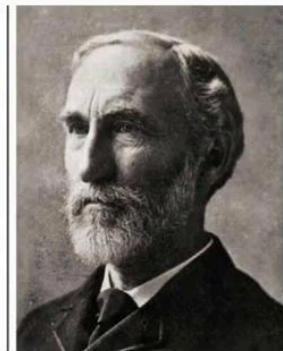


Thermodynamique

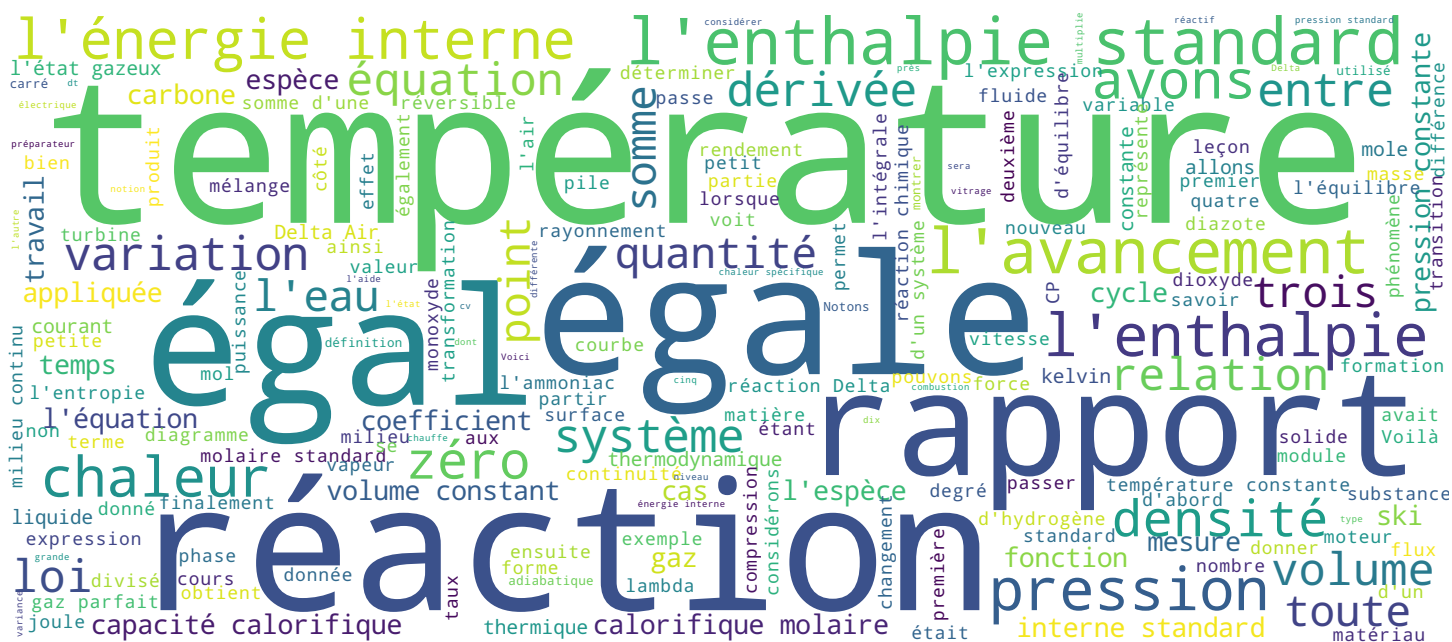


Josiah Willard Gibbs

PREMIER PRINCIPE ET REACTIONS CHIMIQUES



Dr. Théophile MBANG , ENSP – Yaoundé - Cameroun



Search MOOC



Video





- **Définitions**
 - **Energie interne de réaction ($\Delta_r U$) et enthalpie de réaction ($\Delta_r H$)**
 - **Expression de $\Delta_r H$**
- **Grandeurs standard de réaction**
- **Influence de la température sur les grandeurs standard**
- **Lois de Kirchhoff**
- **Relation entre $\Delta_r H^\circ(T)$ et $\Delta_r U^\circ(T)$**

Thermodynamique

Bonjour. Bienvenue au collège thermodynamique de l'Ecole Polytechnique Fédérale de Lausanne et PFL en Suisse. Je suis un petit fils, enseignant de chimie à l'Ecole Nationale Supérieure, Polytechnique et NSP. De Yaoundé au Cameroun. Nous allons continuer notre cours, les thermo chimie. Aujourd'hui, nous allons discuter du premier principe la thermodynamique appliquée à la réaction chimique. Pour ce faire, nous allons rappeler quelques définitions. l'Énergie interne de réaction $\Delta_r U$ et l'enthalpie de réaction $\Delta_r H$. Donnez l'expression du l'enthalpie de réaction $\Delta_r H$. Définir les grandeurs standard de réaction. Étudier l'influence de la température sur les grandeurs standard. Énoncer les lois de Kirchhoff. Enfin, on étudie la relation entre l'enthalpie standard des réactions et l'énergie interne standard de réaction. Puis conclure.

Notes

Summary



0m 04s

Définitions



- Un système en réaction chimique possède une énergie interne U qui dépend de V, T et $\xi \Rightarrow U(V, T, \xi)$ et une enthalpie $H(T, P, \xi)$.
 U et H , grandeurs extensives, s'expriment en J.
- A toute fonction d'état extensive X du système, dépendant de T, P et ξ on associe la dérivée partielle de X par rapport à ξ ; T et P restant constantes notée $\Delta_r X$ telle que:

$$\Delta_r X = \left(\frac{\partial X}{\partial \xi} \right)_{P, T}; \Delta_r X \text{ en J.mol}^{-1} \text{ est une grandeur extensive.}$$

- Energie interne de réaction $\Delta_r U$: $\Delta_r U = \left(\frac{\partial U}{\partial \xi} \right)_{V, T}$ (en J.mol⁻¹).
- Enthalpie de la réaction $\Delta_r H$: $\Delta_r H = \left(\frac{\partial H}{\partial \xi} \right)_{P, T}$ (en J.mol⁻¹).

Thermodynamique

Nous allons rappeler quelques définitions. Un système à réaction chimique possède une énergie interne. Dans une chaîne, elle est notée U. Qui dépendent du volume, de la température et de l'avancement du U du. Volver. Température t il l'avancement, ce qui est une enthalpie qui est fonction. De la température, de la pression P et de l'avancement des délégation, ce qui. l'Énergie interne U et l'enthalpie H. Ce sont des grandeurs extensives. Il s'exprime en joules. A toute fonction d'état extensive du système dépendant de la température, la pression et l'avancement. En ski, on associe la dérivée partielle du gain de TX par rapport à l'avancement ski. La température est, la pression restant constante, notée delta air X telle que delta R des plans X est la variation des grains par rapport à l'avancement skis à pression et température constante devient X. Ces mesures. Un joule par mole est une grandeur extensive. Maintenant nous allons remplacer peut être l'énergie interne. Euh. Ou bien l'enthalpie h ? Si grandissez U, nous avons l'énergie interne et les réactions. Donc delta r de U. Donc ici, dans la variation de l'énergie interne Delta Air, le U est égal à la variation du par rapport à l'avancement les skis à volume et température constante.

Notes

Summary



1m 22s

Définitions



- Un système en réaction chimique possède une énergie interne U qui dépend de V, T et $\xi \Rightarrow U(V, T, \xi)$ et une enthalpie $H(T, P, \xi)$.
 U et H , grandeurs extensives, s'expriment en J.
- A toute fonction d'état extensive X du système, dépendant de T, P et ξ on associe la dérivée partielle de X par rapport à ξ ; T et P restant constantes notée $\Delta_r X$ telle que:

$$\Delta_r X = \left(\frac{\delta X}{\delta \xi} \right)_{P,T}; \Delta_r X \text{ en J.mol}^{-1} \text{ est une grandeur extensive.}$$

- Energie interne de réaction $\Delta_r U$: $\Delta_r U = \left(\frac{\delta U}{\delta \xi} \right)_{V,T}$ (en J.mol⁻¹).
- Enthalpie de la réaction $\Delta_r H$: $\Delta_r H = \left(\frac{\delta H}{\delta \xi} \right)_{P,T}$ (en J.mol⁻¹).

Thermodynamique

L'enthalpie des réactions $\Delta_r H$. Est égal à la variation de l'enthalpie par rapport à l'avancement ξ à pression et température constante. Ces deux énergies, ces mesures en joule par mole.

Notes

Summary



3m 12s

Définitions



- La fonction d'état $H = U + PV$ est très souvent employée pour caractériser l'effet thermique d'une réaction.
- L'enthalpie H d'un système en réaction chimique dépend des quantités de matière n_B des espèces B en réaction par la relation $H = \sum_B n_B H_B$ où H_B = enthalpie molaire de l'espèce B .

Thermodynamique

Toujours dans les définitions, la fonction d'état enthalpie h égal à l'énergie interne U . Plus le produit de la pression. Fois le volume est très souvent employé pour caractériser l'effet thermique d'une réaction. L'enthalpie H d'un système à réaction chimique dépend des quantités de matière n_B des espèces B . En réaction par la relation, l'enthalpie H est égale à la somme des quantités de matière de B fois l'enthalpie des B appliquées à toutes les espèces B en réaction, donc non l'expression de l'enthalpie de réaction $\Delta_r H$.

Notes

Summary



3m 28s

Expression de l'enthalpie de réaction: $\Delta_r H$



• Exemple:

Système fermé à P et T constantes où on réalise la réaction de synthèse :

Eq. bilan	$N_2(g) + 3H_2(g) \rightarrow 2NH_3(g)$		
Etat initial /mol	a	b	0
Bilan à ξ /mol	$a - \xi$	$b - 3\xi$	2ξ
Bilan à $\xi + d\xi$ /mol	$a - \xi - d\xi$	$b - 3\xi - 3d\xi$	$2\xi + 2d\xi$

Enthalpie du système réactionnel à ξ

$$(1) \quad H(\xi) = (a - \xi)H_{N_2} + (b - 3\xi)H_{H_2} + 2\xi H_{NH_3}$$

Enthalpie du système réactionnel à $\xi + d\xi$

$$(2) \quad H(\xi + d\xi) = (a - \xi - d\xi)H_{N_2} + (b - 3\xi - 3d\xi)H_{H_2} + (2\xi + 2d\xi)H_{NH_3}$$

Thermodynamique

On va l'établir et si l'on prend l'exemple d'un système fermé à pression et température constante, on réalise la synthèse de l'ammoniac. La langue utilisée, la méthode d'avancement des réactions, la première ligne. Il faut écrire l'équation bilan. Le diazote à l'état gazeux réagit avec l'eau dihydrogène à l'état gazeux pour donner l'ammoniac à l'état gazeux. La deuxième ligne. Nous allons mettre les quantités, les matières à l'état initial en mol. On a introduit petit à mol du diazote. Petit bémol d'hydrogène on n'avait pas d'ammoniac, donc pas de produits zéro à l'avant sur mon petit ski. Nous avons petites à mol du diazote, ce qui. Et pour les d'hydrogène, on a petit trois fois. L'avance au moins mol est d'hydrogène et il s'est formé deux fois l'avancement du ski. d'Ammoniac. Nous faisons le bilan quand l'avancement a varié un peu des petits dé donc à skis plus petits des. Qu'est ce que nous avons dans le milieu réactionnel ? Nous avons petit à moins de l'avancement, ce qui est moins la variation des skis, l'avancement molaire du diazote petit B moins pour moins faux, l'avancement en ski moins de trois fois la variation due des skis molles et d'hydrogène et il s'est formé deux fois l'avancement à skis, plus deux petites des skis molles d'ammoniac.

Notes

Summary



4m 11s

Expression de l'enthalpie de réaction: $\Delta_r H$



- **Exemple:**

Système fermé à P et T constantes où on réalise la réaction de synthèse :



Etat initial /mol $a \quad b \quad 0$

Bilan à ξ /mol $a - \xi \quad b - 3\xi \quad 2\xi$

Bilan à $\xi + d\xi$ /mol $a - \xi - d\xi \quad b - 3\xi - 3d\xi \quad 2\xi + 2d\xi$

Enthalpie du système réactionnel à ξ

(1) $H(\xi) = (a - \xi)H_{N_2} + (b - 3\xi)H_{H_2} + 2\xi H_{NH_3}$

Enthalpie du système réactionnel à $\xi + d\xi$

(2) $H(\xi + d\xi) = (a - \xi - d\xi)H_{N_2} + (b - 3\xi - 3d\xi)H_{H_2} + (2\xi + 2d\xi)H_{NH_3}$

Thermodynamique

Mais là, la calcule l'enthalpie à chaque étape. Dans le cas du système réactionnel à l'avancement de ski, on notait ça un. L'enthalpie à l'avancement Askii est égale, comme nous l'avons vu précédemment, à la somme des quantités des matières de B appliquées à toutes les espèces.

Notes

Summary



5m 49s

Expression de l'enthalpie de réaction: $\Delta_r H$



• Exemple:

Système fermé à P et T constantes où on réalise la réaction de synthèse :



Etat initial /mol a b 0

Bilan à ξ /mol a - ξ b - 3 ξ 2 ξ

Bilan à $\xi + d\xi$ /mol a - $\xi - d\xi$ b - 3 $\xi - 3d\xi$ 2 $\xi + 2d\xi$

Enthalpie du système réactionnel à ξ

$$(1) \quad H(\xi) = (a - \xi)H_{N_2} + (b - 3\xi)H_{H_2} + 2\xi H_{NH_3}$$

Enthalpie du système réactionnel à $\xi + d\xi$

$$(2) \quad H(\xi + d\xi) = (a - \xi - d\xi)H_{N_2} + (b - 3\xi - 3d\xi)H_{H_2} + (2\xi + 2d\xi)H_{NH_3}$$

Thermodynamique

Donc l'enthalpie à l'avancement, ce qui est égal à petite à Minsky fois l'enthalpie du diazote plus petit b, moins de trois fois l'avancement ASCII, voire l'enthalpie du dihydrogène, plus deux fois l'avancement ASCII, voire l'enthalpie. L'ammoniac, mais non à l'avancement, ce qui est plus petit. D. Notons aussi deux l'enthalpie de l'avancement, ce qui est plus petit variation de dix qui est égale à moins l'avancement à skis moins petite des lames de l'avancement de ski, facteur multiplié par. L'enthalpie du diazote plus dix p, moins de trois fois l'avancement, ce qui est moins de trois fois va à la fois l'enthalpie du dihydrogène, plus deux fois l'avancement, ce qui plus deux fois petite d avancement, 50 fois l'enthalpie de l'ammoniac.

Notes

Summary



6m 09s

Grandeurs standard de réaction



- $\Delta_r H^\circ = \left(\frac{dH^\circ}{d\xi} \right)_{P,T} = \sum_B \nu_B H_B^\circ$

H_B° = enthalpie molaire standard de l'espèce B en J.mol⁻¹ ;

$\Delta_r H^\circ$ = enthalpie standard de réaction ;

- $\Delta_r U^\circ = \left(\frac{dU^\circ}{d\xi} \right)_{V,T} = \sum_B \nu_B U_B^\circ$

U_B° = énergie interne molaire standard de l'espèce B en J.mol⁻¹ ;

$\Delta_r U^\circ$ = énergie interne standard de réaction .

Thermodynamique

Nous faisons la différence entre deux hommes dont l'enthalpie à l'avancement, ce qui est plus petit d, ce qui est moins l'enthalpie à l'avancement, ce qui est égal à la variation de l'enthalpie. C'est deux fois l'enthalpie de l'ammoniac, au moins trois fois l'enthalpie du dihydrogène, l'enthalpie du diazote fois la variation des l'avancement des skis. Ceci implique, si nous divisons, que la variation de l'enthalpie ici est égale th HG par rapport la dérivée de l'enthalpie par rapport à l'avancement à pression et de température constante est égale à deux fois l'enthalpie de l'ammoniac. Moins de trois fois l'enthalpie du dihydrogène. L'enthalpie du diazote est la somme des enthalpie molaire dans le réactif des produits, chacune étant multipliée par le coefficient stœchiométrique correspondant. Donc l'enthalpie de réaction est la dérivée de l'enthalpie par rapport à l'avancement à pression constante est égale à la somme de number fois l'enthalpie de l'espèce B appliquée à toutes les espèces, mais là on peut passer pour les grandeurs standard, ça sera la même chose appliquée. Donc l'enthalpie standard de réaction Delta RH est égale à la dérivée de l'enthalpie standard par rapport à l'avancement à pression et température constante est égal à la somme des NURBS.

Notes

Summary



7m 09s

Grandeurs standard de réaction



- $\Delta_r H^\circ = \left(\frac{dH^\circ}{d\xi}\right)_{P,T} = \sum_B \nu_B H_B^\circ$

H_B° = enthalpie molaire standard de l'espèce B en J.mol⁻¹ ;

$\Delta_r H^\circ$ = enthalpie standard de réaction ;

- $\Delta_r U^\circ = \left(\frac{dU^\circ}{d\xi}\right)_{V,T} = \sum_B \nu_B U_B^\circ$

U_B° = énergie interne molaire standard de l'espèce B en J.mol⁻¹ ;

$\Delta_r U^\circ$ = énergie interne standard de réaction .

Thermodynamique

Fois l'enthalpie standard de B appliquée à toutes les espèces B. De même, l'énergie interne est standard. La réaction est égale à la variation de l'énergie interne standard par rapport à l'avancement, ce qui a volume est constante et est la somme de l'UB fois l'énergie interne standard de B appliquée à toutes les espèces.

Notes

Summary



8m 40s

Influence de la température sur les grandeurs standard



- Pour un corps pur, nous avons:

$$\left(\frac{dH_B^\circ}{dT}\right)_P = C_P^\circ(B) = \text{Capacité calorifique molaire standard de l'espèce } B \text{ à pression constante (en J.K}^{-1}\text{.mol}^{-1}\text{).}$$

$$\left(\frac{dU_B^\circ}{dT}\right)_V = C_V^\circ(B) = \text{Capacité calorifique molaire standard de l'espèce } B \text{ à volume constant (en J.K}^{-1}\text{.mol}^{-1}\text{).}$$

- Les dérivées de $\Delta_r U^\circ$ et $\Delta_r H^\circ$ par rapport à la température donnent les relations (lois) de Kirchhoff.

Thermodynamique

L'influence de la température de l'indice standard. Enthalpie standard. Énergie interne standard. Pour un corps pur, nous avons. La variation de l'enthalpie standard de B par rapport à la température à pression constante est égale à la capacité calorifique molaire standard de l'espèce B à pression constante et la variation de l'énergie interne standard de B par rapport à la température à volume constant est égale à la capacité calorifique molaire standard de l'espèce b. À volume constant, ces deux capacités se mesurent en joule par kelvin par mole. Les dérivées de l'énergie interne standard de réaction et de l'enthalpie standard de réaction par rapport à la température donnent les lois de chauffe, dont la dérivée par rapport à la température.

Notes

Summary



9m 06s



- $$\frac{d}{dT} \Delta_r U^\circ(T) = \frac{d}{dT} \sum_B \nu_B U_B^\circ = \sum_B \nu_B \frac{dU_B^\circ}{dT} = \sum_B \nu_B C_V^\circ(B) = \Delta_r C_V^\circ$$

et

- $$\frac{d}{dT} \Delta_r H^\circ(T) = \frac{d}{dT} \sum_B \nu_B H_B^\circ = \sum_B \nu_B \frac{dH_B^\circ}{dT} = \sum_B \nu_B C_P^\circ(B) = \Delta_r C_P^\circ$$

Thermodynamique

l'Énergie interne des réaction. Est égal à la dérivée par rapport à la température des sommes d'une UB. Fois l'énergie interne standard de B appliquée à l'espèce B. Nous sortons ensemble d'une Uber des constantes la somme d'une Uber qui multiplie la dérivée de l'énergie interne standard de B par rapport à la température. Or, la dérivée de l'énergie interne est standard. Le B par rapport à la température n'est autre chose que la capacité calorifique molaire de l'espèce B à volume constant, dont celle ci est égale à somme de l'UB fois la capacité calorifique molaire du B à volume constant qui est égale à la capacité calorifique molaire d'une réaction à volume constant. Delta Air C. Zéro V. Et la dérivée de l'enthalpie standard de réaction est égale à la dérivée par rapport à la température de somme d'une fois. L'enthalpie standard de B. Appliquée à toutes les espèces à réaction est égale à somme d'une UB multipliée par la dérivée de l'enthalpie standard de B par rapport à la température. La somme d'une Huber fois la capacité calorifique molaire standard de B à pression constante C C est égale à la capacité calorifique molaire de réaction à pression constante delta RCOP.

Notes

Summary

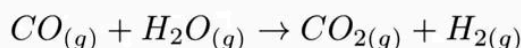


9m 59s



• Exemple d'application :

Déterminer à 1000K, l'enthalpie standard de la réaction de conversion du monoxyde de carbone par la vapeur d'eau selon l'équation bilan :



connaissant que $\Delta_r H^\circ(298K) = -41,17 \text{ kJ.mol}^{-1}$ et les capacités calorifiques molaires standard des divers corps purs (en $\text{J.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$):

$$CO : 27,6 + 4,18.10^{-3} T$$

$$H_2 : 28,83 + 4,2.10^{-3} T$$

$$CO_2 \text{ ou } H_2O : 30,54 + 1,05 - 10^{-2} T$$

Thermodynamique

Faisons un exemple d'application de la loi qui chauffe. Maintenant, on va prendre les assises ou on va essayer de voir d'appliquer cette loi qui va nous permettre de calculer l'enthalpie des réactions déterminées à 1000 kelvins, l'enthalpie standard de la réaction de convection du monoxyde de carbone C ou par la vapeur d'eau H2O selon l'équation bilan. Le monoxyde de carbone à l'état gazeux réagit avec de l'eau à l'état gazeux pour donner du dioxyde de carbone à l'état gazeux. Plus de d'hydrogène à l'état gazeux connaissant que l'enthalpie standard de réaction à 298 kelvin est égale à -41,17 kilos. Joue le rôle et les capacités calorifique molaire standard des divers corps purs sont donnés en joule par mole. Donc, pour le monoxyde de carbone, c'est O. La capacité calorifique molaire standard est de 27,6 plus 4,18 dix. Puissance moyenne trois fois la température Joule par Kelvin par mole. De même pour les autres corps d'hydrogène, du dioxyde de carbone et de l'eau, comme nous voyons dans les SS, mais ils sont d'une longueur isolée.

Notes

Summary



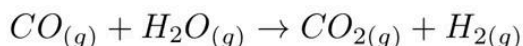
11m 30s



- Solution**

Enthalpie standard de réaction à $T = 1000K$: $\Delta_r H^\circ(T)$

Réaction:



- Loi de Kirchhoff :**

Or
$$\frac{d}{dT} \Delta_r H^\circ(T) = \Delta_r C_P^\circ \Rightarrow \int_{298}^T d\Delta_r H^\circ(T) = \int_{298}^T \Delta_r C_P^\circ dT$$

$$\Delta_r C_P^\circ = \sum_B \nu_B C_P^\circ(B) \Rightarrow$$

$$\Delta_r H^\circ(1000) - \Delta_r H^\circ(298) = \int_{298}^{1000} (1,23 + 2 \cdot 10^{-5} T) dT$$

$$\Rightarrow \text{A.N: } \Delta_r H^\circ(1000) \simeq -40,3 \text{ kJ.mol}^{-1}$$

Thermodynamique

Si les assises, là, c'est David. On nous demande de calculer l'enthalpie standard de réaction à 1000 Kelvin que nous notons le Delta Air zéro l'été, la réaction et le monoxyde de carbone. Si au gaz il réagit avec de l'eau gaz pour donner du dioxyde de carbone à l'état gazeux et du d'hydrogène. La loi des qui chauffe que la dérivée par rapport à la température est. L'enthalpie standard de réaction est égale à la capacité calorifique molaire. La version standard, c'est, si nous donne l'intégrale de 298 à la capacité de la dérivée de l'enthalpie standard de réaction qui est égal à l'intégrale du deux cinq. Du côté de la capacité calorifique molaire standard de réaction que multiplie DT. La capacité calorifique molaire standard de réaction à pression constante est égale à. Somme d'une UV-B fois la capacité calorifique molaire de l'espèce B à pression constante. Donc l'enthalpie standard de réaction à 1000 kelvins. L'enthalpie standard. Les réactions à 298 Kelvin est égale à l'intégrale des deux 5000 Kelvin de 1,23 plus deux fois dix puissance moins de cinq. Enfin la température d'été. En faisant l'application numérique, nous ne pouvons que l'enthalpie standard de réaction à 1000 kelvins et sensiblement égale à -48,3 kilos joule par mole d'eau.

Notes

Summary



12m 45s

Enthalpie standard et énergie interne standard de réaction



- Pour chaque espèce B, prise sous la pression standard P° , H_B° et U_B° sont liées par la relation:

$$H_B^\circ = U_B^\circ + P^\circ V_m^\circ \quad \text{où } V_m^\circ \text{ est le volume molaire standard de l'espèce } B$$

- Pour une phase condensée (solide ou liquide) : $P^\circ V_m^\circ \ll U_B^\circ \Rightarrow H_B^\circ \cong U_B^\circ$
- Pour une phase gazeuse ne comportant que des gaz parfaits :

$$\Delta_r H^\circ(T) = \Delta_r U^\circ(T) + \left(\sum_B \nu_{B, gaz} \right) RT$$

Remarques:

- $\Delta_r H^\circ(T) > 0$, réaction endothermique
- $\Delta_r H^\circ(T) = 0$, réaction athermique
- $\Delta_r H^\circ(T) < 0$, réaction exothermique

Thermodynamique

Ici, pour chaque espèce on parle l'enthalpie standard interne standard pour chaque espèce. Granby prise sous la pression standard est zéro. L'enthalpie standard de B et l'énergie interne standard de B sont liées par la relation. L'enthalpie standard de B est égale à l'usage interne standard de l'espèce B. Plus le produit de la pression standard fois le volume molaire standard $v_0 m$ de B pour une phase est condensé d'une phase qui est solide ou liquide. Le produit l'eau. La pression standard. Fois le volume molaire standard. Ce produit est négligeable devant l'énergie interne standard de B. Une donne donne que l'enthalpie standard de l'espèce b et sensiblement égale à l'énergie interne et standard de l'espèce b. Pour les phases condensées solides ou liquides, pour une phase gazeuse ne comportant que des gaz parfaits. L'enthalpie standard de réaction est égale à l'énergie interne standard de réaction plus 109 B. Gaz froid R D, r étant le coefficient des gaz parfaits et la température. À partir de là, nous pouvons faire quelques remarques. Comme disait mon collègue, voyez comme nous pouvons faire ici appliquer la loi du douanier. Si l'enthalpie standard de réaction est positive, alors la réaction est endothermique.

Notes

Summary



14m 23s

Enthalpie standard et énergie Interne standard de réaction



- Pour chaque espèce B, prise sous la pression standard P° , H_B° et U_B° sont liées par la relation:

$$H_B^\circ = U_B^\circ + P^\circ V_m^\circ \quad \text{où } V_m^\circ \text{ est le volume molaire standard de l'espèce } B$$

- Pour une phase condensée (solide ou liquide) : $P^\circ V_m^\circ \ll U_B^\circ \Rightarrow H_B^\circ \cong U_B^\circ$
- Pour une phase gazeuse ne comportant que des gaz parfaits :

$$\Delta_r H^\circ(T) = \Delta_r U^\circ(T) + \left(\sum_B \nu_{B, gaz} \right) RT$$

Remarques:

- $\Delta_r H^\circ(T) > 0$, réaction endothermique
- $\Delta_r H^\circ(T) = 0$, réaction athermique
- $\Delta_r H^\circ(T) < 0$, réaction exothermique

Thermodynamique

Le système absorbe la chaleur. Si l'enthalpie standard de la réaction est égale à zéro, le système est à thermique et si l'enthalpie standard de la réaction est inférieure à zéro, la réaction est exo thermique dont se dégage de la chaleur.

Notes

Summary



15m 56s

CONCLUSION



- L'enthalpie H d'un système en réaction chimique: $H = \sum_B n_B H_B$

- Enthalpie standard de réaction ($\Delta_r H^\circ$) :

$$\Delta_r H^\circ = \left(\frac{dH^\circ}{d\xi} \right)_{P,T} = \sum_B \nu_B H_B^\circ \text{ en J.mol}^{-1}$$

- Energie interne standard de réaction ($\Delta_r U^\circ$) :

$$\Delta_r U^\circ = \left(\frac{dU^\circ}{d\xi} \right)_{V,T} = \sum_B \nu_B U_B^\circ \text{ en J.mol}^{-1}$$

Thermodynamique

Nous avons terminé cette leçon ou nous avons vu que l'enthalpie H d'un système à réaction chimique est égale à la somme des quantités des matières petit NB l'espèce b fois l'enthalpie et l'espèce b appliquée à toutes les espèces. Et que l'enthalpie standard de réaction $\Delta_r H^\circ$ est la dérivée de l'enthalpie standard par rapport à l'avancement des skis à pression et température constante est égal à la somme Huber fois l'enthalpie standard de B . Appliquée à toutes les espèces B en réaction et ces mesures en joule par mole. Et que l'énergie interne est standard. Les réactions. $\Delta_r U^\circ$ est égal à la variation de l'énergie interne U par rapport à l'avancement des skis à volume constant est égal à somme de neuf b fois l'énergie interne et standard de l'espèce B appliquée à toutes les espèces. Et ces mesures en joule par mole. Merci et au revoir.

Notes

Summary



16m 13s