

UNITÀ di MISURA

$$N = \frac{kg \cdot m}{s^2}$$

$$J = \frac{kg \cdot m^2}{s^2} = N \cdot m$$

$$C = A \cdot s$$

$$W = \frac{kg \cdot m^2}{s^3} = \frac{J}{s}$$

$$V = \frac{kg \cdot m^2}{A \cdot s^3} = \frac{N \cdot m}{C} = \frac{J}{C}$$

$$\Omega = \frac{kg \cdot m^2}{A^2 \cdot s^3} = \frac{V}{A}$$

$$Pa = \frac{N}{m^2}$$

CONVENZIONI PRESSIONE - TEMPERATURA

$$1 \text{ atm} = 101325 \text{ Pa}$$

$$1 \text{ atm} = 1,01325 \text{ bar}$$

$$1 \text{ atm} = 760 \text{ mmHg}$$

$$1 \text{ bar} = 10^5 \text{ Pa}$$

$$1 \text{ Torr} = 1 \text{ mmHg}$$

$$1 \text{ psi} = 6894,757 \text{ Pa}$$

$$K = ^\circ C + 273,15$$

$$F = \left(\frac{9}{5} ^\circ C\right) + 32$$

$$\Delta T (K) = \Delta T (^{\circ}C)$$

a) mmHg \rightarrow atm

$$x \text{ mmHg} \cdot \frac{\text{atm}}{760 \text{ mmHg}} = x \text{ atm}$$

b) bar \rightarrow atm

$$x \text{ bar} \cdot \frac{\text{atm}}{1,01325 \text{ bar}} = x \text{ atm}$$

CONVENZIONI ENERGIA

$$1 \text{ cal} = 4,184 \text{ J} \quad | \quad x \text{ cal} \cdot 4,184 \text{ J} = y \text{ J}$$

TERMOCHIMICA

partendo da una reazione: $aA + bB \rightleftharpoons cC + dD$

ENTALPIA di REAZIONE \rightarrow $\Delta_r H = (m_c \hat{H}_c + m_d \hat{H}_d) - (m_a \hat{H}_a + m_b \hat{H}_b)$

ENTALPIA STANDARD di REAZIONE \rightarrow

$$\Delta_r H^\circ = (c h_c^\circ + d h_d^\circ) - (a h_a^\circ + b h_b^\circ) = \sum_i \nu_i h_i^\circ$$

$$\Delta_r H^\circ = \sum_i \nu_i \Delta_f H_i^\circ$$

Le i coefficienti stechiometrici (ν_i) si considerano: \oplus per i PRODOTTI e \ominus per i REAGENTI

LEGGE di HESS

1. LE ENTALPIE STANDARD di REAZIONE POSSONO ESSERE COMBinate PER OTTENERE il CORRISPONDENTE VALORE per un'ALTRA REAZIONE
 2. L'ENTALPIA STANDARD di REAZIONE \hat{e} la SOMMA delle SINGOLE REAZIONI nelle QUALI \hat{e} POSSIBILE SUDDIVIDERE l'EQUAZIONE in ESAME
- \hookrightarrow se si usano nozioni di FORMAZIONE di PRODOTTI o di DISSOCIAZIONE dei REAGENTI, i $\Delta_f H^\circ$ per le DISSOCIAZIONI VANNO INVERTITI ($\Delta_f H^\circ$ QUASI sempre NEGATIVI)

CALORI di COMBUSTIONE

- a P COSTANTE (calorimetro a fiamma: liquidi, gas) $\rightarrow q_p = \Delta H$
- a V COSTANTE (bomba calorimetrica: solidi) $\rightarrow \Delta_c H_m^\circ = \Delta_c U_m^\circ + RT \Delta n(\text{gas})$ o allora $\Delta H = \Delta U$

CALORIMETRO: $q_v = C \Delta T$

$$q_v = I \cdot t \cdot \Delta \Phi$$

REAZIONE: $q_v = -C \Delta T$

$$q_v = -m C_p \Delta T$$

$$\Delta_c U_m^\circ = \frac{q_v}{m} \text{ (negativa)}$$

- ↳ se q_v è del CALORIMETRO è POSITIVO (acqua ASSORBE CALORE)
- ↳ se q_v è della REAZIONE è NEGATIVO (reazione RILASCI CALORE)

LEGGE di KIRCHHOFF $\rightarrow \left(\frac{\partial \Delta_r H^\circ}{\partial T}\right)_p = \Delta_r C_p^\circ$

$$\Delta_r H^\circ(T_2) = \Delta_r H^\circ(T_1) + \int_{T_1}^{T_2} (\Delta_r C_p^\circ) dT \xrightarrow[\text{C}_p^\circ \text{ COSTANTE}]{\text{se PICCOLO } \Delta T} \Delta_r H^\circ(T_2) = \Delta_r H^\circ(T_1) + (\Delta_r C_p^\circ \cdot \Delta T)$$

$$\Delta_r C_p^\circ = \sum_i \nu_i C_p^\circ(\text{PRODOTTI}) - \sum_i \nu_i C_p^\circ(\text{REAGENTI})$$

EQUILIBRIO CHIMICO

POTENZIALE CHIMICO $\rightarrow \mu_i = \left(\frac{\partial G}{\partial n_i}\right)_{T,P, n_j \neq i}$

CONDIZIONE di EQUILIBRIO \rightarrow CORRISPONDE al MINIMO dell'ENERGIA di GIBBS, C'È UGUAGLIANZA TRA i POTENZIALI CHIMICI di REAGENTI e PRODOTTI

$$\Delta_r G^\circ = \sum_i \nu_i \mu_i^\circ = 0 \quad \rightarrow \quad \sum_i \nu_i \mu_i^\circ(\text{PRODOTTI}) = \sum_i \nu_i \mu_i^\circ(\text{REAGENTI})$$

CONDIZIONE GENERALE, valida per OGNI μ_i INDIPENDENTEMENTE dalla FASE a cui si RIFERISCE

ciò che varia è la sua espressione

AVANZAMENTO REAZIONE $\rightarrow \xi = \frac{n_{eq} - n_i^\circ}{\nu_i}$ con $\nu_i \begin{cases} \oplus & \text{PRODOTTI} \\ \ominus & \text{REAGENTI} \end{cases}$

$$dG_{T,P} = \sum_i \mu_i dn_i = \sum_i \mu_i (\nu_i d\xi) = 0 \quad (\text{condizione equilibrio con } \xi)$$

RELAZIONE ENERGIA GIBBS - COSTANTE EQUILIBRIO $\rightarrow \Delta_r G_T^\circ = -RT \ln(K_{eq})$ } con K_p è ISOTERMA di VAN T'HOFF

QUOZIENTE di REAZIONE $\rightarrow \Delta_r G = \Delta_r G^\circ + RT \ln Q$ se $Q = K_{eq}$ EQUILIBRIO ($\Delta_r G = 0$)
 $Q < K_{eq}$ VERSO PRODOTTI ($\Delta_r G < 0$)
 $Q > K_{eq}$ VERSO REAGENTI ($\Delta_r G > 0$)

SCOSTAMENTO da COMPOSIZIONE INIZIALE \rightarrow si può esprimere in diversi modi:

① $\Delta n_i = n_{eq} - n_i^\circ$

② $\alpha = \frac{n_i^\circ - n_{eq}}{n_i^\circ}$ (GRADO di DISSOCIAZIONE)

FASE GAS

• formule per un GAS IDEALE

POTENZIALE CHIMICO	$\mu_i = \mu_i^\circ + RT \ln(p_i)$
COSTANTE EQUILIBRIO	$K_p = \left(\prod_i (p_i)^{\nu_i}\right) = \frac{\left(\frac{p_c}{p_i^\circ}\right)^c \left(\frac{p_d}{p_i^\circ}\right)^d}{\left(\frac{p_a}{p_i^\circ}\right)^a \left(\frac{p_b}{p_i^\circ}\right)^b}$ con $p_i^\circ = 1 \text{ bar}$

\rightarrow DIPENDE SOLO da T

La COSTANTE di EQUILIBRIO si può ESPRIMERE anche in FUNZIONE delle:

• CONCENTRAZIONI: $K_c = \left(\prod_i (c_i)^{\nu_i} \right) = \frac{\left(\frac{C_c}{C_i^0} \right)^c \left(\frac{C_d}{C_i^0} \right)^d}{\left(\frac{C_a}{C_i^0} \right)^a \left(\frac{C_b}{C_i^0} \right)^b}$ con $C_i^0 = 1 \text{ M}$ → DIPENDE SOLO da T

• FRAZIONI MOLARI: $K_y = \left(\prod_i (y_i)^{\nu_i} \right) = \frac{(y_c)^c (y_d)^d}{(y_a)^a (y_b)^b}$ → DIPENDE da T, P da $0,0821 \frac{\text{L atm}}{\text{K mol}} \cdot 1,01325 \frac{\text{bar}}{\text{atm}}$

queste espressioni possono essere convertite tra loro: $K_p = K_c \left(\frac{RT}{P^0} \right)^{\Delta \nu_{(g)}}$ → prodotti - reagenti

$K_p = K_x \left(\frac{P}{P^0} \right)^{\Delta \nu_{(g)}}$ → prodotti - reagenti

• formule per un GAS REALE

POTENZIALE CHIMICO	$\mu_i = \mu_i^0 + RT \ln(P \cdot p_i)$
COSTANTE EQUILIBRIO	$K_f = \left(\prod_i (f_i)^{\nu_i} \right) = \frac{(f_c)^c (f_d)^d}{(f_a)^a (f_b)^b} = K_p \cdot K_f$

→ DIPENDE SOLO da T

DIPENDENZA K_p e K_f da TEMPERATURA

K_p e K_f dipendono ESCLUSIVAMENTE dalla T , la dipendenza è espressa dall' ISOBARA di VAN T'HOFF

$$\frac{d \ln(K_p)}{dT} = \frac{\Delta_r H^0}{RT^2}$$

↳ integrazione DEFINITA con $\Delta_r H^0$ INDIPENDENTE da T : $\ln \left(\frac{K_{p2}}{K_{p1}} \right) = \frac{\Delta_r H^0}{R} \left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right)$

↳ integrazione INDEFINITA con $\Delta_r H^0$ INDIPENDENTE da T : $\ln(K_p) = - \frac{\Delta_r H^0}{RT} + \text{cost.}$

pendenza dell' ISOBARA in grafico $\ln(K_p)$ vs $\frac{1}{T}$, se $\Delta_r H^0 > 0$ EQUILIBRIO VERSO DX (endotermica)
 se $\Delta_r H^0 < 0$ EQUILIBRIO VERSO SX (esotermica)

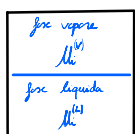
↳ integrazione INDEFINITA con $\Delta_r H^0$ DIPENDENTE da T : $\ln(K_p) = \frac{\Delta}{R} \ln(T) + \frac{B}{2R} T + \frac{\gamma}{6R^2} T^2 - \frac{\text{cost}_1}{RT} + \text{cost}_2$

DIPENDENZA K_p e K_f da PRESSIONE

la pressione NON INFLUENZA K_p e K_f ma MODIFICA la COMPOSIZIONE di EQUILIBRIO, e quindi PORTA a VARIAZIONI di K_y per TENERE COSTANTE K_p .

EQUILIBRI ETEROGENEI di FASE

Ponendo in un SISTEMA CHIUSO a T, P COSTANTI una SOLUZIONE a DUE o PIU' COMPONENTI, all' EQUILIBRIO vi sono DUE FASI, LIQUIDA e VAPORE in EQUILIBRIO. I POTENZIALI di LIQUIDO e VAPORE DOVRANNO ESSERE UGUALI ALL' EQUILIBRIO:



miscela gassosa PERFETTA → $\mu_i^{(l)} = \mu_i^{(v)} = \mu_i^0 + RT \ln(p_i)$
 miscela gassosa REALE → $\mu_i^{(l)} = \mu_i^{(v)} = \mu_i^0 + RT \ln(P p_i)$

$\mu_i^{(l)}$ è FUNZIONE di T, P , COMPOSIZIONE della MISCELA, quindi anche la p_i di CIASCUN COMPONENTE della FASE VAPORE è FUNZIONE di T, P , COMPOSIZIONE della SOLUZIONE.

TENSIONE di VAPORE = pressione esercitata dal vapore della sostanza nella sua fase condensata quando le due fasi sono in equilibrio termodinamico tra loro in un sistema chiuso

COMPOSIZIONE MISCELA

a) **LEGGE di RAULT** → rispettata su tutta la scala di concentrazioni dalle SOLUZIONI IDEALI PERFETTE

pressione parziale componente $p_i = x_i p_i^*$ con p_i^* = tensione di vapore del componente liquido puro sottoposto alla p_{TOT} a cui i è sottoposta la soluzione

b) **LEGGE di HENRY** → rispettata da tutte le soluzioni diluite che sono dette SOLUZIONI IDEALI DILUITE

pressione parziale componente $p_i = K_i x_i$ con K_i = pendenza retta, costante e indipendente dalla composizione
 $K_i = \left(\frac{\partial p_i}{\partial x}\right)_{x_2}$

LEGGE di DALTON → $p_i = y_i \cdot P$ (COMPOSIZIONE FASE VAPORE)

VARIAZIONE x con T → $\left(\frac{\partial \ln x_i}{\partial T}\right)_P = \frac{h_i^{(L)} - h_i^{(S)}}{RT^2} = \frac{\Delta H_i}{RT^2}$

EQUILIBRIO LIQUIDO - VAPORE

$\mu_i^{(L)} = \mu_i^{(V)} = \mu_i$

la CONDIZIONE di EQUILIBRIO NON VARIA CAMBIA il MODO di CALCOLARE μ_i (tabella sotto)

EQUILIBRIO LIQUIDO - LIQUIDO

Si considerano DUE SOLUZIONI DILUITE IMMISCIBILI, si vuole RIPARTIRE il SOLUTO TRA DUE SOLVENTI DIVERSI. La CONDIZIONE di EQUILIBRIO è IMPOSTATA SUL SOLUTO RIPARTITO.

$\mu_i^{(A)} = \mu_i^{(B)}$
 $\mu_i^{*(A)} + RT \ln(x_i^A) = \mu_i^{*(B)} + RT \ln(x_i^B)$ μ_i^* DEFINITI per HENRY
 $\ln\left(\frac{x_i^A}{x_i^B}\right) = \frac{\mu_i^{*(B)} - \mu_i^{*(A)}}{RT}$

COEFFICIENTE di RIPARTIZIONE: $N = \frac{x_i^A}{x_i^B} = \frac{K_i^B}{K_i^A}$ un NUMERO PURO, INDIPENDENTE dalla COMPOSIZIONE

<p>SOLUZIONI IDEALI PERFETTE (μ_i SVINCIATO da FASE GAS)</p>	<p>$\mu_i = \mu_i^* + RT \ln(x_i)$ $K_x = \prod_i (x_i)^{\nu_i} = \frac{(x_c)^c (x_o)^d}{(x_A)^a (x_B)^b}$ $\Delta G_T^* = -RT \ln(K_x)$</p>	<p>$\mu_i^* = \mu_i^o + RT \ln(p_i^*)$ POTENZIALE del COMPONENTE LIQUIDO PURO SOTTOPOSTO a p_i^*, NON DIPENDE da T, P, COMPOSIZIONE</p>
<p>SOLUZIONI IDEALI DILUITE</p>	<p>$\mu_i = \mu_i^* + RT \ln(x_i)$ $K_x = \prod_i (x_i)^{\nu_i} = \frac{(x_c)^c (x_o)^d}{(x_A)^a (x_B)^b}$ $\Delta G_T^* = -RT \ln(K_x)$</p>	<p>$\mu_i^* = \mu_i^o + RT \ln(x_i)$ HENRY VALE SOLO per $x_i \rightarrow 0$, quindi: $\mu_i^* = \lim_{x_i \rightarrow 0} (\mu_i - RT \ln(x_i))$ HA SOLO un SIGNIFICATO MATEMATICO</p>
<p>SOLUZIONI <u>NON</u> IDEALI</p>	<p>$\mu_i = \mu_i^* + RT \ln(\gamma_i x_i)$ $\mu_i = \mu_i^* + RT \ln(a_i)$ $K_a = \prod_i (a_i)^{\nu_i} = \frac{(a_c)^c (a_o)^d}{(a_A)^a (a_B)^b}$ $K_a = \frac{\left(\frac{x_c C_c}{C_c^o}\right)^c \left(\frac{x_o C_o}{C_c^o}\right)^d}{\left(\frac{x_A C_A}{C_c^o}\right)^a \left(\frac{x_B C_B}{C_c^o}\right)^b}$</p>	<p>γ_i DIPENDE da T, P, COMPOSIZIONI; ha VALORE VARIABILE su TUTTA CONCENTRAZIONE μ_i^* DIPENDE da T, P. Il suo valore va stabilito con delle convenzioni, affinché valga l'equazione SIMMETRICA $\mu_i = \mu_i^* + RT \ln(\gamma_i x_i)$ con $\gamma_i \rightarrow 1$ per $x_i \rightarrow 1$ ASIMMETRICA $\mu_i = \mu_i^* + RT \ln(\gamma_i x_i)$ con $\gamma_i \rightarrow 1$ per $x_i \rightarrow 0$ (PER SOLVENTE VALE la SIMMETRICA)</p>

• DIPENDENZA K_x da TEMPERATURA $\left(\frac{\partial \ln(K_x)}{\partial T}\right)_p = \frac{\Delta H^*}{RT^2}$

• DIPENDENZA K_x da PRESSIONE $-\left(\frac{\partial \ln(K_x)}{\partial T}\right)_p = \frac{\Delta V^*}{RT}$

PROPRIETÀ SOLUZIONI

SOLUZIONI IDEALI PERFETTE

Proprietà di MISCOLAMENTO

- $\Delta V_{mix} = 0$ nel MISCOLAMENTO dei componenti della soluzione NON VARIA V RISPETTO alla SOMMA dei VOLUMI dei SINGOLI COMPONENTI
- $\Delta H_{mix} = 0$
- $\Delta G_{mix} < 0$ il MISCOLAMENTO è SEMPRE un PROCESSO SPONTANEO
- $\Delta S_{mix} > 0$ il MISCOLAMENTO è SEMPRE un PROCESSO SPONTANEO

SOLUZIONI IDEALI DILUITE

Approssimazione lecita

$x_i = \frac{m_i \cdot M_i}{M}$ *molalità* → in kg/mol

Proprietà di MISCOLAMENTO

- $\bar{V}_2 = V_2^\infty$ il volume molare parziale a diluizione ∞ è COSTANTE e PARI al volume molare parziale del componente 2
- $\bar{H}_2 = H_2^\infty$ l'entalpia molare parziale a diluizione ∞ è COSTANTE e PARI all'entalpia molare parziale del componente 2

SOLUZIONI REALI

da $\mu_i^L = \mu_i^V$ si ottiene: $\frac{p_i}{x_i x_i} = e^{\left(\frac{\mu_i^* - \mu_i^0}{RT}\right)} = \text{costante}$

Se considero COMPONENTE per cui vale CONVENZIONE SIMMETRICA ($\gamma_i \rightarrow 1$ e $x_i \rightarrow 1$):

$\gamma_i = \frac{p_i}{x_i p_i^*} = \frac{x_i p}{x_i p_i^*}$ da MISURA della DEVIAZIONE della SOLUZIONE REALE dalla LEGGE di RAULT

Se considero COMPONENTE per cui vale CONVENZIONE ASIMMETRICA ($\gamma_i \rightarrow 1$ e $x_i \rightarrow 0$):

$\frac{p_i}{x_i x_i} = \text{COSTANTE}_{(L)}$ con $\text{COSTANTE}_{(L)} \neq p_i^*$ da MISURA della DEVIAZIONE della TENSIONE di VAPORE della SOLUZIONE REALE dalla LEGGE di HENRY

PROPRIETÀ COLLIGATIVE

ABBASSAMENTO CRIOSCOPICO (SOLVENTE e SOLUTO SOLIDI e IMMISCIBILI)

→ il PUNTO di INTERSEZIONE della CURVA del LIQUIDO con la CURVA del SOLIDO si ha ad una TEMPERATURA SEMPRE MINORE. DIMINUISCE il PUNTO di CRISTALLIZZAZIONE del SOLVENTE

per il solvente vale RAULT:

$p_{sv} = x_{sv} \cdot p_{sv}^*$ siccome $x_{sv} < 1 \rightarrow p_{sv} < p_{sv}^*$

$\mu_{sv} = \mu_{sv}^{*(L)} + RT \ln(x_{sv})$ siccome $x_{sv} < 1 \rightarrow \ln(x_{sv}) < 0$ e $\mu_{sv} < \mu_{sv}^{*(L)}$

INNALZAMENTO EBULLIOSCOPICO (SOLVENTE VOLATILE e SOLUTO NON VOLATILE, SOLV. IDEALE)

→ la curva μ vs T del VAPORE è PIÙ INCLINATA di quella del LIQUIDO e INTERSECA le curve relative al SOLVENTE in SOLUZIONE a TEMPERATURE SEMPRE MAGGIORI con L'AUMENTARE della QUANTITÀ di SOLUTO in SOLUZIONE

$\mu_{sv} = \mu_{sv}^* + RT \ln(x_{sv})$ siccome $x_{sv} < 1$ e $\ln(x_{sv}) < 0 \rightarrow \mu_{sv}(\text{soluzione}) < \mu_{sv}^*$

EQUILIBRI di RIPARTIZIONE

$$N = \frac{C_A}{C_S} \rightarrow \text{FASE da ESTRARRE (fase acquosa)} = \frac{m_1}{V_1}$$
$$\rightarrow \text{FASE ESTRAENTE (fase organica)} = \frac{m_0 - m_1}{V_2}$$

m_1 = massa SOLUTO che RIMANE in FASE ACQUOSA DOPO I ESTRAZIONE

m_0 = massa INIZIALE SOLUTO da ESTRARRE

Esempio

Una soluzione acquosa contiene 10 g/L di soluto, trattando 1L di questa soluzione con 100 ml di etere si estraggono 6g di soluto.

Calcola la quantità estratta dal residuo acquoso con ulteriori 100ml di etere.

Dati

1 = fase acquosa

2 = etere

$m_0 = 10g$ } $C_s = 10 \text{ g/L}$

$V_1 = 1000 \text{ mL}$

$m_2 = 6g$

→ massa iniziale di soluto da estrazione

→ massa soluto passata in fase organica dopo I estrazione

Risolvere

• DOPO I ESTRAZIONE: 6g di m_0 sono già passati in fase organica, in fase acquosa sono rimasti $m_1 = 4g$

$$N = \frac{\left(\frac{m_1}{V_1}\right)}{\left(\frac{m_2}{V_2}\right)} = \frac{\left(\frac{4g}{1000 \text{ mL}}\right)}{\left(\frac{6g}{100 \text{ mL}}\right)} = 0,067$$

• DOPO II ESTRAZIONE: devo trovare quanti grammi di soluto in fase acquosa possiamo in fase organica. Indico con xg i grammi che resteranno in fase organica e vengono sottratti da quella acquosa.

$$N = \frac{\left(\frac{m_1 - x}{V_1}\right)}{\left(\frac{x}{V_2}\right)}$$

$$0,067 = \frac{\left(\frac{(4-x)g}{1000 \text{ mL}}\right)}{\left(\frac{xg}{100 \text{ mL}}\right)} \Rightarrow 0,067 = \frac{4-x}{10x}$$
$$0,67x = 4 - x$$
$$1,67x = 4$$
$$x = 2,40g$$

Soluzione: dopo la seconda estrazione sono passati in fase acquosa 2,40g di soluto

NOTE TERMOCHIMICA

- Se chiede q sviluppatore da x Kg:
 1. trova ΔnH°
 2. trova moli
 3. $n_{\text{MOLE REAZIONE}} : n_{\text{MOLE TROVATE}} = \Delta nH^\circ : q_p$

• Se chiede q per moli: DIVIDO q TROVATO per MOLE che ci hanno

• $\Delta T (^{\circ}C) = \Delta T (K)$

• REAZIONE a V COST (bomba calorimetrica)

↳ q_{H_2O} e $q_{\text{CALORIMETRO}}$ SONO POSITIVI perché ASSORBONO CALORE

$q_{H_2O} = m_{H_2O} \cdot C_{PH_2O} \cdot \Delta T$

$q_{CAL} = C \Delta T$

↳ q della REAZIONE è dato sia da contributo acqua che calorimetro ed è NEGATIVO perché CEDE

NOTE EQUILIBRI

• se ho condizioni ad un tempo t: calcolo Q, confrontando con K_c trovo la situazione in cui sono in quell'istante

• se REAZIONE SPOSTATA VERSO REAGENTI ($Q > K_c$): SI CONSUMANO i PRODOTTI (-x su PRODOTTI)

• nelle tabelle non oculto: VALORI NEGATIVI
VALORI MAGGIORI MOLE PARTENZA

• equilibrio ETEROGENEO: CONSIDERO SOLO GAS, la composizione di equilibrio calcolo solo gas

• ogni volta che ho K_p TRASFORMO le INFORMAZIONI in MOLE in PRESSIONI PARZIALI

• se chiede COMPOSIZIONE di EQUILIBRIO → la vuole in mol/L

• nella K_c OMETTO V se: a) i V SI SEMPLIFICANO
b) $V = 1L$

NOTE SOLUZIONI

• se i componenti sono perfettamente miscibili e la miscela ha comportamento ideale: APPLICO RAULT e TROVO COMPOSIZIONE MISCELA

• per trovare la COMPOSIZIONE del VAPORE: APPLICO DALTON

• soluzione POVERA di SOLUTO: APPLICO HENRY

• se chiede COEFF. RIPARTIZIONE (N) in MOLALITA per soluzioni DILUITE sfrutto: $X_i = \frac{m_i}{m} \cdot \frac{MM_i}{MM_i}$
(m in kg/mol, m molalità)

• con SOLVENTI (ALTA concentrazione) → RAULT
SOLUTI (BASSA concentrazione) → HENRY

• nelle SOLUZIONI DILUITE: $X_{\text{SOLUT}} = \frac{m_{\text{SOLUTO}}}{m_{\text{SOLUTO}} + m_{\text{SOLVENTE}}}$ siccome $m_{\text{SOLUTO}} \ll m_{\text{SOLVENTE}} \Rightarrow X_{\text{SOLUT}} = \frac{m_{\text{SOLUTO}}}{m_{\text{SOLVENTE}}}$

• se liquidi IMMISCIBILI in EQUILIBRIO con PROPRIO GAS: A e B SONO SEPARATI, NON HO SOLUZIONE, NON POSSO APPLICARE RAULT, RAGIONO SU EQUILIBRI LIQUIDO - VAPORE.

$$\begin{cases} p_i^{(L)} = p_i^\circ + RT \ln\left(\frac{p_i}{p_i^\circ}\right) \\ p_i^{(V)} = p_i^\circ + RT \ln\left(\frac{p_i}{p_i^\circ}\right) \end{cases} \Rightarrow p_i^\circ = p_i \Rightarrow$$
 siccome IMMISCIBILI la TENSIONE di VAPORE COINCIDE con la PRESSIONE PARZIALE