

## Chapitre 3 : Thermodynamique

**Thermodynamique** : L'étude des lois qui gouvernent les échanges d'énergie et de matière d'un système avec le milieu qui l'entoure.

**Point unités** : Pour les calculs, on va utiliser :

- Volume :  $m^3$  (et pas litres svp)
- Pression : bar
- Quantité de matière : mole

- Energie : Joules J (et pas jul svp)

- Température : En Kelvin (K) :

$$T(K) = T(^{\circ}C) + 273,15$$

C'est pas faux d'exprimer une température en  $^{\circ}C$  mais on prend des K pour calculer

### I. Définitions

#### 1) Le système thermodynamique :

Le **système** est l'objet de l'étude thermodynamique. Tout le reste (ce qui n'appartient pas au système) est appelé le **milieu extérieur**. On retrouve trois types de systèmes :

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

→ **Système fermé** : échange **uniquement de l'énergie** avec le milieu extérieur

→ **Système isolé** : n'échange **ni matière** ; **ni énergie** avec le milieu extérieur (comme vous en P1)

Toute énergie **reçue** par le système est comptée **positivement**

Toute énergie **cedée** par le système est comptée **négativement** (QCM++)

#### 2) Description d'un système :

##### a) Variable d'état

Une **variable d'état** est une grandeur thermodynamique mesurable, dont la valeur peut fluctuer au cours d'une transformation. Elle permet de caractériser l'état d'un système à un instant donné.

Ex : La masse, le volume, la quantité de matière, la température, la pression...

Il y a deux types de variables d'état :

→ **Variable intensive : Indépendante** de la quantité globale de matière du système (pression, température, masse volumique...)

→ **Variable extensive : Proportionnelle** à la quantité de matière globale du système (masse, volume...)

Des variables d'état peuvent être reliées par ce qu'on appelle une **équation d'état** : par exemple, on retrouve la loi des gaz parfaits :

$$P.V = n.R.T$$

Avec R la constante des gaz parfaits :  $R = 8,314 \text{ J.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$  (valeur à ne pas apprendre par cœur, par contre connaissez la relation sus-citée svp les gros)

## b) Fonction d'état

Une **fonction d'état X** est une **grandeur extensive** qui ne dépend **que** des **variables d'état**. Elle est constante pour un état donné du système. Sa variation  $\Delta X$  dépend **uniquement** de l'état initial et final ; c'est-à-dire qu'elle est **indépendante du chemin suivi**.

(C'est comme quand vous vous endormez en voiture, vous avez un lieu de départ et d'arrivée mais vous vous en foutez du chemin que la voiture a pris)

Il y a quatre fonctions d'état :

- **L'entropie (S)**
- **L'énergie interne (U)**
- **L'enthalpie (H)**
- **L'enthalpie libre (G)**

Mémo : SHUG, ça veut rien dire mais ça sonne bien

NB : Logiquement,  $\Delta X = X_{\text{final}} - X_{\text{initial}}$

## c) Transformations

Il y a différents types de transformations :

- **Adiabatiques** : transformations **sans échange de chaleur** avec le milieu extérieur.
- **Isothermes** : transformations à **température** constante.
- **Isobares** : transformations à **pression** constante.
- **Isochores** : transformations à **volume** constant.

Piège QCM : *adiabatique*  $\neq$  *isotherme* ; vous êtes prévenus donc celui qui tombe dedans je lui fais avaler un thermos (:

## 3) Notion d'état standard

L'**état standard** d'un corps est l'état physique de ce corps à la **pression standard  $P^0$**  et à la **température T** considérée.

NB : Il n'y a **pas** de température standard ! On prend, en °K ou en °C une température que l'on choisit

→ **Un état standard ne correspond pas à une température fixée** ; du coup, chaque température définira un/plusieurs (on le voit dans 2 secondes) état(s) standard(s) différent(s). Par conséquent, **il est nécessaire de préciser la température pour définir l'état standard considéré** (à la pression standard et à la température considérée #répépépépète).

Un état standard peut être stable ou non, en fonction de  $P^0$  et de la température.

**Pression standard :  $P^0 = 1 \text{ bar} = 10^5 \text{ Pa} = 0,9872 \text{ atm} = 750 \text{ mmHg}$**

#### 4) Etat standard de référence

Pour un même corps, on peut définir **plusieurs états standards** à  $P^0$  et à la même température.

*NB : C'est une notion floue pour certains, mais je vous rappelle qu'un état standard, c'est juste l'état physique d'un corps dans une certaine situation. Du coup, à la même température on peut trouver le même corps sous différents états ! Ca sera juste pas nécessairement stable ☺*

**L'état standard de référence** est l'état physique **le plus stable** de ce corps à  $P^0$  et à la température considérée.

On peut définir plusieurs états standards pour un corps à une même température mais **un seul état standard de référence**.

*Exemple : (comme ça vous comprenez bien) : Pour l'eau, à 298 K ( $298-273=25^\circ\text{C}$ ) ; on retrouve de l'eau solide, liquide ou gazeuse (donc plusieurs états standards trkl) mais parmi ces états, le plus stable c'est l'eau liquide à cette température, DONC, à 298 °K et à  $P^0$  l'état standard de référence est seulement l'eau liquide.*

#### ➤ Etat standard de référence de différents éléments :

Constituant	Etat standard de référence
Gaz rare	Gaz parfait <b>monoatomique</b> (bah oui il a tout ses électrons #cours2)
Autres éléments que les gaz rares	Gaz parfait <b>diatomique</b> , sous 1 bar, quelque soit la température. Ex : $\text{H}_2(\text{g})$ ; $\text{N}_2(\text{g})$ ; $\text{O}_2(\text{g})$ ; $\text{F}_2(\text{g})$ ; $\text{Cl}_2(\text{g})$
Carbone	<b>Carbone graphite C (s)</b> à toute température, sous 1 bar
Brome (Br)	<b>Dibrome liquide <math>\text{Br}_2(\text{l})</math></b> à toute température sous 1 bar
Iode (I)	<b>Cristal d'iode <math>\text{I}_2(\text{s})</math></b> à toute température sous 1 bar

#### 5) Nature des réactions chimiques

*Pas ultra important, si vous suivez avec le bouquin c'est plus tard dans le chapitre mais ça avait plus de sens de mettre ça là avant de commencer la vraie thermo ;) je pense qu'on s'en fout de ce passage un peu*

On peut distinguer plusieurs types de réactions chimiques :

- **Réaction de synthèse** : formation d'une espèce à partir de composés quelconques ou de corps purs simples.



- **Réaction de combustion** : Réaction au cours de laquelle un hydrocarbure se décompose en eau et dioxyde de carbone par oxydation.  
Ex:  $C_4H_8 (g) + 6 O_2 (g) = 4 CO_2 (g) + 4 H_2O (l)$
- **Réaction de dissociation** : Dissociation d'une espèce par rupture d'une ou plusieurs liaisons.  
Ex:  $Cl_2 (g) = 2 Cl \bullet (g)$
- **Réaction de mise en solution** : Le solvant se réarrange autour du soluté afin de minimiser l'énergie totale du système.

## II. Premier principe de la thermodynamique

Le **premier principe** de la thermo est un principe de conservation de l'énergie : il fait le postulat que la quantité d'énergie dans l'Univers est constante.

« **L'énergie se conserve, elle ne peut être ni créée, ni détruite** »

### 1) Energie interne U

*Rappel : Pour un système, on peut définir l'énergie interne U, une fonction d'état (donc grandeur extensive). Re-rappel : U est une fonction d'état donc  $\Delta U$  est indépendante du chemin suivi et  $\Delta U = U_{final} - U_{initial}$*

→ **L'énergie interne** est notée **U** et est homogène à une énergie.

*(donc en **Joules** pour ceux qui auraient loupé le lycée)*

La variation d'énergie interne  $\Delta U$  au cours d'une transformation est égale à la **somme des quantités de chaleur Q et de travail W** échangés entre le système et le milieu extérieur.

Ainsi,

$$\Delta U = U_{final} - U_{initial} = W + Q = -P \times \Delta V + Q$$

*NB : U ; W et Q sont exprimés en Joules, et, U est une fonction d'état mais pas W ni Q donc ces derniers dépendent du chemin suivi (logique) ☺*

*NB bis : 1 cal = 4,18 J*

$$W = -P \cdot \Delta V$$

- **Transformation isochore :**

*Lors d'une transformation isochore,  $\Delta V = 0$ . A volume constant, l'énergie est seulement échangée sous forme de chaleur), donc :*

$$\Delta U = Q_v$$

### 2) Enthalpie H

L'enthalpie H est une fonction d'état (donc une grandeur extensive, indépendante du chemin parcouru...). On la définit car elle est plus adaptée aux transformations isobares (et que les transformations isobares sont plutôt fréquentes). H s'exprime en **joules** ; et

$$H = U + P \cdot V$$

On peut également écrire :  $\Delta H = H_f - H_i = \Delta(U+P.V) = \Delta U + \Delta(P.V)$

Pour la compréhension : On peut réécrire ça  $\Delta H = \Delta U + \Delta(PV)_{sol} + \Delta(PV)_{liq} + \Delta(PV)_{gaz}$  en fonction des états des constituants. Or, on s'en fiche de  $\Delta(PV)$  des solides et liquides parce que ça ne change pas beaucoup. Ce qui va vraiment évoluer, c'est  $\Delta(PV)$  des composés gazeux.

→ Si la réaction contient au moins un composé gazeux, on trouve :

$$\Delta H = \Delta U + \Delta (PV)_{\text{gaz}}$$

- **Transformation isotherme en considérant les gaz comme parfaits :**

Avec ces deux conditions, on utilise la loi des gaz parfaits, donc on retrouve :

$$\Delta H = \Delta U + R.T.\Delta n_{\text{gaz}}$$

Où  $\Delta n$  est la variation du nombre de moles de gaz et avec  $T$  en Kelvin.

→ **Si la transformation ne fait pas intervenir de composé gazeux ou si  $\Delta n_{\text{gaz}}=0$ ,**

$$\Delta H = \Delta U$$

- **Transformation isobare :**

Dans le cadre d'une transformation isobare, la variation d'enthalpie est égale à la quantité de chaleur échangée :

$$\Delta H = Q_p$$

### 3) Capacité calorifique

La **capacité calorifique molaire / massique** est définie comme la **quantité de chaleur à apporter à une mole / un kg d'un corps pur, à pression constante ou volume constant, pour agmenter sa température de 1 K.**

On note  $C_m / C_n$  la capacité calorifique massique / molaire en  $J.kg^{-1}.K^{-1} / J.mol^{-1}.K^{-1}$  ;  
 $Q$  la chaleur en Joules et  $\Delta T$  en Kelvin.

$$\begin{array}{l} Q = m.C_m.\Delta T \\ Q = n.C_n.\Delta T \end{array}$$

A volume constant,  $Q = m.C_v.\Delta T = n.C_v.\Delta T$

Même chose, à pression constante,  $Q = m.C_p.\Delta T = n.C_p.\Delta T$

- **Cas des gaz parfaits**

Joule (*jul le S même*) a montré que, pour un gaz parfait, **l'énergie interne et l'enthalpie** ne dépendent **que** de la **température**.

$$\Delta U = Q_v = n.C_v.\Delta T = m.C_v.\Delta T$$

$$\Delta H = Q_p = n.C_p.\Delta T = m.C_p.\Delta T$$

Mémo : On utilise l'enthalpie quand on a une Pression constante et  $U$  ça ressemble à  $V$  donc on considère l'énergie interne quand on a un volume constant ©

## • Cas des phases condensées

Explication perso : Pour une phase condensée, l'énergie échangée par le système est peu influencée par une variation de pression ou de volume (parce qu'il n'y a **pas de gaz**, qui est l'état vraiment sensible à ces changements). Donc on considère que  $C_p = C_v$ . On parle seulement de capacité calorifique molaire  $C$  sans parler de pression/volume constant du coup puisque ceci n'a plus d'importance.

$$\Delta H = \Delta U = n.C.\Delta T$$

## 4) Enthalpie

Une mole d'une espèce dans son état standard est formée par des **corps purs simples** devant se trouver ++dans leur état standard de référence++ à la température donnée

Ex :  $C_{(g)} + O_{2(g)} = CO_{2(g)}$  n'est pas correct car l'état standard du carbone est le carbone graphite !

Il faut écrire  $C_{(graphite)} + O_{2(g)} = CO_{2(g)}$

$NO_{(g)} + 1/2 O_{2(g)} = NO_{2(g)}$  ne marche pas non plus car NO n'est pas un corps pur

## • Enthalpie standard de formation

**L'enthalpie standard de formation**, notée  $\Delta_f H^0$  d'une espèce chimique est l'enthalpie de la réaction standard de formation de cette espèce (ce dont on vient de parler avec les corps purs simples dans leur état standard de référence blablabla).

L'enthalpie standard de formation d'un **corps simple** dans son **état standard de référence est nulle**.

Ex :  $\Delta_f H^0 (C_{(s)} ; O_{2(g)} ; H_{2(g)}) = 0$

Comme d'hab, l'enthalpie est une fonction d'état donc sa variation lors d'une réaction (l'enthalpie de la réaction) est :

$$\Delta H_r^0 = \sum \nu_i \Delta_f H^0 \text{ finaux} - \sum \nu_i \Delta_f H^0 \text{ initiaux}$$

Avec  $\nu$  le coefficient stoechiométrique

(ça va s'éclairer avec les exemples)

## • Enthalpie de changement d'état

Petit point état :

On distingue 3 états pour un corps : **solide ; liquide ; gazeux** (ha boon). Pour représenter ces 3 états et leur domaine de stabilité, on va utiliser le **diagramme de phase**. Il s'agit d'une représentation en 2 dimensions des domaines de stabilité des 3 états, séparés par des frontières (des lignes quoi). A la frontière, les deux états coexistent en équilibre.

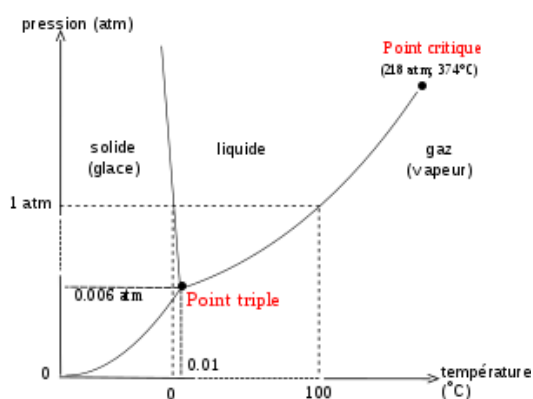


Diagramme de phase de l'eau ; on s'en fout des valeurs sur le graphique

- **Point triple** : Là où les 3 phases coexistent. Pour l'eau, il est à  $T = 273,16 \text{ K}$  et  $P = 6,11 \text{ mbar}$

- **Point critique** : Point à partir duquel il n'y a plus de transition entre liquide et vapeur car les densités de ces deux phases sont égales.

Pour l'eau, il est à  $T = 647,3 \text{ K}$  et  $P = 221,2 \text{ bar}$

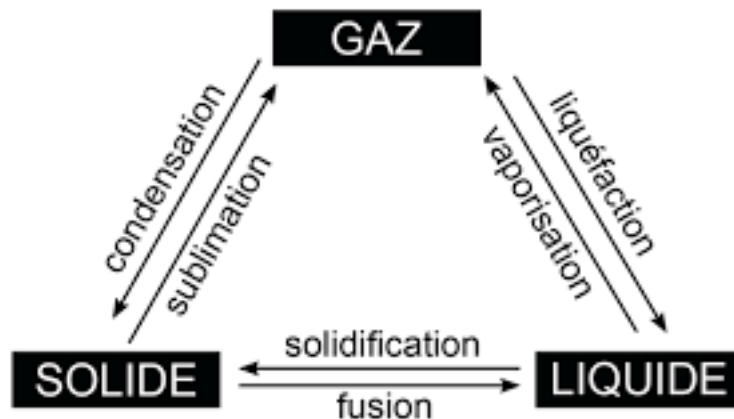
(je pense qu'on s'en fout un peu de cette partie sur les diagrammes de phases, c'est plutôt pour que vous compreniez)

### Retour à l'enthalpie de changement d'état :

Le diagramme permet de connaître l'état d'un corps en fonction de la température et de la pression. Pour une pression donnée, un changement d'état aura lieu à une température caractéristique ; et une **enthalpie de changement d'état** va être associée à chaque changement d'état.

L'enthalpie de changement d'état ne dépend que de la température, et on peut combiner les enthalpies de changement d'état linéairement pour retomber sur la réaction qui nous arrange (suivez avec le graphique suivant c'est logique on fait un détour en ayant le même point de départ et d'arrivée quand une donnée nous manque #cyclethermo).

$$\text{Ex : } \Delta_{\text{sublimation}}H^0 = \Delta_{\text{fusion}}H^0 + \Delta_{\text{vaporisation}}H^0$$



- **Chaleur de réaction isotherme**

A pression constante ; l'enthalpie standard de réaction est égale à la chaleur de réaction  $Q_R$ . Ainsi, si :

- $\Delta H_r^0 > 0$  la réaction est **endothermique** (absorbe de la chaleur)
- $\Delta H_r^0 < 0$  la réaction est **exothermique** (donne de la chaleur)
- $\Delta H_r^0 = 0$  la réaction est **athermique** (n'échange pas de chaleur)

NB : C'est assez logique, si  $\Delta H_r^0 = Q$ , si  $\Delta H_r^0 < 0$  alors  $Q < 0$  alors le système perd de la chaleur donc il en cède ☺

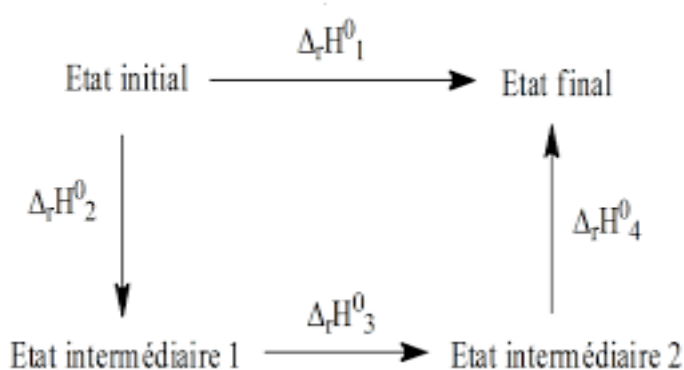
- **Loi de Hess et cycles thermo**

La **loi de Hess** postule que, puisque l'enthalpie est une **fonction d'état**  $\Delta_r H^0$  (=l'enthalpie standard de réaction) est **indépendante du chemin suivi** donc dépend **uniquement de l'état final et l'état initial** (bon si là vous avez pas compris je peux plus rien pour vous).

La loi de Hess est à l'origine de la formation de cycles thermodynamiques.

Comme précédemment, on dessine un cycle, on a l'enthalpie d'une réaction qui est inconnue donc on fait un détour en gardant les mêmes points de départ et d'arrivée mais en passant par des réactions/chemins dont on connaît l'enthalpie de réaction (comme une rando ☺)

**L'enthalpie standard de réaction d'une réaction est égale et de signe contraire à celle de la réaction inverse.** DONC, quand on résout un cycle, c'est le sens des flèches qui conditionne le signe ☺



Ex : Ici, On peut aussi avoir  
 $-\Delta_r H_1^0 = -\Delta_r H_4^0 - \Delta_r H_3^0 - \Delta_r H_2^0$   
 Ou  
 $-\Delta_r H_3^0 = \Delta_r H_4^0 - \Delta_r H_1^0 + \Delta_r H_2^0$

Ce sont des exemples pour la compréhension, pas à apprendre !

Ici,  $\Delta H_i = \Delta H_i + \Delta H_i + \Delta H_i$ , donc si on ne connaît pas  $\Delta H_i$  on remplace le terme par la somme à laquelle  $\Delta H_i$  est égale.

## 5) Energie de liaison

L'énergie de liaison d'une molécule diatomique (ou celle entre deux atomes d'une molécule pluri-atomique même), notée  $D_{A-B}$ , représente la variation d'énergie interne qui accompagne la réaction où **une mole de A-B à l'état gazeux est dissociée, à 0 K, en deux radicaux  $A_{(g)} + B_{(g)}$  à l'état gazeux :**



Bon en gros c'est l'énergie qui permet de péter une liaison covalente entre deux atomes gazeux quoi.

$$D_{A-B} = \Delta_r U (0 K) \approx \Delta_r H^0(T)$$

Attention, on fait cette approximation pour les calculs seulement. Dans le livre, Goleb précise bien que « l'énergie de liaison n'est pas une enthalpie de réaction à toute température mais une énergie interne de réaction à 0 K ».

NB : L'énergie de liaison est **toujours positive** et est généralement exprimée en  **$\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$**   
 Quand on passera aux cycles thermodynamiques, on comptera  $D$  **positivement** quand on **cassera** une liaison et **négativement** quand on en **formera** (avec les éléments sous forme gazeuses) mais ça c'est pour le cours ☺

Lorsqu'on connaît les énergies de liaisons des éléments, on peut utiliser :

$$\Delta_r H^0 = \sum \nu. \text{El corps initiaux} - \sum \nu. \text{El corps finaux}$$

→ Seule fois où on a initiaux – finaux ! (pour retenir ça je me souvenais qu'on mêlait deux grandeurs différentes donc c'est la formule qui part en Y donc c'est initiaux – finaux, ça change de d'hab)

### • Loi de Kirchoff

NB : Quand on fait des réactions « standards », on les fait à 298 °K et la loi de Kirchoff va précisément nous permettre de considérer d'autres températures

La loi de Kirchoff permet de déterminer l'**enthalpie standard d'une réaction** à une **température  $T_2$**  en connaissant sa valeur à une température  $T_1$ .

$$\Delta_r H^0 (T_2) = \Delta_r H^0 (T_1) + \Delta T \cdot (\sum \nu \cdot C_{p \text{ finaux}} - \sum \nu \cdot C_{p \text{ initiaux}})$$

### III. Deuxième principe de la thermodynamique

#### → Entropie

Le deuxième principe est un principe **d'évolution**. Il se base sur **l'entropie** pour déterminer si une réaction est spontanée ou non

**Plus l'entropie augmente, plus le désordre microscopique augmente.**

*Pour faciliter votre compréhension : l'entropie caractérise le désordre d'un système, qui va avoir tendance à dissiper son énergie dans le milieu extérieur de manière désordonnée. Sauf qu'un système isolé ne peut pas dissiper son énergie dans le milieu extérieur (pas d'échange d'énergie (parce qu'il est isolé vous suivez ?) donc on en arrive aux propriétés suivantes :*

Pour un système isolé :

- **Une transformation spontanée irréversible augmente l'entropie d'un système isolé**, en d'autres termes :  **$\Delta S > 0$  pour une transformation spontanée et irréversible**

*Donc l'entropie de l'univers augmente en permanence pck il est isolé*

- Pour un système isolé évoluant de manière **réversible** :  **$\Delta S = 0$**  : le système est en **équilibre**

Evolution de l'entropie : l'entropie augmente quand le désordre augmente donc elle augmente quand (c'est très très logique) :

<ul style="list-style-type: none"> <li>- Température augmente</li> <li>- Fusion</li> <li>- Vaporisation</li> <li>- Augmentation du volume d'un système</li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>- Dilution d'une solution</li> <li>- Dissolution d'un solide</li> <li>- Augmentation du nombre de molécules gazeuses</li> </ul>
---	--

$$S_{\text{gaz}} > S_{\text{liquide}} > S_{\text{solide}}$$

Ainsi, l'entropie d'un **corps pur au zéro absolu** est nulle.

*(il est possible de déterminer les entropies de n'importe quel corps pur à n'importe quelle température grâce aux lois de Kirchoff appliquées à l'entropie mais le prof ne détaille pas → ballec, c'est juste pour que vous soyez pas choqués si vous voyez ça)*

Donc, à 298 K,  $\Delta H_f^\circ$  corps pur = 0 mais  $\Delta S$  corps pur > 0

Loi de Hess appliquée à l'entropie :

$$\Delta S_r^\circ = \sum \nu \cdot \Delta S^\circ_{\text{finaux}} - \sum \nu \cdot \Delta S^\circ_{\text{initiaux}}$$

### IV. Enthalpie libre G

- Enthalpie libre et énergie libre
- 

Pour prédire l'évolution d'un système **non isolé**, on utilise une autre fonction d'état :

- **l'enthalpie libre G** dans le cas d'une transformation à **température** et **pression** constantes (*mémo : soit le même que page 5, soit GTP*)
- **l'énergie libre F** dans le cas d'une transformation à **température** et **volume** constants

$$G = H - TS \leftrightarrow \Delta G = \Delta H - T\Delta S$$

$$F = U - TS$$

- Enthalpie libre standard de réaction

Tout comme l'enthalpie standard de réaction ; on définit l'**enthalpie libre standard de réaction** :

$$\Delta_r G^\circ = \Delta_r H^\circ - T \cdot \Delta_r S^\circ$$

La **Loi de Hess** est applicable à l'enthalpie libre. Ainsi,

$$\Delta G_r^\circ = \sum \nu \cdot \Delta G^\circ_{\text{finaux}} - \sum \nu \cdot \Delta G^\circ_{\text{initiaux}}$$

La variation d'enthalpie libre conditionne la spontanéité de la réaction :

- $\Delta G_r^\circ > 0$  : transformation **endergonique ; non spontanée** dans le sens donné (*il faut apporter de l'énergie pour qu'elle ait lieu*)  
→ Réaction favorable dans le sens inverse
- $\Delta G_r^\circ = 0$  : transformation à l'**équilibre**
- $\Delta G_r^\circ < 0$  : transformation **exergonique et spontanée** dans le sens donné

*Ok c'est fini pour cette fiche ! Bon jsp si vous suivez avec le livre de Goleb mais il y a pas mal de trucs du bouquin qu'il ne dit pas en cours et qui ne sont jamais tombés (DONC ON RESPIRE SVP la fiche est complète++) donc pas la peine de se prendre la tête avec mais si vous avez des questions sur ces parties posez les sur le forum quand même ☺*

*Donc en thermo, comme d'hab, l'entraînement est primordial +++, c'est vraiment très calculatoire !*

*Je sais que le cours peut désarçonner un peu au début pck y a pleins de formules qui se ressemblent et ça part dans tous les sens mais vous verrez que c'est toujours les mêmes qu'on utilise. Au final une fois que vous avez compris comment utiliser un cycle thermo c'est good. Cependant ne négligez pas le cours et faites en sorte d'avoir toutes les formules en tête svppp, on est pas à l'abri d'un calcul avec une formule inhabituelle / d'un piège un peu vicieux / d'une question de cours même sur une formule (j'ai perdu un QCM comme ça très très bêtement au concours l'année dernière, ne soyez pas stupides comme moi)*

*Voilà voilà, si vous avez des questions direction le forum, j'espère que la fiche vous a plu ! Elle est (un tout petit peu) plus concise que la précédente, tout simplement parce qu'il y a pas besoin d'énormément d'explications en thermo ☺ Essayez de comprendre un peu mais ne vous prenez pas la tête avec le pourquoi du comment (une explication complète de la thermo serait trop compliquée et Goleb le sait bien don't worry) ; concentrez vous sur les exercices +++)*

*Des bisous aux doublants (je crois en vous les S) et primants que je connais et surtout sur les fesses de Melina qui va tout démonter et qui le mérite très très fort <3*

*Mais surtout des bisous à vous tous, vous êtes carrément tarés/ très très courageux d'être venus en P1 donc maintenant on assume, on bosse, on respire et on casse tout*