

THERMODYNAMIQUE CHIMIQUE

Généralités : Les états de la matière – Gaz parfaits

Chapitre 1 : Premier principe de la thermodynamique

Chapitre 2 : Application du premier principe de la thermodynamique

Chapitre 3 : Application du deuxième principe de la thermodynamique

Chapitre 4 : Equilibres chimiques

Chapitre 5 : Equilibres physiques

Généralités

Etats de la matière et loi des gaz parfaits

Les états physiques de la matière

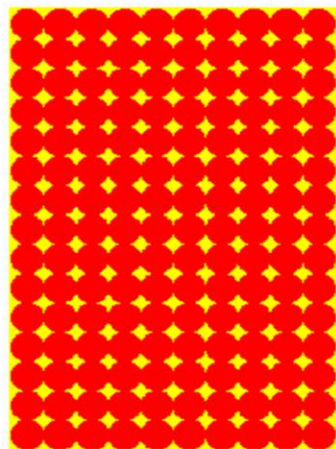
La matière existe principalement sous trois états physiques:

Etat *solide*, *liquide* et *gazeux*

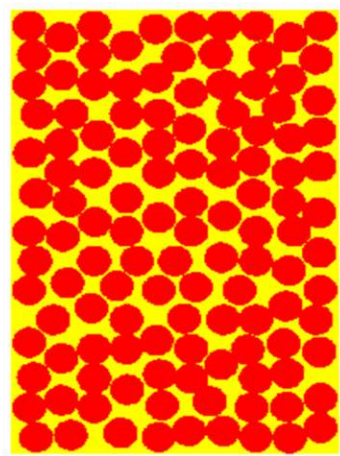
La matière est constituée d'atomes, de molécules ou d'ions, maintenus par des *forces de cohésion* (liaisons).

Ces entités, constituant la matière, sont soumises en permanence à une *agitation thermique* qui se manifeste par la température.

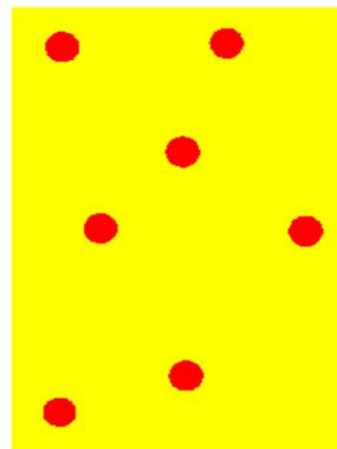
- A l'état solide, l'effet des forces de cohésion est beaucoup plus fort que l'effet de l'agitation thermique
→ les entités sont pratiquement immobiles.
- A l'état liquide, les effets des forces de cohésion et de l'agitation thermique sont à peu près égales en intensité → les entités en contact sont en mouvement les unes par rapport aux autres.
- A l'état gazeux l'effet des forces de cohésion est très faibles devant celui l'agitation thermique
→ les entités sont éloignées les unes des autres.



Solide

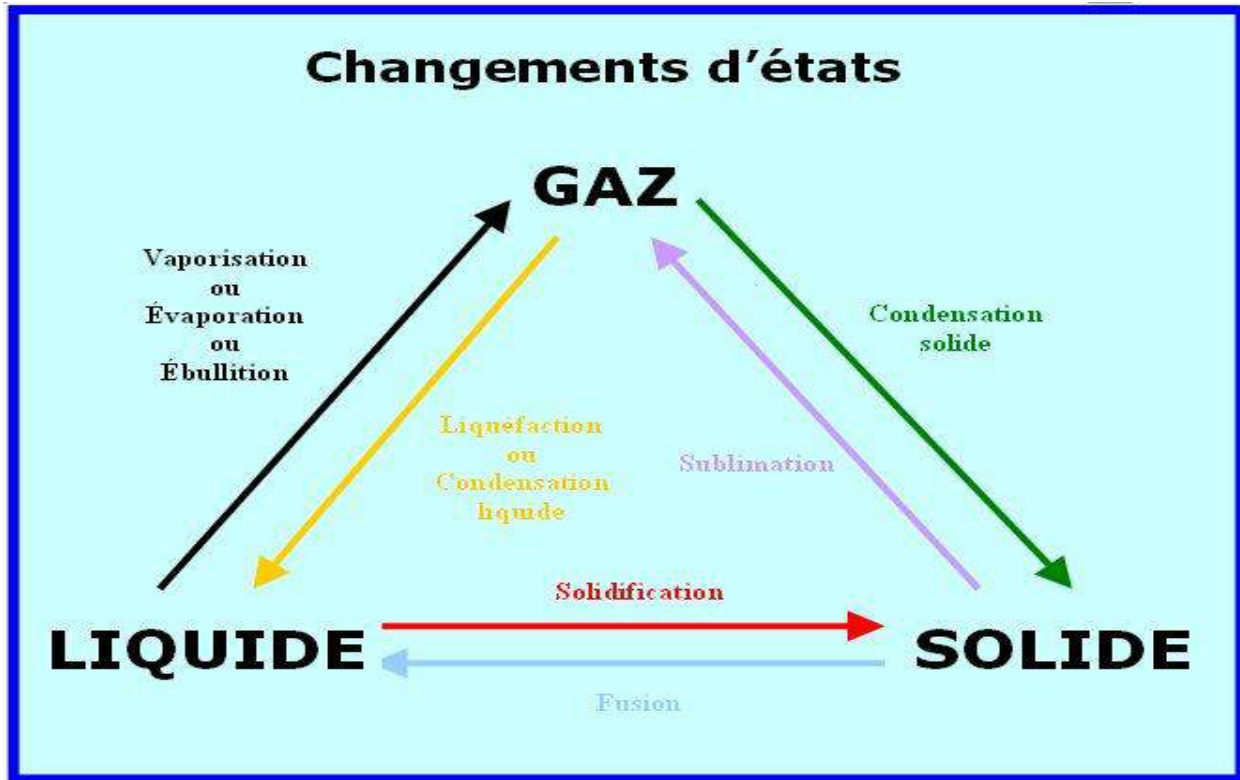


Liquide



Gaz

Le volume dont dispose une entité chimique (molécule , atome ou ion) augmente en passant de l'état solide à l'état liquide, puis à l'état gazeux.



L' état gazeux

Un gaz se définit comme un état où la substance occupe tout l'espace de son contenant en adoptant sa forme, se diffuse rapidement et se mélange facilement aux autres gaz.

Gaz parfait : cas idéal

- Les entités qui le constituent sont assimilées à des masses ponctuelles (volume propre nul).

- Ces entités sont très éloignées les unes des autres, sans force d'interaction (parfaitement indépendantes)

C'est un état hypothétique et limite vers lequel tend tout gaz réel aux basses pressions.

Relations particulières entre n , V , P et T

L'étude expérimentale a permis d'établir des relations entre les différentes variables qui caractérisent l'état d'un gaz qui sont : sa température T , son volume V , sa pression P et son nombre de moles n . Ces relations sont :

Loi de Boyle-Mariotte : $PV = C^{ste}$ à T constante et n donné.

Loi de Gay-Lussac : $V/T = C^{ste}$ à P constante et n donné

Loi de Charles : $P/T = C^{ste}$ à V constant et n donné

A partir de ces relations on obtient *l'EQUATION D'ÉTAT des gaz parfaits* (ou loi des gaz parfaits) :

$$PV = nRT$$

Où T est exprimée en KELVIN

R : la constante des gaz parfaits

Exemple de calcul de la constante des gaz parfaits

On considère une mole de gaz supposé parfait se trouvant dans les conditions normales :

$$P = 1 \text{ atm}, T = 273,15 \text{ K}$$

On a $n = 1 \text{ mol}$, V est le volume molaire $V_m = 22,4 \text{ L}$

(le volume molaire est le volume occupé par une mole de gaz)

$$R = \frac{1 \cdot 22,4}{1 \cdot 273,15} = 0,082 \text{ L.atm.mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$$

Gaz réels (équation de Van der Waals)

En réalité, les particules constituant le gaz ont un volume propre non nul et peut être, dans certaines conditions, non négligeable devant le volume V du récipient, d'une part, et sont soumises à des interactions mutuelles (chocs) d'autre part. Dans ce cas le gaz n'est plus considéré comme parfait, il s'agit d'un gaz réel.

Il existe différentes expressions qui traduisent cette réalité, on donne, à titre d'exemple, l'équation de Van der Waals :

$$\left(P + \frac{n^2 a}{V^2} \right) (V - nb) = nRT$$

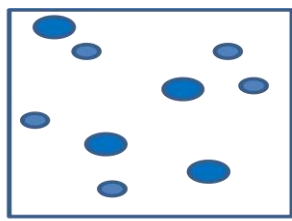
b : Covolume, représente le volume propre des particules d'une mole de gaz.

Le terme $n^2 a / V^2$ permet de prendre en compte l'interaction entre les particules du gaz.

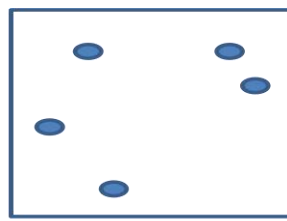
Dans les conditions où l'on travaille le plus souvent (faibles pressions), les gaz sont considérés comme des gaz parfaits.

Mélange de gaz parfaitsPression partielle

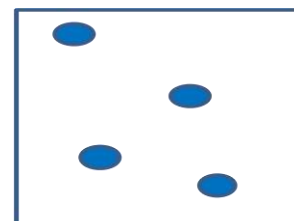
Dans un mélange de plusieurs gaz parfaits, la pression partielle P_i du gaz i dans le mélange est la pression qu'il exercerait sur les parois du récipient, s'il était seul à occuper la totalité du volume V , à la même température T .



V, P_T



V, P_1



V, P_2

$$P_t V = n_t RT \text{ avec } n_t = n_1 + n_2 + \dots + n_i$$

$$\text{gaz 1 : } P_1 V = n_1 RT$$

$$\text{gaz 2 : } P_2 V = n_2 RT$$

$$\text{gaz } i : P_i V = n_i RT$$

$$\text{Soit: } P_T = P_1 + P_2 + \dots + P_i$$

$$P_T = \sum \text{pressions partielles}$$

$$P_t / n_t = P_1 / n_1 = P_i / n_i = RT / V$$

et $P_i = x_i P_t$ x_i fraction molaire du gaz i ($x_i = n_i / n_t$)

Loi de Dalton :

A température donnée, la pression d'un mélange gazeux est égale à la somme des pressions qu'aurait chacun des gaz s'il occupait seul le volume total.

Exemple

Un mélange de gaz est constitué de 4 g de Ar; 0,56g de N_2 et 0,85g de NH_3 sous la pression d'une atmosphère et à une température de $27^\circ C$.

Calculer :

1. la fraction molaire de chaque gaz dans le mélange.
2. la pression partielle de chaque gaz.
3. le volume total.

Données : Masses molaires en $g\ mol^{-1}$

H : 1 ; N : 14 et Ar : 40

$n(Ar) = 0,1\ mol$; $n(N_2) = 0,02\ mol$ et $n(NH_3) = 0,05\ mol$

Nombre de mole total est : $n_t = n(Ar) + n(N_2) + n(NH_3) = 0,17\ mol$

1- les fractions molaires:

$$x(\text{Ar}) = n(\text{Ar}) / n_t = 0,589 ;$$

$$x(\text{N}_2) = n(\text{N}_2) / n_t = 0,117$$

$$x(\text{NH}_3) = n(\text{NH}_3) / n_t = 0,29$$

2- les pressions partielles:

$$P(\text{Ar}) = 0,589\text{atm} ; P(\text{N}_2) = 0,117\text{atm} \text{ et } P(\text{NH}_3) = 0,29\text{atm}$$

3- volume total:

$$V = n_t \cdot RT / P_t = n_{\text{Ar}} \cdot RT / P_{\text{Ar}} = n_{\text{N}_2} \cdot RT / P_{\text{N}_2} = n_{\text{NH}_3} \cdot RT / P_{\text{NH}_3} = 4,182 \text{ L}$$

THERMOCHIMIE

Chapitre 1

Premier principe de la thermodynamique

I-Introduction

Objet de la thermodynamique chimique

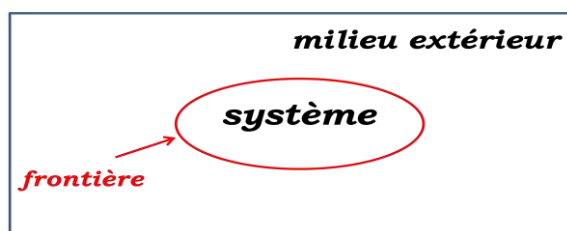
La thermodynamique est l'étude des phénomènes qui se produisent à l'intérieur d'un système et qui sont accompagnés d'échanges d'énergie ou de matière entre le système et le milieu extérieur.

La thermodynamique chimique est l'application des principes de la thermodynamique classique aux réactions chimiques. Elle s'occupe de l'étude des échanges énergétiques ou de matière accompagnant les transformations qui ont lieu au cours des réactions chimiques.

Quelques notions thermodynamiques

a-Système:

Le système est la partie de l'univers soumise à l'étude thermodynamique. L'entourage constitue le milieu extérieur.



Les frontières peuvent être matérielles ou fictives



L'univers est l'union du système avec son milieu extérieur

Il existe plusieurs types de systèmes:

Système ouvert: échange de l'énergie et de la matière avec le milieu extérieur.

Système fermé: échange uniquement de l'énergie avec le milieu extérieur (Objet de notre étude).

Système isolé: n'échange ni énergie ni matière avec le milieu extérieur.

Convention de signe:

Une quantité d'énergie reçue par le système, est comptée positivement: **Energie >0**

Une quantité d'énergie fournie par le système, sont comptés négativement: **Energie <0**



b- Etat et variables d'état d'un système

L'état d'un système est défini à l'aide d'un certain nombre de grandeurs macroscopiques appelées variables thermodynamiques ou variables d'état ou grandeurs d'état.

- Variables *extensives* $\rightarrow V, n, m, \dots$ proportionnelles à la quantité de matière

- Variables *intensives* $\rightarrow T, P, M, \dots$ indépendantes de la quantité de matière

Un système est dans un état d'équilibre lorsque toutes les grandeurs d'état qui le définissent sont les mêmes en tout point du système et restent constantes au cours du temps.

c- Equation d'état

Une équation d'état est une relation qui relie les différentes variables d'état d'un système, à l'équilibre thermodynamique

Exemple : Dans le cas où le système est un gaz parfait : $PV = nRT$

d-Transformation

Une transformation thermodynamique est le passage d'un état d'équilibre à un autre par changement d'un ou plusieurs paramètres d'état.

Au cours d'une transformation, la variation d'une grandeur d'état, entre l'état initial et l'état final, est indépendante du chemin suivi.

On distingue deux types de transformations :

Transformation *réversible*: c'est une transformation infiniment lente et permet de revenir de l'état final à l'état initial. Transformation *irréversible*: c'est une transformation rapide sans retour à l'état initial (réaction chimique spontanée)

Une transformation, réversible ou irréversible, peut être:

Isotherme: effectuée à température constante.

Isobare: effectuée à pression constante.

Isochore: effectuée à volume constant.

Adiabatique: effectuée sans échange de chaleur avec le milieu extérieur.

Cyclique: ramène le système à son état initial.

Infinitésimale: Transformation dont les états d'équilibre initial et final sont infiniment proches.

II-L'énergie d'un système

L'énergie mesure l'aptitude d'un système à fournir un effort. Du point de vue thermodynamique, l'énergie est une mesure de la capacité d'un système à modifier son état en entraînant un mouvement, une chaleur ou un rayonnement électromagnétique.

En thermodynamique, l'énergie totale d'un système dépend de son mouvement, sa position et sa nature propre.

$$E_T = E_p + E_c + U$$

E_p : énergie potentielle, énergie que possède un système dans un champs de force.

E_c : énergie cinétique, énergie associée au mouvement du système.

$E_p + E_c$: Energie mécanique du système.

U : énergie interne du système, terme qui tient compte des agitations des molécules et des énergies de cohésion entre-elles...

III-Energies échangées

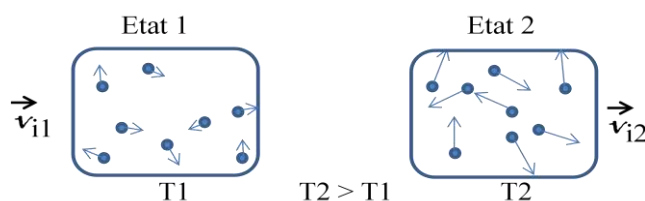
Les énergies mises en jeu lors de l'évolution d'un système sont de deux formes:

Quantité de chaleur Q et travail W

IV- Chaleur et température

-La température

La température est une mesure de l'énergie cinétique moyenne des particules qui constituent le système.



-Chaleur

La chaleur est une grandeur qui traduit un transfert d'agitation thermique.

La chaleur ne mesure pas une propriété d'un corps, mais une quantité d'énergie échangée entre ce corps et son environnement.

Lorsqu'on fournit de la chaleur à un corps, on augmente l'énergie cinétique de ses atomes ou molécules.

a-Chaleur sensible : l'apport de chaleur au système entraîne une augmentation de sa température.

L'élévation de température ΔT est proportionnelle à la quantité de chaleur reçue (dans le cas où il n'a pas de changement d'état physique).

On peut donc écrire: $Q = m \cdot c_{mass} \cdot \Delta T$ ou $Q = n \cdot c_{mol} \cdot \Delta T$

Où c est la capacité calorifique molaire ou chaleur spécifique qui mesure la capacité (aptitude) d'un corps à stocker de la chaleur.

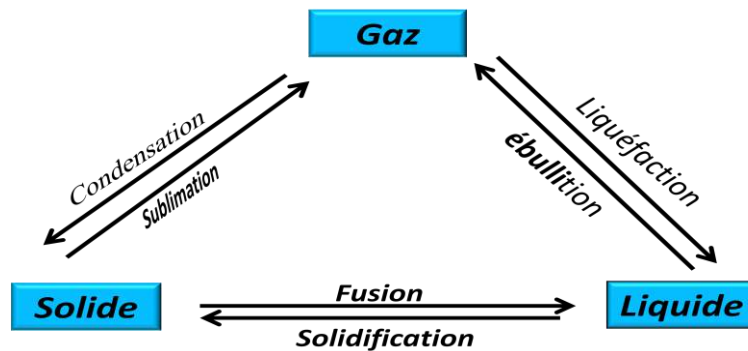
c peut dépendre de la température. $Q = n \cdot \int c_{\text{mol}} \cdot dT$.

La capacité calorifique molaire d'une substance est la quantité de chaleur nécessaire pour élever la température d'une mole de cette substance de 1 degré ($J \cdot K^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$).

La capacité calorifique massique (ou capacité spécifique massique) est la quantité de chaleur nécessaire pour élever la température d'un gramme de substance de 1 degré ($J \cdot K^{-1} \cdot g^{-1}$).

b-Chaleur latente : La quantité de chaleur Q reçue par un système peut entraîner un changement d'état physique, ce phénomène s'effectue sans variation de température.

(Chaleur latente veut dire chaleur cachée ou dissimulée car son transfert se fait sans variation de la température).



convention de signe:

Un travail W ou une quantité de chaleur Q reçus par le système, sont comptés positivement.

$$W > 0, Q > 0$$

Un travail ou une quantité de chaleur fournis par le système, sont comptés négativement.

$$W < 0, Q < 0$$

V-PREMIER PRINCIPE DE LA THERMODYNAMIQUE

1-Introduction

On peut constater que:

- Une quantité de chaleur peut être à l'origine d'une production de travail: détente d'un gaz sous l'action d'un apport de chaleur,
- Un travail peut engendrer de la chaleur : échauffement d'un liquide par agitation, Travail W et quantité de chaleur Q sont, donc, deux formes d'énergie équivalentes : c'est le principe d'équivalence.

2-Enoncé du premier principe

Il existe plusieurs façons d'énoncer le premier principe:

➤ *Postulat 1*

Dans le cas d'un système isolé, l'énergie ne peut être détruite ou créée; elle ne peut que se transformer.

➤ *Postulat 2*

L'énergie totale d'un système quelconque et de son environnement reste constante au cours de toute transformation. $\Delta E_{\text{univ}} = \Delta E_{\text{syst}} + \Delta E_{\text{ext}} = 0$

d'où $\Delta E_{\text{syst}} = -\Delta E_{\text{ext}}$

Au cours d'une transformation, la variation d'énergie totale d'un système fermé est égale à la somme des quantités de chaleurs et des travaux échangés.

d'où
$$\Delta E_{\text{syst}} = W + Q$$

En thermodynamique chimique, on étudie généralement des systèmes macroscopiquement immobiles et sans variation de position dans le champ de force, d'où: $\Delta E_{\text{syst}} = \Delta U \rightarrow \Delta U = W + Q$

VI-Fonctions d'état et quantité de chaleur à V et P constants-1-Fonction enthalpie H.

Comme $dU = \delta W + \delta Q = -PdV + \delta Q$,

à V constant : $dU = \delta Q_v$ et $\Delta U = Q_v$

à P constant : $d(PV) = PdV$ donc $\delta Q_p = d(PV) + dU$

Ou $\delta Q_p = d(U + PV) = dH$ donc $\Delta H = Q_p$

On définit alors une fonction d'état appelée fonction enthalpie H telle que:

$$H = U + PV$$

D'une manière générale, pour une transformation finie on a:

$$\Delta H = \Delta U + \Delta(PV),$$

Dans le cas où un ou plusieurs constituants du système sont à l'état gazeux, (supposés parfaits) on écrit:

$$\Delta H = \Delta U + \Delta(n_g RT),$$

n_g : nombre de moles de gaz. (on ne tient pas compte des solides ou des liquides car la variation de leurs volumes est négligeables devant celle du volume des gaz).

2-Quantité de chaleur à pression et à volume constants Q_p et Q_v a-Echauffement ou refroidissement sans changement d'état physique

On distinguera deux cas selon que la transformation se fait :

- à volume constant = transformation ISOCHORE

$$\Delta U = Q_v = n \int c_v \cdot dT$$

- à pression constante = transformation ISOBARE

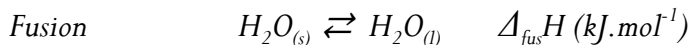
$$\Delta H = Q_p = n \int c_p \cdot dT$$

c_p et c_v sont respectivement les capacités calorifiques molaires à volume et à pression constante.

b-Changement d'état- Chaleur latente

Chaleur latente de changement d'état d'un corps pur est la quantité de chaleur nécessaire pour réaliser le changement d'état d'une mole de ce corps.

Exemple



Pour réaliser la fusion d'une quantité de matière donnée n, il faut: $Q_p = n \Delta_{fus}H$

THERMOCHIMIE

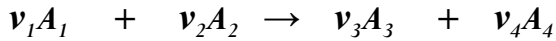
Chapitre 2

Application du premier principe à la réaction chimique

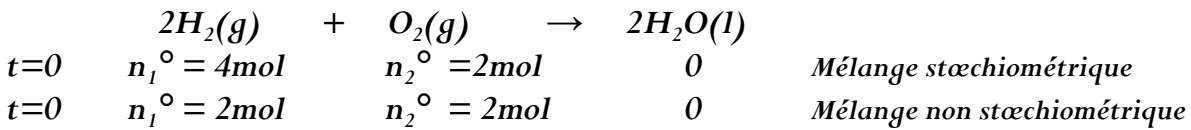
I-La réaction chimique

Une réaction chimique est un réarrangement d'atomes pour former de nouvelles molécules différentes de celles de départ.

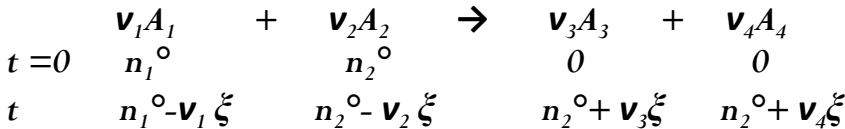
1-Equation bilan



Le mélange initial est stœchiométrique si: $\frac{\text{nombre de moles de } A_1}{\text{nombre de moles de } A_2} = \frac{\nu_{A_1}}{\nu_{A_2}}$



2-Avancement d'une réaction ξ



L'avancement de la réaction est désigné par ξ (ksi) et est défini par:

$$A_i \text{ réactif : } \xi = \frac{n_i - n_i^0}{-\nu_i} \qquad A_i \text{ produit : } \xi = \frac{n_i - n_i^0}{+\nu_i}$$

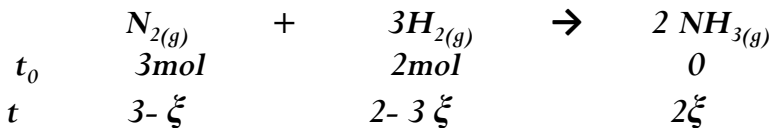
n_i^0 : nombre de moles initiales de A_i

n_i : nombre de moles de A_i à un état d'avancement considéré.

Chaque état intermédiaire est caractérisé par son avancement ξ en mol.

Pour une réaction totale, l'avancement maximal est atteint lorsqu'il y a disparition totale d'au moins un réactif (réactif limitant).

Exemple 1



En supposant la réaction totale :

Calculer l'avancement maximal

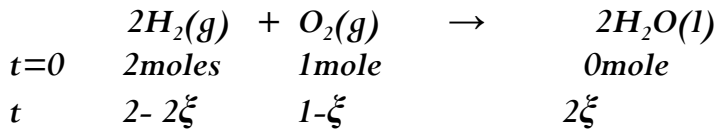
Quel est le réactif limitant?

Quel est le réactif en excès?

$$\begin{aligned}
 3- \xi_1 = 0 &\rightarrow \xi_1 = 3\text{mol} \\
 2- 3\xi_2 = 0 &\rightarrow \xi_2 = 2/3\text{mol} \\
 \xi_2 < \xi_1 &\rightarrow \xi_{\max} = \xi_2 = 2/3\text{mol} \\
 N_2 : \text{réactif en excès}, H_2 : \text{réactif limitant}
 \end{aligned}$$

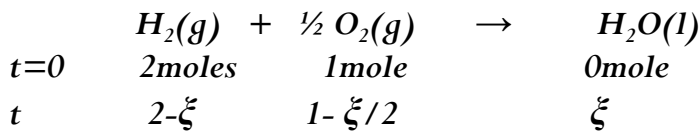
Exemple 2

On se propose de calculer l'avancement lorsque 1mole de H_2 a réagi, à partir d'une réaction écrite de deux manières différentes:



Si 1mole de H_2 a réagi: $2\xi = 1 \rightarrow \xi = 1/2\text{mol}$

Considérons la réaction d'équation bilan:

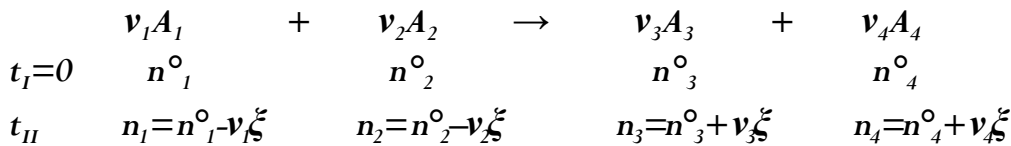


Si 1mole de H_2 a réagi: $\xi = 1\text{mol}$

On conclue que la valeur de l'avancement de la réaction dépend de la manière d'écrire l'équation bilan.

II-Chaleur de réaction

1-Enthalpie de réaction



La variation de l'enthalpie entre les deux états I et II:

$$\Delta H_{I \rightarrow II} = H_{II} - H_I$$

Si $H_m(A_i)$ est enthalpie molaire des constituants: réactif ou produit A_i , on aura :

$$H_{II} - H_I = [n_1 \cdot H_m(A_1) + n_2 \cdot H_m(A_2) + n_3 \cdot H_m(A_3) + n_4 \cdot H_m(A_4)] - [n_1^\circ \cdot H_m(A_1) + n_2^\circ \cdot H_m(A_2) + n_3^\circ \cdot H_m(A_3) + n_4^\circ \cdot H_m(A_4)]$$

$$H_{II} - H_I = \xi [\nu_3 H_m(A_3) + \nu_4 H_m(A_4) - \nu_1 H_m(A_1) - \nu_2 H_m(A_2)]$$

La grandeur $\Delta_r H_T = \nu_3 H_m(A_3) + \nu_4 H_m(A_4) - \nu_1 H_m(A_1) - \nu_2 H_m(A_2)$ est l'enthalpie de réaction à T et P constantes.

La chaleur échangée par un système réactionnel pour un état d'avancement donné est :

$$\Delta H_T = Q_p = \xi \cdot \Delta_r H_T$$

$\Delta_r H_T$ est l'enthalpie de réaction à la température T par unité d'avancement (pour $\xi = 1 \text{ mol}$).

2-Chaleur de réaction à P ou V constants

Chaleur de réaction à P constante: $Q_p = \xi \cdot \Delta_r H_T$

Chaleur de réaction à V constant: $Q_v = \xi \cdot \Delta_r U_T$

Une réaction est exothermique si elle fournit de la chaleur au milieu extérieur.

$$Q < 0$$

Une réaction est endothermique si elle reçoit de la chaleur du milieu extérieur.

$$Q > 0$$

L'expression $Q_p = Q_v + \Delta(n_g RT)$ s'écrit dans le cas d'une réaction faisant intervenir des gaz:

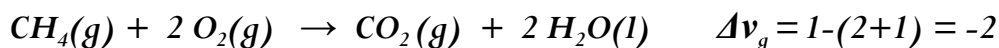
$$\Delta_r H_T = \Delta_r U_T + (\Delta \nu_g) RT$$

Car $\Delta n_g = \xi \Delta \nu_g$ avec : $\Delta \nu_g = [\sum \nu_j (\text{produit}(g)) - \sum \nu_i (\text{réactif}(g))]$

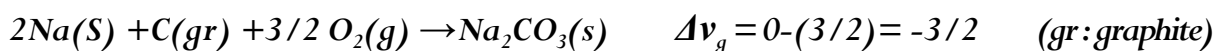
Dans le cas d'un système **hétérogène**, la variation du volume des phases condensées (solide ou liquide) est très faible devant celui des gaz. Seuls les constituants gazeux interviennent, donc, dans le calcul de $\Delta \nu_g$.

Réactions en phases condensées : Dans le cas où tous les constituants du système sont à l'état solide ou liquide on a : $Q_p = Q_v$

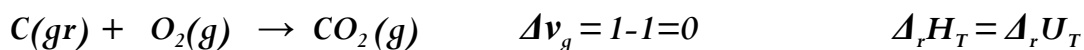
Exemples



$$\Delta_r H_T = \Delta_r U_T - 2RT$$

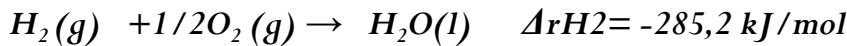
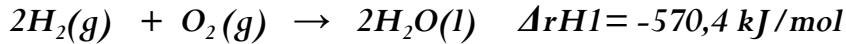


$$\Delta_r H_T = \Delta_r U_T - 3/2 RT$$



Exercice

Calculer la chaleur échangée à P cte lorsqu'on fait réagir 4mol de H_2 et 2mol de O_2 gazeux pour donner H_2O liquide en utilisant l'une ou l'autre des deux façons d'écrire l'équation de la réaction.

Corrigé

Réaction 1: $\xi_{\max 1} = 2 \text{ mol}$ Réaction 2: $\xi_{\max 2} = 4 \text{ mol}$

La quantité de chaleur dégagée est:

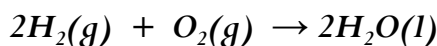
$$Q_p = \xi_1 \cdot \Delta_r H_1 = (2) \cdot (-570,4) = -1140,8 \text{ kJ}$$

ou bien

$$Q_p = \xi_2 \cdot \Delta_r H_2 = (4) \cdot (-285,2) = -1140,8 \text{ kJ}$$

Exercice

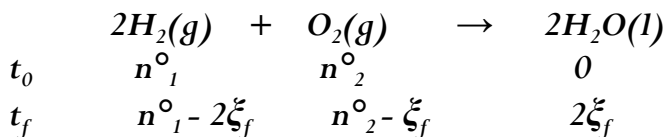
Calculer la chaleur libérée lors de la formation de 1,5kg d'eau liquide à $T = 298\text{K}$ et $P = 1 \text{ bar}$, selon la réaction:



Calculer la variation de l'énergie interne standard de la réaction $\Delta_r U_{298\text{K}}^\circ$.

On donne: Enthalpie standard de la réaction $\Delta_r H_{298\text{K}}^\circ = -570,4 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$

$$M_{H_2O} = 18 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$$

Corrigé

$$2\xi_f = m/M = 1500/18 \rightarrow \xi_f = 41,66 \text{ mol.}$$

La quantité de Chaleur libérée à pression constante est:

$$Q_p = \xi_f \Delta_r H_{298\text{K}}^\circ = -23766,7 \text{ kJ}$$

$$\Delta_r U_{298\text{K}}^\circ = \Delta_r H_{298\text{K}}^\circ - (\Delta \nu_g)RT$$

$$\Delta \nu_g = 0 - 3 = -3$$

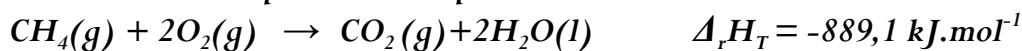
$$\Delta_r U_{298\text{K}}^\circ = [-570,4] - [(-3) \cdot 8,31 \cdot 10^{-3} \cdot 298]$$

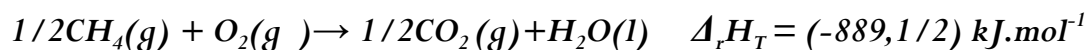
$$\Delta_r U_{298\text{K}}^\circ = -563 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$

III-Conventions:

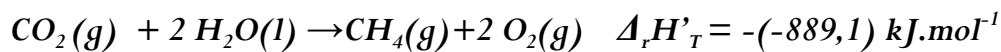
$\Delta_r H_T$ vérifie les conditions:

✓ Elle correspond à une équation bilan donnée.





- ✓ L'enthalpie de la réaction inverse est égale à l'opposé de l'enthalpie de la réaction directe.



- ✓ L'état physique des réactifs et des produits doit être précisé dans l'équation de réaction.
- ✓ Réaction réalisée à T: les réactifs et les produits sont pris à T.

IV- Etat standard

L'étude de l'évolution d'un système réel se fait par comparaison avec un système fictif associé appelé système **standard**

- Pour un gaz ou un mélange gazeux, l'état standard est celui du gaz parfait « $PV=nRT$ » à la pression $P = 1\text{bar}$ et à la température T.
- Pour un constituant en phase condensée (liquide ou solide), l'état standard est celui du corps pur dans le même état physique à la température T et à $P = 1\text{bar}$.
- L'état standard de référence d'un élément chimique est l'état standard du corps pur simple le plus stable, dans son état physique le plus stable à la température T et $P = 1\text{bar}$.

$$1\text{bar} = 10^5 \text{Pa} \quad (1\text{N}/\text{m}^2) \quad \text{et} \quad 1\text{atm} = 1.013\text{bar}$$

Etat standard de référence de quelques éléments à T = 25°C:

Gaz: $\text{O}_2(\text{g}), \text{Cl}_2(\text{g}), \text{H}_2(\text{g})\dots$

Liquides: $\text{Br}_2(\text{l}), \text{Hg}(\text{l})\dots$

Solides: $\text{C}(\text{graphite}), \text{S}(\text{s}), \text{Fe}(\text{s}), \text{Cu}(\text{s}) \dots$

Résumé

Etat standard

- Gaz → gaz parfait,
 $P = 1\text{bar}, T_{\text{qq}}$.
- liquide ou solide → corps pur,
 $P = 1\text{bar}, T_{\text{qq}}$.

L'état standard de référence → Corps pur,
état simple
le plus stable (le plus abondant)
état physique le plus stable
 $P = 1\text{bar}, T_{\text{qq}}$.

Il existe plusieurs états standard qui correspondent aux différentes valeurs de T choisies (pour $P = 1\text{bar}$).

V- Enthalpies standard de réaction

Les tables thermodynamiques donnent les valeurs des enthalpies standard de réaction, c'est-à-dire correspondant aux réactions avec réactifs et produits pris à l'état standard, c'est-à-dire à l'état de corps purs sous la pression de 1bar et à une température T (généralement 298K).

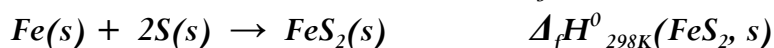
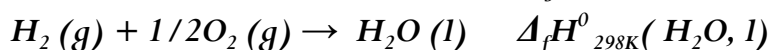
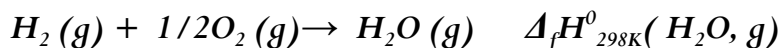
VI- Exemples de réactions

1-Réaction standard de formation d'un corps pur

C'est la réaction qui conduit à la formation d'une mole du corps pur dans son état standard (sous $P = 1\text{ bar}$) et à la température T à partir des corps simples qui le composent pris dans leur état standard de référence (à l'état le plus stable à $P = 1\text{ bar}$ et à la température T).

L'enthalpie standard de cette réaction à T est l'enthalpie standard de formation du corps pur. Son symbole est: $\Delta_f H^0_T$ ($\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$)

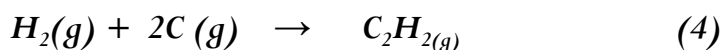
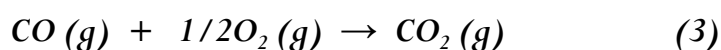
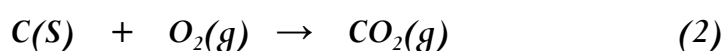
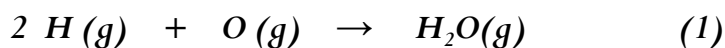
Exemples (à 298 K et $P = 1\text{bar}$)

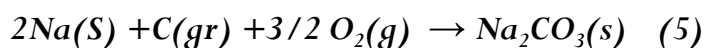


L'enthalpie de formation des corps simples dans leur état standard de référence à une température T , est égale à zéro.

Exemple $\Delta_f H^0_T(\text{O}_2, \text{g}) = 0$ quelque soit T .

Les réactions suivantes sont-elles des réactions standard de formation à 25°C?





Corrigé

- (1) non, car $\text{H}(g)$ et $\text{O}(g)$ ne sont pas les états stables pour les éléments hydrogène et oxygène à $P=1\text{bar}$ et $T = 298\text{K}$.
- (2) oui, en précisant le carbone à l'état graphite qui est la variété la plus stable à $P=1\text{bar}$ et $T = 298\text{K}$.
- (3) non, car CO n'est pas un corps simple, c'est un corps composé.
- (4) non, car l'état atomique et gazeux du carbone n'est pas l'état le plus stable à $P=1\text{bar}$ et $T = 298\text{K}$.
- (5) Oui.

2-Réaction standard de combustion:

La combustion est une réaction d'oxydation exothermique ($Q < 0$) d'un combustible par un comburant (dioxygène O_2 pur ou air), (Déclenchée par une étincelle donnant l'énergie d'activation).

Exemples:

- Butane (combustible) + air (comburant)
- Chalumeau à acétylène brûlant en présence de dioxygène pur comprimé: La température de la flamme peut dépasser $3\,000\text{ }^\circ\text{C}$.

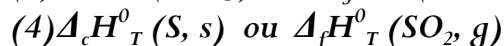
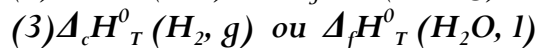
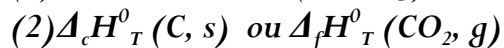
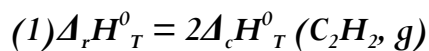
Exemple de réactions

- $\text{CH}_4(g) + 2\text{O}_2(g) \rightarrow \text{CO}_2(g) + 2\text{H}_2\text{O}(l) \quad \Delta_c H^\circ_T(\text{CH}_4, g)$
- $\text{C}_6\text{H}_5\text{CO}_2\text{H}(s) + 15/2 \text{O}_2(g) \rightarrow 7\text{CO}_2(g) + 3\text{H}_2\text{O}(l) \quad \Delta_c H^\circ_T(\text{C}_6\text{H}_5\text{CO}_2\text{H}, s)$
- $\text{H}_2\text{S}(g) + 3/2 \text{O}_2(g) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(g) + \text{SO}_2(g) \quad \Delta_c H^\circ_T(\text{H}_2\text{S}, g)$

Exercice

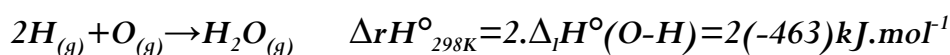
Que représente les enthalpies standard des réactions suivantes?

- (1) $2\text{C}_2\text{H}_2(g) + 5\text{O}_2(g) \rightarrow 4\text{CO}_2(g) + 2\text{H}_2\text{O}(l)$
- (2) $\text{C}(s) + \text{O}_2(g) \rightarrow \text{CO}_2(g)$
- (3) $\text{H}_2(g) + 1/2\text{O}_2(g) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(l)$
- (4) $\text{S}(s) + \text{O}_2(g) \rightarrow \text{SO}_2(g)$

Corrigé3-Enthalpie standard de liaison ou Energie de Liaison

C'est la variation d'enthalpie accompagnant la formation d'une mole de liaisons à partir des atomes isolés à l'état gazeux, sous une pression de 1bar à la température T.

$\Delta_f H^0$ est négative car la formation d'une liaison est toujours exothermique.



On définit l'énergie de dissociation d'une liaison chimique comme étant l'énergie qu'il faut fournir pour casser cette liaison : $\Delta_{\text{diss}} H^0 = -\Delta_f H^0$

Unité: $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$

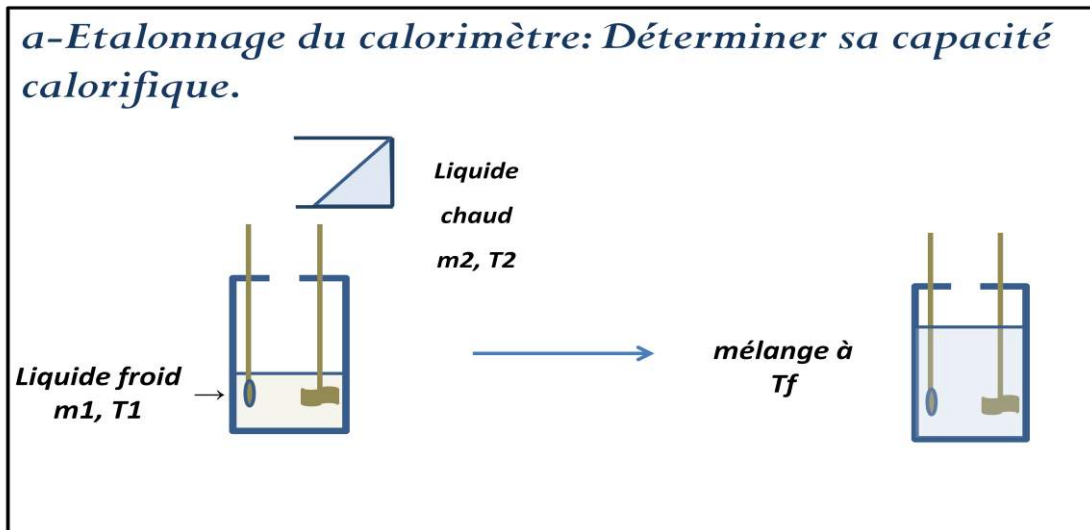
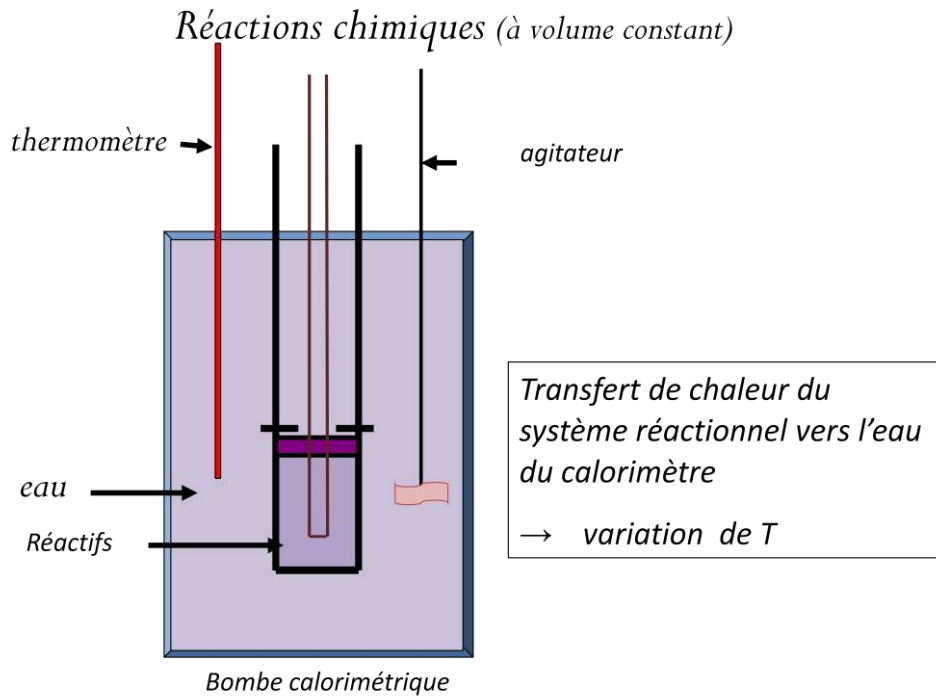
VII- Détermination de chaleur de réaction1-Méthode expérimentale: Calorimétrie

Les chaleurs de réactions sont souvent déterminées expérimentalement par des mesures calorimétriques à P constante ou à V constant

(à V = cte on a une bombe calorimétrique)

Calorimètre: C'est un récipient thermiquement isolé de l'extérieur. La chaleur produite par la réaction sert à élever la température du système.

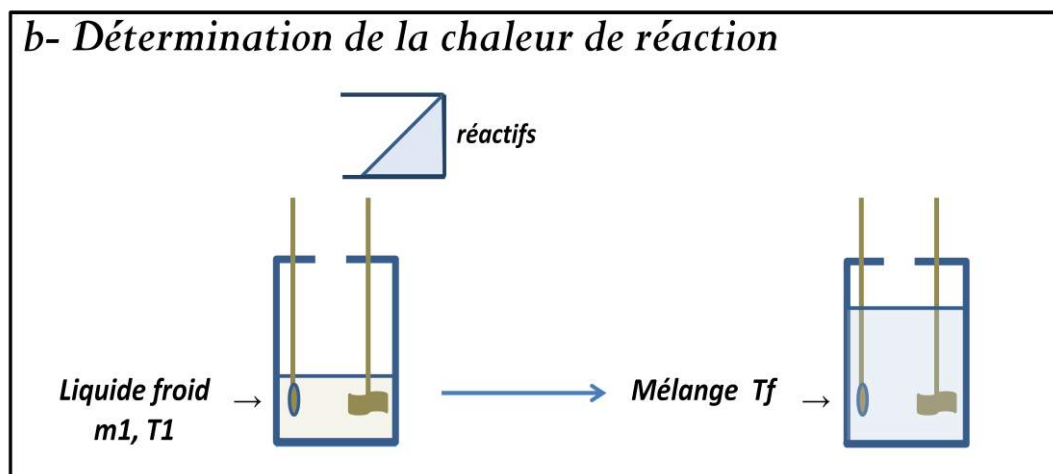
La mesure de chaleur de réaction par calorimétrie s'applique aux réactions rapides, totales, uniques et exothermiques.



Paroi adiabatique → $\Sigma Q_i = 0$ (pertes de chaleur négligeables)

$$m_1 c_1 (T_f - T_1) + m_2 c_2 (T_f - T_2) + (C_{cal}) (T_f - T_1) = 0$$

C_{cal} : Capacité calorifique du calorimètre.



Paroi adiabatique $\rightarrow \sum Q_i = 0$

Si la quantité de chaleur absorbée par les produits de réaction est négligeable, on a:

$$Q_{\text{Syst.réact}} + m_1 c_1 (T_f - T_1) + (C_{cal}) (T_f - T_1) = 0$$

$Q_{\text{Syst.réact}}$: quantité de chaleur dégagée par le système réactionnel.

Réaction à P cte: $Q_{\text{Syst.réact}} = \Delta H = \xi \Delta_r H$

Réaction à V cte: $Q_{\text{Syst.réact}} = \Delta U = \xi \Delta_r U$

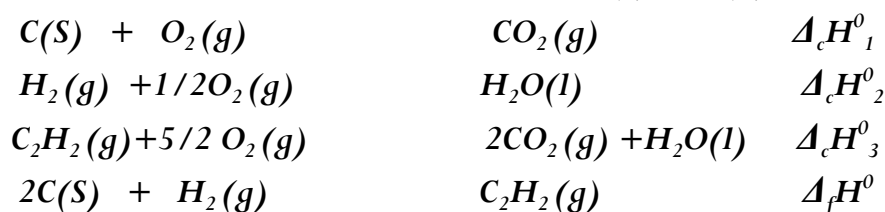
2-Méthodes indirectes utilisant la loi de Hess

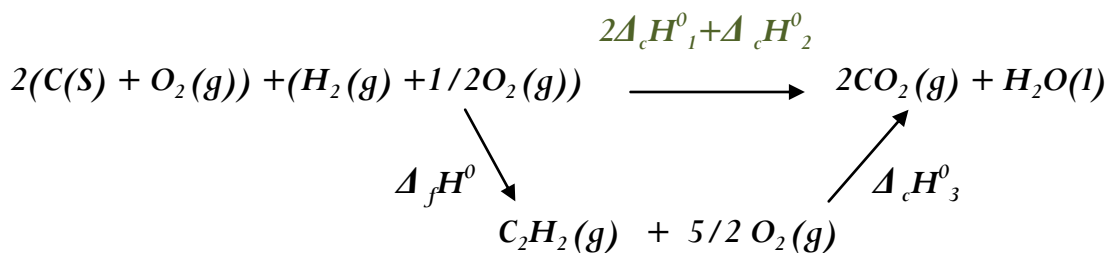
2-1-Cycle de transformations (Diagramme de Hess)

Loi de Hess :

L'enthalpie standard d'une réaction est la combinaison linéaire des enthalpies standard des réactions qui la constituent.

Exemple: Déterminer de l'enthalpie standard de formation de l'acétylène gazeux en utilisant les chaleurs de combustions de C(s) , H₂(g) et de C₂H₂(g):





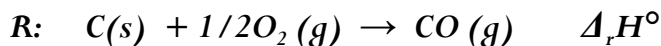
On a alors : $2 \Delta_c H^0_1 + \Delta_c H^0_2 = \Delta_f H^0 + \Delta_c H^0_3$

D'où : $\Delta_f H^0 = 2 \Delta_c H^0_1 + \Delta_c H^0_2 - \Delta_c H^0_3$

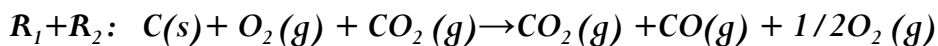
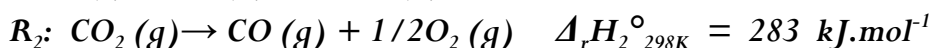
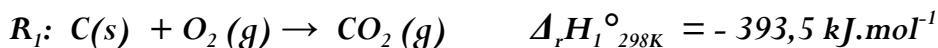
2-2-Combinaison de réactions

Exemple :

Trouver l'enthalpie standard de la réaction suivante:



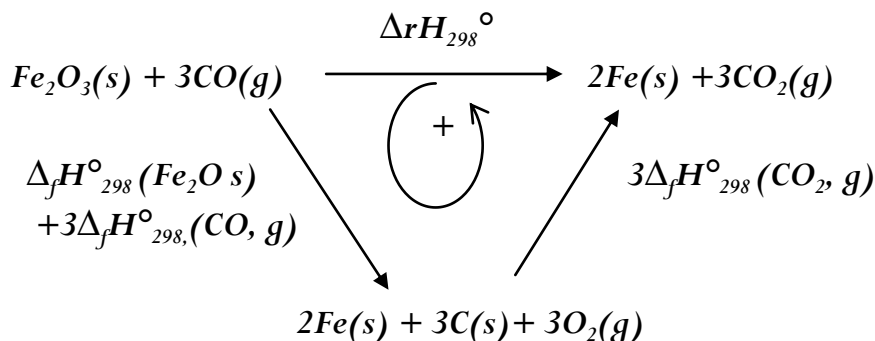
en utilisant les réactions suivantes:



$$\begin{aligned}
 \Delta_r H^\circ &= \Delta_r H^\circ_1 + \Delta_r H^\circ_2 = -393,5 + 283 \\
 &= -110,5 \text{ kJ.mol}^{-1}
 \end{aligned}$$

2-3-Utilisation des enthalpies standard de formation

On peut déterminer les enthalpies de réaction en utilisant les enthalpies standards de formation.



$$\Delta_f H^\circ_{298}(Fe_2O_3(s)) + 3\Delta_f H^\circ_{298}(CO, g) + \Delta_r H^\circ_{298} - 3\Delta_f H^\circ_{298}(CO_2, g) - 2\Delta_f H^\circ_{298}(Fe, s) = 0$$

$$\Delta_r H^\circ_{298} = 3\Delta_f H^\circ_{298, CO_2(g)} + 2\Delta_f H^\circ_{298, Fe(s)} - \Delta_f H^\circ_{298, Fe_2O_3(s)} - 3\Delta_f H^\circ_{298, CO(g)}$$

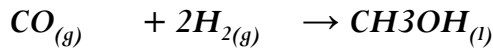
On déduit que : $\Delta_r H^\circ = \sum \nu_i \Delta_f H^\circ(\text{produits}) - \sum \nu_j \Delta_f H^\circ(\text{réactifs})$

Cette expression peut être utilisée sans faire le cycle de transformations.

2-4-Utilisation des enthalpies standard de combustion

$$\Delta_r H^\circ = \sum \nu_i \Delta_c H^\circ(\text{réactifs}) - \sum \nu_j \Delta_c H^\circ(\text{produits})$$

Exemple:

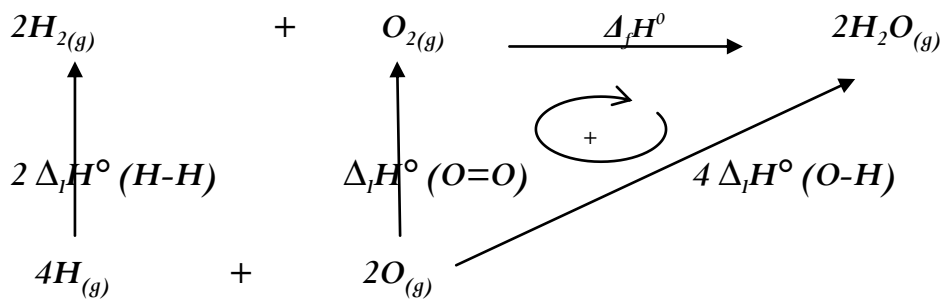


$$\Delta_r H^\circ = \Delta_c H^\circ(CO, g) + 2 \Delta_c H^\circ(H_2, g) - \Delta_c H^\circ(CH_3OH, l)$$

2-5-Utilisation des énergies de liaison

a- Dans le cas d'une réaction ne faisant intervenir que des corps à l'état gazeux, l'enthalpie de réaction est donnée par l'expression:

$$\Delta_r H^\circ = \sum \Delta_l H^\circ \text{ formées} - \sum \Delta_l H^\circ \text{ rompues (produits et réactifs gazeux)}$$



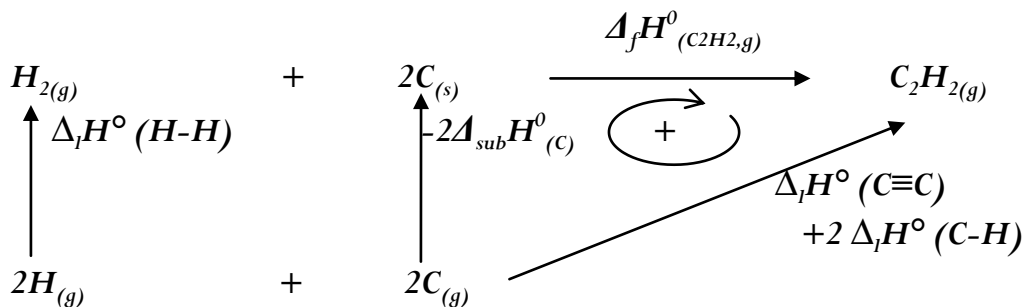
En appliquant la loi de Hess:

$$2 \Delta_l H^\circ(H-H) + \Delta_l H^\circ(O=O) + \Delta_f H^\circ - 4 \Delta_l H^\circ(O-H) = 0$$

$$\Delta_f H^\circ = 4 \Delta_l H^\circ(O-H) - 2 \Delta_l H^\circ(H-H) - \Delta_l H^\circ(O=O)$$

b-Si l'un des constituants se présente à l'état solide ou liquide, il faut tenir compte de sa transformation en gaz.

Exemple:



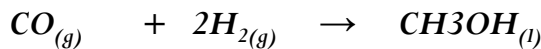
$$-2\Delta_{\text{sub}}H^{\circ}(\text{C}) + \Delta_f H^{\circ}(\text{H-H}) + \Delta_f H^{\circ}(\text{C}_2\text{H}_2, \text{g}) - \Delta_f H^{\circ}(\text{C}\equiv\text{C}) - 2\Delta_f H^{\circ}(\text{C-H}) = 0$$

$$\Delta_f H^{\circ}(\text{C}_2\text{H}_2, \text{g}) = \Delta_f H^{\circ}(\text{C}\equiv\text{C}) + 2\Delta_f H^{\circ}(\text{C-H}) - \Delta_f H^{\circ}(\text{H-H}) + 2\Delta_{\text{sub}}H^{\circ}(\text{C})$$

L'énergie d'une liaison dépend de son environnement dans la molécule, et varie légèrement d'une molécule à l'autre.

Les valeurs des enthalpies de liaison, données par les tables thermodynamiques, sont des valeurs moyennes sur plusieurs molécules. Par conséquent, le calcul des enthalpies de réactions $\Delta_r H^{\circ}$ à partir des énergies de liaisons donnent des résultats moins précis que ceux déterminés à partir des enthalpies de formation ou de combustions. Celles-ci sont, souvent, déterminées expérimentalement et pour une substance donnée.

Exemple:



$$1: \Delta_r H^{\circ}_{298} = \Delta_f H^{\circ}_{298}(\text{CH}_3\text{OH}, l) - \Delta_f H^{\circ}_{298}(\text{CO}, g) - 2\Delta_f H^{\circ}_{298}(\text{H}_2, g) = -128,3 \text{ kJ/mol}$$

$$2: \Delta_r H^{\circ}_{298} = \Delta_c H^{\circ}_{298}(\text{CO}, g) + 2\Delta_c H^{\circ}_{298}(\text{H}_2, g) - \Delta_c H^{\circ}_{298}(\text{CH}_3\text{OH}, l) = -127,5 \text{ kJ/mol}$$

$$3: \Delta_r H^{\circ}_{298} = 3\Delta_f H^{\circ}(\text{C-H}) + \Delta_f H^{\circ}(\text{C-O}) + \Delta_f H^{\circ}(\text{O-H})$$

$$- 2\Delta_f H^{\circ}(\text{H-H}) - \Delta_f H^{\circ}(\text{C=O}) - \Delta_v H^{\circ}_{298, \text{CH}_3\text{OH}}$$

$$= -150,9 \text{ kJ/mol}$$

$\Delta_r H^{\circ}_{298}$ calculée dans les cas 1 et 2 sont voisines, mais, dans le cas 3 la valeur est un peu différente.

VIII-Effet de la température

L'enthalpie d'une réaction est définie pour une température donnée T .

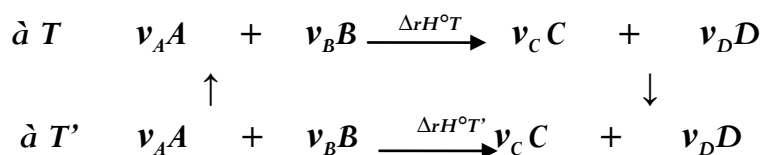
On peut déterminer la valeur de l'enthalpie de cette réaction à une autre température T' par la construction d'un diagramme de Hess:

Si les chaleurs molaires sont indépendantes de la température, l'expression de $\Delta_r H^{\circ}_T$ sera:

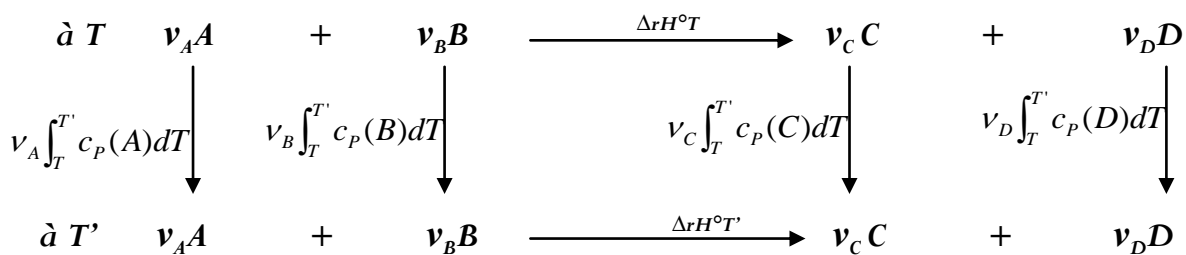
$$\Delta_r H^{\circ}_T = \Delta_r H^{\circ}_{T'} + [\sum v_c C_p(\text{C}) + \sum v_d C_p(\text{D})] - [\sum v_a C_p(\text{A}) + \sum v_b C_p(\text{B})] (T - T')$$

$$\Delta_r H^{\circ}_T = \Delta_r H^{\circ}_{T'} + \Delta_r C_p^{\circ} \Delta T$$

C'est la loi de KIRCHHOFF (sans changement d'état physique des constituants).



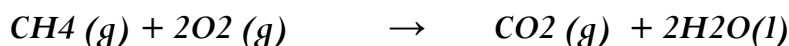
$C_p(A)$, $C_p(B)$, $C_p(C)$ et $C_p(D)$ sont les chaleurs molaires à pression constante des constituants.



$C_p(A)$, $C_p(B)$, $C_p(C)$ et $C_p(D)$ sont les chaleurs molaires à pression constante de constituants.

L'enthalpie molaire de combustion de méthane à 25°C et $P = 1\text{bar}$ est égale à -212,8 kcal.

Calculer l'enthalpie molaire de combustion du méthane à $P = 1\text{bar}$ et à $T = 1273\text{K}$.



On donne les chaleurs molaires (supposées constantes entre 298 et 1273K) des corps suivants :

$$C_p(\text{CH}_4, g) = 13,2 \text{ cal mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$$

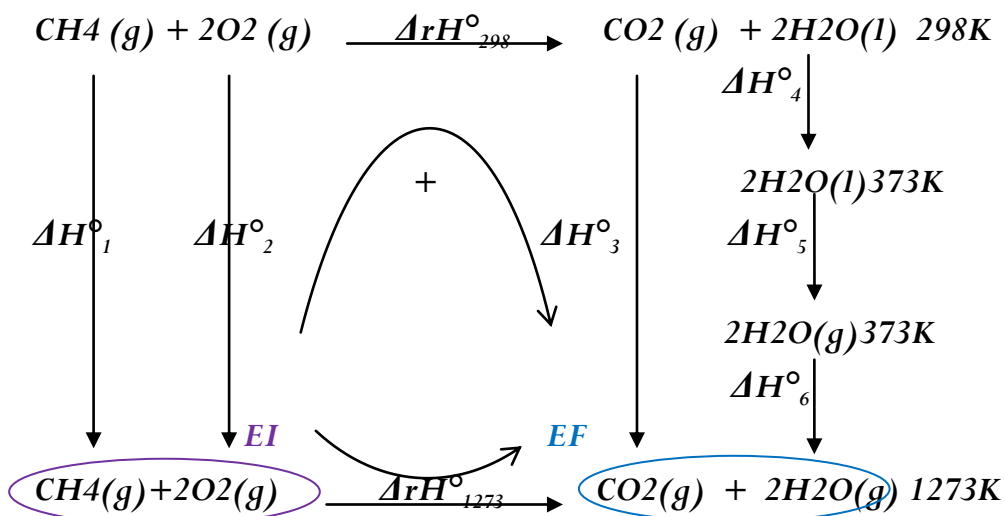
$$C_p(\text{O}_2, g) = 7,6 \text{ cal. mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$$

$$C_p(\text{CO}_2, g) = 11,2 \text{ cal mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$$

$$C_p(\text{H}_2\text{O}, g) = 9,2 \text{ cal. mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$$

$$C_p(\text{H}_2\text{O}, l) = 18,0 \text{ cal mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$$

$$\Delta_v H^\circ, 373(\text{H}_2\text{O}, l) = 9,7 \text{ kcal. mol}^{-1}$$



$$\Delta_r H^\circ_{1273} = -(\Delta H^\circ_1 + \Delta H^\circ_2) + \Delta_r H^\circ_{298} + (\Delta H^\circ_3 + \Delta H^\circ_4 + \Delta H^\circ_5 + \Delta H^\circ_6)$$

$$\Delta H_1^0 = \int_{298}^{1273} C_{p(CH_4(g))} dT$$

$$\Delta H_2^0 = 2 \int_{298}^{1273} C_{p(O_2(g))} dT$$

$$\Delta H_3^0 = \int_{298}^{1273} C_{p(CO_2(g))} dT$$

$$\Delta H_4^0 = 2 \int_{298}^{373} C_{p(H_2O(l))} dT$$

$$\Delta H_5^0 = 2 \Delta_{vap} H_{373(H_2O)}^0$$

$$\Delta H_6^0 = 2 \int_{373}^{1273} C_{p(H_2O(g))} dT$$

Thermochimie

Chapitre 3

Application du Deuxième Principe de la Thermodynamique à la Réaction Chimique

Le premier principe de la thermodynamique exige la constance de l'énergie totale d'un système isolé, mais ne permet pas de prévoir le sens de l'évolution spontanée d'un système.

I – Spontanéité et probabilité

I-1- Transformation spontanée

C'est une transformation qui a lieu sans intervention extérieure (en particulier, sans apport d'énergie). Elle a une tendance naturelle à se produire et ne peut se faire que dans un sens (sens unique).

L'état initial n'est pas un état d'équilibre. Une transformation spontanée se fait vers l'état le plus probable que puisse prendre le système.

Elle peut être rapide ou lente. C'est une transformation irréversible.

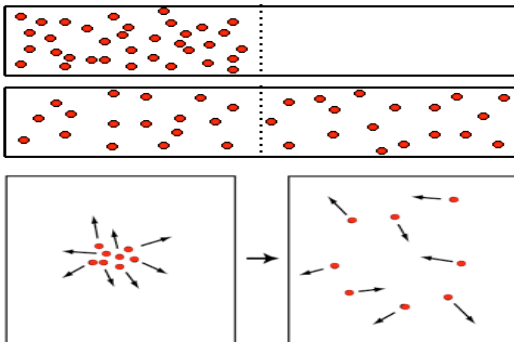
La transformation inverse est non spontanée c'est-à-dire qu'elle est impossible sans intervention du milieu extérieur.

I-2- spontanéité et désordre

On peut remarquer que les états les plus probables sont les états les plus désordonnés. Les transformations spontanées vont dans le sens d'une augmentation du désordre.

Exemple :

Expansion d'un gaz dans une enceinte vide:



- ❖ Les transformations réelles sont toujours irréversibles.
- ❖ L'irréversibilité est due à la non-homogénéité des grandeurs intensives de système.
- ❖ Les chocs entre les particules constituant le système amènent le système à un état d'homogénéité et de désordre maximal.

II-L'entropie et le deuxième principe

II-1- Entropie

Il existe une fonction d'état S appelée entropie, qui lors d'une transformation au sein d'un système et le milieu extérieur traduit le sens de l'évolution (ordre \rightarrow désordre).

La variation de cette entropie entre deux états A et B est formulée par:

$$\Delta S = S_B - S_A = \int_A^B \frac{\delta Q_{rev}}{T}$$

Unité de S: $J \cdot K^{-1} \cdot (mol^{-1})$

II-2- Enoncé du deuxième principe

Au cours d'une transformation spontanée, l'entropie de l'univers (système + milieu extérieur), ne peut pas diminuer. Elle reste constante si la transformation est réversible. Elle augmente si la transformation est irréversible.

$$\Delta S_{univ} = \Delta S_{syst} + \Delta S_{ext} \geq 0$$

L'entropie est une mesure du désordre du système :

si le désordre augmente S augmente et $\Delta S > 0$,

si le désordre diminue S diminue et $\Delta S < 0$.

Comme les transformations naturelles (spontanées), ne se font jamais dans des conditions réversibles, l'entropie de l'univers ne peut qu'augmenter.

$$\begin{array}{l} \text{transformations naturelles} \rightarrow \Delta S_{univ} > 0 \\ \text{(irréversibles)} \qquad \qquad \qquad (S_{univ} \uparrow) \end{array}$$

Contrairement à l'énergie, l'entropie ne se conserve pas, elle se crée si la transformation est irréversible: $\Delta S_{univ} = \Delta_i S \geq 0$

Au cours d'une transformation du système de l'état 1 à l'état 2,

$$\Delta S_{univ} = \Delta S_{syst} + \Delta S_{ext} = (S_2 - S_1) + \Delta S_{ext} = \Delta_i S \geq 0$$

L'entropie créée au cours d'une transformation irréversible $\Delta_i S$ peut s'exprimer par:

$$\Delta_i S = \frac{Q_{rev}}{T} - \frac{Q_{irrev}}{T}$$

Où Q_{rev} est la chaleur échangée au cours de la transformation supposée réversible, et Q_{irrev} la chaleur échangée au cours de la transformation réelle irréversible.

Condition de spontanéité :

$$\Delta S_{univ} = \Delta S_{syst} + \Delta S_{ext} > 0$$

III- Entropie absolue

Contrairement à l'énergie interne et l'enthalpie, qui ne peuvent être définies que d'une façon relative, l'entropie d'un corps pur peut être calculée de façon absolue.

L'origine est choisie sur la base de la signification physique de l'entropie: A 0 K, tous les corps purs sont à l'état solide sous une forme cristalline parfaitement ordonnée.

$$A\ la\ température\ de\ 0\ K,\ l'entropie\ des\ corps\ purs\ est\ nulle.$$

III-1-Variation de l'entropie avec la température

Cas d'échauffement sans changement d'état

L'élévation de la température provoque l'augmentation de l'agitation thermique des molécules, et donc, l'augmentation du désordre. Par conséquent, l'entropie augmente:

Si $T \uparrow \rightarrow \text{désordre} \uparrow \rightarrow S \uparrow \rightarrow \Delta S > 0$

Si l'augmentation de la température se fait à pression constante, la chaleur échangée sera:

$$Q_p = n \cdot \int_{T_1}^{T_2} C_p \cdot dT$$

Et la variation d'entropie sera:

$$\Delta S = \int_{T_1}^{T_2} \frac{n \cdot C_p \cdot dT}{T}$$

(dans le cas de $V = Cte$, on remplace C_p par C_v)

Cas de changement d'état (à la température du changement d'état)

Le changement d'état est accompagné d'une variation de l'entropie, puisque le désordre augmente dans le sens: Solide \rightarrow liquide \rightarrow gaz.

| | | |
|----------------------|-------------------|---|
| Fusion: | $S \rightarrow L$ | $\Delta S = \Delta_f H / T_f$ |
| Ebullition: | $L \rightarrow G$ | $\Delta S = \Delta_{eb} H / T_{eb}$ |
| Sublimation : | $S \rightarrow G$ | $\Delta S = \Delta_{s\ ub} H / T_{sub}$ |

$\Delta_f H$, $\Delta_{eb} H$ et $\Delta_s H$ sont les chaleurs latentes de changement d'état.
 T_f , T_{eb} et T_s sont les températures de fusion, d'ébullition ou de sublimation.

III-2-Calcul de l'entropie absolue

L'entropie absolue d'un corps pur à une température quelconque est calculée en tenant compte des termes dus à l'échauffement et des termes dus aux changements d'état:

$$S_A^0(T_1) = S_A^0(0K) + \int_0^{T_k} \frac{Cp_{A(E1)}(T)}{T} dT + \frac{\Delta_k H^0}{T_k} + \int_{T_k}^{T_1} \frac{Cp_{A(E2)}(T)}{T} dT$$

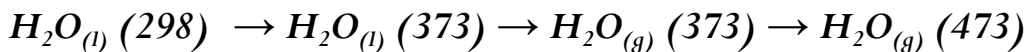
Avec: $S_A^0(0K) = 0$

k : transition de phase = changement d'état (fusion, vaporisation...).

E_1 , E_2 : différents états physiques.

(Aux basses températures, les Cp sont fonctions de T selon une loi en T^3)

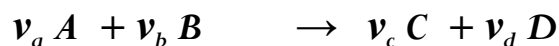
Exemple: $S_{473, H_2O(g)}^0$



$$S_{473, H_2O(g)}^0 = S_{298, H_2O(l)}^0 + \int_{298}^{373} \frac{Cp_{H_2O(l)}^0}{T} dT + \frac{\Delta_{eb} H^0}{373} + \int_{373}^{473} \frac{Cp_{H_2O(g)}^0}{T} dT$$

VI- Entropie de réaction chimique

IV-1-Calcul de l'entropie standard d'une réaction



On a:
$$\Delta_r S_T^0 = (\nu_c S_T^0(C) + \nu_d S_T^0(D)) - (\nu_a S_T^0(A) + \nu_b S_T^0(B))$$

$$\Delta_r S_T^0 = \sum \nu_i S_{iT}^0(\text{produits}) - \sum \nu_j S_{jT}^0(\text{réactifs})$$

Attention:

Même les corps simples ont une entropie S^0 non nulle (à $T > 0$ K).

$$S_{298, Al(s)}^0 = 28,3 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$$

$$S_{298, O_2(g)}^0 = 205,0 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$$

IV-2- Prédiction du signe de $\Delta_r S_T^0$

On peut prévoir d'une façon qualitative le signe de l'entropie standard de réaction sachant que le désordre augmente lors du passage de l'état solide à l'état liquide puis à l'état gazeux.

Exemple :



Dans cette réaction, 4 moles de gaz (réactifs) \rightarrow 2 moles de gaz (produits), le désordre diminue car le nombre de moles de gaz diminue, et donc $\Delta_r S < 0$



La variation du nombre de moles de gaz est nulle, ce qui correspond à une variation très faible d'entropie.

IV-3- Conditions de température pour qu'une réaction soit spontanée

La réaction peut avoir lieu spontanément si : $\Delta_r S^\circ + \Delta S^\circ_{\text{ext}} > 0$ (1)

- $\Delta_r S^\circ = \sum \nu_i S^\circ_i(\text{produits}) - \sum \nu_j S^\circ_j(\text{réactifs})$ (calculée à 298K)
- $\Delta S^\circ_{\text{ext}} = -\Delta_r H^\circ / T$ ($\Delta_r H^\circ = \sum \nu_i \Delta_f H^\circ_i(\text{produits}) - \sum \nu_j \Delta_f H^\circ_j(\text{réactifs})$)

La variation de l'entropie de l'extérieur $\Delta S^\circ_{\text{ext}}$ est liée au transfert de chaleur entre le système et l'extérieur :

D'après (1), on a : $(\Delta_r S^\circ - \Delta_r H^\circ / T) > 0$ à T

Donc :

$$\Delta_r S^\circ_T > \Delta_r H^\circ_T / T$$

IV-4-Entropie standard de formation $\Delta_f S^\circ_T$

C'est la variation d'entropie standard qui accompagne la formation d'une mole d'un composé à partir de ses constituants pris dans leur état standard de référence.

IV-5-Variation de l'entropie de réaction en fonction de la température :

Cas sans changement d'état

A pression constante : $dS = C_p dT / T$

A P=1 atm:
$$\Delta_r S^\circ_T = \Delta_r S^\circ_{T_0} + \int_{T_0}^T \Delta C_p \frac{dT}{T}$$

Par intégration en considérant les C_p constantes on obtient :

$$\Delta_r S^\circ_T = \Delta_r S^\circ_{T_0} + \Delta C_p \text{Ln} \frac{T}{T_0}$$

On fait très souvent l'approximation de négliger la variation de S avec T .

Cas avec changement d'état

Dans ce cas il y'aura des termes supplémentaires dus aux variations d'entropie accompagnant les changements d'état physique.

Thermochimie

CHAPITRE 4

Enthalpie libre *Equilibres chimiques*

L'enthalpie libre Equilibres chimiques

I-L'enthalpie libre-Critères d'évolution

II-Calcul de l'enthalpie libre et de ses variations

II-1-Enthalpie libre standard de formation $\Delta_f G^\circ_T$

II-2-Enthalpie libre standard de réaction $\Delta_r G^\circ_T$

III-L'enthalpie libre molaire- Equilibre chimique.

III-1-variation de l'enthalpie libre molaire avec la pression

III-2- Equilibre chimique

*III-3- Relation entre la constante d'équilibre et la variation
d'enthalpie libre standard*

III-4-Lois de déplacement d'équilibre

III-4-1-Principe de Le Chatelier

III-4-2-Variation de K_p avec T - Loi de Vant'Hoff

III-4-3- Influence de la pression (à T cte)

III-4-4- Influence de la composition

III-4-5- Influence de l'introduction d'un gaz inerte à T constante

III-5- Variance

I- L'enthalpie libre

Au cours d'une transformation spontanée, qui a lieu à pression constante, on a

$$\Delta H_{\text{sys}} = -\Delta H_{\text{ext}}.$$

Et si la température est constante,

$$\Delta S_{\text{ext}} = \Delta H_{\text{ext}} / T = -\Delta H_{\text{sys}} / T$$

La condition de spontanéité : $\Delta S_{\text{univ}} = \Delta S_{\text{sys}} + \Delta S_{\text{ext}} > 0$, peut s'écrire sous la forme :

$$\Delta S_{\text{univ}} = \Delta S_{\text{sys}} - \Delta H_{\text{sys}} / T > 0,$$

Ou sous la forme:

$$T\Delta S_{\text{sys}} - \Delta H_{\text{sys}} > 0 \text{ ou } \Delta H_{\text{sys}} - T\Delta S_{\text{sys}} < 0$$

On pose

$$\Delta G = \Delta H_{\text{sys}} - T\Delta S_{\text{sys}}$$

On définit alors un fonction d'état appelée enthalpie libre ou fonction de Gibbs:

$$G = H - TS$$

Unité de G : J (mol⁻¹)

***Au cours d'une transformation spontanée à pression et température constantes, l'enthalpie libre d'un système diminue.
Lorsque sa valeur atteint une valeur minimale, le système sera à un état d'équilibre.***

Critères d'évolution (à P=Cte et T=Cte)

Si $\Delta_r G > 0$:

Réaction thermodynamiquement défavorisée (n'est pas possible)

Réaction non spontanée

Si $\Delta_r G < 0$:

Réaction thermodynamiquement favorisée (possible)

Réaction spontanée

Si $\Delta_r G = 0$:

On est à l'état d'équilibre il n'y a pas d'évolution du système.

Exemple :

l'ozone se forme dans les hautes couches de l'atmosphère terrestre à partir de l'oxygène sous l'action du rayonnement ultraviolet :



à pression atmosphérique et 298°K, on a : $\Delta_r G^\circ_{298} = + 164 \text{ kJ/mol} > 0$

La réaction de formation de l'ozone n'est pas spontanée à $P=1 \text{ atm}$ et $T=298\text{K}$, et elle nécessite de l'énergie. Cette énergie vient de l'extérieur : du rayonnement ultra violet.

II- Le calcul des variations de l'enthalpie libre .**II-1- Enthalpie libre standard de formation $\Delta_f G^\circ_T$**

C'est la variation d'enthalpie libre qui accompagne la formation d'une mole d'un composé à partir de ses constituants pris dans leur état standard de référence.

$$\Delta_f G^\circ_T = \Delta_f H^\circ_T - T \Delta_f S^\circ_T$$

II-2- Enthalpie libre standard de réaction $\Delta_r G^\circ_T$

Elle peut être calculée à partir des deux expressions :

- $\Delta_r G^\circ_T = \Delta_r H^\circ_T - T \Delta_r S^\circ_T$
- $\Delta_r G^\circ_T = \sum \nu_i \Delta_f G^\circ_T(\text{produits } i) - \sum \nu_j \Delta_f G^\circ_T(\text{réactifs } j)$

Avec $\Delta_f G^\circ_T = \Delta_f H^\circ_T - T \cdot \Delta_f S^\circ_T$ pour chaque réactif et produit de réaction.

III- L'enthalpie libre molaire - Equilibre**III-1-Variation de l'enthalpie libre molaire avec la pression**

Au cours d'une transformation, la pression du système peut subir des variations.

Ces variations n'ont pas d'influence sur l'état des phases condensées. Par contre, dans le cas de gaz, l'effet de la pression est très important.

L'enthalpie libre G s'exprime en fonction des autres fonctions thermodynamiques par la relation :

$$G = H - T.S = U + P.V - T.S$$

$$dG = dU + P.dV + V.dP - T.dS - S.dT$$

or $dW = -P.dV$ et $dQ = T.dS$ pour un processus réversible.

soit : $dU = dQ - P.dV = T.dS - P.dV$; $dG = V.dP - S.dT$

Pour une transformation isotherme, on peut écrire :

$$dG = V.dP$$

Pour une variation finie de la pression de P_1 à P_2 .

$$G_T^{P_2} - G_T^{P_1} = \int_{P_1}^{P_2} V.dP$$

Pour n moles de gaz parfait:

$$G_T^{P_2} - G_T^{P_1} = nRT \ln \frac{P_2}{P_1}$$

Si on choisit $P_1 = 1\text{bar}$ (l'état standard) ,

Pour une mole d'un gaz pur, l'enthalpie libre molaire à la pression P :

$$G_T^P = G_T^o + RT \ln P$$

Pour une mole d'un gaz i dans un mélange, l'enthalpie libre molaire est fonction de la pression partielle P_i :

$$G_T^P = G_T^o + RT \ln P_i$$

La relation $G_T^P = G_T^o + RT \ln P_i$ applicable dans le cas de gaz parfaits, peut être généralisée aux systèmes à constituants quelconques sous la forme:

a_i est l'activité du constituant i .

$$G_T^P(i) = G_T^0(i) + RT \ln(a_i)$$

Signification physique de la variation de l'enthalpie libre**Fonction enthalpie libre: $G = H - TS$** **A T et P constantes:**

Pour qu'une transformation soit spontanée, il faut que:
 $\Delta G_T^P < 0$

ΔG est en relation avec la stabilité du système.
 ΔG a le caractère d'un potentiel

$$\Delta G_T^P = \Delta U + P\Delta V - T\Delta S$$

$$\Delta U = \Delta G_T^P - P\Delta V + T\Delta S$$

$$\Delta U = W + Q$$

$$W = \Delta G_T^P - P\Delta V$$

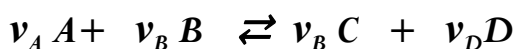
ΔG mesure le travail non mécanique

III-2- Equilibre chimique**III-2-1 Définition**

Un système chimique est en état d'équilibre lorsqu'il est le siège d'une réaction inversible c'est-à-dire une réaction qui n'est pas totale. L'établissement de l'équilibre nécessite la coexistence de tous les constituants, produits et réactifs à une température, une pression et avec des compositions uniformes et constantes dans le temps.

III-2-2- Loi d'action de masse

Considérons une réaction chimique en solution,



A l'équilibre, les concentrations des constituants vérifient la relation :

$$K_C = \frac{[C]^{\nu_C} \cdot [D]^{\nu_D}}{[A]^{\nu_A} \cdot [B]^{\nu_B}}$$

K_C est la constante d'équilibre relative aux concentrations.

$[A]$ est la concentration molaire du constituant A .

Dans le cas où les constituants sont à l'état gazeux, on utilise la constante d'équilibre relative aux pressions partielles.

$$K_P = \frac{P_C^{\nu_C} \cdot P_D^{\nu_D}}{P_A^{\nu_A} \cdot P_B^{\nu_B}}$$

L'équation qui traduit la loi d'action de masse peut être généralisée aux systèmes hétérogènes en utilisant les activités :

$$K = \frac{a_C^{v_C} \cdot a_D^{v_D}}{a_A^{v_A} \cdot a_B^{v_B}}$$

Activité

- $a(\text{gaz } A) = P_A$: pression partielle de A. $P_A = x_A \cdot P_T$
- $a(\text{solide}) = 1$
- $a(\text{liquide pur}) = 1$
- $a(\text{soluté } A \text{ en solution diluée}) = \text{concentration molaire } [A]$
- $a(\text{solvant}) = 1$ (Il est majoritaire, donc pratiquement pur)

Relation entre K_p et K_c

la concentration molaire d'un constituant

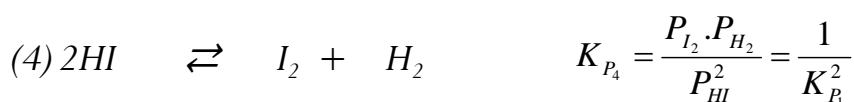
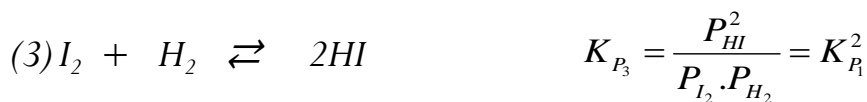
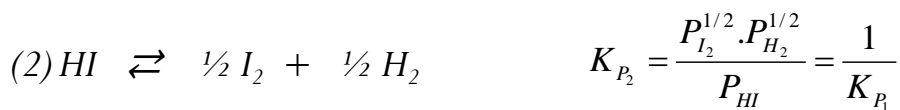
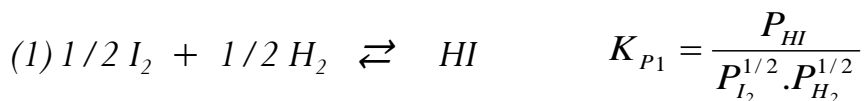
$$[A] = n_A / V = P_A / RT$$

$$K_C = \frac{[C]^{v_C} \cdot [D]^{v_D}}{[A]^{v_A} \cdot [B]^{v_B}} = K_P (RT)^{-\Delta_r v(g)}$$

$$\Delta_r v(g) = (v_D + v_C) - (v_A + v_B)$$

Expression de la constante d'équilibre

Soient les équilibres réalisés en phase gazeuse :



A partir de la grandeur thermodynamique de réaction $\Delta_r G^\circ$: $\Delta_r G^\circ = -RT \cdot \ln K_p$

$$\Delta_r G^\circ_2 = -\Delta_r G^\circ_1$$

$$-RT \cdot \ln K_{P2} = -(-RT \cdot \ln K_{P1}) \quad \rightarrow K_{P2} = 1 / K_{P1}$$

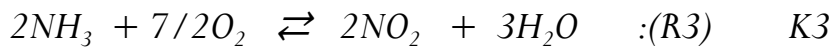
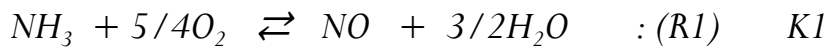
$$\Delta_r G^\circ_3 = 2\Delta_r G^\circ_1$$

$$-RT \cdot \ln K_{p3} = 2(-RT \cdot \ln K_{p1}) \rightarrow K_{p3} = (K_{p1})^2$$

$$\Delta_r G^\circ_4 = -2\Delta_r G^\circ_1$$

$$-RT \cdot \ln K_{p4} = -2(-RT \cdot \ln K_{p1}) \rightarrow K_{p4} = 1 / (K_{p1})^2$$

Equilibres simultanés



$$(R3) = 2(R1) - 2(R2)$$

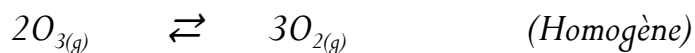
$$\Delta_r G^\circ_3 = 2\Delta_r G^\circ_1 - 2\Delta_r G^\circ_2$$

$$-RT \cdot \ln K3 = 2(-RT \cdot \ln K1) - 2(-RT \cdot \ln K2)$$

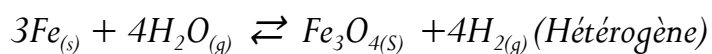
$$\ln K3 = 2\ln K1 - 2\ln K2$$

$$\rightarrow K3 = (K1 / K2)^2$$

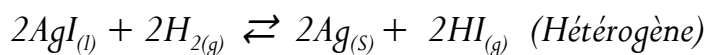
Application: Loi d'action de masse(L.A.M.) -Systèmes homogènes et hétérogènes



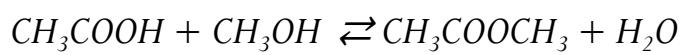
$$K_P = \frac{P_{O_2}^3}{P_{O_3}^2}$$



$$K_P = \frac{P_{H_2}^4}{P_{H_2O}^4}$$



$$K_P = \frac{P_{HI}^2}{P_{H_2}^2}$$



(Homogène, en solution)

$$K_c = \frac{[CH_3COOCH_3][H_2O]}{[CH_3COOH][CH_3OH]}$$

On peut écrire aussi :

$$K = \frac{[CH_3COOCH_3]}{[CH_3COOH][CH_3OH]}$$

Dans le cas où la solution est aqueuse, c.-à-d. H_2O joue le rôle de solvant, son activité sera prise égale à 1.

Relation liant la constante d'équilibre K_p au coefficient de dissociation α et la pression totale P

Exemples

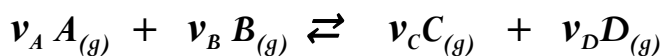
| | | | | | | |
|------------------|----------------------------------|----------------------|------------------------------|---|--------------------------------|-------------------|
| | $CO_{2(g)}$ | \rightleftharpoons | $CO_{(g)}$ | + | $1/2 O_{2(g)}$ | total |
| t_o | n_o | | 0 | | 0 | n_o |
| t_{eq} | $n_o(1-\alpha)$ | | $n_o\alpha$ | | $n_o\alpha/2$ | $n_o(1+\alpha/2)$ |
| x_i à t_{eq} | $\frac{1-\alpha}{1+\alpha/2}$ | | $\frac{\alpha}{1+\alpha/2}$ | | $\frac{\alpha}{2(1+\alpha/2)}$ | 1 |
| P_i à t_{eq} | $\frac{2(1-\alpha)}{2+\alpha} P$ | | $\frac{2\alpha}{2+\alpha} P$ | | $\frac{\alpha}{(2+\alpha)} P$ | P |

$$K_p = P_{O_2}^{1/2} \cdot P_{CO} / P_{CO_2}$$

$$K_p = \frac{\left(\frac{\alpha}{(2+\alpha)} P\right)^{1/2} \frac{2\alpha}{2+\alpha} P}{\frac{2(1-\alpha)}{2+\alpha} P} \quad K_p = \frac{P^{1/2} \cdot \alpha^{3/2}}{(1-\alpha)(2+\alpha)^{1/2}}$$

III-3- Relation entre la constante d'équilibre et la variation d'enthalpie libre standard

Considérons une réaction chimique se produisant entre gaz parfaits :



La variation de l'enthalpie libre entre l'état initial et un état d'avancement quelconque

$$\text{avant l'équilibre : } \Delta_r G_T = \nu_C G_T(C) + \nu_D G_T(D) - \nu_A G_T(A) - \nu_B G_T(B)$$

$$\text{En appliquant pour chaque constituant la relation : } G_T^P = G_T^o + RT \ln P_i$$

On obtient:

$$\Delta_r G_T^o + RT \ln \frac{a_C^{\nu_C} \cdot a_D^{\nu_D}}{a_A^{\nu_A} \cdot a_B^{\nu_B}} \quad \text{ou} \quad \Delta_r G_T = \Delta_r G_T^o + RT \ln \frac{P_C^{\nu_C} \cdot P_D^{\nu_D}}{P_A^{\nu_A} \cdot P_B^{\nu_B}}$$

$$\text{Avec : } \Delta_r G_T^o = \nu_C G_T^o(C) + \nu_D G_T^o(D) - \nu_A G_T^o(A) - \nu_B G_T^o(B)$$

Le terme Q_R est le quotient réactionnel, exprimé en fonction des pressions partielles des constituants.

$$Q_R = \frac{a_C^{\nu_C} \cdot a_D^{\nu_D}}{a_A^{\nu_A} \cdot a_B^{\nu_B}}$$

Le critère d'évolution spontanée de la réaction est : $\Delta_r G_T < 0$ pour la réaction se produisant de la gauche vers la droite.

$$\Delta_r G_T = \Delta_r G_T^\circ + RT \ln Q_R < 0 \quad \text{soit} \quad \ln Q_R < -\Delta_r G_T^\circ / RT$$

Quand $\ln Q_R > -\Delta_r G_T^\circ / RT$, la réaction évolue spontanément vers la gauche.

si $\Delta_r G_T = 0$, la réaction est à l'équilibre et dans ces conditions : $Q_R = K_p$

$$\Delta_r G_T^\circ = -RT \ln K_p$$

où

$$K_p = (P'_C)^{v_c} \cdot (P'_D)^{v_d} / (P'_A)^{v_a} \cdot (P'_B)^{v_b}$$

P'_i sont les pressions partielles à l'équilibre.

La constante d'équilibre ne dépend que de la température et elle n'a pas de dimension, les pressions partielles étant toujours exprimées en bar.

L'expression de Q_R est identique à celle de K_p , les pressions partielles utilisées sont les pressions initiales ou à un instant avant l'établissement de l'équilibre. Pour K_p les pressions sont les pressions à l'équilibre.

En résumé :

$Q_R < K_p$, la réaction a lieu spontanément vers la droite (sens direct : réactifs \rightarrow produits)

$Q_R > K_p$, la réaction a lieu spontanément vers la gauche (sens inverse : produits \rightarrow

réactifs) $Q_R = K_p$, la réaction se fait dans les deux sens à la même vitesse), l'équilibre est atteint.

Exemple : On donne pour l'équilibre suivant réalisé à $P = 1 \text{ bar}$:

$$K_{p_{403K}} = 0,147$$

| | $N_2O_4(g)$ | \rightleftharpoons | $2NO_2(g)$ | n_T |
|----------|-------------|----------------------|------------|-------|
| t_{01} | 1mol | | 2mol | 3 |
| t_{02} | 1mol | | 0mol | 1 |
| t_{03} | 0mol | | 1mol | 1 |
| t_{04} | 10mol | | 1mol | 11 |

$$Q_{01} = 4/3 > K_p \rightarrow \text{sens 2}$$

$$Q_{02} = 0 < K_p \quad \rightarrow \text{sens 1}$$

$$Q_{03} > K_p \quad \rightarrow \text{sens 2}$$

$$Q_{04} < K_p \quad \rightarrow \text{sens 1}$$

Relation entre K_p et K_c

la concentration molaire d'un constituant $[A] = n_A / V = P_A / RT$

$$K_c = [C]^{v_C} \cdot [D]^{v_D} / [A]^{v_A} \cdot [B]^{v_B} = K_p (RT)^{-\Delta v_g}$$

$$K_c = K_p (RT)^{-\Delta_r v_g} \quad \Delta_r v_g = (v_D + v_C) - (v_A + v_B)$$

III-4-Déplacement de l'équilibre

III-4-1-Principe de Le Chatelier

Enoncé

Lorsqu'on applique à un système chimique une perturbation par la modification de l'un des facteurs d'équilibre, l'équilibre se déplace dans le sens diminuant l'effet de la perturbation.

Un équilibre cherche toujours à s'opposer aux variations qu'on veut lui imposer. C'est la **loi de modération**.

(Facteurs d'équilibre : variables intensives définissant l'état d'un système en équilibre.)

On étudiera l'effet d'une perturbation du système en équilibre par modification d'un facteur d'équilibre et prévision de son évolution.

- Effet de T
- Effet de P à T cte
- Effet de la composition (x_i ou P_i) à T et V ctes
à T et P ctes

III-4-2-Variation de K_p avec T : Influence de la Température - Loi de Vant'Hoff

$$\Delta_r G_T^0 = \Delta_r H^0 - T \Delta_r S^0 = -R T \ln K_p$$

$$\ln K_p = -\Delta_r H^0 / R T + \Delta_r S^0 / R$$

Si l'on porte $\ln K_p$ en fonction de $1/T$ on obtient directement les valeurs de $\Delta_r H^0$ et $\Delta_r S^0$.

On peut écrire cette relation sous la forme différentielle :

$$\boxed{[d(\ln K_p) / dT] = \Delta_r H^0 / R T^2}$$

Loi de Vant'Hoff

$$d(\ln K_p) = dT \cdot (\Delta_r H^0 / R T^2)$$

Cette relation permet de prévoir facilement l'influence de T sur un équilibre.

RT^2 est un terme obligatoirement positif.

Si $\Delta_r H^0 < 0$ (Réaction exothermique) : $d \ln K_p$ et dT sont de signes contraires donc si T augmente K_p diminue (et inversement).

Si $\Delta_r H^0 > 0$ (Réaction endothermique) : $d \ln K_p$ et dT sont de même signes donc si T augmente K_p augmente (et inversement).

Une élévation de température favorise donc le sens correspondant à la réaction endothermique.

Inversement, un abaissement de température favorise le sens correspondant à la réaction exothermique.

Tout se passe donc comme si l'équilibre cherchait à s'opposer à la variation de T c'est le principe de Le Chatelier.

A partir de $[d(\ln K_p) / dT] = \Delta_r H^0 / R T^2$, on montre que :

$$[d(\ln K_c) / dT] = \Delta_r U^0 / R T^2$$

sachant que: $K_c = K_p (RT)^{-\Delta v(g)}$ et $\Delta_r H^0 = \Delta_r U^0 + \Delta v(g) \cdot RT$

$$K_p = K_c (RT)^{\Delta v(g)} \quad \ln K_p = \ln K_c + \Delta v(g) \cdot \ln RT$$

$$d(\ln K_p) / dT = d(\ln K_c) / dT + \Delta v(g) / T$$

$$\begin{aligned} d(\ln K_c) / dT &= d(\ln K_p) / dT - \Delta v(g) / T = (\Delta_r H^0 / R T^2) - \Delta v(g) / T \\ &= (\Delta_r U^0 + \Delta v(g) \cdot (RT)) / R T^2 - \Delta v(g) / T \end{aligned}$$

$$\boxed{[d(\ln K_c) / dT] = \Delta_r U^0 / R T^2} \quad \text{; Isochore de Vant'Hoff}$$

Forme intégrée de la loi de Vant'Hoff

Isobare de Vant'Hoff

$$\begin{aligned} \ln \frac{K_2}{K_1} &= \frac{\Delta_r H^0}{R} \left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right) \\ \ln \frac{K_2}{K_1} &= \frac{\Delta_r H^0}{R} \cdot \frac{T_2 - T_1}{T_2 \cdot T_1} \end{aligned}$$

III-4-3- Influence de la pression (à T cte)

On suppose que tous les constituants du système sont à l'état gazeux:

$$K_p = (P_C)^{v_C} \cdot (P_D)^{v_D} / (P_A)^{v_A} \cdot (P_B)^{v_B}$$

$$K_p = (x_C P)^{v_C} \cdot (x_D P)^{v_D} / (x_A P)^{v_A} \cdot (x_B P)^{v_B}$$

$$K_p = [(x_C)^{v_C} \cdot (x_D)^{v_D} / (x_A)^{v_A} \cdot (x_B)^{v_B}] \cdot P^{(v_D + v_C) - (v_A + v_B)}$$

$P = P_A + P_B + P_C + P_D$: pression totale du système à l'équilibre.

$K_p = K_x \cdot P^{\Delta r_{v(g)}}$ avec $K_x = (x_C)^{v_C} \cdot (x_D)^{v_D} / (x_A)^{v_A} \cdot (x_B)^{v_B}$ les x_i sont les fractions molaires des constituants du système.

A T cte K_p est constante,

➤ si $\Delta v(g) > 0$

*si P augmente, $P^{\Delta r_{v(g)}}$ augmente $\rightarrow K_x$ doit diminuer (pour garder K_p cte puisque Tcte) \rightarrow l'équilibre se déplace dans le sens (2).

*si P diminue, $P^{\Delta r_{v(g)}}$ diminue $\rightarrow K_x$ doit augmenter (pour garder K_p cte puisque Tcte) \rightarrow l'équilibre se déplace dans le sens (1).

➤ Si $\Delta v(g) < 0$

*si P augmente ; $P^{\Delta r_{v(g)}}$ diminue $\rightarrow K_x$ doit augmenter (pour garder K_p cte puisque Tcte)

\rightarrow l'équilibre se déplace dans le sens (1).

*si P diminue, $P^{\Delta r_{v(g)}}$ augmente $\rightarrow K_x$ doit diminuer (pour garder K_p cte puisque Tcte) \rightarrow l'équilibre se déplace dans le sens (2).

Conclusion

si P augmente l'équilibre cherche à la faire diminuer en se déplaçant dans le sens de diminution du nombre de moles gazeuses.

si P diminue l'équilibre cherche à la faire augmenter en se déplaçant dans le sens de l'augmentation du nombre de moles gazeuses.

si au cours de la réaction le nombre de moles gazeuses ne varie pas, la pression est sans influence sur l'équilibre ; dans ce cas P n'est pas un facteur d'équilibre.

III-4-4- Influence du volume à T cte

Si on augmente le volume du système à l'équilibre, sa pression diminue, le système devenu hors d'équilibre, va évoluer dans le sens d'augmentation du nombre de moles gazeuses → Effet inverse de la pression.

$$K_p = K_n \cdot (RT/V)^{\Delta_r \nu(g)}$$

III-4-5- Influence de la composition

1- Ajout à T et V constants (d'une façon isotherme et isochore)

a – Ajout d'un constituant actif gazeux (intervenant dans l'équilibre : réactif ou produit)

Si l'on augmente la quantité d'un constituant actif gazeux à **T et V constants**, l'équilibre se déplace dans le sens de sa consommation.

Inversement si l'on réduit (diminue) la quantité d'un constituant **à T et V constants**, l'équilibre se déplace, dans le sens de sa formation.

Rq: Quantité du constituant: sa pression partielle, sa concentration ou sa fraction molaire (c'est une variable intensive).

b – Ajout d'un constituant actif solide ou liquide (liquide seul dans sa phase) **à T et V ctes :**

Pas d'effet sur l'équilibre: l'activité est égale à 1 quelque soit la quantité ajoutée.

c- Ajout d'un constituant actif soluté à T et V ctes

L'ajout **isotherme isochore** d'un soluté actif déplace l'équilibre dans le sens de sa consommation.

d – Ajout d'un constituant inactif gazeux **à T et V ctes** (gaz présentant une inertie chimique vis à vis des constituants): pas d'effet sur l'équilibre.

En effet, si le volume est constant, les pressions partielles des constituants ne varient pas.

$$K_p = K_n \cdot (RT/V)^{\Delta_r \nu(g)}$$

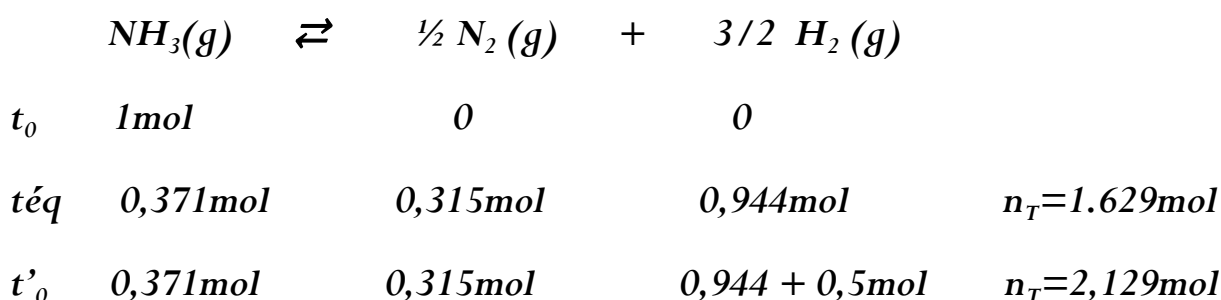
2- Ajout à T et P constantes (d'une façon isotherme et isobare)

a –Ajout d'un constituant actif gazeux à T et Pctes

Pas de prévision générale du sens de déplacement d'équilibre. Il faut calculer le nouveau quotient réactionnel Q_R et comparer avec K_p .

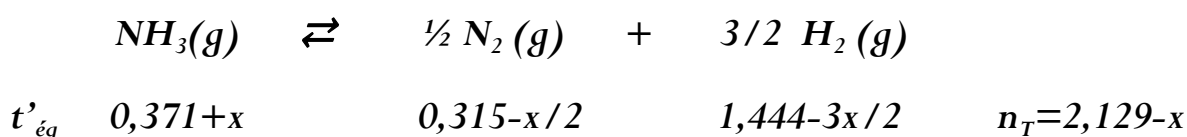
Exemple

Ajout de H_2 à T et P ctes $P = 1atm$ $K_p = 0,852$ à $T = 453K$,



Q_R (à t'_0) = $1,239 > K_p$: l'équilibre se déplace dans le sens 2.

Après établissement du nouveau équilibre on aura :



b –Ajout d'un constituant inactif gazeux

À T constante, l'introduction d'un gaz inerte à pression constante peut modifier l'état d'équilibre car elle fait diminuer les pressions partielles et si $\Delta_r \nu(g) \neq 0$, l'équilibre se déplace dans le sens où le nombre de moles gazeuses augmente. $K_p = K_n \cdot (P/n_T)^{\Delta_r \nu(g)}$
 $n_T = \sum n_i + n_{\text{gaz inerte}}$ (à Tcte K_p est cte, Pcte mais n_T a varié par ajout du gaz inerte, donc K_n doit varier).

- ❖ si $\Delta_r \nu(g) = 0$, lorsqu'on ajoute un gaz inerte, le rapport $(P/n_T)^{\Delta_r \nu(g)} = 1$ et il n'y a pas d'effet sur la réaction.
- ❖ Si $\Delta_r \nu(g) > 0$, quand n_T croît, le rapport $(P/n_T)^{\Delta_r \nu(g)}$ décroît. Pour compenser cette décroissance et afin de respecter la constant d'équilibre, K_n doit croître. Il doit donc y

avoir déplacement d'équilibre dans le sens 1 (sens direct) et donc le sens d'une augmentation de la quantité de matière des produits.

- ❖ Si $\Delta_r V(g) < 0$, quand n_T croît, le rapport $(P/n_T)^{\Delta_r V(g)}$ croît. K_n doit décroître. Il doit donc y avoir déplacement d'équilibre dans le sens 2 (sens inverse).

Dans les deux cas l'équilibre se déplace dans le sens d'une augmentation du nombre de moles gazeuses.

III-5- Variance

L'état d'un système chimique à l'équilibre est déterminé par les variables intensives T , P et les x_i (ou P_i). Ce sont les facteurs d'équilibre.

Il existe entre ces variables des relations (telle : $P = \sum P_i \dots$ etc.).

Il serait donc, suffisant, pour décrire l'état de l'équilibre, de connaître uniquement les paramètres indépendants.

Définition :

La variance d'un système chimique à l'équilibre est le nombre de paramètres intensifs indépendants nécessaires pour décrire parfaitement l'état du système à l'équilibre.

C'est aussi le nombre de degrés de liberté de l'équilibre, c'est-à-dire le nombre de paramètres intensifs indépendants que l'on peut fixer arbitrairement sans rompre l'équilibre

Variance:

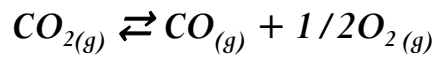
$$V = F - R$$

F est le nombre de facteurs d'équilibre.

R est le nombre de relations reliant ces facteurs.

Exemple

Considérons le système siège de l'équilibre chimique suivant:



- Calcul de V dans le cas général: on considère le cas d'un mélange quelconque de constituants.

$$F: P, T, P_{\text{CO}_{(g)}}, P_{\text{O}_{2(g)}}, P_{\text{CO}_{2(g)}} \rightarrow F = 5$$

$$R: K_p = f(T) \text{ et } P = \sum P_i \rightarrow R = 2$$

$$V = 5 - 2 = 3: \text{ le système est trivariant.}$$

Signification du résultat : Il suffit, donc de connaître 3 facteurs d'équilibre pour déterminer complètement l'état du système à l'équilibre.

En d'autres termes, on peut choisir arbitrairement et indépendamment 3 facteurs sans détruire l'équilibre.

- Calcul de V dans un cas particulier : On considère le système constitué initialement de **CO₂ pur**.

| | | | | | | |
|-------------------|----------------------------|----------------------|------------------------|---|-------------------------|------------------------|
| | $\text{CO}_{2(g)}$ | \rightleftharpoons | $\text{CO}_{(g)}$ | + | $1/2\text{O}_{2(g)}$ | n_{total} |
| nb mol à t_o | n_o | | 0 | | 0 | n_o |
| nb mol à t_{eq} | $n_o(1-\alpha)$ | | $n_o\alpha$ | | $n_o\alpha/2$ | $n_o(1+\alpha/2)$ |
| x_i à t_{eq} | $(1-\alpha)/(1+\alpha/2)$ | | $\alpha/(1+\alpha/2)$ | | $\alpha/2(1+\alpha/2)$ | $\sum x_i = 1$ P_i à |
| t_{eq} | $(1-\alpha)/(1+\alpha/2)P$ | | $\alpha/(1+\alpha/2)P$ | | $\alpha/2(1+\alpha/2)P$ | P |

On peut remarquer que $P_{\text{CO}} = 2P_{\text{O}_2}$

$$F: P, T, P_{\text{CO}_{(g)}}, P_{\text{O}_{2(g)}}, P_{\text{CO}_{2(g)}} \rightarrow F = 5$$

$$R: K_p, P = \sum P_i \text{ et } P_{\text{CO}} = 2P_{\text{O}_2} \rightarrow R = 3$$

$$V = 5 - 3 = 2: \text{ le système est bivariant.}$$

Signification du résultat : Il faut au moins deux facteurs d'équilibre pour définir l'état du système à l'équilibre.

La variance peut être donnée par l'expression (règle des phases de **Gibbs**) :

$$V = C + p - \Phi \quad \text{avec} \quad C = N - r - m$$

C est le nombre de constituants indépendants.

N est le nombre de constituants en présence.

r est le nombre d'équations chimiques indépendantes.

m est le nombre de relations imposées par l'expérimentateur.

p est le nombre de facteurs physiques (variables intensives) dont dépend le système ; dans la très grande majorité des cas, ce sont la température et la pression ($p=2$), mais il arrive que la pression ne soit pas un facteur d'équilibre ($\Delta_r v_{(g)} = 0$).

Φ est le nombre de phases présentes dans le système.

Une phase est une partie homogène d'un système physiquement distincte des autres parties.

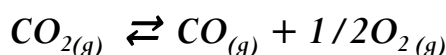
Un mélange de gaz constitue une seule phase.

Chaque solide constitue une phase.

Deux liquides constituent une seule phase s'ils sont miscibles, et deux phases s'ils ne le sont pas.

Exemple

On considère le même système que précédemment :



On calcule V dans le cas général: mélange quelconque de tous les constituants:

$$V = N - r - m + p - \Phi$$

$$N = 3$$

$$r = 1 \text{ (1 équation)}$$

$$m = 0 \text{ (pas de condition imposée : cas général)}$$

$$p = 2 \text{ (T et P : } \Delta_r v_{(g)} \neq 0 \text{)}$$

$$\Phi = 1 \text{ (mélange de gaz)}$$

$V = 3 - 1 + 2 - 1 = 3$ le système est **trivariant** : Ce qui signifie que l'on peut choisir trois facteurs d'équilibre au maximum sans détruire l'équilibre.

Exercice d'application (variance)

La déshydratation par la chaleur de l'hydroxyde de calcium conduit à l'équilibre suivant:



- Quelle est la variance du système à l'équilibre?
- Quel est l'effet de la pression totale sur l'équilibre?
- On fixe, pour ce système, la température et la pression. Que se passe-t-il:
 - Lorsque la pression imposée est inférieure à la pression d'équilibre?
 - Lorsqu'elle lui est supérieure?

Corrigé

a)

$$V = N - r - m + p - \phi$$

$$N = 3$$

$$r = 1 \text{ (1 équation)}$$

$$m = 0 \text{ (pas de condition imposée)}$$

$$p = 2 \text{ (T et P)}$$

$$\Phi = 3 \text{ (2 solides et un gaz)}$$

$$V = 3 - 1 + 2 - 3 = 1 \text{ le système est monovariant}$$

b) $\Delta v(g) \neq 0$, donc, la pression totale est un facteur d'équilibre c'est-à-dire que sa variation a une influence sur l'équilibre.

Si P augmente, on favorise le sens 2 (sens de diminution du nombre de moles de gaz $n(g) \downarrow$).

Si P diminue, on favorise le sens 1 (sens de l'augmentation du nombre de moles de gaz $n(g) \uparrow$).

c) $V=1 \rightarrow$ On ne peut choisir qu'un seul facteur: **T ou P.**

On choisit T : le système imposera sa pression d'équilibre car $K_{pT} = P_{\text{H}_2\text{O}} = P$ (pression totale)

Si on impose au système non seulement un facteur, mais deux facteurs T et P , l'équilibre sera rompu (détruit): au moins un constituant disparaîtra.

*Si l'on impose au système une pression $P_1 > P \rightarrow$ l'équilibre se déplace (totalement) dans le sens de diminution du nombre de moles de gaz : sens 2, jusqu'à épuisement de $\text{CaO}_{(s)}$ ou de $\text{H}_2\text{O}_{(g)}$

*Si on impose une pression $P_2 < P \rightarrow$ l'équilibre se déplace (totalement) dans le sens de l'augmentation du nombre de moles de gaz : sens1, jusqu'à la disparition totale de $\text{Ca}(\text{OH})_{2(s)}$.

Exercice d'application (spontanéité)

On considère la réaction: $\text{CH}_{4(g)} + \text{H}_2\text{O}_{(g)} \rightarrow \text{CO}_{(g)} + 3\text{H}_{2(g)}$

- 1-Calculer les variations d'enthalpie libre standard à 25°C et à 727°C. conclure.
- 2-Déterminer la température à partir de laquelle la réaction évolue spontanément pour obtenir le monoxyde de carbone.(On supposera $\Delta_r H^\circ$ et $\Delta_r S^\circ$ constantes dans le domaine de température considéré).

Données :

Enthalpies molaires standards de formation à 298K (kJ/mol) :

$$\Delta_f H^\circ(\text{CH}_4(g)) = -74,8; \Delta_f H^\circ(\text{H}_2\text{O}(g)) = -241,8; \Delta_f H^\circ(\text{CO}(g)) = -110,5.$$

Entropies absolues standard à 298K (J/K.mol):

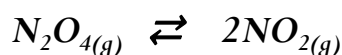
$$S^\circ(\text{CH}_4(g)) = 186,2; S^\circ(\text{H}_2\text{O}(g)) = 188,7; S^\circ(\text{CO}(g)) = 197,6. S^\circ(\text{H}_2(g)) = 130,6.$$

Capacités calorifiques molaires à pression constante (J/K.mol) :

$$C_p(\text{CH}_4(g)) = 35,8; C_p(\text{H}_2\text{O}(g)) = 33,1; C_p(\text{CO}(g)) = 28,8. C_p(\text{H}_2(g)) = 28,8.$$

Exercice d'application (Equilibre)

A 300K, la variation de l'enthalpie libre standard de la réaction suivante $\Delta_r G^\circ_{300}$ est de 4,477kJ/mol.



- 1- Calculer la valeur de la constante d'équilibre K_p .
- 2- Donner l'état d'avancement de la réaction en utilisant le coefficient de dissociation α de N_2O_4 .

$\alpha = \text{nombre moles dissociées} / \text{nombre de mole initial}$.

- 3- Calculer α à 300K et sous la pression totale de 1atm puis de 0.5atm. Conclure.

4- Sous quelle pression α serait-il égal à 0,99?

5- Exprimer α en fonction de la densité du mélange gazeux en équilibre.

Exercice d'application (spontanéité)-Corrigé

$$1- \Delta_r H^\circ_{298} = 206,1 \text{ kJ/mol (à partir des } \Delta_f H^\circ_{298})$$

$$\Delta_r S^\circ_{298} = 214,5 \text{ J/K.mol. (à partir des } S_i^\circ_{298})$$

$$\Delta_r G^\circ_{298} = 142,18 \text{ kJ/mol. (} \Delta_r G^\circ_{298} > 0 \text{ réaction non spontanée dans les conditions standard et à } T=298\text{K)}$$

$$\Delta_r H^\circ_{1000} = \Delta_r H^\circ_{298} + \int (3C_p(H_2) + C_p(CO) - C_p(CH_4) - C_p(H_2O)) dT$$

$$\Delta_r H^\circ_{1000} = \Delta_r H^\circ_{298} + (3C_p(H_2) + C_p(CO) - C_p(CH_4) - C_p(H_2O))(1000-298) = 238,6 \text{ kJ/mol.}$$

$$\Delta_r S^\circ_{1000} = \Delta_r S^\circ_{298} + \int (3C_p(H_2) + C_p(CO) - C_p(CH_4) - C_p(H_2O)) dT/T$$

$$\Delta_r S^\circ_{1000} = \Delta_r S^\circ_{298} + (3C_p(H_2) + C_p(CO) - C_p(CH_4) - C_p(H_2O)) \ln(1000/298) = 270,56 \text{ J/K.mol.}$$

$$\Delta_r G^\circ_{1000} = \Delta_r H^\circ_{1000} - 1000 \cdot \Delta_r S^\circ_{1000} = 238,6 - 1000 \cdot 270,56 \cdot 10^{-3} = -31,96 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta_r G^\circ_{1000} = -31,96 \text{ kJ/mol (} \Delta_r G^\circ_{1000} < 0 \text{ réaction spontanée dans les conditions standard et à } T=1000\text{K)}$$

$$2- \Delta_r G^\circ_T = 238,6 - 270,56 \cdot 10^{-3} \cdot T \text{ (On suppose que } \Delta_r H^\circ_T \approx \Delta_r H^\circ_{1000} \text{ et } \Delta_r S^\circ_T \approx \Delta_r S^\circ_{1000})$$

Pour que la réaction soit spontanée, il faut avoir $\Delta_r G_T < 0$, (dans les conditions standard $\Delta_r G_T = \Delta_r G^\circ_T$) soit :

$$\Delta_r G^\circ_T < 0 \quad \rightarrow T > 238,6 / 270,56 \cdot 10^{-3} \text{ soit : } T > 881,9 \text{ K}$$

Exercice d'application (Equilibre)-Corrigé

$$1- K_p_T = \exp(-\Delta_r G^\circ_T / RT)$$

$$K_p_{300} = \exp(-4.477 \cdot 10^3 / 8,31 \cdot 300) = 0.166$$

2-tableau d'avancement :

| | | | | |
|------------------|--------------------------|----------------------|------------------------|-----------------|
| | $N_2O_{4(g)}$ | \rightleftharpoons | $2NO_{2(g)}$ | Σ |
| Nb.mol à t_0 | n_0 | | 0 | n_0 |
| Nb.mol à téq. | $n_0(1-\alpha)$ | | $2n_0\alpha$ | $n_0(1+\alpha)$ |
| Fraction mol téq | $(1-\alpha)/(1+\alpha)$ | | $2\alpha/(1+\alpha)$ | 1 |
| Pi à téq | $(1-\alpha)P/(1+\alpha)$ | | $2\alpha P/(1+\alpha)$ | P |

$$3- K_p = (P_{NO_2})^2 / P_{N_2O_4} \quad K_p = 4\alpha^2 P / (1-\alpha^2) \quad \alpha = (K_p / 4P + K_p)^{1/2}$$

A.N.

$$P = 1 \text{ atm, } \alpha = 0,20$$

$$P = 0.5 \text{ atm}, \alpha = 0,28$$

α augmente lorsque P diminue. Ce résultat est en accord avec la loi de Le Chatelier: lorsque P diminue, l'équilibre se déplace dans le sens de l'augmentation du nombre de moles gazeuses c'est le sens de dissociation de N_2O_4 .

$$4- K_p = 4\alpha^2 P / (1-\alpha^2) \quad P = K_p(1-\alpha^2) / 4\alpha^2 \quad \alpha = 0.99 \rightarrow P = 8,4 \cdot 10^{-4} \text{ atm.}$$

5- La densité des gaz par rapport à l'air est donnée par la relation: $d = M / M_{\text{air}}$
 M masse molaire moyenne du mélange gazeux.

L'air est constitué de 20% en moles de O_2 et 80% de N_2 .

$$\text{Masse molaire moyenne de l'air } M_{\text{air}} = 0,2 M_{O_2} + 0,8 M_{N_2} = 0,2 \cdot 32 + 0,8 \cdot 28 \approx 29 \text{ g/mol}$$

$$M = x_{NO_2} \cdot M_{NO_2} + x_{N_2O_4} \cdot M_{N_2O_4}$$

$$M = (2\alpha / (1+\alpha)) M_{NO_2} + (1-\alpha / (1+\alpha)) M_{N_2O_4}$$

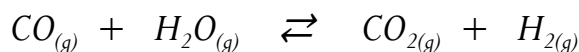
$$M_{N_2O_4} = 2M_{NO_2} = 92 \text{ g/mol}$$

$$M = 2M_{NO_2} / (1+\alpha) = 92 / (1+\alpha)$$

$$\text{finalement on a: } d = 92 / 29 (1+\alpha) \quad \text{et} \quad \alpha = (92 / 29d) - 1$$

Application-Sens initial d'une réaction

La constante d'équilibre K_p de la réaction suivante est de 1,43 à 1000K.



Un mélange formé de 1 mole de CO, 1 mole d'eau, 1 mole de CO_2 et 2 moles de dihydrogène est-il dans un état d'équilibre à 1000 K? Sinon dans quel le sens la réaction se produit-elle.

Quelle est la composition du mélange à l'équilibre ?

| | | | | | | | | |
|------------------|-----------------|---|-----------------|----------------------|-----------------|---|-----------------|---------------------------|
| | $CO_{(g)}$ | + | $H_2O_{(g)}$ | \rightleftharpoons | $CO_{2(g)}$ | + | $H_{2(g)}$ | Σ |
| $n_o(i)$ à t_0 | 1 | | 1 | | 1 | | 2 | $n_t = \Sigma n_o(i) = 5$ |
| $x_o(i)$ à t_0 | 1/5 | | 1/5 | | 1/5 | | 2/5 | $1 = \Sigma x_o(i)$ |
| $P_o(i)$ à t_0 | $(1/5) \cdot P$ | | $(1/5) \cdot P$ | | $(1/5) \cdot P$ | | $(2/5) \cdot P$ | $P = \Sigma P_o(i)$ |

Pour connaître le sens de la réaction, on doit calculer le quotient réactionnel Q_R avant

$$\text{l'établissement de l'équilibre (à } t_0) : Q_R = \frac{P_{0(CO_2)} \cdot P_{0(H_2)}}{P_{0(CO)} \cdot P_{0(H_2O)}}$$

$P_o(i)$ la pression partielle initiale du constituant i (c.à .d. à t_0).

$x_o(i)$: fraction molaire de $i = n_o(i)/n_t$

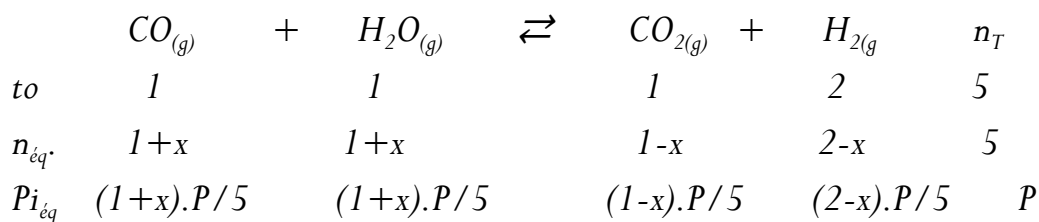
$P_o(i) = x_o(i) \cdot P$

P : pression totale du mélange.

Q_R doit diminuer pour atteindre la valeur de K_p .

$Q_R \searrow \leftrightarrow$ Les pressions des produits doivent diminuer, et celles des réactifs doivent augmenter \rightarrow La réaction va se faire dans le sens 2.

$$Q_R = \frac{\frac{1}{5}P \cdot \frac{2}{5}P}{\frac{1}{5}P \cdot \frac{1}{5}P} = 2 > K_p$$



$$K_p = \frac{(1-x)P/5 \cdot (2-x)P/5}{(1+x)P/5 \cdot (1+x)P/5} \quad K_p = \frac{(1-x)(2-x)}{(1+x)^2}$$

$$\text{On a : } 0,43x^2 + 5,86x - 0,57 = 0$$

La résolution de l'équation du second degré conduit à la valeur de x :

$$x = 0,096 \text{ mol}$$

Composition du système à l'équilibre :

| | | | | |
|-------------------|-------|--------|--------|-------|
| | CO | H_2O | CO_2 | H_2 |
| $n(\text{mol}) :$ | 1,096 | 1,096 | 0,904 | 1,904 |

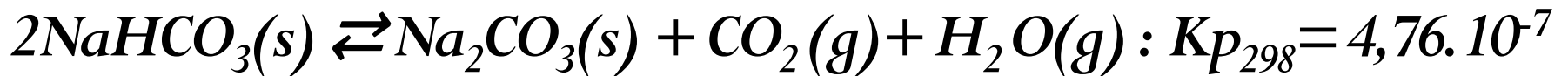
CHAPITRE 4
L'enthalpie libre- Equilibre chimique

Variance

III-5- Variance

Exemple 0:

On réalise la décomposition de l'hydrogénocarbonate de sodium dans un milieu réactionnel fermé selon l'équilibre:



A 298K, peut-on choisir arbitrairement la pression totale du système à l'équilibre?

L'état d'un système chimique à l'équilibre est déterminé par la connaissance des variables intensives T , P et les x_i (ou P_i ou $[i]$) dont dépend l'équilibre. Ce sont les facteurs d'équilibre.

Il existe entre ces variables des relations (telle : $P = \sum P_i \dots$). Il serait donc, suffisant, pour décrire l'état de l'équilibre, de connaître uniquement les paramètres indépendants.

Pr.R.ESSALIM

Exercice

Classer les grandeurs suivantes selon leur nature intensive ou extensive.

Energie

Masse volumique

Enthalpie

Concentration

Fraction molaire

Volume

Pression

Nombre de moles

Température

Masse

Corrigé

Grandeurs extensives

Energie

Enthalpie

Volume

Nombre de moles

Masse

Grandeurs intensives

Pression

Masse volumique

Fraction molaire

Concentration

Température

Définition

La **variance** d'un système chimique à l'équilibre est le nombre de paramètres intensifs indépendants nécessaires pour décrire parfaitement l'état du système à l'équilibre.

C'est le nombre de paramètres intensifs que l'on peut fixer arbitrairement et indépendamment sans rompre l'équilibre.

La variance peut être calculée par la relation:

$$V = F - R$$

***F** est le nombre de facteurs d'équilibre: **T, P_T** + les variables intensives de composition du système (**[A_i]**, **x_i** ou **P_i**)*

***R** est le nombre de relations existant entre ces facteurs.*

La variance peut être donnée par la règle des phases de Gibbs selon l'expression:

$$V = C + p - \varphi \quad \text{avec} \quad C = N - r - m$$

C est le nombre de constituants indépendants.

N est le nombre de constituants en présence.

r est le nombre d'équations chimiques indépendantes.

m est le nombre de relations imposées par l'expérimentateur.

p est le nombre de facteurs physiques T et P ($p=2$), mais il arrive que la pression ne soit pas un facteur d'équilibre (si $\Delta_r v_{(g)} = 0$).

φ est le nombre de phases présentes dans le système.

Définition d'une phase

Une phase est une partie homogène d'un système.

Un mélange de plusieurs gaz : 1 phase.

Chaque solide : 1 phase. (Nombre de phases = nombre de solides)

Deux liquides miscibles: 1 phase

Deux liquides non miscibles: 2 phases.

Des conditions initiales peuvent être imposées au système:

Cas général:

**Mélange initial quelconque de constituants.*

Cas particuliers:

**Système constitué initialement d'un constituant seul (pur).*

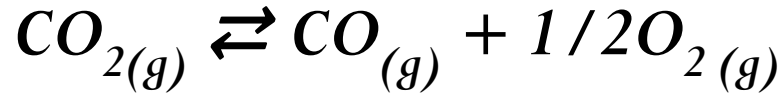
**Mélange stœchiométrique*

**P n'est pas facteur d'équilibre.*

**Un des facteurs d'équilibre est fixé par l'opérateur*

Exemple1 (Cas général)

Calculer V dans le cas général: mélange initial quelconque de constituants.



$t = 0$

$a \quad b \quad c$

Ou

$a \quad b \quad 0$

Ou

$0 \quad b \quad c$

$$\rightarrow F = 5$$

$$F: P, T, P_{\text{CO}(g)}, P_{\text{O}_2(g)}, P_{\text{CO}_2(g)}$$

$$\rightarrow R = 2$$

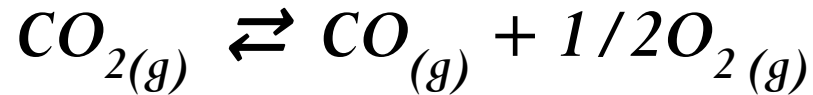
$$R: K_p = f(T) \text{ et } P = \sum P_i$$

$$V = 5 - 2 = 3: \text{le système est trivariant.}$$

*Signification du résultat : Il suffit, donc de connaître 3 facteurs d'équilibre pour déterminer complètement l'état du système à l'équilibre .
En d'autres termes, on peut choisir arbitrairement et indépendamment 3 facteurs sans détruire l'équilibre.*

Exemple1 (Gibbs)

On considère le même système que précédemment : mélange quelconque
de tous les constituants:



$$V = N - r - m + p - \varphi$$

$$N = 3$$

$$r = 1 \text{ (1 équation)}$$

$$m = 0 \text{ (pas de condition imposée :cas général)}$$

$$p = 2 \text{ (T et P : } \Delta v(g) \neq 0 \text{)}$$

$$\varphi = 1 \text{ (mélange de gaz)}$$

$$V = 3 - 1 + 2 - 1 = 3 \text{ le système est trivariant}$$

Exemple2 (Cas particulier) Système constitué initialement de CO₂ pur.

| | | |
|-------------------|---|--------------------|
| | $\text{CO}_{2(g)} \rightleftharpoons \text{CO}_{(g)} + 1/2\text{O}_{2(g)}$ | n_{total} |
| nb mol à t_o | n_o 0 0 | n_o |
| nb mol à t_{eq} | $n_o(1-\alpha)$ $n_o\alpha$ $n_o\alpha/2$ | $n_o(1+\alpha/2)$ |
| x_i à t_{eq} | $(1-\alpha)/(1+\alpha/2)$ $\alpha/(1+\alpha/2)$ $\alpha/2(1+\alpha/2)$ | |
| P_i à t_{eq} | $\frac{2(1-\alpha)}{2+\alpha} P$ $\frac{2\alpha}{2+\alpha} P$ $\frac{\alpha}{(2+\alpha)} P$ | |

On peut remarquer que $P_{\text{CO}} = 2P_{\text{O}_2}$

F: $P, T, P_{\text{CO}(g)}, P_{\text{O}_2(g)}, P_{\text{CO}_2(g)} \rightarrow F = 5$

R: $K_p, P = \sum P_i$ et $P_{\text{CO}} = 2P_{\text{O}_2} \rightarrow R = 3$

$V = 5 - 3 = 2$: le système est bivariant.

Signification du résultat : Il faut au moins deux facteurs d'équilibre pour définir l'état du système à l'équilibre.

Exemple 3: Un autre cas particulier:

Cas de mélange stœchiométrique

L'expérimentateur peut imposer une relation supplémentaire entre les facteurs d'équilibre.



$$t=0 \quad 4\text{mol} \quad 1\text{mol} \quad 0 \quad 0$$

$$t\text{éq} \quad 4-4\xi \quad 1-\xi \quad 2\xi \quad 2\xi$$

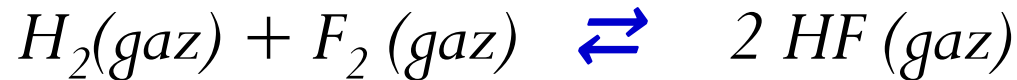
$$4(1-\xi)$$

Deux relations supplémentaires: $P_{\text{HCL}}=4P_{\text{O}_2}$ et $P_{\text{H}_2\text{O}}=P_{\text{Cl}_2} \rightarrow m=2$

$$V = (4 - 1 - 2) + 2 - 1 = 2$$

$$(N - r - m) + p - \varphi$$

Exemple 4: Un autre cas particulier :
Cas où P n'est pas facteur d'équilibre.



$$V = N - r - m + p - \varphi$$

$$N = 3$$

$$r = 1 \text{ (1 équation de réaction)}$$

$$m = 0 \text{ (pas de condition imposée)}$$

$$p = 1 \text{ (T uniquement: } \Delta_r v(g) = 0 \rightarrow P \text{ n'est pas facteur d'équilibre)}$$

$$\varphi = 1 \text{ (3gaz)}$$

$$V = 3 - 1 + 1 - 1 = 2 :$$

Un autre cas particulier : Un des facteurs d'équilibre est fixé par l'opérateur

Dans le cas où l'on fixe l'un des facteurs d'équilibre, celui-ci n'intervient plus dans le calcul de la variance.

Exemple 5

On réalise, à $T = 403\text{K}$, l'équilibre suivant:



Calculer la variance de ce système à l'équilibre.

$$F: P(\text{PCl}_5), P(\text{PCl}_3), P(\text{Cl}_2), P_T$$

$$R: K_p = f(T), P_T = \sum P_i$$

$$V = 4 - 2 = 2$$

Exemple 6: Calculer dans le cas général la variance du système:



$$V = N - r - m + p - \varphi$$

$$N = 3$$

$$r = 1 \text{ (1 équation de réaction)}$$

$$m = 0 \text{ (pas de condition imposée)}$$

$$p = 2 \text{ (T et P car } \Delta_r \nu(g) \neq 0)$$

$$\varphi = 3 \text{ (1gaz + liquide + 1solide)}$$

$$V = 3 - 1 + 2 - 3 = 1 \text{ système monovariant}$$

$V = 1 \rightarrow$ on peut choisir un seul facteur d'équilibre: T

Pour la valeur choisie de T correspond une valeur de K_p , et donc une valeur de P_{O_2} et une valeur de P_T (car $K_p = (P_{\text{O}_2})^{1/2}$ et $P_{\text{O}_2} = P_T$)

\rightarrow Tous les facteurs sont déterminés par la connaissance de T

Exemple 0:

On réalise la **décomposition** de l'hydrogénocarbonate de sodium dans un milieu réactionnel fermé selon l'équilibre:



A 298K, peut-on choisir arbitrairement la pression totale du système à l'équilibre ?

$$V = N - r - m + p - \varphi$$

$$N = 4$$

$$r = 1 \text{ (1 équation de réaction)}$$

$$m = (1 \text{ condition imposée car on a NaHCO}_3 \text{ seul au départ} \Rightarrow P_{\text{H}_2\text{O}} = P_{\text{CO}_2})$$

$$p = 1 \text{ (} P_T \text{ car } \Delta_r \nu(g) \neq 0 \text{ : on ne tient pas compte de } T \text{ car elle est déjà fixée)}$$

$$\varphi = 3 \text{ (2 gaz + 2 solides)}$$

$$V = 4 - 1 - 1 + 1 - 3 = 0$$

Non, on ne peut pas choisir la pression totale car le système est invariant.

T est imposée au départ ; à T correspond une valeur de $K_{p_T} = P_{\text{H}_2\text{O}} \cdot P_{\text{CO}_2} = (P_T/2)^2$

\Rightarrow Tous les facteurs d'équilibre sont bien déterminés par la simple fixation de T .

Exemple 8



Calcul de V dans **le cas général**: on considère le cas d'un mélange quelconque de constituants.

$$F: P_T, T, P_{\text{NH}_3(g)}, P_{\text{H}_2\text{S}(g)} \rightarrow F = 4$$

$$R: K_p = f(T) \text{ et } P_T = P_{\text{NH}_3(g)} + P_{\text{H}_2\text{S}(g)} \rightarrow R = 2$$

$V = 4 - 2 = 2$: système bivariant ou divariant.

Commentaire de la valeur trouvée:

On peut choisir arbitrairement et indépendamment 2 facteurs sans détruire l'équilibre.

Il suffit de connaître 2 facteurs pour déterminer l'état du système.



Calcul de la Variance dans le cas général: mélange quelconque des constituants:

$$V = N - r - m + p - \varphi$$

$$N = 3$$

$$r = 1 \text{ (1 équation de réaction)}$$

$$m = 0 \text{ (pas de condition imposée)}$$

$$p = 2 \text{ (T et P car } \Delta_r \mathbf{v}(g) \neq 0)$$

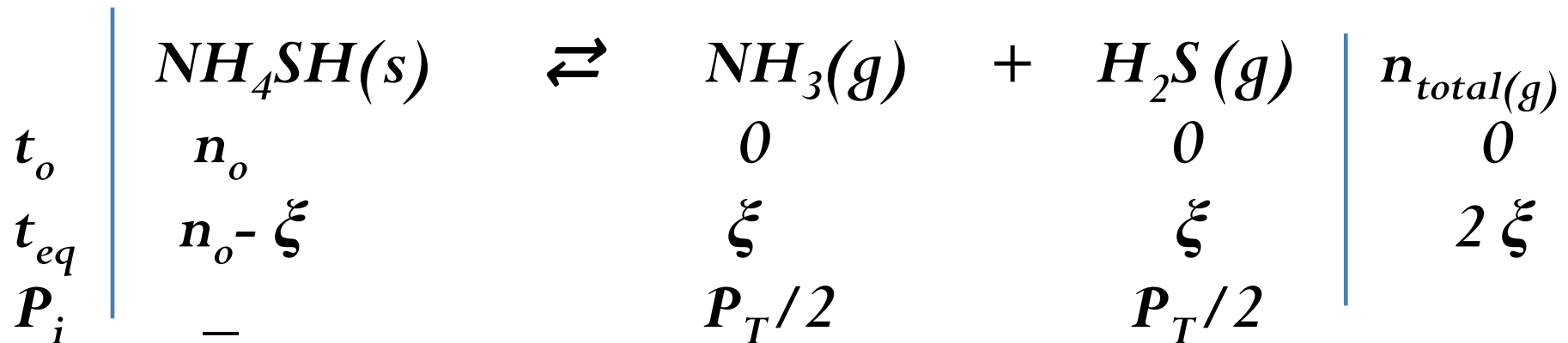
$$\varphi = 2 \text{ (mélange de 2 gaz + 1 solide)}$$

$$V = 3 - 1 + 2 - 2 = 2 \text{ système bivariant}$$

(divariant)

Exemple 9 :

on considère le système constitué initialement de
 $NH_4SH(s)$ seul.

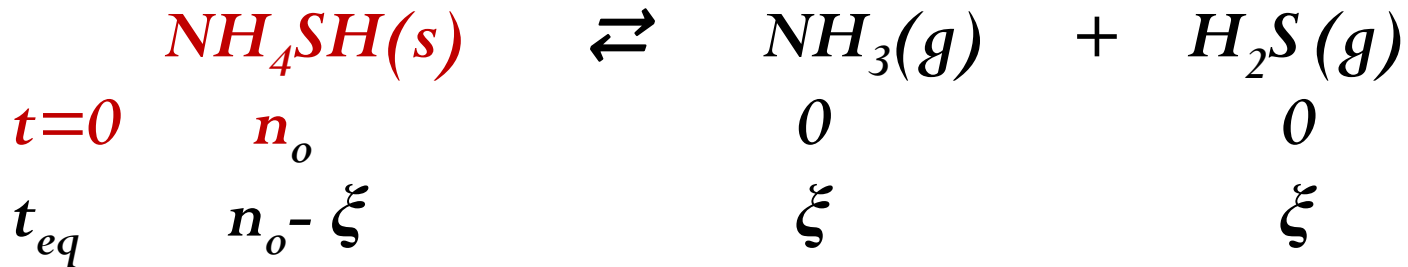


$$F: P_T, T, P_{NH_3(g)}, P_{H_2S(g)} \rightarrow F = 4$$

$$R: K_p, P = \sum P_i \text{ et } P_{NH_3} = P_{H_2S} \rightarrow R = 3$$

$$V = F - R = 4 - 3 = 1: \text{ système monovariant.}$$

Par la relation de Gibbs:



$$V = N - r - m + p - \varphi$$

$$N = 3$$

$$r = 1 \text{ (1 \u00e9quation de r\u00e9action)}$$

$$m = 1 \text{ (} P(\text{NH}_3) = P(\text{H}_2\text{S}))$$

$$p = 2 \text{ (} T \text{ et } P \text{ car } \Delta_r v(g) \neq 0)$$

$$\varphi = 2 \text{ (m\u00e9lange de 2 gaz + 1 solide)}$$

$$V = 3 - 1 - 1 + 2 - 2 = 1 \text{ syst\u00e8me monovariant}$$