

BC0307 - TRANSFORMAÇÕES QUÍMICAS

Principais Tópicos Abordados

Combustíveis:

AULA 06

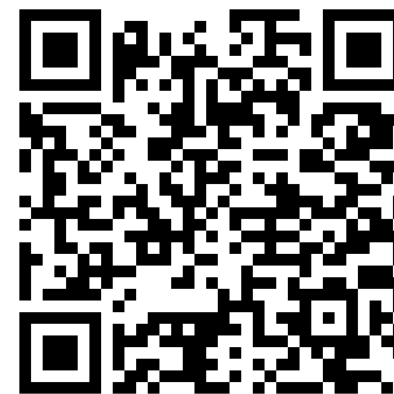
Termodinâmica vs. Cinética

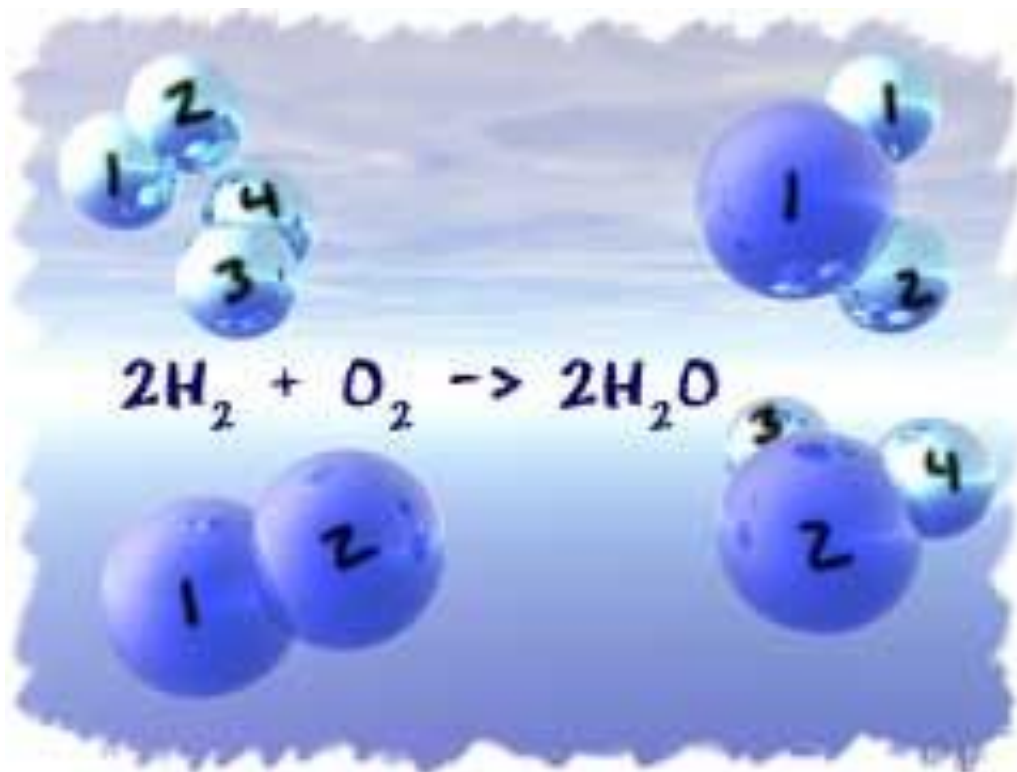
Variação de energia em um processo de transformação química:

reações endo e exotérmicas, ΔH ;

Espontaneidade: ΔS e ΔG ;

Solubilidade





YOU NEED TWO HYDROGEN
MOLECULES FOR EVERY
OXYGEN MOLECULE

Quais fatores são importantes para que ocorra uma transformação química?

É possível prever se uma transformação química ocorrerá?

Esponânea!

Mas H_2 e O_2 podem ser guardados juntos indefinidamente...

Os fatores que determinam se ocorrerá um processo de transformação são classificados como:

CINÉTICOS



ou

TERMODINÂMICOS



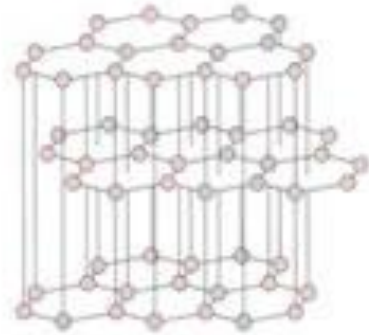
CINÉTICA
CINÉTICA é diferente de

(velocidade de transformação)

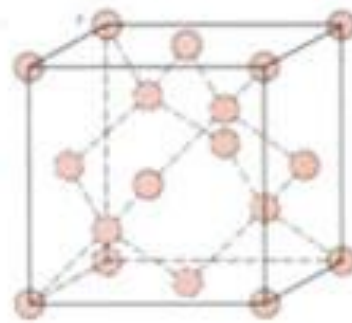
TERMODINÂMICA
TERMODINÂMICA

(diferença de energia entre início e final do processo de transformação)

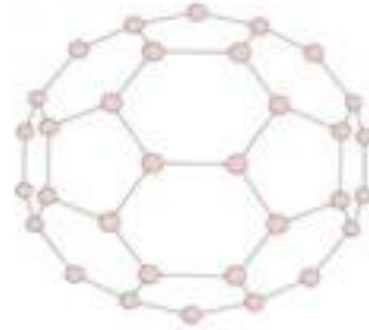
GRAFITE, DIAMANTE e FULERENO



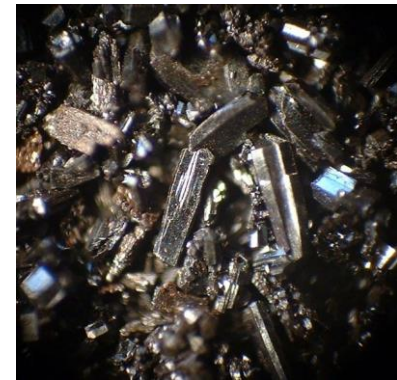
Grafite



Diamante



Fulereno



Qual a forma alotrópica de carbono mais estável?

- O grafite é a forma alotrópica de carbono mais estável.
- Do ponto de vista termodinâmico, o DIAMANTE TENDE A SE TRANSFORMAR EM GRAFITE.
- Da mesma maneira, o FULERENO TENDE A SE TRANSFORMAR EM GRAFITE.

Por que estes processos não ocorrem?

**A CINÉTICA DE TRANSFORMAÇÃO
É DESFAVORÁVEL.**

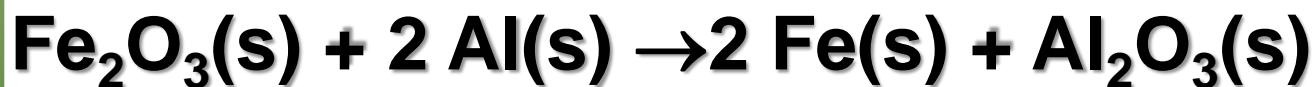
- As estruturas rígidas de diamante e fulereno não encontram mobilidade cinética suficiente para que a transformação termodinamicamente favorável ocorra.





Queima de um papel —
reação **produto-**
favorável. E também
cineticamente favorável
uma vez que a reação
tenha iniciado.

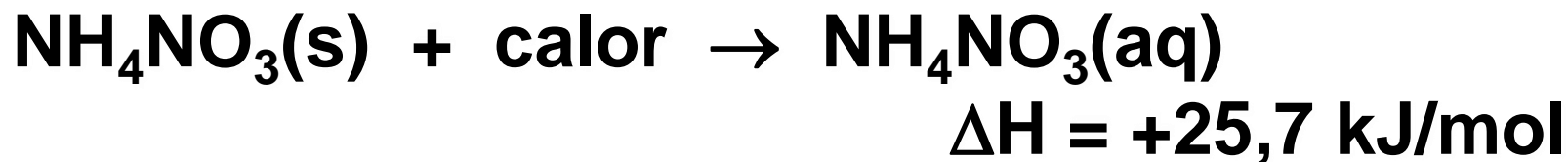
De maneira geral, podemos dizer que uma
reação **exotérmica é espontânea**.



$$\Delta H = - 848 \text{ kJ}$$

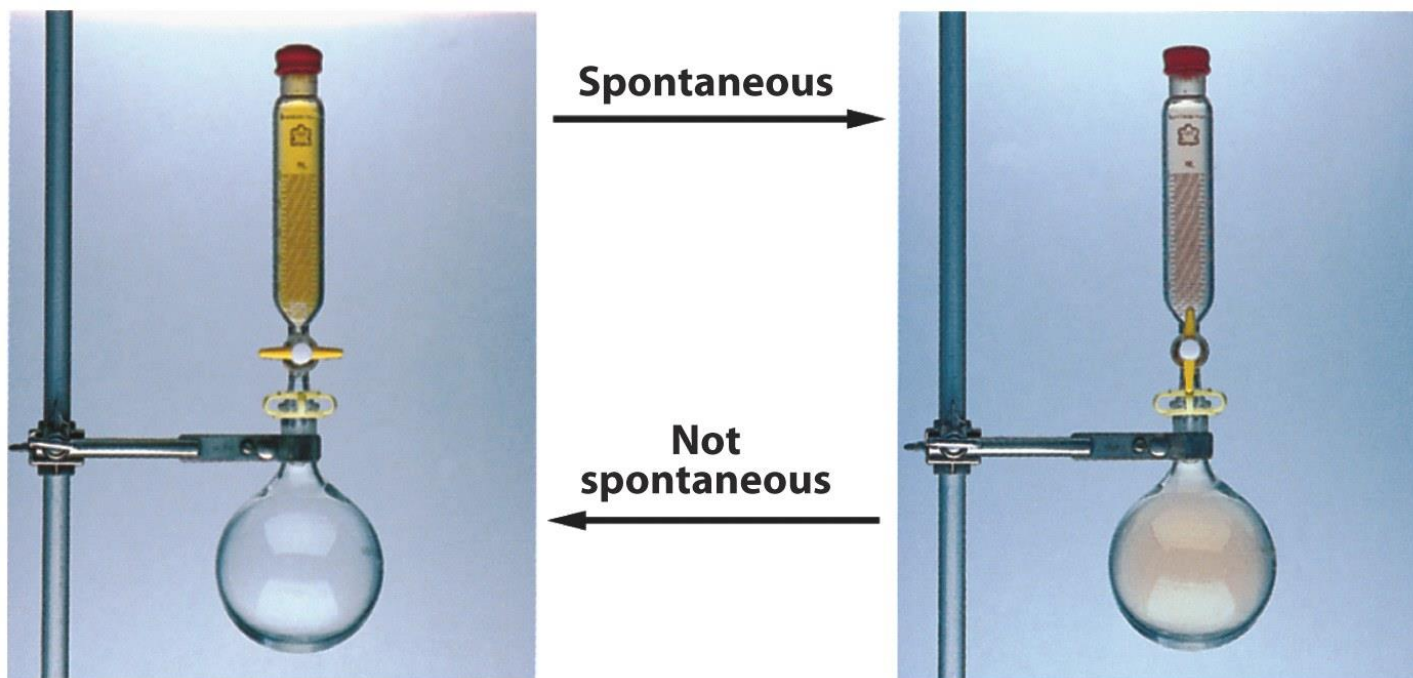


- ▶ **Muitos processos espontâneos são endotérmicos.**

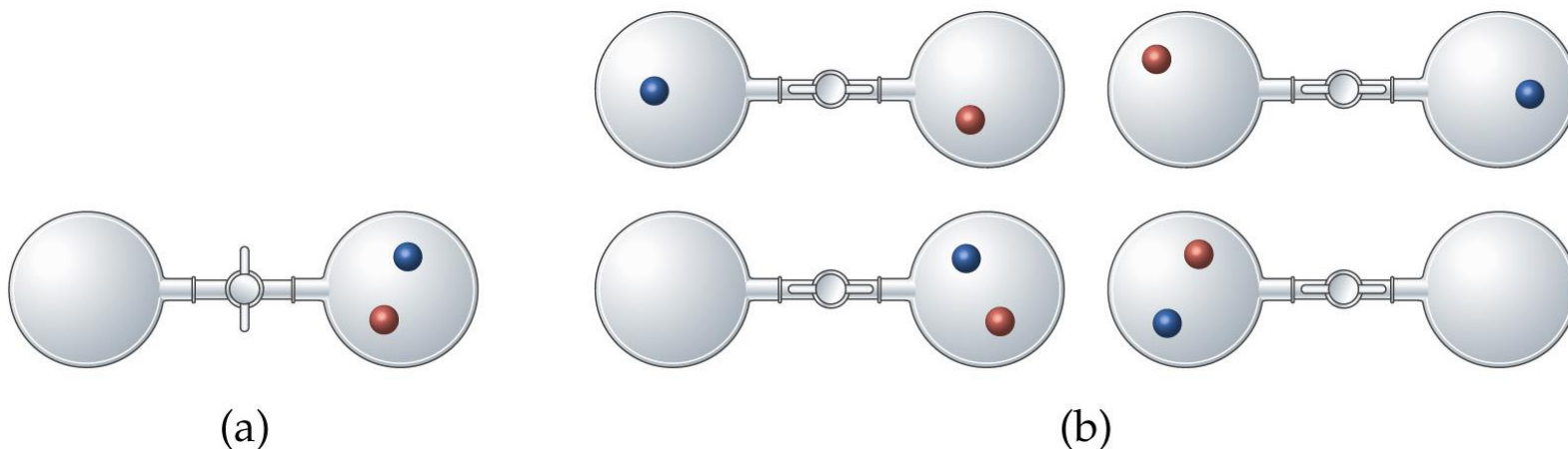


POR QUE?

- **Expansão de um gás no vácuo: é energeticamente neutra, sem que haja a liberação ou absorção de calor $\Delta H = 0$**



POR QUE?



E se forem 3 moléculas?

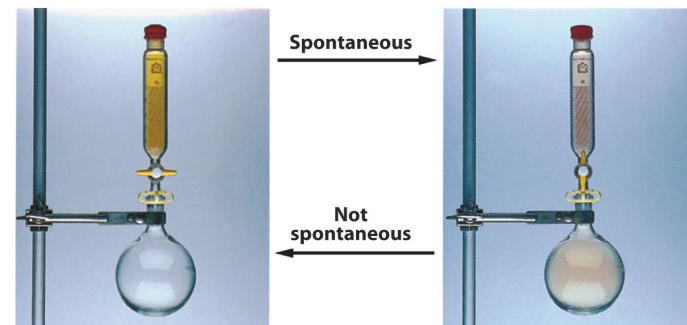
1 chance em 8 de as três moléculas permanecerem no frasco original

E se forem 10 moléculas?

1 chance em 1024 de todas as moléculas permanecerem no frasco original

E se forem n moléculas?

$$\left(\frac{1}{2}\right)^n$$



$$S = k \cdot \log W$$

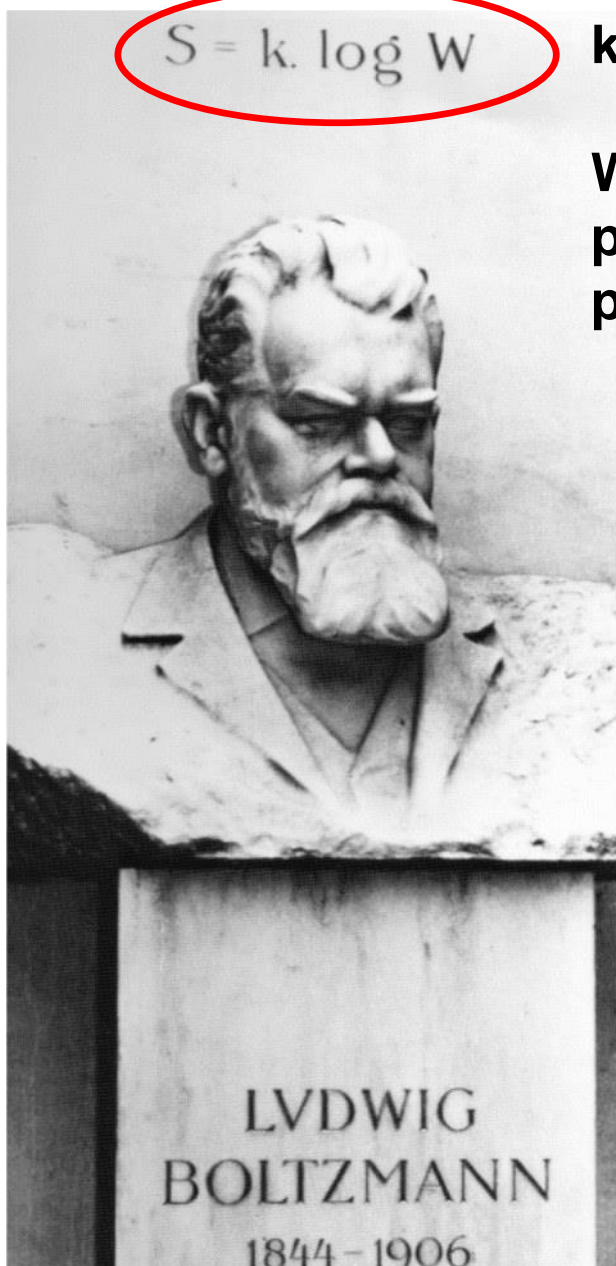
k é a constante de Boltzmann ($\sim 1,38 \cdot 10^{-23}$ J/K)

W representa o nº de diferentes maneiras pelas quais a energia pode ser distribuída pelos níveis disponíveis.

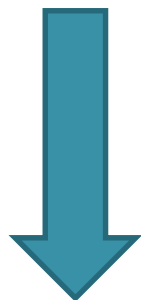
Distribuição de energia em diferentes estados de energia, como modo de calcular a entropia



Entropia máxima quando W tem valor máximo



2ª LEI DA TERMODINÂMICA



EM QUALQUER PROCESSO
ESPONTÂNEO, A ENTROPIA
(S) DO UNIVERSO
AUMENTA.

$$\Delta S_{\text{univ}} = \Delta S_{\text{sis}} + \Delta S_{\text{viz}}$$

RESUMINDO...

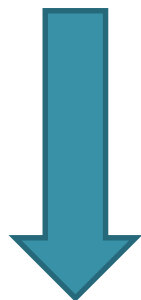
O estado final de um sistema pode ser mais provável que o estado inicial:

- 1) Átomos ou moléculas podem estar mais desordenados**
- 2) A energia pode ser dissipada sobre um maior número de átomos ou moléculas.**

2ª LEI DA TERMODINÂMICA

- Para um processo espontâneo: $\Delta S_{\text{univ}} > 0$;
- Mas é possível que a entropia de um sistema diminua desde que a entropia da vizinhança aumente;
- Para um sistema isolado, $\Delta S_{\text{sis}} = 0$ para um processo reversível (em equilíbrio).
- **Processos espontâneos resultam na dispersão de matéria e energia**

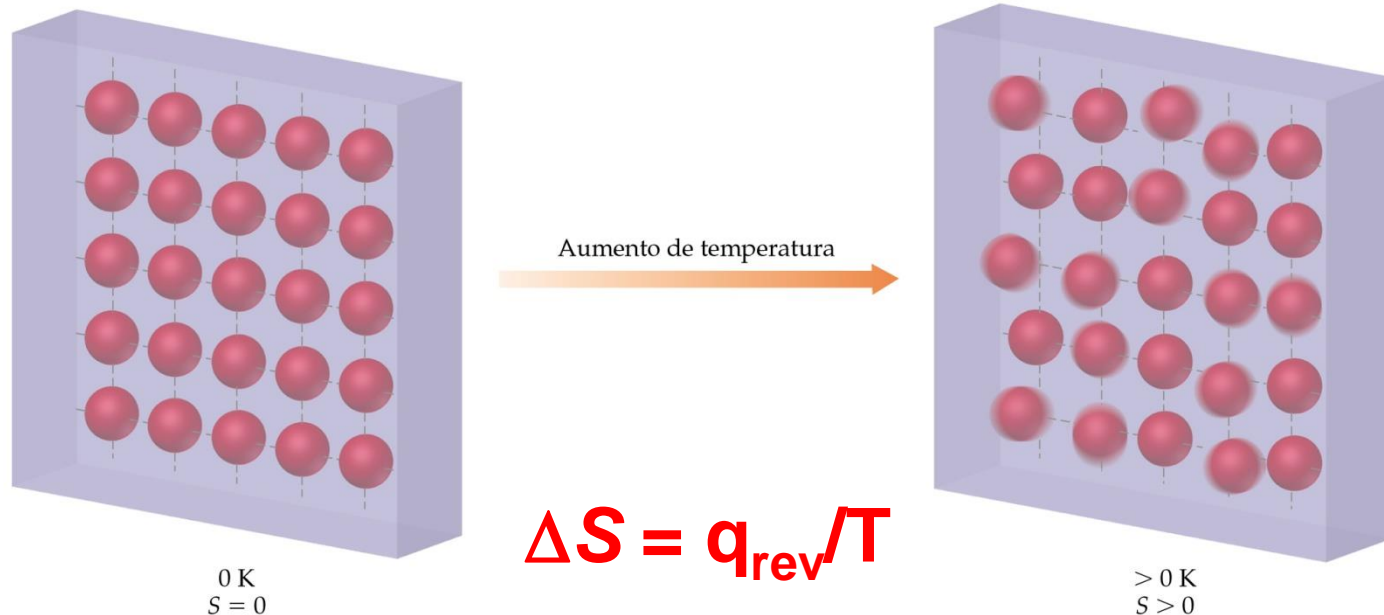
3ª LEI DA TERMODINÂMICA



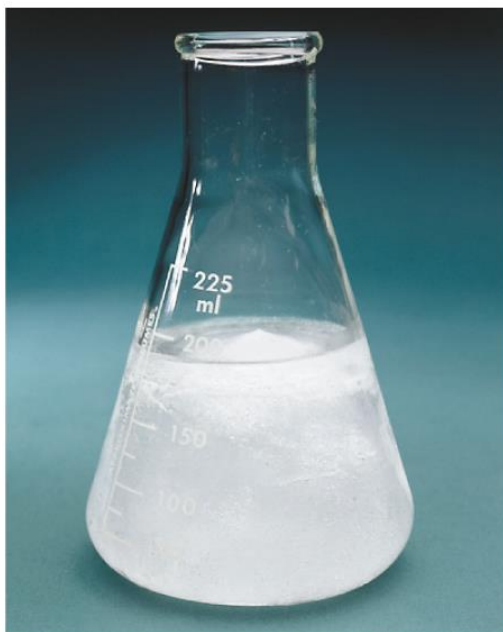
A ENTROPIA DE UM
CRISTAL PERFEITO DE
QUALQUER SUBSTÂNCIA
PURA, A 0 K, É ZERO

$$\Delta S = q_{\text{rev}}/T$$

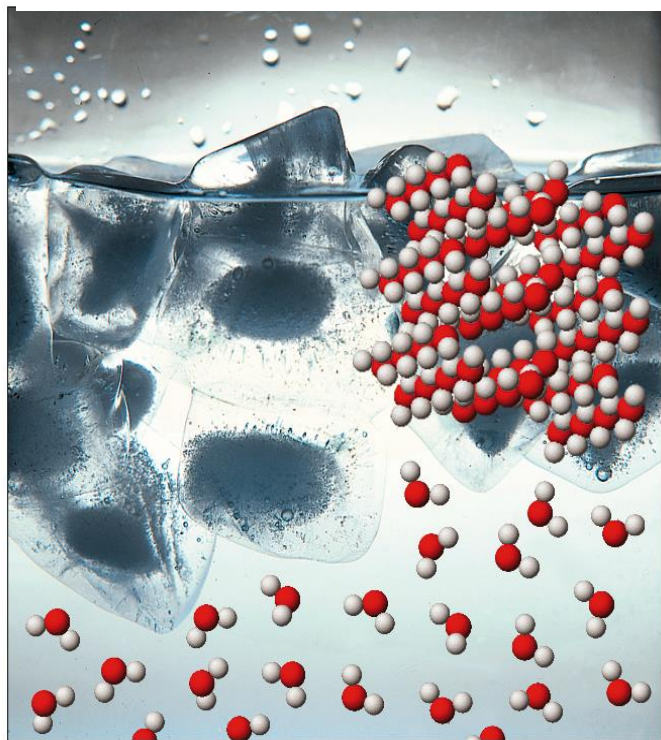
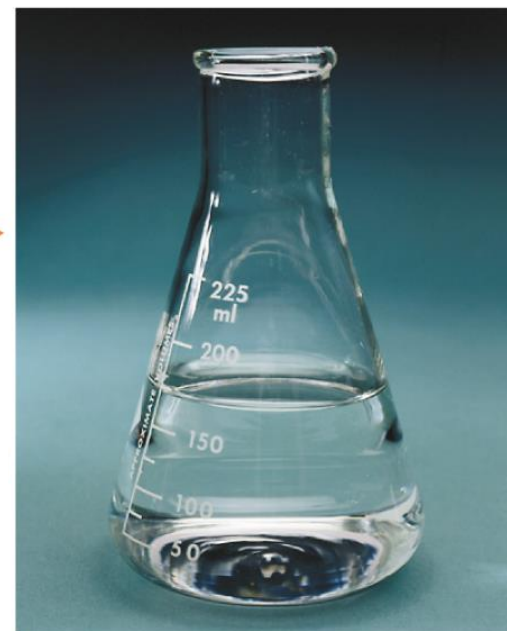
3ª LEI DA TERMODINÂMICA



TODAS AS SUBSTÂNCIAS APRESENTAM VALORES DE ENTROPIA POSITIVOS ACIMA DE 0 K

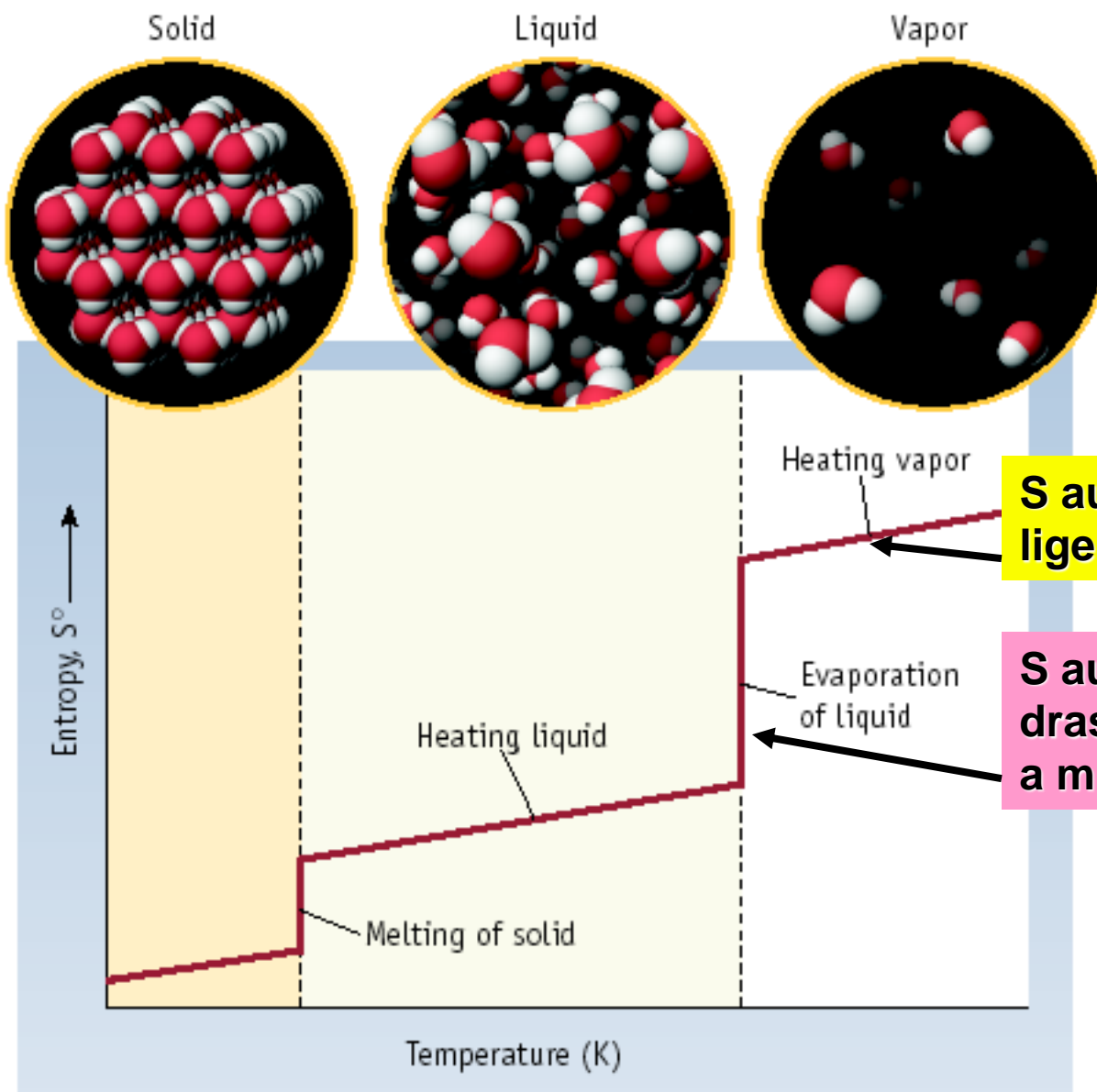


Espontâneo para $T > 0^\circ\text{C}$



A entropia da água líquida é maior que da água sólida (gelo) a 0°C

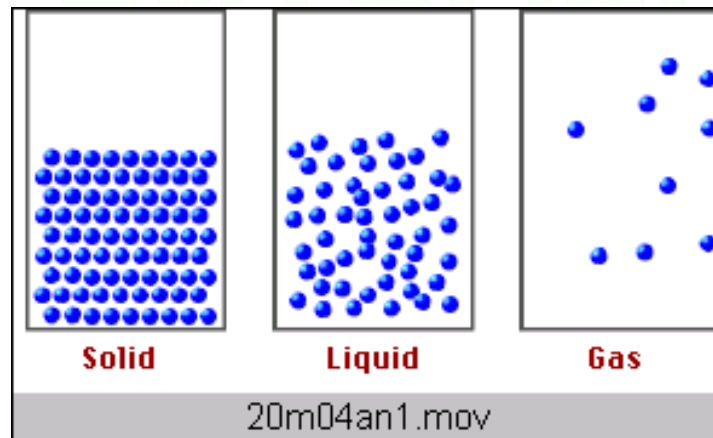
	S° (J/K·mol)
$\text{H}_2\text{O}(\text{liq})$	69,95
$\text{H}_2\text{O}(\text{gas})$	188,8



S aumenta ligeiramente c/ T

S aumenta drasticamente com a mudança de fase

ENTROPIA



$S(\text{gases}) > S(\text{líquidos}) > S(\text{sólidos})$



$S^\circ(\text{Br}_2 \text{ liq}) < S^\circ(\text{Br}_2 \text{ gas})$

ENTROPIA

Aumento na complexidade molecular geralmente leva a um aumento de S .



Mais maneiras das moléculas maiores de girar, se torcer e vibrar no espaço.

S° (J/K · mol)



methane

186.3



ethane

229.6



propane

269.9

ENTROPIA

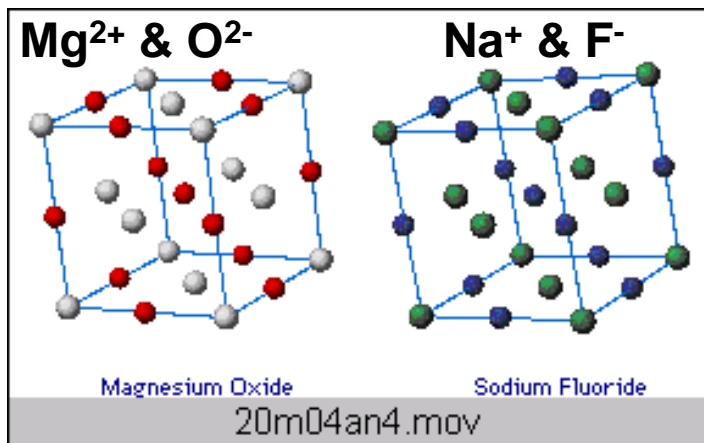
Table 19.1 • Some Standard Molar Entropy Values at 298 K

Element	Entropy, S° (J/K · mol)	Compound	Entropy, S° (J/K · mol)
C(graphite)	5.6	CH ₄ (g)	186.3
C(diamond)	2.377	C ₂ H ₆ (g)	229.2
C(vapor)	158.1	C ₃ H ₈ (g)	270.3
Ca(s)	41.59	CH ₃ OH(ℓ)	127.2
Ar(g)	154.9	CO(g)	197.7
H ₂ (g)	130.7	CO ₂ (g)	213.7
O ₂ (g)	205.1	H ₂ O(g)	188.84
N ₂ (g)	191.6	H ₂ O(ℓ)	69.95
F ₂ (g)	202.8	HCl(g)	186.2
Cl ₂ (g)	223.1	NaCl(s)	72.11
Br ₂ (ℓ)	152.2	MgO(s)	26.85
I ₂ (s)	116.1	CaCO ₃ (s)	91.7

Ar, CO₂ e C₃H₈ possuem massas molares semelhantes mas complexidade diferentes

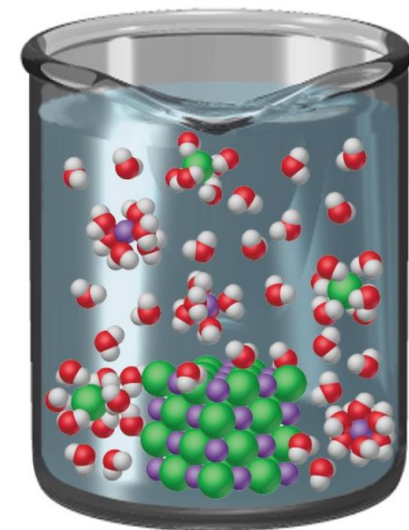
ENTROPIA

Entropia de sólido iônico depende de atração coulômbica.



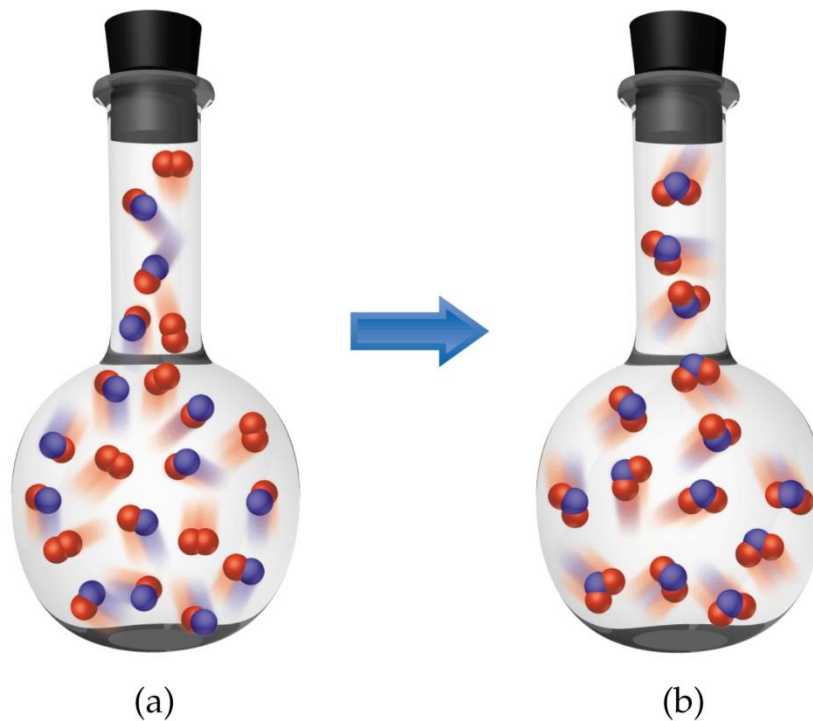
	S° (J/K•mol)
MgO	26.9
NaF	51.5

Entropia usualmente aumenta quando um líquido puro ou sólido dissolve em um solvente.



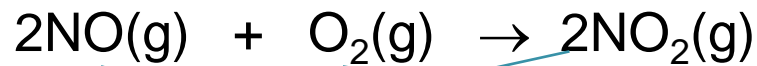
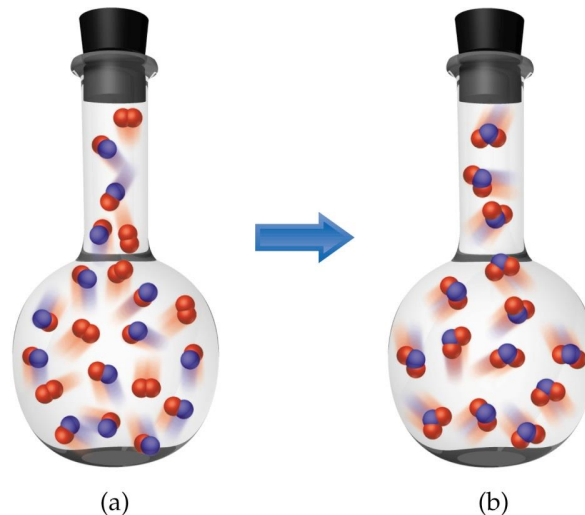
ENTROPIA

- Qualquer processo que aumenta o número de moléculas de gás leva a um aumento em entropia.
- Quando $\text{NO}(g)$ reage com $\text{O}_2(g)$ para formar $\text{NO}_2(g)$, o número total de moléculas de gás diminui e a entropia diminui.



VARIAÇÃO DA ENTROPIA

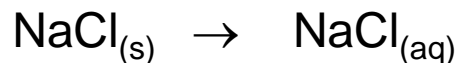
$$\Delta S^\circ = \sum S^\circ (\text{produtos}) - \sum S^\circ (\text{reagentes})$$



$$\Delta S^\circ = 2 \cdot 240 \text{ J/K} \cdot \text{mol} - [2 \cdot 210,8 \text{ J/K} \cdot \text{mol} + 205,1 \text{ J/K} \cdot \text{mol}]$$

$$\Delta S^\circ = -146,7 \text{ J/K} \cdot \text{mol}$$

Mostre que a dissolução do NaCl é um processo espontâneo.



Sabendo que $S^\circ \text{NaCl}_{(aq)} = 115,5 \text{ JK}^{-1}\text{mol}^{-1}$; $S^\circ \text{NaCl}_{(s)} = 72,11 \text{ JK}^{-1}\text{mol}^{-1}$
 $\Delta H^\circ_f \text{NaCl}_{(aq)} = -407,27 \text{ kJmol}^{-1}$; $\Delta H^\circ_f \text{NaCl}_{(s)} = -411,12 \text{ kJmol}^{-1}$

$$\begin{aligned} \Delta S^\circ_{\text{sis}} &= S^\circ \text{NaCl}_{(aq)} - S^\circ \text{NaCl}_{(s)} \\ &= (1 \text{ mol})(115,5 \text{ JK}^{-1}\text{mol}^{-1}) - (1 \text{ mol})(72,11 \text{ JK}^{-1}\text{mol}^{-1}) = +43,4 \text{ JK}^{-1} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \Delta H^\circ_{\text{sis}} &= \Delta H^\circ_f \text{NaCl}_{(aq)} - \Delta H^\circ_f \text{NaCl}_{(s)} \\ &= (1 \text{ mol})(-407,27 \text{ kJmol}^{-1}) - (1 \text{ mol})(-411,12 \text{ kJmol}^{-1}) = +3,85 \text{ kJ} \end{aligned}$$

$$q_{\text{viz}} = -\Delta H^\circ_{\text{sis}} = -3,85 \text{ kJ}$$

$$\Delta S^\circ_{\text{viz}} = q_{\text{viz}}/T = -3,85 \text{ kJ}/298 \text{ K} (1000 \text{ JkJ}^{-1}) = -12,9 \text{ JK}^{-1}$$

$$\Delta S^\circ_{\text{univ}} = \Delta S^\circ_{\text{sis}} + \Delta S^\circ_{\text{viz}} = +43,4 \text{ JK}^{-1} + (-12,9 \text{ JK}^{-1}) = 30,5 \text{ JK}^{-1}$$

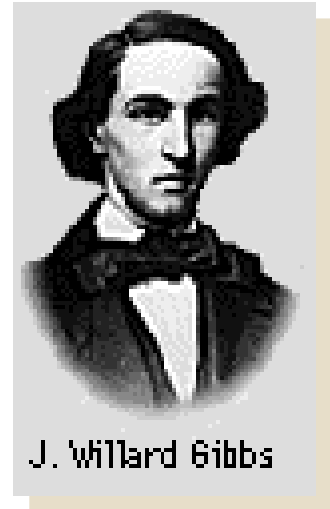
Espontâneo



ENERGIA LIVRE DE GIBBS, G

$$\Delta S_{\text{univ}} = \Delta S_{\text{viz}} + \Delta S_{\text{sis}}$$

$$\Delta S_{\text{univ}} = \frac{-\Delta H_{\text{sis}}}{T} + \Delta S_{\text{sis}}$$



Multiplicando tudo por $-T$

$$-T\Delta S_{\text{univ}} = \Delta H_{\text{sis}} - T\Delta S_{\text{sis}}$$

$-T\Delta S_{\text{univ}}$ = variação na energia livre de Gibbs no sistema = $\Delta G_{\text{sistema}}$

Sob **condições padrão** —

$$\Delta G^{\circ}_{\text{sis}} = \Delta H^{\circ}_{\text{sis}} - T\Delta S^{\circ}_{\text{sis}}$$

MAS O QUE É ENERGIA LIVRE?

Energia livre representa a máxima energia disponível para a realização do trabalho

ENERGIA LIVRE = ENERGIA DISPONÍVEL

$$\Delta G^{\circ} = \Delta H^{\circ} - T\Delta S^{\circ}$$

Se a reação é

- exotérmica ($\Delta H^{\circ} < 0$) (energia liberada)
- e a entropia aumenta ($\Delta S^{\circ} > 0$) (dispersão da matéria)
- Então, ΔG° é **NEGATIVO**

**Reação é espontânea
(produto-favorecida).**

$$\Delta G^{\circ} = \Delta H^{\circ} - T\Delta S^{\circ}$$

Se a reação é

- endotérmica ($\Delta H^{\circ} > 0$)
- e a entropia diminui ($\Delta S^{\circ} < 0$)
- Então, ΔG° será **POSITIVO**

**Reação não é espontânea
(reagente-favorecida).**

ENERGIA LIVRE DE GIBBS, G

$$\Delta G^{\circ} = \Delta H^{\circ} - T\Delta S^{\circ}$$

ΔH°	ΔS°	ΔG°	Reação
exo(-)	aumento(+)	-	Prod-favorecida
endo(+)	diminuição(-)	+	Reag-favorecida
exo(-)	diminuição(-)	?	Depende de T
endo(+)	aumento(+)	?	Depende de T

TABELA 19.4 Efeito da temperatura na espontaneidade de reações

ΔH	ΔS	$-T\Delta S$	$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$	Características da reação	Exemplo
-	+	-	Sempre negativo	Espontânea a todas as temperaturas	$2\text{O}_3(\text{g}) \longrightarrow 3\text{O}_2(\text{g})$
+	-	+	Sempre positivo	Não espontânea a todas as temperaturas; reação inversa sempre espontânea	$3\text{O}_2(\text{g}) \longrightarrow 2\text{O}_3(\text{g})$
-	-	+	Negativo a baixas T; positivo a altas T	Espontânea a baixa T; torna-se não espontânea a altas T	$\text{H}_2\text{O}(\text{l}) \longrightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{s})$
+	+	-	Positivo a baixas T; negativo a altas T	Não espontânea a baixas T; torna-se espontânea a altas T	$\text{H}_2\text{O}(\text{s}) \longrightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{l})$

ENERGIA LIVRE DE GIBBS, G

$$\Delta G^{\circ} = \Delta H^{\circ} - T\Delta S^{\circ}$$

Dois métodos p/ calcular ΔG°

- Determine ΔH° e ΔS° da reação e use na equação de Gibbs.
- Use os valores tabelados de **energia livre de formação, ΔG_f°** .

$$\Delta G^{\circ}_{\text{reação}} = \sum \Delta G_f^{\circ} (\text{produtos}) - \sum \Delta G_f^{\circ} (\text{reagentes})$$

ENERGIA LIVRE DE FORMAÇÃO

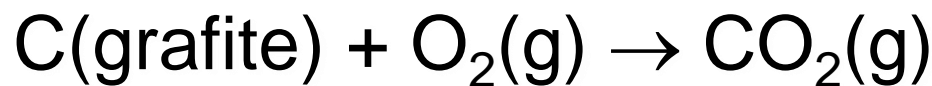
Table 19.3 • Standard Molar Free Energies of Formation of Some Substances at 298 K

Element/Compound	ΔG_f° (kJ · mol ⁻¹)	Element/Compound	ΔG_f° (kJ · mol ⁻¹)
H ₂ (g)	0	CO ₂ (g)	-394.4
O ₂ (g)	0	CH ₄ (g)	-50.87
N ₂ (g)	0	H ₂ O(g)	-228.6
C(graphite)	0	H ₂ O(l)	-237.2
C(diamond)	2.900	NH ₃ (g)	-16.4
CO(g)	-137.2	Fe ₂ O ₃ (s)	-742.2

$\Delta G_f^\circ = 0$ para o elemento ou substância simples no estado padrão

Exemplo: Calcule o $\Delta G^\circ_{\text{reação}}$

$$\Delta G^\circ_{\text{reação}} = \sum \Delta G_f^\circ (\text{produtos}) - \sum \Delta G_f^\circ (\text{reagentes})$$



$$\Delta G^\circ_{\text{reação}} = \Delta G_f^\circ(\text{CO}_2) - [\Delta G_f^\circ(\text{graf}) + \Delta G_f^\circ(\text{O}_2)]$$

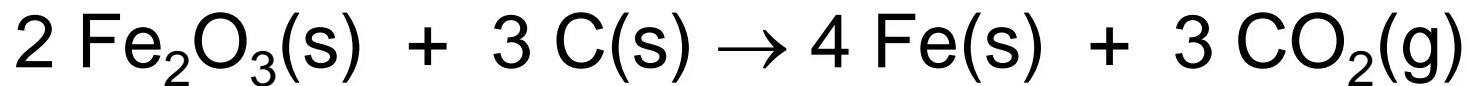
$$\Delta G^\circ_{\text{reação}} = -394,4 \text{ kJ} - [0 + 0]$$

Energia livre de formação de substâncias simples no estado padrão é 0!

$$\Delta G^\circ_{\text{reação}} = -394,4 \text{ kJ}$$

Reação é **produto-favorecida** como esperado

ENERGIA LIVRE E TEMPERATURA



$$\Delta H^\circ_{\text{reação}} = +467,9 \text{ kJ} \quad \Delta S^\circ_{\text{reação}} = +560,3 \text{ J/K}$$

$$\Delta G^\circ_{\text{reação}} = +300,8 \text{ kJ}$$

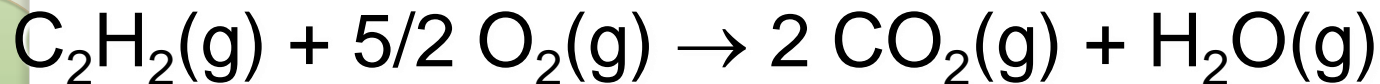
Reação é reagente-favorecida a 298 K

A qual T o $\Delta G^\circ_{\text{reação}}$ passa de (+) para (-), ou seja se torna espontânea?

$$\text{Quando } \Delta G^\circ_{\text{reação}} = 0 = \Delta H^\circ_{\text{reação}} - T\Delta S^\circ_{\text{reação}}$$

$$T = \frac{\Delta H_{\text{reação}}}{\Delta S_{\text{reação}}} = \frac{467,9 \text{ kJ}}{0,5603 \text{ kJ/K}} = 835,1 \text{ K}$$

Exemplo: Calcule o $\Delta G^\circ_{\text{reação}}$



Use as entalpias de formação p/ calcular $\Delta H^\circ_{\text{reação}}$

$$\Delta H^\circ_{\text{reação}} = -1255,6 \text{ kJ}$$

Use as entropias p/ calcular $\Delta S^\circ_{\text{reação}}$

$$\Delta S^\circ_{\text{reação}} = -97,3 \text{ J/K ou } -0,0973 \text{ kJ/K}$$

$$\begin{aligned} \Delta G^\circ_{\text{reação}} &= -1255,6 \text{ kJ} - (298 \text{ K})(-0,0973 \text{ kJ/K}) \\ &= -1226,60 \text{ kJ} \end{aligned}$$

Reação é **produto-favorecida** apesar da $\Delta S^\circ_{\text{reação}} < 0$

Reação é **favorecida pela entalpia**

Exemplo: Calcule o $\Delta G^\circ_{\text{reação}}$



A dissolução do nitrato de amônio é produto-favorecida?

É favorecida pela entalpia ou entropia?

Exemplo: Calcule o $\Delta G^\circ_{\text{reação}}$



Das tabelas encontramos

$$\Delta H^\circ = +25,7 \text{ kJ}$$

$$\Delta S^\circ = +108,7 \text{ J/K ou } +0,1087 \text{ kJ/K}$$

$$\begin{aligned}\Delta G^\circ &= +25,7 \text{ kJ} - (298 \text{ K})(+0,1087 \text{ J/K}) \\ &= -6,7 \text{ kJ}\end{aligned}$$

O processo é **produto-favorecido** apesar da $\Delta H^\circ > 0$.

O processo é **favorecido pela entropia**

Solubilidade

$\Delta H < 0$
(exotérmico)

$\Delta G < 0$

Favorável

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

Quando
 $\Delta H > 0$
(endotérmico)

Favorável

$T\Delta S > \Delta H$

Desfavorável

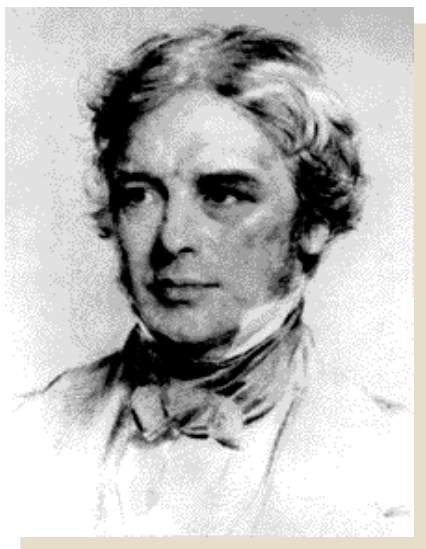
$T\Delta S < \Delta H$

O E° também está relacionado com ΔG ?

SIM!



E° e ΔG°



Michael Faraday
1791-1867

$$\Delta G^{\circ} = -n F E^{\circ}$$

F = Constante de Faraday = 9.6485×10^4 J/V•mol;
e n é o número de moles de elétrons transferidos

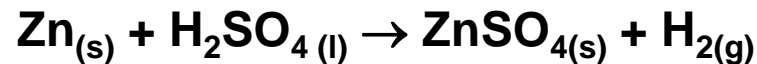
$$\Delta G^{\circ} = -nFE^{\circ}$$

Table 20.1 • Standard Reduction Potentials in Aqueous Solution at 25 °C*

Reduction Half-Reaction	E° (V)
$F_2(g) + 2 e^{-} \longrightarrow 2 F^{-}(aq)$	+2.87
$H_2O_2(aq) + 2 H^{+}(aq) + 2 e^{-} \longrightarrow 2 H_2O(\ell)$	+1.77
$PbO_2(s) + SO_4^{2-}(aq) + 4 H^{+}(aq) + 2 e^{-} \longrightarrow PbSO_4(s) + 2 H_2O(\ell)$	+1.685
$MnO_4^{-}(aq) + 8 H^{+}(aq) + 5 e^{-} \longrightarrow Mn^{2+}(aq) + 4 H_2O(\ell)$	+1.52
$Au^{3+}(aq) + 3 e^{-} \longrightarrow Au(s)$	+1.50
$Cl_2(g) + 2 e^{-} \longrightarrow 2 Cl^{-}(aq)$	+1.360
$Cr_2O_7^{2-}(aq) + 14 H^{+}(aq) + 6 e^{-} \longrightarrow 2 Cr^{3+}(aq) + 7 H_2O(\ell)$	+1.33
$O_2(g) + 4 H^{+}(aq) + 4 e^{-} \longrightarrow 2 H_2O(\ell)$	+1.229
$Br_2(\ell) + 2 e^{-} \longrightarrow 2 Br^{-}(aq)$	+1.08
$NO_3^{-}(aq) + 4 H^{+}(aq) + 3 e^{-} \longrightarrow NO(g) + 2 H_2O(\ell)$	+0.96
$OCl^{-}(aq) + H_2O(\ell) + 2 e^{-} \longrightarrow Cl^{-}(aq) + 2 OH^{-}(aq)$	+0.89
$Hg^{2+}(aq) + 2 e^{-} \longrightarrow Hg(\ell)$	+0.855
$Ag^{+}(aq) + e^{-} \longrightarrow Ag(s)$	+0.80
$Hg_2^{2+}(aq) + 2 e^{-} \longrightarrow 2 Hg(\ell)$	+0.789
$Fe^{3+}(aq) + e^{-} \longrightarrow Fe^{2+}(aq)$	+0.771
$I_2(s) + 2 e^{-} \longrightarrow 2 I^{-}(aq)$	+0.535
$O_2(g) + 2 H_2O(\ell) + 4 e^{-} \longrightarrow 4 OH^{-}(aq)$	+0.40
$Cu^{2+}(aq) + 2 e^{-} \longrightarrow Cu(s)$	+0.337
$Sn^{4+}(aq) + 2 e^{-} \longrightarrow Sn^{2+}(aq)$	+0.15
$2 H^{+}(aq) + 2 e^{-} \longrightarrow H_2(g)$	0.00
$Sn^{2+}(aq) + 2 e^{-} \longrightarrow Sn(s)$	-0.14
$Ni^{2+}(aq) + 2 e^{-} \longrightarrow Ni(s)$	-0.25
$V^{3+}(aq) + e^{-} \longrightarrow V^{2+}(aq)$	-0.255
$PbSO_4(s) + 2 e^{-} \longrightarrow Pb(s) + SO_4^{2-}(aq)$	-0.356
$Cd^{2+}(aq) + 2 e^{-} \longrightarrow Cd(s)$	-0.40
$Fe^{2+}(aq) + 2 e^{-} \longrightarrow Fe(s)$	-0.44
$Zn^{2+}(aq) + 2 e^{-} \longrightarrow Zn(s)$	-0.763
$2 H_2O(\ell) + 2 e^{-} \longrightarrow H_2(g) + 2 OH^{-}(aq)$	-0.8277
$Al^{3+}(aq) + 3 e^{-} \longrightarrow Al(s)$	-1.66
$Mg^{2+}(aq) + 2 e^{-} \longrightarrow Mg(s)$	-2.37
$Na^{+}(aq) + e^{-} \longrightarrow Na(s)$	-2.714
$K^{+}(aq) + e^{-} \longrightarrow K(s)$	-2.925
$Li^{+}(aq) + e^{-} \longrightarrow Li(s)$	-3.045

Increasing strength of oxidizing agents

Increasing strength of reducing agents



$$\Delta G = -nFE$$

$$\Delta G = -2 \cdot 9.6485 \times 10^4 \text{ J/V}\cdot\text{mol} \cdot 0,763\text{V}$$

$$\Delta G = -147,2 \text{ KJ/mol}$$

$E^{\circ} > 0$ portanto $\Delta G^{\circ} < 0$

produto-favorecida \longleftrightarrow espontânea



$$\Delta G = -2 \cdot 9.6485 \times 10^4 \text{ J/V}\cdot\text{mol} \cdot (-0,337\text{V})$$

$$\Delta G = +65,0 \text{ KJ/mol}$$

$E^{\circ} < 0$ portanto $\Delta G^{\circ} > 0$

\rightarrow NÃO espontânea

*In volts (V) versus the standard hydrogen electrode.

Onde estudar?

- 1) ATKINS, P., JONES, L., *Princípios de Química - Questionando a Vida Moderna e o Meio Ambiente*, 3 ed., Porto Alegre: Bookman, 2006.
- 2) KOTZ, J. C., TREICHEL Jr., P., *Química Geral e Reações Químicas*, Vol. 1 e 2, 1 ed., São Paulo: Thomson Pioneira, 2005.
- 3) BRADY, J., HOLUM, J.R., RUSSELL, J.W., *Química - a Matéria e Suas Transformações*, V. 2, 3 ed., Rio de Janeiro: LTC, 2003.
- 4) BROWN, T.L., Le MAY Jr., H.E.; BURSTEN, B.E., *Química - a Ciência Central*, 9 ed., São Paulo: Pearson, 2005.
- 5) BROWN, L. S., HOLMET.A., *Química Geral Aplicada à Engenharia*, São Paulo: Cengage, 2009.
- 6) HOLUM, J.R., RUSSELL, J.W., BRADY, J., *Química - a Matéria e Suas Transformações*, V. 1, 3 ed., Rio de Janeiro: LTC, 2002.
- 7) MAHAN, B.M., MYERS, R.J., *Química – um Curso Universitário*, 4 ed., São Paulo: Ed. Blücher, 1996.
- 8) MASTERTON, W.L., *Princípios de Química*, 6 ed., Rio de Janeiro: LTC, 1990.

- ***Conceitos que devem ser estudados: 1ª, 2ª e 3ª Lei da termodinâmica, entropia, energia livre de Gibbs, espontaneidade de reações, solubilidade.***
- ***Exercícios da lista: Entropia e Energia Livre de Gibbs***