

Exercícios Equilíbrio de fases - parte 2



1. (3.27-3.28) - As frações molares do N₂ e do O₂ na atmosfera são respectivamente 0,78 e 0,22.

$\frac{\Delta G}{n_A}$
||
 ΔG_m

a. Calcular a energia molar de Gibbs para a mistura dos dois maiores componentes no ar bem como a entropia da mistura destes dois gases. A mistura destes dois gases é espontânea?

$\Delta G = nRT (x_A \ln x_A + x_B \ln x_B)$

1 mol (n_A + n_B)

b. No caso de queremos aproximar este cálculo de uma situação mais real considere as frações molares iguais a 0,780 e 0,210 e 0,0096 para N₂, O₂ e todos os restantes gases da atmosfera. Quais os novos valores de energia molar de Gibbs e de entropia molar?

$(x_A \ln x_A + x_B \ln x_B + x_C \ln x_C)$

2. (3.29) - Estimar a pressão de vapor da água do mar a 20°C sabendo que a pressão de vapor da água pura a 20°C é de 2,338 kPa. Considere que os solutos da água do mar são maioritariamente sódio e cloro e a sua concentração é de 0,50 mol dm⁻³

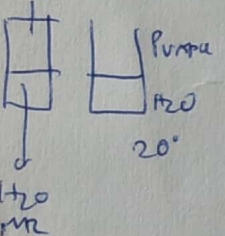
$P_{\text{vapor H}_2\text{O mar}} = 0,9911 \times 2,338 = 2,32 \text{ kPa}$

3. (3.30) - O oxigénio liga-se à hemoglobina na taxa de 1,34 cm³ de oxigénio por grama de hemoglobina (Hb). A concentração da Hb no sangue é 150 g dm⁻³ e a sua saturação em oxigénio nos pulmões e nos capilares é respectivamente 97% e 75%. Com base nestes dados determine o volume de ar nos pulmões e nos capilares, bem como, o volume que foi transferido durante o percurso dos pulmões aos capilares.

Pump da H₂O do mar

Pump x x_{H₂O} mol

Pump?



Box 100 cm³ de sangue

4. (3.32) - Calcule a concentração de dióxido de carbono na gordura animal sabendo que a constante de Henry relativa à solubilidade do CO₂ na gordura animal é igual a 8,6x10⁴ Torr e que a pressão parcial do dióxido de carbono é igual a 55 kPa.

Função molar

$[CO_2] = K_H P_{CO_2}$

5. O aumento do CO₂ na atmosfera faz com que ocorra um aumento da concentração de CO₂ na água do planeta. Através da lei de Henry estime calcule a solubilidade do CO₂ na água a 25°C quando a sua pressão parcial é igual a 4 kPa e 100 kPa.

3.33

$K_H = 0,337 \text{ mol/m}^3 \text{ kPa}$

$[O_2] = K_H P_{O_2}$

6. As frações molares de N₂ e O₂ na atmosfera são respectivamente 0,78 e 0,21, calcule as molalidades destes gases na água contida num vaso que foi aberto a 25°C.

10^5 Pa

7. Estime o ponto de fusão de 150 cm³ cubico de água que contém 7,5 g de sacarose.

$\Delta T_f = K_f b_B$

$P_{O_2} = K_H \times x_{O_2}$

1 ATM

$P_{N_2} = 0,78 \times P_c = 1 \text{ atm} = 0,78 \times 1 \times 10^5 \text{ Pa}$

$K_{H, N_2} = 6,48 \text{ mol m}^{-3} \text{ kPa}^{-1}$

$K_{H, O_2} = 1,30 \text{ mol}^{-3} \text{ kPa}^{-1}$

x_{air} / 400000

27

beer can + entropia sobre S_{un}

①

$G_m = ?$
da mistura

$N_2 - 0,78$
 $O_2 - 0,22$

é a mistura espontânea.

~~WYA WYA RTA (G)~~

~~WYA WYA RTA (G)~~

isto é válido
para todas
as quantidades

$$\Delta G = nRT (x_A \ln x_A + x_B \ln x_B)$$

on $n = (n_A + n_B) = \frac{1 \text{ mol}}{M} = M$. ou então expressamos
o valor por ~~de~~ ΔG por J/mol

A = N_2

B = O_2

$$\Delta G_m = \frac{\Delta G}{M} = 8,314 \times 298 (0,78 \times \ln 0,78 + 0,22 \times \ln 0,22)$$

$$= 2477 (-0,527)$$

$$= -1305 \text{ J/mol}$$

calculo da ~~entropia~~ entropia.

$$\Delta G = nRT (x_A \ln x_A + x_B \ln x_B)$$

$$\Delta S = -nR (x_A \ln x_A + x_B \ln x_B)$$

Enquê?

em uma solução ideal (extremamente diluída) A dissolve

de B em A (soluto no solvente) irá ser sempre espontânea

porque todas as interações soluto-soluto, soluto-solvente e

solvente-solvente são equivalentes o que faz ^{com} que o soluto

entre ~~para~~ no solvente sem que haja variação de entalpia

No entanto a ~~entropia~~ entropia é maior pois existem mais
moleculas no solvente.

A entropia da vizinhança ~~é~~ permanece constante porque a entropia da dissolução é ~~constante~~ ^{constante} e $\Delta H = 0$ então nenhuma quantidade de energia é transferida ~~para~~ através de calor para a vizinhança.

↓
conclusão a força motriz de uma dissolução é a entropia gerada pelo aumento do número de moléculas seu solvente.

observando

$$\Delta G_m = \Delta H_m - T\Delta S_m$$

Para dissolução temos:

$$\underline{\Delta G_m} = -T\Delta S_m \quad \text{com } \Delta H = 0$$

$$nRT(x_A \ln x_A + x_B \ln x_B) = -T\Delta S_m$$

$$\Delta S_m = -R(x_A \ln x_A + x_B \ln x_B)$$

$$\Delta S_m = -8,314 \times (0,78 \times \ln 0,78 + 0,22 \times \ln 0,22)$$

$$\Delta S_m = -8,314 \times (-0,527) = \cancel{4,38} \text{ J/Kmol}$$

$$= 4,38 \text{ J/Kmol}$$

3.29

Neste caso vamos adicionar mais uma componente.

$$N_2 = 0,780 \text{ A}$$

$$O_2 = 0,210 \text{ B}$$

$$Ar = 0,0096 \text{ C}$$

$$\Delta G = nRT (x_A \ln x_A + x_B \ln x_B + x_C \ln x_C)$$

$$\frac{\Delta G}{n} = \frac{\Delta G_m}{n} = 8,314 \times 298 (0,78 \times \ln 0,78 + 0,210 \times \ln 0,210 + 0,0096 \times \ln 0,0096)$$

$$\Delta G_m = -1400 \text{ J/mol}$$

$$\Delta S_m = -nR (x_A \ln x_A + x_B \ln x_B + x_C \ln x_C)$$

$$\frac{\Delta S}{n} = \Delta S_m = 8,314 (0,78 \times \ln 0,78 + 0,210 \times \ln 0,210 + 0,0096 \times \ln 0,0096)$$

$$\Delta S_m = 4,71 \text{ J/mol K}$$

$$\frac{1305}{1400} = 0,93 \approx 1\%$$

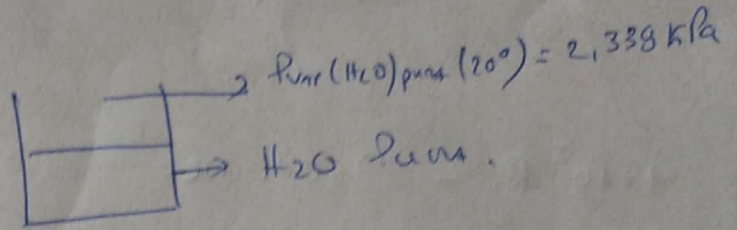
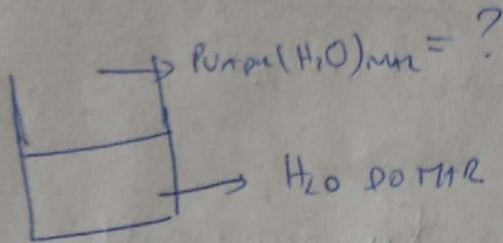
$$\frac{4,38}{4,71} = 0,92 \approx 1\%$$

3.29

(3)

$$P_{\text{vap}}(\text{H}_2\text{O})_{\text{pura}} = 2,338 \text{ kPa} \quad (20^\circ\text{C})$$

$$\text{Glucosa } (\text{Na}^+\text{Cl}^-) \quad c = 0,50 \text{ mol dm}^{-3}$$



$$P_j = P_j^* x_j$$

$$\text{Considerando } j = \text{NaCl} = 0,50 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$$

Calculemos P_{miz} como lo NaCl.

Assumir quantidade de $\text{H}_2\text{O} = 1 \text{ dm}^3$.

$$\text{densidade } \text{H}_2\text{O} = 1,03 \text{ g/cm}^3 = 1003 \text{ g/dm}^3$$

$$\text{moles } \text{H}_2\text{O} \text{ em } 1 \text{ dm}^3 \text{ H}_2\text{O} \rightarrow 57,72 \text{ moles}$$

$$x_{\text{H}_2\text{O miz}} = 0,9911$$

$$P_{\text{vap}}^{\text{H}_2\text{O miz}} = 0,9911 \times 2,338 = \frac{2,317 \text{ kPa}}{2,32 \text{ kPa}}$$

diminui o que faz sentido.

332

[CO₂] na gondum

$$K_H = 8,6 \times 10^4 \text{ torr}$$

$$P_B = P_{CO_2} = 55 \text{ kPa}$$

$$1 \times 10^5 \text{ Pa} = 760 \text{ torr}$$

$$\frac{8,6 \times 10^4 \text{ torr}}{760 \text{ torr}} \times 1 \times 10^5 \text{ Pa} = 1,10 \times 10^7 \text{ Pa} = \frac{P}{K_H} \text{ em Pascals}$$

$$X_B = \frac{55 \times 10^3}{1,10 \times 10^7} = 5 \times 10^{-3}$$

$$X_{CO_2} / \text{gondum} = 5 \times 10^{-3}$$

~~$$P_B = K_H X_B$$~~

$$P_B = K_H X_B$$

Lei Henry.

$$[B] = K_H P_B$$

$$[B] = \frac{1,10 \times 10^7}{1} \times 55 \times 10^{-3}$$

=

Aumento de $\text{CO}_2 \rightarrow$ aumento da quantidade de CO_2 dissolvido na H_2O isto é, da pressão parcial de CO_2 na Atmosfera.

qual a concentração de CO_2 na H_2O se a pressão de CO_2 na Atmosfera for 4 e 100 kPa

Lei de Henry Para soluções ideais diluídas

$$[C] = K_H P_C$$

onde C é CO_2

$$\text{e } K_H = 0,339 \text{ mol m}^{-3} \text{ kPa}^{-1}$$

$$\begin{aligned} [\text{CO}_2] &= 0,339 \frac{\text{mol}}{\text{m}^3 \text{ kPa}} \times 4 \text{ kPa} = 1,356 \text{ mol m}^{-3} \\ &= 1,356 \text{ mmol dm}^{-3} \\ &= \underline{1,356 \text{ mM}} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} [\text{CO}_2] &= 0,339 \frac{\text{mol}}{\text{m}^3 \text{ kPa}} \times 100 \text{ kPa} = 33,9 \text{ mol m}^{-3} \\ &= 33,9 \text{ mmol dm}^{-3} \\ &= \underline{33,9 \text{ mM}} \end{aligned}$$

3.34

$N_2 = 0,79$

~~0,21~~

$T = 25^\circ C$

$O_2 = 0,21$

Molaridade $\left(\frac{mol}{kg}\right)$

P - atmosfer $\text{à } 25^\circ C$

$P_{P_j} = P^\circ \times x_j$

Lei de Henry

$[j] = K_H P_j =$

$P_{N_2} = 1 \times 0,79 = 0,79 \text{ atm} = 0,79 \times 10^5 \text{ Pa}$

$P_{O_2} = 1 \times 0,21 = 0,21 \text{ atm} = 0,21 \times 10^5 \text{ Pa}$

\downarrow
 $0,79 \times 10^2 \text{ kPa}$
 $0,21 \times 10^2 \text{ kPa}$

$j = N_2$

$K_H(N_2) = 6,48 \times 10^{-3} \text{ mol m}^{-3} \text{ kPa}^{-1}$

$K_H(O_2) = 1,30 \times 10^{-2} \text{ mol m}^{-3} \text{ kPa}^{-1}$

~~Handwritten scribbles~~

~~Handwritten scribbles~~

$[N_2] = 6,48 \times 10^{-3} \text{ mol m}^{-3} \text{ kPa}^{-1} \times 0,79 \times 10^2 \text{ kPa} = 0,505 \text{ mol m}^{-3}$

$[O_2] = 1,30 \times 10^{-2} \text{ mol m}^{-3} \text{ kPa}^{-1} \times 0,21 \times 10^2 \text{ kPa} = 0,273 \text{ mol m}^{-3}$

$[N_2] = 0,505 \text{ mol dm}^{-3}$

$[O_2] = 0,273 \text{ mol dm}^{-3}$

Para soluções muito líquidas

A molaridade é igual à concentração.

3.35

15

Estimar o ponto de fusão da H₂O
quando esta contém ~~150~~ 7,5g Saccose em
150cm³ H₂O.

$$\Delta T_F = K_F b_B \rightarrow \text{molalidade}$$

↓
Constante crioscópica

Constante
crioscópica da H₂O = 1,86
· Kmol⁻¹kg.

$$\Delta T_F = 1,86 \times (b_B) \rightarrow \text{molalidade da solução}$$

$$= 1,86 \times 0,146 = 0,271.$$

$$b_B = 0,146$$

$$MM = \text{MM}(\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}) = 342,29 \text{ g/mol.}$$

$$M_{\text{Saccose}} = \frac{7,5}{342,29} = 0,022 \text{ mols.}$$

$$150 \text{ cm}^3 \rightarrow 150 \text{ g} = 0,150 \text{ kg}$$

$$b_B = \frac{0,022}{0,150} = 0,146 \text{ mol/kg}$$

$$\frac{1.34 \text{ cm}^3 \text{ O}_2}{1 \text{ g Hb}} = \text{Concentração de O}_2 \text{ no Hb.}$$

(6)

$$[\text{Hb}]_{\text{sangue}} = 150 \text{ g dm}^{-3}$$

97% Saturação de O₂ (Pulmões)

$$\alpha_{\text{O}_2} = 0,97 \text{ (Pulmões)}$$

75% " de O₂ (Capilares)

$$\alpha_{\text{O}_2} = 0,75 \text{ (Capilares)}$$

Volume O₂ por 100 cm³ de sangue ~~de~~ ~~que~~ ~~este~~
 Vai dos pulmões para os capilares.

~~maximo~~
~~maximo~~
~~maximo~~

$$150 \text{ g Hb} \rightarrow 1 \text{ dm}^3$$

x

$$0,1 \text{ dm}^3$$

$$x = 15 \text{ g de Hb}$$

$$1,34 \text{ cm}^3 \text{ O}_2 \rightarrow 1 \text{ g Hb}$$

$$x \rightarrow 15 \text{ g}$$

$$x = 20,1 \text{ cm}^3$$

maximo
 Volume de O₂ nos Pulmões
 mas como tem uma
 saturação de 0,97

$$\text{então } 20,1 \times 0,97 = 19,497 \text{ cm}^3$$

$$\text{nos Capilares temos } 20,1 \times 0,75 = 15,075 \text{ cm}^3$$

o que se libera durante o fluxo do sangue dos
 pulmões para os capilares = $19,497 - 15,075 = 4,422 \text{ cm}^3$

o Aumento da $\text{CO}_2 \rightarrow$ mais dissolvido em H_2O

$$(27) K_H = 3,39 \times 10^{-4} \text{ mol cm}^{-3} \text{ kPa}^{-1}$$

$$P_B = K_H \chi_B$$

Solubilidade

~~B~~

$$P_{\text{CO}_2} = 4,0 \text{ kPa}$$

$$P_{\text{CO}_2} = 100 \text{ kPa}$$

(27°C)

B = CO_2

1º passo determinar a pressão sobre o CO_2 para as duas pressões parciais.

$$\chi_B = \frac{4,0 \times 10^{-3}}{3,39 \times 10^{-4}} = 1,03 \times 10^{-2}$$

$$\chi_B = \frac{100 \times 10^{-3}}{3,39 \times 10^{-4}} = 0,295 //$$

o A quantidade ~~mol~~ mol dm^{-3}

$$[C] = K_H P_j$$