Pró-Ensino

De Físico-Química

Campus São Mateus
UNIVERSIDADE FEDERAL DO ESPÍRITO SANTO

Pró-Ensino

UNIDADE 2

TERMODINÂMICA

SEGUNDA LEI

Físico-Química

2024

UNIVERSIDADE FEDERAL DO ESPÍRITO SANTO
CENTRO UNIVERSITÁRIO NORTE DO ESPÍRITO SANTO
PRÓ-ENSINO DE FÍSICO-QUÍMICA

UNIDADE 2

Termodinâmica aplicada à farmácia

Alunos do curso de Farmácia:

Gabriel Rojas Procópio

Jéssica Giacomin Suprani

São Mateus, ES

2024

Sumário

INTRODUÇÃO 3
1 A SEGUNDA LEI 4
1.1 O sentido da transformação espontânea 4
1.2 Entropia e Segunda Lei 6
1.3 A variação de entropia em uma expansão isotérmica 7
1.4 A variação de entropia em um aquecimento 8
1.5 A variação de entropia em uma transição de fase 10
1.6 Entropia absoluta e Terceira Lei 14
1.7 A entropia-padrão de reação 15
1.8 A espontaneidade das reações químicas 16
2 A ENERGIA DE GIBBS 17
2.1 Funções do sistema 17
REFERÊNCIAS 20

Pró-Ensino de Físico-Química UFES-CEUNES © 2023 by Equipe do Pró-Ensino de Físico-Química is licensed under CC BY-NC-SA 4.0

INTRODUÇÃO

Como bem sabemos, a área da farmácia é ampla e sua relação com a físico-química é abrangente, assim, a termodinâmica e sua conexão com a físico-química é de extrema relevância. O estudo das leis que regem o comportamento dos sistemas termodinâmicos não apenas nos permite entender fenômenos naturais como a conversão de energia, mas também tem aplicação prática em inúmeras situações do nosso dia a dia. Um dos exemplos mais claros dessa relação é a compreensão do funcionamento dos motores a combustão, presentes em veículos automotores e em diversas indústrias. A termodinâmica é essencial para entender como ocorre a expansão dos gases no interior dos cilindros, gerando movimento mecânico que impulsiona o veículo ou executa determinado trabalho industrial. Na área da saúde, a termodinâmica também desempenha um papel importante, onde, a regulação da temperatura corporal se apresenta como um processo termodinâmico complexo e vital para o bom funcionamento do organismo. O conhecimento desses processos ajuda a entender como nosso corpo reage a mudanças de temperatura e como podemos auxiliar o tratamento de condições médicas relacionadas, como a hipotermia ou hipertermia. Além disso, em ambientes hospitalares, o controle adequado da temperatura é essencial para garantir o armazenamento seguro de medicamentos e produtos biológicos termossensíveis. A aplicação dos princípios termodinâmicos estende-se também à indústria farmacêutica, especialmente no desenvolvimento e fabricação de medicamentos. A síntese química de fármacos muitas vezes envolve reações exotérmicas ou endotérmicas, e o conhecimento dos processos termodinâmicos é crucial para otimizar os rendimentos e reduzir custos na produção.

Para mais informações a respeito da físico-química na área farmacêutica, recomendamos a leitura do livro “Físico-química aplicada à farmácia” escrito por Helson Moreira da Costa.

Boa leitura!

Pró-Ensino de Físico-Química UFES-CEUNES © 2023 by Equipe do Pró-Ensino de Físico-Química is licensed under CC BY-NC-SA 4.0

1 A SEGUNDA LEI

Para o estudo da 2° Lei da Termodinâmica, iniciaremos trabalhando alguns conceitos importantes: processos espontâneos e não espontâneos. Como o próprio nome já diz, processos espontâneos são aqueles que ocorrem naturalmente, sem que seja necessário a realização de trabalho, em contrapartida, os processos denominados não espontâneos necessitam de uma realização de trabalho para que ocorram. Isso explica por exemplo porque um gás se expande facilmente em um recipiente no qual está contido, mas não se contrai involuntariamente nesse mesmo recipiente sem uma força de compressão sobre ele.

1.1 O sentido da transformação espontânea

A transformação espontânea ocorre quando há uma tendência de dispersão, tanto de energia quanto de matéria que se torna desordenada, como, exemplificado na Figura 1. Voltemos ao exemplo do gás: Inicialmente, as moléculas ocupam apenas uma parte do recipiente, entretanto, devido ao seu movimento essas moléculas são capazes de se dispersar rapidamente. Sendo este movimento desordenado, existirá uma dificuldade muito grande dessas moléculas retornarem ao seu estado inicial sem uma força sendo exercida sobre elas. Neste exemplo temos uma transformação espontânea decorrente da dispersão de matéria.

Pró-Ensino de Físico-Química UFES-CEUNES © 2023 by Equipe do Pró-Ensino de Físico-Química is licensed under CC BY-NC-SA 4.0

Figura 1: Um tipo fundamental de processo espontâneo é a dispersão da matéria. Essa tendência é responsável pelo processo espontâneo de um gás em se espalhar e ocupar por completo o recipiente em que está contido. É extremamente improvável que todas as partículas se desloquem para uma pequena região do recipiente. (Em geral, o número de partículas é da ordem de 10^{23}).

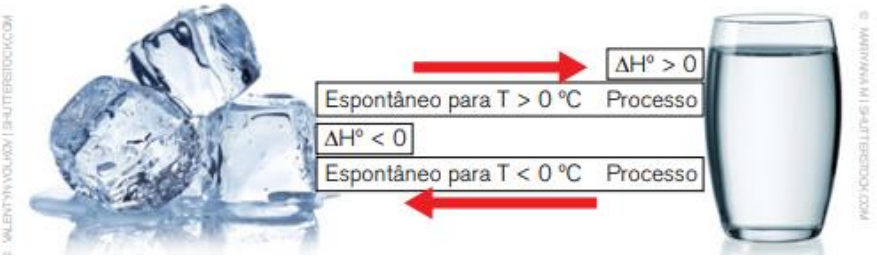
Fonte: ATKINS, Peter; PAULA, Julio De. **Físico-Química**: Fundamentos. 6°ed.

Outro exemplo comum que nos explica a transformação espontânea por dispersão de energia é o aquecimento das vizinhanças por um bloco quente. As moléculas do bloco estão muito agitadas, ou seja, elas têm uma tendência de agitação maior, o que faz com que cheguem até as vizinhanças que estão mais frias e acabam as aquecendo. O contrário não é verdadeiro, pois se temos um bloco frio, temos automaticamente baixa agitação dessas moléculas, e, consequentemente, baixa tendência de dispersão dessa energia às vizinhanças.

Um exemplo clássico é a água e seus processos dependentes de temperatura, como demonstrado na Figura 2.

Pró-Ensino de Físico-Química UFES-CEUNES © 2023 by Equipe do Pró-Ensino de Físico-Química is licensed under CC BY-NC-SA 4.0

Figura 2: A espontaneidade de um processo que apresenta dependência da temperatura. Em T = 0 °C, os dois estados estão em equilíbrio e nenhuma conversão ocorre espontaneamente, no entanto o processo pode ser considerado reversível.



Fonte: COSTA, H. M. D. **Físico-Química Aplicada à Farmácia**. 1° ed.

1.2 Entropia e Segunda Lei

Como dito anteriormente, processos espontâneos são aqueles em que a matéria ou energia têm tendência a se dispersar. Essa dispersão causa uma desordem nos sistemas e é denominada entropia (S). Sendo assim, podemos expressar o princípio básico responsável pelas transformações como a Segunda Lei da Termodinâmica que postula que a entropia de um sistema isolado tende a se elevar, sendo o sistema isolado sua região de interesse.

Em um sistema isotérmico, a variação de entropia é dada matematicamente por:

$$\Delta S = \frac{q_{rev}}{T}$$

Em que:

ΔS: refere-se à variação de entropia;
q_{rev}: refere-se à energia transferida de forma reversível;
T: refere-se à temperatura em que o processo ocorreu;

Para compreender a equação acima, vamos retornar alguns conceitos anteriores:

- A equação considera uma transferência de calor reversível, ou seja, considera dois corpos com variação infinitesimal em suas temperaturas, para que assim,

Pró-Ensino de Físico-Química UFES-CEUNES © 2023 by Equipe do Pró-Ensino de Físico-Química is licensed under CC BY-NC-SA 4.0

não sejam formadas regiões mais quentes, que aumentarão a desordem do sistema, aumentando assim, a entropia;

- A equação considera ainda a temperatura que ocorre o processo, isso é feito para considerar a entropia devido à agitação das moléculas antes do processo ocorrer;
- A unidade da entropia é J/K e é válido ressaltar que ela é uma equação de estado, ou seja, o valor da entropia só depende do estado atual do sistema, e não de como ele foi alcançado.

1.3 A variação de entropia em uma expansão isotérmica

Através da compreensão dos processos podemos definir se ocorre um aumento ou diminuição da entropia do sistema. Voltemos ao exemplo do gás: ocorre expansão gasosa, logo, as moléculas estão mais desordenadas e, consequentemente, maior é a sua entropia. Matematicamente, temos:

$$\Delta S = nR \ \ln \frac{v_f}{v_i}$$

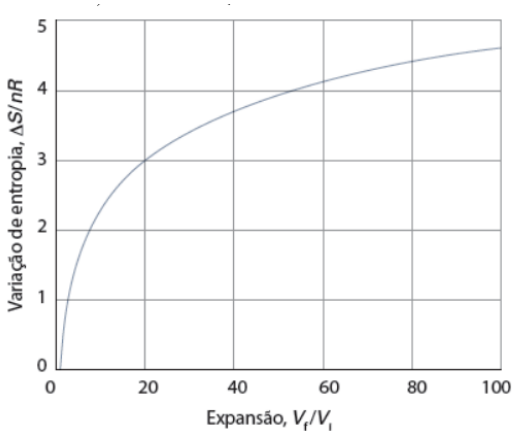
Sendo que:

ΔS: refere-se à variação de entropia;
n: refere-se ao número de mols;
R: refere-se à constante de gases;
V_f: refere-se ao volume final;
V_i: refere-se ao volume inicial.

Se Vf > Vi, então Vf/Vi > 1 e o logaritmo é positivo. Consequentemente, teremos ΔS>0, correspondendo a um aumento da entropia, como previsto.

Figura 3: A entropia de um gás perfeito aumenta de forma logarítmica (acompanhando o ln V) quando o volume aumenta.

Pró-Ensino de Físico-Química UFES-CEUNES © 2023 by Equipe do Pró-Ensino de Físico-Química is licensed under CC BY-NC-SA 4.0



Fonte: ATKINS, Peter; PAULA, Julio De. **Físico-Química**: Fundamentos. 6°ed.

1.4 A variação de entropia em um aquecimento

Novamente, através da compreensão dos processos podemos definir se ocorre um aumento ou diminuição da entropia do sistema. Tomemos como exemplo um sistema que tem sua temperatura aumentada de Ti para Tf, devido aumento da temperatura, haverá maior agitação de moléculas, e, consequentemente, maior desordem, assim, matematicamente teremos:

$$\Delta S = C \times \ln \frac{T_f}{T_i}$$

Sendo que:

ΔS: refere-se à variação de entropia;

C: refere-se à capacidade calorífica;

T_f: refere-se à temperatura final;

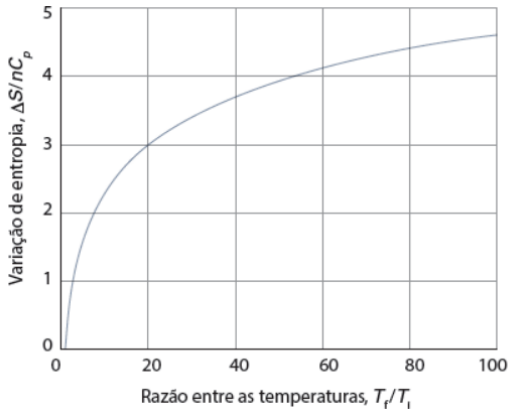
T_i: refere-se à temperatura inicial.

Quando Tf > Ti, Tf/Ti > 1, o logaritmo é positivo e ΔS > 0, logo, a entropia aumenta com o aumento da temperatura. Bem como, quanto maior a capacidade calorífica do sistema, maior a entropia.

Figura 4: A entropia de uma amostra, que tem uma capacidade calorífica que é independente da temperatura, por exemplo, a de um gás monoatômico perfeito, aumenta logaritmicamente

Pró-Ensino de Físico-Química UFES-CEUNES © 2023 by Equipe do Pró-Ensino de Físico-Química is licensed under CC BY-NC-SA 4.0

(acompanhando o ln T) quando a temperatura cresce. O aumento é proporcional à capacidade calorífica da amostra.



Fonte: ATKINS, Peter; PAULA, Julio De. **Físico-Química**: Fundamentos. 6°ed.

PARA FIXAR

1. **Calcule a variação de entropia molar quando vapor d'água a 110 °C é aquecido a 170 °C, a volume constante (Cv,m = 26,92 J/ K. mol).**

Para acessar a resolução dos exercícios dessa e de outras apostilas, clique aqui!

Para auxiliar os seus estudos, você pode acessar nossos mapas mentais, para esse conteúdo, clique aqui!

Pró-Ensino de Físico-Química UFES-CEUNES © 2023 by Equipe do Pró-Ensino de Físico-Química is licensed under CC BY-NC-SA 4.0

1.5 A variação de entropia em uma transição de fase

Podemos inferir que a entropia de uma substância aumenta quando a mesma se funde e quando entra em ebulição, já que suas moléculas se tornam mais desordenadas. A transferência de energia, na forma de calor, ocorre reversivelmente quando um sólido está em sua temperatura de fusão. Se a temperatura das vizinhanças é infinitesimalmente menor que a do sistema, a energia flui para fora do sistema como calor e a substância se congela e caso seja infinitesimalmente maior a substância se funde. Além disso, como a transição é isobárica, podemos identificar o calor transferido por mol de substância como a entalpia de fusão.

Desse modo, a entropia de fusão é matematicamente dada por:

$$\Delta S_{fus} = \frac{\Delta H_{fus}}{T_f}$$

Sendo que:

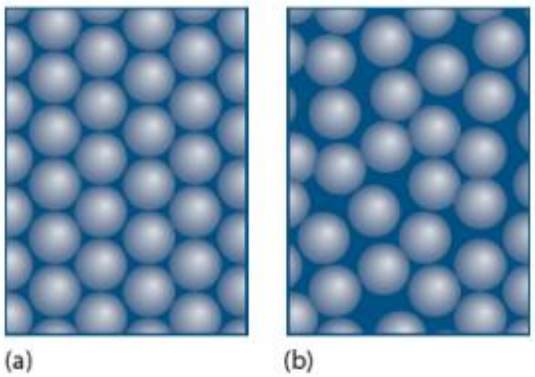
ΔS_{fus}: refere-se à entropia de fusão;

ΔH_{fus}: refere-se à entalpia de fusão;

T_f: refere-se à temperatura de fusão.

Todas as entalpias de fusão são positivas, pois têm se a necessidade de calor, assim todas as entropias de fusão também são positivas, o que faz sentido, pois a desordem aumenta na fusão, veja o exemplo na Figura 5.

Figura 5: Quando um sólido, representado pelo arranjo ordenado de esferas (a), se funde, as moléculas formam um líquido, representado pelo o arranjo desordenado de esferas (b). Como resultado a entropia da amostra aumenta.



Fonte: ATKINS, Peter; PAULA, Julio De. **Físico-Química**: Fundamentos. 6°ed.

Pró-Ensino de Físico-Química UFES-CEUNES © 2023 by Equipe do Pró-Ensino de Físico-Química is licensed under CC BY-NC-SA 4.0

De modo análogo, temos a entropia de vaporização, matematicamente dada por:

$$\Delta S_{vap} = \frac{\Delta H_{vap}}{T_{eb}}$$

Sendo que:

ΔS_{vap} refere-se à entropia de vaporização;

ΔH_{fus} refere-se à entalpia de vaporização;

T_{eb} refere-se à temperatura de vaporização.

Todas as entalpias de vaporização são positivas, pois têm se a necessidade de calor, assim todas as entropias de vaporização também são positivas, o que faz sentido, pois a desordem aumenta na vaporização.

Independentemente do que ocorre no sistema, as vizinhanças permanecem em pressão constante. Assim, sabemos que a entalpia, trata-se de uma função de estado, logo seu valor independe do processo, por isso, não precisamos calcular o calor da transformação reversível. Apenas o calor das vizinhanças. Como demonstrado:

$$\Delta S_{viz} = \frac{q_{viz}}{\mathrm{T}}$$

Entretanto, a única informação transmitida é o calor do sistema, mas como já estudamos:

$$\Delta S_{viz} = -q_{sist}$$

Assim, se o sistema absorver 100J de energia, isso significa que a vizinhança perdeu 100J de energia, representado por -100J. Partindo desse pressuposto e da equação anteriormente discutida, temos que:

$$\Delta S_{viz} = -\frac{q}{\mathrm{T}}$$

Se uma reação ou uma transição de fase ocorre em pressão constante, podemos concluir que:

$$\Delta S_{viz} = \frac{\Delta H}{\mathrm{T}}$$

Pró-Ensino de Físico-Química UFES-CEUNES © 2023 by Equipe do Pró-Ensino de Físico-Química is licensed under CC BY-NC-SA 4.0

Essa razão nos dá a relação entre a entropia e a entalpia. Assim, percebemos que:

- Se o processo for exotérmico, ΔH é negativo e, portanto, ΔS_{viz} será positivo. A entropia das vizinhanças aumenta se o calor for desprendido nelas;
- Se o processo é endotérmico, $\Delta H > 0$, então, a entropia das vizinhanças diminui.

Consequentemente, temos os seguintes desdobramentos:

- Processo reversível: $\Delta S_{universo} = \Delta S_{sist} + \Delta S_{viz} = 0$
- Processo reversível, sistema isolado: $\Delta S_{sist} = 0$
- Processo irreversível: $\Delta S_{universo} = \Delta S_{sist} + \Delta S_{viz} > 0$
- Processo irreversível, sistema isolado: $\Delta S_{sist} > 0$

PARA FIXAR

2. **A proteína lisozima é uma enzima com alta importância na defesa do organismo, pois causa lisa nas paredes das células bacterianas. O seu desdobramento ocorre a uma temperatura de 70 °C, e a entalpia padrão de transição nesse processo é 509 kJ/mol. Qual a variação de entropia associada ao desdobramento da proteína?**

PARA FIXAR

3. **A taxa metabólica é a taxa à qual um organismo gasta a energia proveniente da oxidação dos alimentos. Considere um ser humano em repouso que aquece o ambiente (as vizinhanças) a uma taxa de 100 J/s. Calcule a entropia que essa pessoa em repouso gera no ambiente (nas vizinhanças) ao longo de um dia a 30 °C.**

Pró-Ensino de Físico-Química UFES-CEUNES © 2023 by Equipe do Pró-Ensino de Físico-Química is licensed under CC BY-NC-SA 4.0

Para acessar a resolução dos exercícios dessa e de outras apostilas, clique aqui!

Para auxiliar os seus estudos, você pode acessar nossos mapas mentais, para esse conteúdo, clique aqui!

Você sabia?

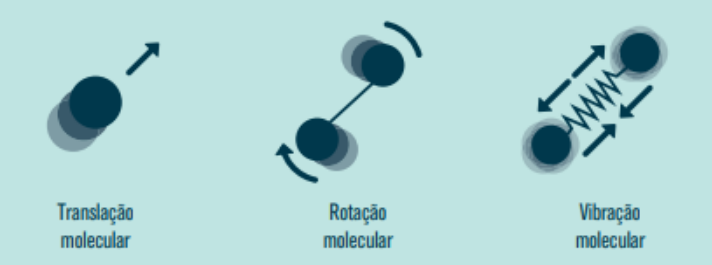
Existe uma relação empírica entre as entropias de vaporização, proposta por Frederick Thomas Trouton em 1884, conhecida como Regra de Trouton. Em seus estudos, foi observado que a razão entre a entropia de vaporização e a temperatura de vaporização, sempre se aproxima de uma mesma constante (aproximadamente 85 J/Kmol), tendo os líquidos o mesmo aumento de desordem quando se converte em vapor a menos que algumas interações moleculares estejam presentes, como é o caso da interação de hidrogênio. Quando interações do tipo ligações de hidrogênio estão presentes, como no caso das moléculas de água, ocorre a formação de redes ordenadas, fazendo com que na vaporização, a entropia seja bem maior (cerca de 109 J/Kmol) já que estamos saindo do estado mais ordenado para um gás bem desordenado.

Pró-Ensino de Físico-Química UFES-CEUNES © 2023 by Equipe do Pró-Ensino de Físico-Química is licensed under CC BY-NC-SA 4.0

1.6 Entropia absoluta e Terceira Lei

Os graus de liberdade das moléculas estão associados com três tipos diferentes de movimento da molécula, como mostrado na Figura 6.

Figura 6: Representação dos três diferentes movimentos da molécula.



Fonte: COSTA, H. M. D. **Físico-Química Aplicada à Farmácia**. 1° ed.

O armazenamento de energia ocorre devido essas formas de movimento, quanto maior esta for, maior a entropia.

- Translação molecular - semelhante ao movimento de moléculas gasosas numa mesma direção;
- Rotação molecular - semelhante ao movimento de um pião;
- Vibração molecular - Os átomos se movem periodicamente ora se aproximando ora se afastando.

Supondo uma redução na energia do sistema, diminuindo sua temperatura, esse armazenamento de energia consequentemente reduz, pois estes movimentos também diminuem, logo, a entropia cai acentuadamente.

Pense então em um momento onde essa diminuição de temperatura foi tão grande, que se observa inexistência de movimentos, sejam eles translacionais, vibracionais ou rotacionais, estando em perfeita ordem. É dessa condição que surge a Terceira Lei da Termodinâmica que enuncia:

“A entropia de uma substância cristalina pura no zero absoluto é zero: S (0 K) = 0.”

As entropias absolutas têm base na entropia zero para sólidos cristalinos perfeitos a 0 K (a terceira lei). Normalmente, são tabeladas como grandezas molares, em unidades de J/K.mol. Os valores de entropia molar das substâncias em seus estados-padrão são conhecidos como entropia molares padrão e são denominados Sm°.

Pró-Ensino de Físico-Química UFES-CEUNES © 2023 by Equipe do Pró-Ensino de Físico-Química is licensed under CC BY-NC-SA 4.0

1.7 A entropia-padrão de reação

Quando há formação de um gás em uma reação, como em uma combustão, podemos prever que normalmente a entropia aumenta. Entretanto, para estimarmos um valor quantitativo da variação de entropia e para prever o sinal da variação quando nenhum gás estiver envolvido, precisamos realizar um cálculo, entropia-padrão de reação, ΔrSo, que é a diferença de entropia molar entre os produtos e os reagentes em seus respectivos estados-padrão, como explicado anteriormente – para a entalpia padrão de reação.

$$\Delta S°r = \sum v\ \Delta S°m_{prod} - \sum v\ \Delta S°m_{reag}$$

PARA FIXAR

4. **A enzima anidrase carbônica é essencial pois catalisa a hidratação do CO2 gasoso nas células vermelhas do sangue, formando ácido carbônico, como demonstrado abaixo:**

   $CO2(g) + H2O(l) \rightarrow H2CO3(aq)$.

   Dados:

   Sm (H2CO3, aq) = 187,4 J/K.mol;

   Sm (CO2, g) = 213,74 J/K.mol;

   Sm (H2O, l) = 69,91 J/K.mol;

   Qual a variação de entropia padrão desta reação?

Para acessar a resolução dos exercícios dessa e de outras apostilas, clique aqui!

Para auxiliar os seus estudos, você pode acessar nossos mapas mentais, para esse conteúdo, clique aqui!

Pró-Ensino de Físico-Química UFES-CEUNES © 2023 by Equipe do Pró-Ensino de Físico-Química is licensed under CC BY-NC-SA 4.0

1.8 A espontaneidade das reações químicas

Existem reações que são espontâneas, mas a entropia é negativa, como explicamos este fato?

Esta pergunta reforça uma das principais características da entropia, é essencial considerar a entropia tanto do sistema como das suas vizinhanças ao decidir se um processo é espontâneo ou não.

Para aplicar a Segunda Lei corretamente, precisamos calcular a entropia total, a soma das variações de entropia no sistema e nas vizinhanças que, conjuntamente, formam o ‘sistema isolado’ a que se refere a Segunda Lei. Pode ser que a entropia do sistema diminua quando ocorre uma transformação, mas pode haver um aumento mais do que compensador na entropia das vizinhanças, de modo que a variação global da entropia seja positiva. O oposto também pode ser verdade, logo, sempre que consideramos as implicações da entropia, é necessário que levemos em conta, sem exceção, a variação total do sistema e das suas vizinhanças.

Pró-Ensino de Físico-Química UFES-CEUNES © 2023 by Equipe do Pró-Ensino de Físico-Química is licensed under CC BY-NC-SA 4.0

2 A ENERGIA DE GIBBS

Postulada pelo teórico norte-americano J. W. Gibbs (1839-1903) o cálculo da energia de Gibbs nos permite calcular, mais facilmente, a relação entre as variações de entropia do sistema e da vizinhança, nos auxiliando em sua interpretação, a fim de definir quando uma reação será espontânea.

2.1 Funções do sistema

A variação de entropia total é dada por:

$$\Delta S_{total} = \Delta S + \Delta S_{viz}$$

Sendo que para uma transformação espontânea, ΔStotal > 0. Se o processo ocorrer sob pressão e temperatura constantes, podemos expressar a variação da entropia das vizinhanças em termos da variação de entalpia do sistema, obtendo:

$$\Delta S_{total} = \Delta S - \frac{\Delta H}{T}$$

A energia de Gibbs, “G”, também chamada de energia livre de Gibbs é uma função de estado e é matematicamente dada por:

$$\mathrm{G} = \mathrm{H} - \mathrm{T} \times \mathrm{S}$$

Assim, sua variação é:

$$\Delta \mathrm{G} = \Delta \mathrm{H} - \mathrm{T} \times \Delta \mathrm{S}$$

Figura 7: Energia livre de Gibbs e sua variação com temperatura, entropia e entalpia.

ΔH	ΔS	-T · ΔS	ΔG = ΔH – T · ΔS	CARACTERÍSTICAS DA REAÇÃO	EXEMPLO
–	+	–	Sempre negativo	Espontânea a todas as temperaturas	$2\,O_3(g) \rightarrow 3\,O_2(g)$
+	–	+	Sempre positivo	Não espontânea a todas as temperaturas; reação inversa sempre espontânea	$3\,O_2(g) \rightarrow 2\,O_3(g)$
–	–	+	Negativo a baixas T; positivo a altas T	Espontânea a baixa T; torna-se não espontânea a altas T	$H_2O(l) \rightarrow H_2O(s)$
+	+	–	Positivo a baixas T; negativo a altas T	Não espontânea a baixas T; torna-se espontânea a altas T	$H_2O(s) \rightarrow H_2O(l)$

Fonte: COSTA, H. M. D. **Físico-Química Aplicada à Farmácia**. 1° ed.

Pró-Ensino de Físico-Química UFES-CEUNES © 2023 by Equipe do Pró-Ensino de Físico-Química is licensed under CC BY-NC-SA 4.0

Comparando a equação acima com a equação abaixo, isolando ΔH:

$$\Delta S_{total} = \Delta S - \frac{\Delta H}{T}$$

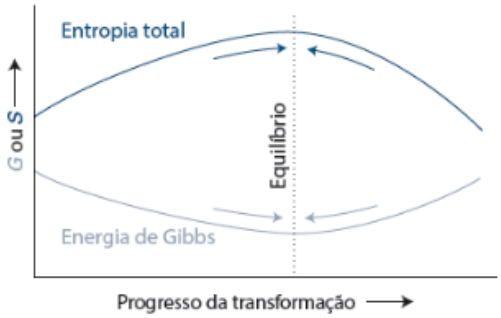
Obteremos:

$$\Delta G = -T \times \Delta S_{total}$$

Logo: sob temperatura e pressão constantes, a variação da energia de Gibbs de um sistema é diretamente proporcional à variação global de entropia do sistema mais a das suas vizinhanças.

Assim a diferença em sinal entre ΔG e ΔStotal implica que a condição para um processo ser espontâneo muda de ΔStotal > 0, em termos da entropia total para ΔG < 0, em termos da energia de Gibbs, ou seja, em uma transformação espontânea, sob temperatura e pressão constantes, a energia de Gibbs diminui. Logo, o sistema e suas vizinhanças tendem, juntos, para uma entropia total maior, como exemplificado na Figura 8.

Figura 8: Relação entre entropia e energia livre de Gibbs.



Fonte: ATKINS, Peter; PAULA, Julio De. **Físico-Química**: Fundamentos. 6°ed.

Para o cálculo da energia livre de alguma reação, o processo é semelhante a entropia já explicado aqui.

$$\Delta G = \sum v \, \Delta G°_{prod} - \sum v \, \Delta G°_{reag}$$

Um fato interessante sobre a Energia Livre de Gibbs, é que ela pode definir o máximo trabalho de não expansão realizado em condições isobáricas e isotérmicas. Pode incluir o trabalho elétrico, em células biológicas, por exemplo, ou outros tipos de trabalho mecânicos, como a contração de um músculo.

Pró-Ensino de Físico-Química UFES-CEUNES © 2023 by Equipe do Pró-Ensino de Físico-Química is licensed under CC BY-NC-SA 4.0

PARA FIXAR

5. **Dada a tabela a seguir, calcule a energia de Gibbs molar da fermentação de glicose gerando etanol e explique se o processo é espontâneo ou não. Dado que: ∆Gf (C6H12O6) = –917,2 kJ/mol.**

SUBSTÂNCIA	ΔG_f° (kJ mol^{-1})	SUBSTÂNCIA	ΔG_f° (kJ mol^{-1})
$CH_4(g)$	−50,72	$H_2O(l)$	−237,13
$C_2H_2(g)$	+209,20	$H_2O(g)$	−228,57
$C_2H_4(g)$	+68,15	$HNO_3(l)$	−80,71
$C_2H_6(g)$	−32,82	$NH_3(g)$	−16,45
$CH_3OH(l)$	−166,27	$NH_3(aq)$	−26,50
$C_2H_5OH(l)$	−174,78	$SO_2(g)$	−300,19
$HCOOH(l)$	−361,35	$SO_3(g)$	−371,06
$CH_3COOH(l)$	−389,9	$H_2SO_4(l)$	−690,00
$CO_2(g)$	−394,36	$O_3(g)$	+163,2

Para acessar a resolução dos exercícios dessa e de outras apostilas, clique aqui!

Para auxiliar os seus estudos, você pode acessar nossos mapas mentais, para esse conteúdo, clique aqui!

Você sabia?

Josiah Willard Gibbs, físico-matemático americano, nascido em New Haven, estado de Connecticut contribuiu enormemente nas bases definitivas da físico-química.

Sua primeira contribuição científica surgiu após seus 34 anos, e demonstra seu conhecimento único em termodinâmica e tantas outras áreas de interesse. Quando Gibbs teve seu interesse despertado pela termodinâmica, em 1870, esta ciência já tinha atingido um certo grau de maturidade, pois havia na mesma época vários estudos direcionados para esta área, partindo de vários cientistas importantes como Clausius, Thompson e Carnot.

Assim, em 1873, realizou sua primeira publicação: "Métodos Gráficos na Termodinâmica de Fluidos", onde representava a energia interna como função da entropia e volume, obtendo a chamada equação fundamental.

Ainda em 1873, estendeu seus estudos analisando a equação fundamental em substâncias puras.

No trabalho "Sobre Equilíbrio de Substâncias Heterogêneas", Gibbs dá sua maior contribuição para a termodinâmica, onde ele inclui fenômenos químicos, elásticos, superficiais, eletromagnéticos e eletroquímicos num sistema simples.

Quer saber mais sobre Gibbs? Clique aqui!

Pró-Ensino de Físico-Química UFES-CEUNES © 2023 by Equipe do Pró-Ensino de Físico-Química is licensed under CC BY-NC-SA 4.0

REFERÊNCIAS

ATKINS, Peter; PAULA, Julio De. **Físico-Química**: Fundamentos. 5. ed. Rio de Janeiro: gen/LTC, 2009. p. 13-35.

COSTA, H. M. D. **Físico-Química Aplicada à Farmácia**. 1. ed. Rio de Janeiro: SESES, 2018.

FLORENCE, Alexander T.; ATWOOD, David. **Princípios Físico-Químicos em Farmácia**. 2. ed. São Paulo: Pharmabooks, 2011.

NETZ, Paulo A.; ORTEGA, George G. **Fundamentos de Físico-Química**: Uma abordagem conceitual para as ciências farmacêuticas. 1. ed. Porto Alegre: ARTMED, 2002.

Pró-Ensino de Físico-Química UFES-CEUNES © 2023 by Equipe do Pró-Ensino de Físico-Química is licensed under CC BY-NC-SA 4.0