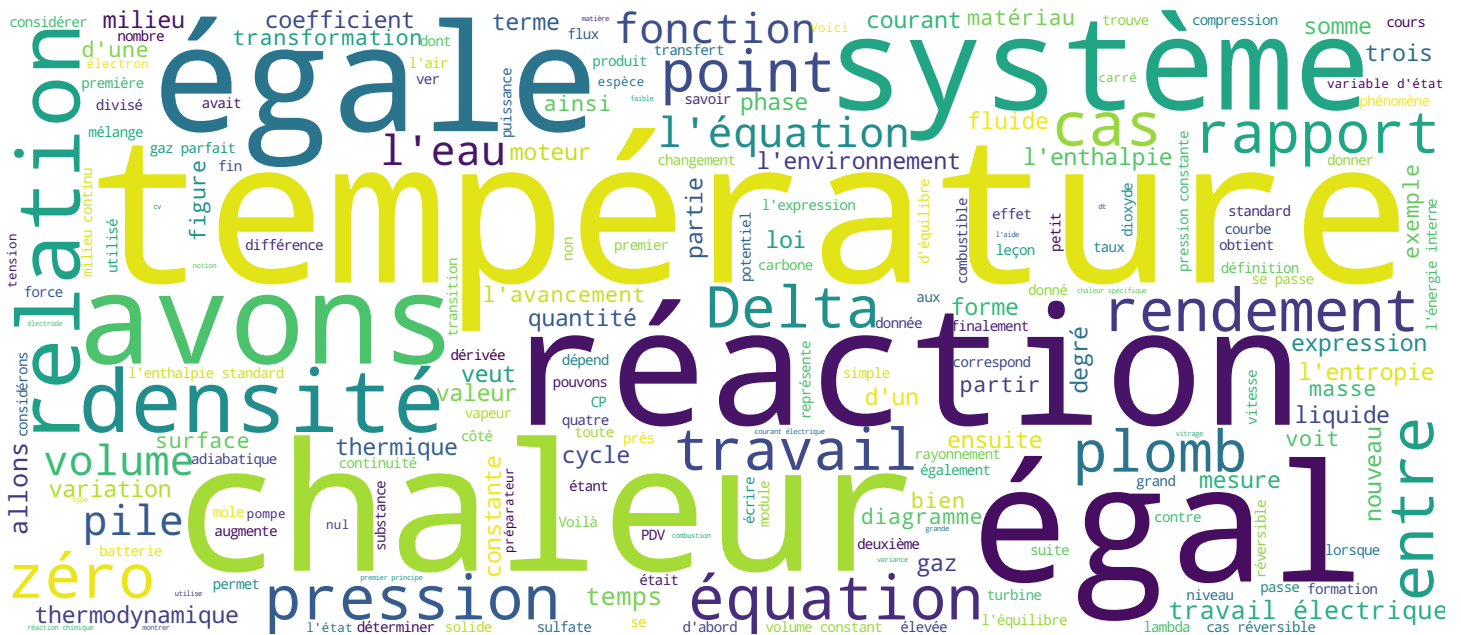
 Prof. Michael Grätzel



- Les grandeurs chimiques de réaction standard suivantes:

$$\Delta_r H_{298.15K}^\ominus = -315.6 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$\Delta_r S_{298.15K}^\ominus = 263.35 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$\Delta_r G_{298.15K}^\ominus = -394.12 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$



Thermodynamique

Voilà, je vous parlerai maintenant d'un deuxième type de pile que vous connaissez tous. C'est la l'accumulateur à plomb que tout le monde utilise encore dans les voitures, par exemple pour démarrer le matin. Le moteur, c'est donc encore une technologie archaïque, mais elle est toujours utilisée à large échelle parce qu'elle est bon marché. Et puis ils sont stables, ces systèmes, pas très efficaces mais quand même encore très utiles au point de vue pratique. Donc la réaction qui se passe à la pompe est très simple il y a l'oxyde de plomb, le dioxyde de plomb qui réagit avec donc le plomb. Et puis il se forme le sulfate de plomb. Donc la réaction noter, c'est l'oxydation de plomb en plomb deux. On peut en faire deux sulfate, un plomb. Et la réaction cathodique, c'est la réduction de l'oxyde de dioxyde de plomb en sulfate de plomb. Donc il y a deux électrons qui sont impliqués dans les réactions Faraday. Donc le stock métrique de la réaction deux et donc une pile appelant à une tension typiquement autour de deux volts. Vous avez de la voiture ? C'était lancé et ici pile en série 1 à 12 de tension et donc les deux brouettes ça correspond si je mesure à peu près à conditions standard, ça correspond à ces trois quatre qui ne sont pas mal que j'ai indiqué bêtement.

Notes

Summary



0m 04s



- Les grandeurs chimiques de réaction standard suivantes:

$$\Delta_r H_{298.15K}^\ominus = -315.6 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$\Delta_r S_{298.15K}^\ominus = 263.35 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$\Delta_r G_{298.15K}^\ominus = -394.12 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Thermodynamique

Et donc maintenant, nous allons voir deux cas de figure, trois cas de figure. Nous allons voir d'abord qu'est ce qui se passe au niveau de la chaleur ? En fait, la question qu'on se pose, c'est comment ? Combien de chaleur est transférée entre la pile et l'environnement et comment je peux lier ça à des cas de figure où la transformation se fait et réversible sous condition iso. Terme ou bien ce qu'on dit adiabatique. Et à la fin on va considérer en cas irréversible ou en net à court circuiter la pile. Et donc il y a un travail électrique qui est dégagé.

Notes

Summary



1m 49s

Mesure de la tension en V

Mesure de la température en °C



Voilà donc la tension. D'autant que vers une qu'un a que m'a fait un plan et serait a différentes températures nous rappeler.

Notes

Summary



2m 32s

La batterie au plomb



$$\Delta S_{\text{global}} = \Delta S$$

- Les grandeurs chimiques de réaction standard suivantes:

$$\Delta_r H_{298.15K}^\ominus = -315.6 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$\Delta_r S_{298.15K}^\ominus = 263.35 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$\Delta_r G_{298.15K}^\ominus = -394.12 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Thermodynamique

Le but c'est de dériver l'entropie de la réaction qui se déroule dans cet accumulateur. Donc oui, on a mis dans un four cette batterie. Il ne faut pas monter trop. Là, on est monté à 45 degrés. Et puis on descend gentiment. On mesure le potentiel, donc le potentiel. On commençait à douze, entre douze et treize volts. C'est donc six éléments en série. Et puis elle descend gentiment, donc faible. Radians, mais on peut facilement le mesurer. Et donc, pour déterminer l'entropie de la réaction à 25 degrés, on prend la pente donc à 25 degrés et on utilise la même relation que nous avons dérivée pour en calculer l'entropie de la réaction. Donc je fais de nouveau mon petit diagramme là. Et puis je sais ce système qu'est la batterie. Donc l'accumulateur s'appelle système. Et puis il y a l'environnement qui l'entoure. Et tout ça, c'est un système isolé qui en fait je peux écrire au niveau entropique. Donc la la, l'entropie, le changement de l'entropie du système global global isolé en Chapelle-Anthenaise Global se compose de deux contributions seul le système et l'environnement. Et pour le système, dans le système, on a là la réaction chimique. Donc il y a le delta s compte lieu par le système.

Notes

Summary



2m 44s

La batterie au plomb



$$\Delta S_{\text{global}} = \Delta S - \frac{q}{T}$$

$$\Delta_r S = \frac{q_{\text{rev}}}{T}$$

- Les grandeurs chimiques de réaction standard suivantes:

$$\Delta_r H_{298.15K}^\ominus = -315.6 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$\Delta_r S_{298.15K}^\ominus = 263.35 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$\Delta_r G_{298.15K}^\ominus = -394.12 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Cas réversible
 $\Delta_r S_{\text{global}} = 0$

$$q_{\text{rev}} = \Delta_r S \cdot T$$

Thermodynamique

Et puis l'environnement c'est la chaleur divisée par la température. Donc ça notre équation de départ. Et nous allons maintenant voir le cas de figure réversible. Si la transformation réversible, le système isolé garde son entropie, ça change rien à l'entropie. Si la transformation réversible, l'entropie globale reste constante. Dans ce terme devient. C'est donc le cas réversible. Nous donne Delta s global. Égal à zéro. En fait, c'est une façon très élégante d'introduire la condition réversible dans un temps à une démonstration de ce genre. Donc, on voit tout de suite que ce cas réversible nous donne une relation très simple entre delta S et la chaleur réversible cette fois ci, qui échangée entre. Le système. Et l'ambiance est y a la chaleur. Il y a de nouveau le travail qui peut être échangé. Et donc je trouve cette relation qui nous donne pour la chaleur réversible égale à elle dix fois t. Qu'est ce que je vois maintenant ? Je vois que la télé reste la transformation qu'on regarde et positive. Donc on augmente quand on transforme l'oxyde de plomb et le plomb en sulfate de plomb. La raison en est que il se forme de l'eau qui a une autre entropie beaucoup plus élevée que l'acide sulfurique, et donc il y a augmentation de l'entropie.

Notes

Summary



La batterie au plomb



$$\Delta S_{\text{global}} = \Delta S - \frac{q}{T}$$

$$\Delta_v S = \frac{q_{\text{rev}}}{T}$$

- Les grandeurs chimiques de réaction standard suivantes:

$$\Delta_r H_{298.15K}^\ominus = -315.6 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$\Delta_r S_{298.15K}^\ominus = 263.35 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$\Delta_r G_{298.15K}^\ominus = -394.12 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

cas réversible
 $\Delta_v S_{\text{global}} = 0$

$$q_{\text{rev}} = \Delta_r S \cdot T$$

Thermodynamique

Et on voit que c'est que ça fait que ce travail réversible est positif. Qu'est ce que ça veut dire ? Ça veut dire que, en fait, durant la réaction, il y a un apport de chaleur à la transformation de donc électrochimique. Qui augmente le travail réversible, transforme la chaleur de l'environnement en travail électrique selon une situation qui vous paraît très favorable parce qu'on utilise la chaleur en la transformant en travail électrique et donc à la fin, nous pouvons calculer maintenant le rendement de la réaction.

Notes

Summary



Conditions réversibles

$$\eta_{\text{rev. max}} = \frac{\Delta w_{\text{el}}^{\text{rev}}}{\Delta_r H} = \frac{\Delta_r G}{\Delta_r H}$$

$$|\Delta_r G| > |\Delta_r H| \quad \eta_{\text{rev}} = 1.25 \quad 125\%$$

Thermodynamique

Donc le rendement de la transformation, c'est en oméga. Max. Réversible. Qui marque un max maximum de rendement. Et comme je vous ai déjà expliqué au début de cette lettre, on divise ce qu'on veut obtenir, c'est à dire le travail électrique. Diviser en divise par ce qu'on met, c'est la l'anarchie chimique, la réaction. Donc je veux être encore réversible et ça ne donne donc pas. J'ai utilisé pas de RH. Et nous voyons que la dette dans ce cas est plus grand que Delta RAGE. Nous avons une situation de danger plus grand que Delta H en valeur absolue. Donc comme ça. Et donc ça veut dire que le retard cible est plus grand encore. Et en l'occurrence 1,25. On a 100 25 % de rendement. Donc forcément réversible. Ça va réapparaître quand on discutera de la pile à combustible. Nous avons le d'écoulement réversible, donc là, la batterie se décharge très lentement la batterie à plomb grâce à l'augmentation de ventes. Puis on ne convertit pas seulement l'énergie chimique. l'Énergie électrique, mais la pile transforme en même temps la chaleur de l'environnement en temps électrique, donc l'environnement se refroidit lors de la décharge de la pile.

Notes

Summary



7m 31s

Conditions adiabatiques



$$dU = \cancel{dQ} + dW = dW_{\text{ce}} + dW_{\text{on}}$$



Thermodynamique

Dans le deuxième cas de figure où la consommation est adiabatique, donc adiabatique veut dire que si je trace de nouveau mon petit schéma avec le système. L'ambiance. Tout ça forme un système isolé. Donc là maintenant je bloque tout. Tout transfert de chaleur entre le système et son ambiance. J'ai toujours la possibilité de transférer le travail entre ces deux sous systèmes. Donc je vais maintenant écrire le premier principe pour ce cas de figure. Et là on aura donc des cubes, plus d'oméga. Et par définition si adiabatique. Donc il reste que le terme oméga, donc oméga électrique oméga volume. On voit tout de suite que cette fois-ci, c'est le travail qui est changé. Correspond à ce montant de travail correspond une variation d'une variable, donc fondamentale, et une variable d'état qui ne dépend que de l'état initial et final. Donc la variation de U dépend de ces deux états. Donc ça veut dire que pour le moment, nous n'avons pas à spécifier le chemin parce que pour la variation d'une variable d'état, le chemin ne joue pas de rôle. Donc les tailles initiales finales sont fixées. On peut aller partout, on a toujours la même variation, donc pas nécessaire de mettre une ainsi réversible ou non.

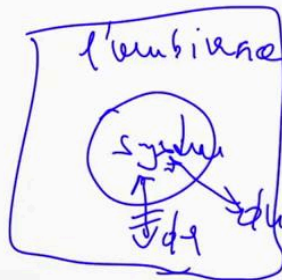
Notes

Summary



9m 27s

Conditions adiabatiques



$$H = U + pV$$

$$dH = dU + p dV + V dp$$

$$p = \text{const}$$

$$dH = dU + p dV$$

$$dU = \cancel{dq} + dW = dW_{el}^{ad} + dW_{vol} - p dV$$

$$dU = dW_{el}^{ad} - p dV$$

$$dU + p dV = dW_{el}^{ad} = dH$$

$$dH = dU + p dV$$

$$p = \text{const}$$

$$W_{el}^{adiabatique} = \Delta_r H$$

$$\eta =$$

Thermodynamique

Mais par contre nous allons mettre adiabatique parce qu'on a pris une condition adiabatique et pour travail de volume. Nous allons utiliser donc le terme PDV que je remplace dans cette équation. Et donc avec ça je trouve du égal à $\Delta_r H$ électrique. Adiabatique. Moi. PDV. Et donc PDV. Je veux mettre le côté PDV du PDV. Égal à $\Delta_r H$ électrique. Adiabatique. Et ça, c'est le changement de l'enthalpie. Ça peut facilement montrer que. Donc maintenant j'ai appliqué une égalité. EU plus PDV qui est correct. Si la pression reste constante lors de la transformation, ça se voit à partir de la définition de l'enthalpie h ou u v . Et donc dH . Au début, c'était des épées. Et donc si la pression reste constante. Je trouve des des. $\Delta_r H$. $\Delta_r H$ égal à u ? U et t ? Il a fallu te montrer. Donc nous avons là une relation très simple qui nous donne maintenant le travail électrique adiabatique. Et comme de taper dans ces gens intègre ce travail, je trouve que sur un avancement de la réaction, je trouve que le travail électrique adiabatique. Pour $\Delta_r H$. La réaction. Et donc que ça veut dire, ça veut dire que le rendement, si je reviens au CA du rendement peut être conversion d'énergie chimique en électricité.

Notes

Summary



Conditions adiabatiques



$$dU = \cancel{dQ} + dW = dW_{el}^{ad} + dW_{mech}^{ad} - p dV$$

$$dU = dW_{el}^{ad} - p dV$$

$$dU + p dV = dW_{el}^{ad} = dH$$

$$dH = dU + p dV$$

$$p = w_{mech}$$

$$H = U + pV$$

$$dH = dU + p dV + V dp$$

$$p = w_{mech}$$

$$dH = dU + p dV$$

$$W_{el}^{adiabatique} = \Delta_r H$$

$$\eta = \frac{W_{el}^{ad}}{\Delta_r H} = \frac{\Delta_r H}{\Delta_r H} = 1$$

Thermodynamique

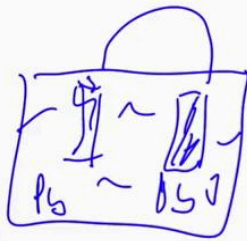
Donc on a le travail électrique. Cette fois ci c'est la partie adiabatique. Divisez par kilomètres h comme c de travail électrique vos delta h se trouve divisé par l th. Donc le rendement est plus faible pour le cas de l'accumulateur. Rappelons que pour le cas réversible isotrope ou on en avez un rendement de 125 %, c'est seulement 100 %. Maintenant je viens encore un troisième cas de figure qui est le cas irréversible.

Notes

Summary



Conditions de court-circuit



$$dU = dq + \cancel{dW_{elec}} - p dV$$

$$dU = dq - p dV$$

$$dq = dU + p dV = dH$$

$$q_{inv} = \Delta_r H$$

Thermodynamique

Donc là, je prends la batterie à plomb. Ma patrie, c'est les deux électrodes. Le pb. Deux Il y a l'électrolyte et ils se mettent d'accord. Je connecte ces deux électrodes et je vous recommande pas parce que ça donne un étincelle terrible. Toute l'énergie se dégage pour un courant électrique, faut surtout pas le faire. Mais si vous le faites donc vous êtes en condition irréversible ou il n'y a aucun travail électrique et décochez tout part comme chaleur. Et donc en appliquant de nouveau le premier principe. Donc j'ai été créé tout de suite comme travail électrique. Moi un PDV, donc un travail de volume. Donc là se fait le choix maintenant que le travail. Électrique est nul parce qu'il y a, on gagne pas un travail donc. Et ça veut dire que du cul, on cherche la chaleur calculée, la chaleur, donc la chaleur c'est. En fait d ? EU. Plus élevés. Et ça, ce nouveau DH. Donc j'intègre. Il se trouve que Q. Irréversible. Égal à Delta RH. Donc nous avons maintenant fait le tour de ces trois différentes manières d'effectuer la consommation et donc nous allons résumer le cas réversible.

Notes

Summary



14m 25s

Rendement de la batterie

- Rendement: énergie sortie (électrique) divisée par énergie investie (chimique)

$$\eta = \frac{W_{el}}{\Delta_r H}$$

$$\eta = \frac{W_{el}}{\Delta_r H} = \frac{\Delta_r G + T_{therm}(S_f - S_i)_{global}}{\Delta_r H^\ominus}$$

$$= 1 - \frac{T\Delta_r S - T_{therm}(S_f - S_i)_{global}}{\Delta_r H}$$

Cas réversible

$$\eta = \frac{\Delta_r G}{\Delta_r H} = 1 - \frac{T \cdot \Delta_r S}{\Delta_r H}$$

$$= 1 - \frac{q_{rev}}{\Delta_r H}$$

$$\eta^\ominus = 1 - \frac{T \cdot \Delta_r S^\ominus}{\Delta_r H^\ominus} = 1.25$$

Cas adiabatique

$$\eta = \frac{\Delta_r H}{\Delta_r H} = 1$$

Court-circuit
Cas irréversible
extrême

$$\eta = \frac{0}{\Delta_r H} = 0$$

$$q = \Delta_r H$$

Thermodynamique

Donc là, on va de nouveau que le cas le plus favorable ou on a des conditions ISO ternes réversibles. Si je passe au cas adiabatique, la question de réversibilité ne se pose plus parce que le travail correspond à un changement d'une variable d'état. Donc j'obtiens comme rendement en fait un. Dans le cas adiabatique. Et pour le cas contraire. Bien sûr, le rendement est assez rare, mais on peut se prononcer sur la chaleur qui est changée, donc la chaleur, et changer q ou qui est réversible au delta H dégage beaucoup de chaleur et ça peut poser des problèmes, ça peut causer des accidents. Voilà en somme ou on va arriver avec cette analyse sur la réaction dans un acte anodin qui l'accumulateur à plat.

Notes

Summary

