'équation bilan.

c) Variation d'enthalpie d'un système en transformation chimique

Par définition de l'enthalpie de réaction,

$$dH|_{T,P} = \Delta_r H d\xi$$

ce qui se simplifie, compte tenu du paragraphe précédent,

Espace 13

et par intégration sur l'ensemble de la transformation supposée isotherme on obtient

Espace 14

La variation d'enthalpie du système physico-chimique au cours d'une transformation isotherme où la réaction chimique avance de ξ s'écrit

$$\Delta H = \xi \Delta_r H^\circ.$$

***** Attention !** Cette relation n'est pas vraie si la transformation n'est pas isotherme.

On retrouve comme promis l'analogie de l'enthalpie de changement d'état,

$$\begin{aligned} \Delta_{\text{vap}} h = h_V - h_L & \longleftrightarrow \Delta_r H^\circ = \sum_{\text{produits}} \nu_p H_{m,p}^\circ - \sum_{\text{réactifs}} \nu_r H_{m,r}^\circ \\ \Delta H = m \Delta_{\text{vap}} h & \longleftrightarrow \Delta H = \xi \Delta_r H^\circ \end{aligned}$$

Seule différence de taille, l'enthalpie de changement d'état est conventionnellement massique alors que l'enthalpie de réaction est molaire. De plus, un changement d'état est usuellement toujours isotherme mais ce n'est pas le cas d'une transformation chimique.

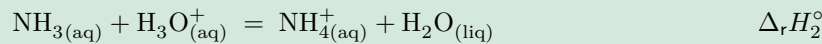
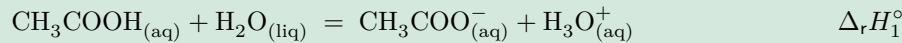
II.3 - Calculer l'enthalpie standard de réaction : loi de Hess

La définition de l'enthalpie standard de réaction donnée au paragraphe précédent permet de comprendre sa signification physique, mais pas de la calculer en pratique. En effet, les enthalpies molaires des constituants ne sont connues qu'à une constante additive près, ou autrement dit l'état pour lequel elles sont nulles peut être choisi librement. Le but de ce paragraphe est d'expliquer comment contourner cette difficulté.

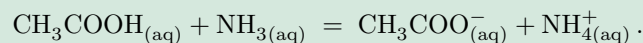
a) Calcul par combinaison linéaire

Exercice C1 : Combinaison linéaires d'équations bilans

On suppose connues les enthalpies standard des deux réactions ci-dessous :



En déduire la valeur de l'enthalpie standard de la réaction



Espace 15

Généralisation : pour toute réaction (R) s'écrivant comme combinaison linéaire de deux autres réactions,

$$(R) = a(R_1) + b(R_2)$$

avec a et b éventuellement fractionnaires et/ou algébriques, alors

$$\Delta_r H^\circ = a \Delta_r H_1^\circ + b \Delta_r H_2^\circ.$$

↪ connaître toutes les enthalpies standard de réaction pour une « base » (au sens mathématique de famille libre et génératrice) de réactions bien choisies permettrait de déterminer toutes les autres par combinaisons linéaires.

b) Réaction de formation d'un corps pur

Considérons un élément chimique (pas une espèce chimique) : C, O, Fe, Cu, etc. Cet élément peut donner lieu à plusieurs corps purs simples, dans différents états d'agrégation.

Exemple : corps purs simples de l'oxygène

Espace 16

On appelle état standard de référence d'un élément chimique à la température T l'état standard de la phase thermodynamiquement stable à la température T et à la pression standard du corps pur simple de plus faible atomicité.

Attention ! L'état standard de référence est associé à un élément chimique. Parler « d'état standard de référence d'une espèce chimique » n'a pas de sens.

Exercice C2 : États standard de référence

Élément	Température	État standard de référence
Chlore	25 °C	
Brome	25 °C	
Fer	25 °C	
Oxygène	100 °C	
Carbone	0 °C	

On appelle **réaction de formation** d'un constituant physico-chimique dans un état physique donné la réaction conduisant à la formation de ce constituant à partir de ses éléments chimiques constitutifs pris dans leur état standard de référence à la température considérée.

L'équation de réaction est écrite avec un nombre stœchiométrique égal à 1 pour le composé étudié.

On appelle **enthalpie de formation** du constituant l'enthalpie standard de sa réaction de formation.

↪ ce sont ces enthalpies de formation qui sont tabulées à partir de mesures expérimentales.

Exemple :

▷ Réaction de formation standard du $\text{CO}_{2(g)}$ à 25 °C :

Espace 17

▷ Réaction de formation standard de $\text{HBr}_{(g)}$ à 25 °C :

Espace 18

Cas particulier très important : exemple du dioxygène gazeux à 25 °C.

Espace 19

L'enthalpie de formation d'un corps simple servant d'état de référence d'un élément chimique est nulle.

🔴🔴🔴 **Attention !** Cela ne signifie pas que son enthalpie molaire est nulle !

De façon plus générale, la donnée de l'enthalpie de formation ne permet pas d'accéder aux enthalpies molaires, mais seulement à leurs différences.

Remarque : il y a une condition sur l'état physique du constituant physico-chimique. Calculons par exemple l'enthalpie de formation du dioxygène liquide.

Espace 20

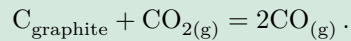
c) Loi de Hess

La loi de Hess permet de déterminer une enthalpie standard de réaction à partir des enthalpies standard de formation des réactifs et produits.

• Démonstration sur un exemple

Exercice C3 : Mise en évidence de la loi de Hess

Considérons la réaction d'équation bilan



- 1 - Écrire cette réaction comme une combinaison linéaire de réactions de formation.
- 2 - En déduire l'enthalpie standard de réaction $\Delta_r H^\circ$ en fonction des enthalpies standard de formation pertinentes.

• Généralisation

L'enthalpie standard à la température T de la réaction

$$0 = \sum_i \nu_i A_i \quad \longleftrightarrow \quad \sum_{\text{réactifs}} \nu_r A_r = \sum_{\text{produits}} \nu_p A_p.$$

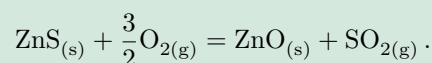
s'obtient à partir des enthalpies standard de formation à la même température de tous les constituants

$$\Delta_r H^\circ(T) = \sum_i \nu_i \Delta_f H_i^\circ(T) = \sum_{\text{produits}} \nu_p \Delta_f H_p^\circ(T) - \sum_{\text{réactifs}} \nu_r \Delta_f H_r^\circ(T).$$

La loi de Hess se généralise en fait à toute fonction d'état additive, et pas seulement à l'enthalpie.

Exercice C4 : Application de la loi de Hess

- 1 - Calculer l'enthalpie de réaction du grillage de la blende ZnS,



- 2 - Écrire l'équation bilan de la combustion du méthane et calculer son enthalpie de réaction.

Données : enthalpies de formation à 298 K, en $\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$.

	ZnS _(s)	ZnO _(s)	SO _{2(g)}	CH _{4(g)}	CO _{2(g)}	H ₂ O _(g)
$\Delta_f H^\circ$	-202,9	-348,0	-296,9	-74,8	-393,5	-241,8

II.4 - Approximation d'Ellingham, changements d'état



Tant qu'aucun constituant physico-chimique ne change d'état, l'enthalpie standard de réaction ne dépend quasiment pas de la température. En revanche, elle est discontinue aux températures de changement d'état.

Exercice C5 : Enthalpie de réaction et changement d'état

La réaction qui a lieu dans une pile à combustible hydrogène-oxygène s'écrit $2\text{H}_{2(\text{g})} + \text{O}_{2(\text{g})} = 2\text{H}_2\text{O}$.

Calculer l'enthalpie standard de la réaction à 100 °C où l'eau formée est liquide, puis à 300 °C où l'eau est formée à l'état gazeux.

Données :

- ▷ Enthalpie standard de formation de l'eau liquide à 25 °C : $\Delta_f H^\circ(\text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}) = -285 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$;
- ▷ Enthalpie molaire standard de vaporisation de l'eau à 100 °C : $\Delta_{\text{vap}} H^\circ = 44 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$.

III - Effets thermiques des transformations isobares

Vous savez depuis bien longtemps qu'une transformation chimique, « ça chauffe ». Nous allons apprendre dans ce paragraphe à quantifier ces effets dans deux cas limites :

- ▷ transformation isotherme : la température du système est constante, toute l'énergie dégagée par la transformation chimique est transmise au milieu extérieur ;
- ▷ transformation adiabatique : la transformation chimique est trop rapide pour que les transferts thermiques avec l'extérieur aient lieu, l'énergie chimique libérée est conservée par le système qui voit sa température augmenter.

III.1 - Cas d'une transformation isotherme : transfert thermique libéré

Considérons le cas d'une transformation isotherme isobare.

Le transfert thermique libéré au cours d'une transformation physico-chimique isobare isotherme s'écrit

$$Q_{\text{libéré}} = -\xi \Delta_r H^\circ.$$

- ▷ Si $Q_{\text{libéré}} > 0$ c'est-à-dire $\Delta_r H^\circ < 0$ la transformation est dite **exothermique**.
- ▷ Si $Q_{\text{libéré}} = 0$ c'est-à-dire $\Delta_r H^\circ = 0$ la transformation est dite **athermique**.
- ▷ Si $Q_{\text{libéré}} < 0$ c'est-à-dire $\Delta_r H^\circ > 0$ la transformation est dite **endothermique**.

Réaction exothermique :

Espace 24

Réaction endothermique :

Espace 25

Remarque : le transfert thermique libéré est parfois appelé chaleur de réaction.

III.2 - Cas d'une transformation adiabatique : température de fin de réaction

Il est fréquent que la durée sur laquelle la réaction chimique a lieu soit bien plus courte que le temps nécessaire aux transferts thermiques avec l'extérieur. L'énergie libérée sert alors à chauffer les produits de réaction.

On appelle **température de flamme** la température du système à l'issue d'une transformation chimique isobare adiabatique.

↪

Espace 26

Méthode de calcul : on procède à un bilan d'enthalpie en raisonnant sur une transformation auxiliaire fictive en deux étapes.

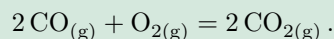
- ▷ d'abord, la transformation chimique isotherme à $T = T_I$
- ▷ suivie de l'échauffement des produits, des réactifs en excès et des constituants inertes jusqu'à T_F .

Attention ! Les constituants inertes n'interviennent pas dans la réaction, mais il ne faut pas oublier de les prendre en compte dans l'échauffement.

↪ erreur fréquente : ne pas oublier le diazote pour les transformations avec de l'air !

Exercice C6 : Combustion isobare du monoxyde de carbone

On s'intéresse à la combustion isobare de $2n$ mol de monoxyde de carbone initialement à $T_0 = 298$ K décrite par la réaction



Son enthalpie de réaction vaut $\Delta_r H^\circ = -565 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Données : capacités thermiques molaires isobares, supposées indépendantes de la température.

	CO	O ₂	N ₂	CO ₂
$C_{P,m}^\circ \text{ (J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}\text{)}$	29,5	30,0	29,2	40,0

1 - La réaction est-elle exothermique ou endothermique ? Observera-t-on une hausse ou une baisse de température du milieu réactionnel ?

2 - On réalise la transformation en utilisant du dioxygène pur apporté dans les conditions stoéchiométriques. Quelle est la quantité de matière de dioxygène utilisée ? Calculer la température de flamme adiabatique.

3 - On utilise maintenant de l'air apporté en excès en quantité telle que l'on ait initialement $2n$ mol de dioxygène dans le réacteur. Calculer la nouvelle température de flamme et la comparer à la précédente. Expliquer.

4 - Question subsidiaire : pourquoi les capacités thermiques ont-elles des valeurs si proches ?