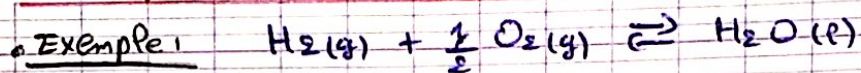


L'état standard et ses propriétés:

Enthalpie, ...

Enthalpie standard de Formation (à $T = \text{cte}$ et P^0).



→ Cette équation s'agit de celle de la formation de l'eau liquide. Cette formation est accompagnée d'une variation d'enthalpie (rupture des liaisons, etc.). Cette ^{variation} d'enthalpie dans ce cas est appelée l'enthalpie standard de formation. "Standard" car les éléments sont pris dans leur état standard. On la note: $\Delta_f H^0(T)$ (prise dans une température T et la pression P^0). Ceci concerne la formation d'une mole de H_2O , alors que pour la formation de dE , la variation d'enthalpie sera: $\Delta H = \Delta_f H^0(T) \cdot \Delta E$ à T et P^0 .

Enthalpie standard de réaction:

→ C'est la variation de l'enthalpie d'une réaction toute entière.

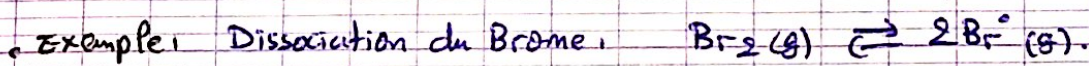
Définie par: $\Delta_r H^0(T) = \left(\frac{\partial H}{\partial E} \right)_{T, P=P^0}$

→ L'enthalpie standard de formation est un cas particulier de cette enthalpie.

Enthalpie standard de dissociation de liaison A-B:

→ Lors d'une réaction, des liaisons se dissocient. L'enthalpie change donc (à T fixée et $P = P^0$). On parle donc d'une enthalpie de dissociation $\Delta_{\text{diss}} H^0(T)(A-B)$ ou $D_T(A-B)$.

→ C'est la variation molaire d'enthalpie associée à la rupture de cette liaison à T fixée et $P = P^0$, en phase gazeuse.



Cycle thermodynamique:

→ Étant donné une équation chimique, et des données concernant les enthalpies standards, et comme U et H ne dépendent pas du chemin suivi, il faut trouver un chemin pour lequel on adapte les données, un chemin qui lie l'état initial et l'état final.

La Loi de Hess:

→ L'enthalpie standard d'une réaction quelconque s'obtient seulement à partir des enthalpies de formation des espèces intervenant dans la réaction. Et on a $\Delta_r H^\circ(T) = \sum \nu_i \cdot \Delta_f H_i^\circ(T)$

→ On peut l'appliquer à $\Delta_r G^\circ$, ainsi que $\Delta_r S^\circ$ avec $[\Delta_f S^\circ = S_i^\circ]$

Transfert thermique:

Enthalpie de réaction:

→ On la définit par $\Delta_r H(T) = \left(\frac{\partial H}{\partial \xi}\right)_{T,P}$

↳ L'effet de la pression est faible, on peut donc remplacer $\Delta_r H$ par $\Delta_r H^\circ$.

→ Dans une réaction isobare et isotherme: $Q_p = \Delta H = \Delta_r H^\circ \Delta \xi$

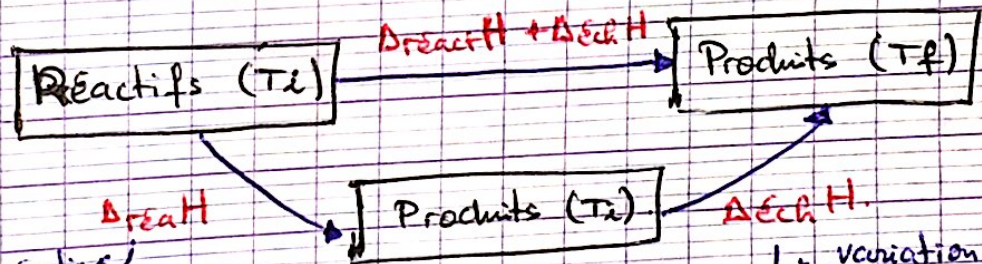
↳ Si $\Delta_r H^\circ < 0 \Rightarrow$ transf. exothermique.

↳ Si $\Delta_r H^\circ > 0 \Rightarrow$ Transf. endothermique.

Lors d'une transformation adiabatique (tjrs à $P = \text{cte}$).

→ On a donc $\Delta H = W_{\text{utile}} \approx 0$ dans la plupart du temps.

→ Pour calculer la variation de la température, on choisit un cycle thermodynamique fictif:



Variation d'enthalpie de réaction à température fixée.

↳ variation d'entropie d'échauffement à $\xi = \text{cte}$.

↳ On a $\Delta_{rea} H = \Delta_r H \cdot \xi_{\text{final}}$

↳ et : $\Delta_{ech} H = C_p \cdot \Delta T$ ou $\Delta_{ech} H = \sum n_i c_{p,i}^\circ \Delta T$