

BILANCI MATERIALI E TERMICI
TERMODINAMICA

Bilanci Materiali e Termici Sistemi Computerizzati

Attualmente per l'effettuazione dei bilanci materiali e termici si usano quasi sempre metodi computerizzati.

I più noti sono:

- **Aspen**
- **Hysis**
- **Process**
- **Prode** <http://www.prode.com/>
- **XPSIM** <http://www.xpsimworld.com/>

Questi metodi permettono l'esecuzione del Bilancio Materiale e Termico con grande precisione ed affidabilità a condizione che il processista sia in grado di formulare adeguatamente lo schema d'impianto tenendo conto degli operatori presenti nel sistema di calcolo scelto.

Compito del processista è anche quello di individuare il sistema di calcolo termodinamico da affiancare ad ogni operazione unitaria facente parte dell'impianto.

Altro compito del processista, nella scelta del sistema termodinamico, è di verificare quale può essere il sistema più conveniente nel caso siano disponibili dati di impianto.

Quest'operazione è particolarmente utile e necessaria nel caso di rewamping d'impianti esistenti.

E' utile, prima di procedere, fare il punto sugli equilibri di fase che sono l'elemento decisivo delle operazioni necessarie nella formulazione del bilancio materiale e termico.

Bilanci Materiali e Termici

Equilibri di fase

Si ricapitolano i principi di base dei modelli in uso per l'effettuazione del calcolo degli equilibri di fase con particolare riferimento al programma di simulazione PRO-II:

1 - Equilibri di fase

1.1 - Condizioni per l'equilibrio

Le condizioni da rispettare tra fasi in equilibrio sono l'eguaglianza di temperatura, pressione e potenziale chimico.

Il potenziale chimico (μ) è dato dalla seguente relazione:

$$\mu_i = \mu_i^o + RT \ln (f_i/f_i^o)$$

dove f_i è la fugacità del componente i .

Eguaglianza tra i μ_i significa anche eguaglianza tra le fugacità delle diverse fasi.

La fugacità di un componente può essere correlata alla pressione parziale del componente nel sistema.

La fugacità di un componente in fase vapore è espressa attraverso un coefficiente Φ_i^v che è il rapporto tra fugacità e pressione parziale.

$$\Phi_i^v = f_i^v / (y_i \cdot P)$$

(dove y_i è la frazione molare del componente i nella fase vapore e P la pressione del vapore).

La fugacità di un componente in fase liquida (correlabile alla tensione di vapore) è esprimibile attraverso un coefficiente d'attività γ_i^L cioè:

$$f_i^L = \gamma_i^L \cdot x_i \cdot f_i^{OL}$$

(dove f_i^{OL} è la fugacità standard del componente puro, che è la fugacità del componente puro alla T ed alla P del sistema)

Essa può essere espressa dalla: $f_i^{OL} = P_i^{Sat} \cdot \Phi_i^{Sat} \cdot \exp[\text{Integrale tra } P_i^{Sat} \text{ e } P \text{ di } (V_i^L/RT)]$

Dove: P_i^{Sat} è la tensione di vapore del componente e Φ_i^{Sat} è il coefficiente di fugacità relativo, mentre V_i^L è il volume molare.

Nella relazione precedente l'espressione esponenziale è detta correzione di Poynting che tiene conto dell'effetto della pressione sulla fugacità del liquido.

Questo coefficiente è di solito trascurabile alle basse pressioni.

Ricordando l'espressione $K_i = y_i/x_i$ si ricava dalla precedente che essa può essere così espressa:

$$K_i = (\gamma_i^L \cdot f_i^{OL}) / (P \cdot \Phi_i^v)$$

Se la stessa equazione di stato viene applicata alla fase vapore ed alla fase liquida la precedente espressione diventa:

$$K_i = \Phi_i^L / \Phi_i^v$$

Però di solito si applica l'equazione di stato per la fase vapore ed i coefficienti di attività per la fase liquida (calcolati con i coefficienti binari di interazione od altri).

1.2 - Calcolo Entalpia ed Entropia

Le Entalpie sono calcolate nel PRO-II usando un'equazione di stato come SRK oppure con una correlazione generalizzata come quella di Lee-Kessler.

E' necessaria l'equazione di stato perche questa è l'espressione che da l'entalpia:

$$H = \left\{ \text{Integrale tra } V \text{ ed } \infty [P - T(\delta p / \delta t)_{v,n,T}] dv \right\} + RT(Z-1) + H^*$$

dove: H^* è l'entalpia ideale del sistema:

$$H^* = \sum_{ni} H_i^0$$

L'Entropia del sistema S è definita in termini di entalpia come segue:

$$S = S^* - R^* \ln \Phi - R^* \ln (P/P_{ref}) - (H - H^*/T)$$

Essendo S^* l'entropia ideale della miscela data da:

$$S^* = \sum_i n_i S_i^0 - R \sum_i n_i \ln X_i$$

Nel PRO-II l'entropia è calcolata utilizzando sia il metodo dell'equazione di stato SRKM sia il metodo di correlazione Curl-Pitzer.

1.3 – Sistemi Termodinamici

1.3.1 – Ricerca del sistema Termodinamico più adatto

Nel PRO-II è presente un “Termodinamic Expert System (TES) che aiuta trovare il sistema termodinamico più adatto per i componenti in gioco.

Vi si accede utilizzando il Graphic Use Interface (GUI). Il TES richiede come dati di ingresso:

- Lista dei componenti - Il numero delle fasi liquide
- Presenza di streams di prova
- Ranges di T e P aspettati
- La presenza o meno di una fase vapore
- l'opzione acqua

(Per la descrizione dei Metodi vedere il paragrafo 1.4 e 1.5)

Sono distinti diversi processi come:

A) Grezzi a bassa pressione

Per stime veloci si utilizza il BK 10 (Braun), che però non va bene in presenza di H₂ e CH₄. In tal caso meglio assumere il Grayson-Streed o il Grayson-Streed-Erbar (GS o GSE). Se però vi è metano in alta % il metodo più adatto è l'SRK (Soave-Redlich-Kwong). Il miglior metodo per il calcolo dell'entalpia "H" non è il Curl-Pitzer (CP), ma il metodo Lee-Kesler (LK).

B) Grezzo in unità ad alta P

Si possono usare sia il GS / GSE / IGS (Improved Grayson Streed) che sono più veloci ma SRK e PR (Prausnitz) sono più attendibili, specie con correnti che contengono Light ends. Per le entalpie si usa il metodo LK piuttosto del CP.

C) Reformer e Hydrofining

Si può usare GS / GSE ma è meglio SRK o PR per stimare la quantità di H₂ nella fase liquida. Consigliabili sono SRKM o PRM (M = Modificati).

D) Lube Oil

Raccomandati sono SRKM e PRM (M = Modificato).

E) Natural Gas Processing

Per gas contenenti meno del 5% di N₂, CO₂ o H₂S e componenti non polari vanno bene SRK / PR o BWRS (Benedict-Webb-Rubin modificato Sterling).

Se la percentuale di questi componenti è più alta si può usare ancora SRK ma con l'avvertenza d'usare parametri di interazione per i componenti leggeri. Per sistemi ad alta pressione, dove non si può trascurare la solubilità degli idrocarburi in acqua si devono usare i metodi delle equazioni di stato, che hanno in se regole per considerare il “mixing”.

Tali metodi sono SRKM, PRM, SRKS, SRK (SRKKD Soave-Redlich-Kwong-Danner).

Questo ultimo richiede l'input di parametri di interazione binaria per N₂, CO₂, H₂S, CO.

Gli SRKM / PRM / SRKS sono raccomandati per il gas naturale che contiene composti binari.

F) Disidratazione con glicole

Si usa il sistema denominato GLYCOL, che è stato elaborato per questo trattamento.

Tale sistema usa l'SRKM con in più la Glicol Databank, la quale contiene i parametri di interazione binaria per i componenti EG, DEG, TEG.

G) Sour Water System

Questo sistema (come altri) prevede l'utilizzo di Packages speciali (vedere Sect. Elettroliti).

Stesso discorso per le ammine usate nel lavaggio gas.

H) Applicazioni Petrolchimiche

Miscele Aromatici e non aromatici.

per i coefficienti di attività in fase liquida si usano i metodi NRTL (Non-Random-Two-Liquid), UNIQUAK o il metodo dell'equazione di stato SRKM (coefficienti d'interazione lineare). Il Databanks del PRO-II contiene una varietà di parametri d'interazione binaria per NRTL e UNIQUAK. L'opzione FILL è disponibile per colmare le carenze della suddetta Databanks, utilizzando l'UNIFAK.

Tutti i componenti di libreria hanno nel PRO-II strutture UNIFAC già definite.

Quando gas come HCl, N₂ o O₂ sono presenti in piccole quantità (< 5% molare) si può usare l'opzione Henry per calcolare la solubilità del gas.

I) Sistema di disidratazione degli ALCOLI

Il PRO-II ha un package speciale ALCOLI.

Esso è derivato dal metodo NRTL e contiene i parametri d'interazione valutati alle condizioni operative.

L) Applicazioni chimiche

L-1) Sistemi non ionici

WILSON	Recommended for single phase slightly non ideal mixtures. If all interaction data are not available use the FILL = UNIFAC option.
NRTL / UNIQUAK	Recommended for all non ideal mixtures. Use with the FILL option when the binary interaction parameter are not available or with the HENRY option when > mole 5% supercritical gases are present. For moderate pressure use the PHI option for vapour phase non-idealities
SRKM / PRM / UNIWAALS	Recommended for high pressure system or when > 5 mole% supercritical gases are present.
HOVC	Recommended for vapor fugacity and enthalpy and density calculations in system containing dimerizing components such as carboxylic acids. Use with a liquid activity method.
HEXAMER	Recommended for system containing hexamerizing component such as HF.

L-2) Sistemi ionici

Vedere i metodi di calcolo del PRO-II usati per gli elettroliti.

1.4 – Metodi di correlazione generalizzati

1.4.1 - Chao Seader

Il metodo parte dall'espressione che dà l'equilibrio tra le due fasi in comportamento non ideale:

$$K_i = y_i/x_i = \gamma_i/\Phi_i^*(f_i^{OL}/P) \quad \text{da} \quad \Phi_i^*y_i^*P = \gamma_i^*x_i^*f_i^{OL}$$

I valori γ_i vengono calcolati dai volumi molari liquidi e dai parametri di solubilità essendo l'equazione di Scaterhard-Hildenbrand.

I coefficienti di fugacità vengono calcolati con l'equazione di stato Redlich-Kwong.

Il termine f_i^{OL}/P viene valutato con la formula: $\ln(f_i^{OL}/P)_0 = \ln(f_i^{OL}/P)_0 + \Omega \ln(f_i^{OL}/)$

Il valore $(f_i^{OL}/P)_0$ rappresenta il coefficiente di fugacità dl fluido semplice ed il termine $(f_i^{OL}/)$ è un fattore di correzzione che tiene conto della deviazione delle proprietà del fluido reale da quello ideale mediante il fattore Ω .

I limiti di questo metodo sono nella sua applicabilità a ranges determinati di temperatura (T) e pressione (P) nonché la sua inaffidabilità in presenza di componenti non idrocarbureici come H₂, H₂S e CO₂, ecc...

1.4.2 - Grayson-Streed

Grayson e Streed modificarono la costante Ω nella correlazione di Chao-Seader trovando valori affidabili per CH_4 e H_2 e innalzando il limite di applicazione del metodo fino ad 800°F e 3000 Psia.

1.4.3 - Erbar Modification

Questa modifica al metodo Grayson-Streed consiste nel nuovo set di costanti per il coefficiente di fugacità in modo da migliorare il calcolo per le K di N_2 , H_2S e CO_2 .

Il metodo però non predice l'esistenza di certi azeotropi come $\text{H}_2\text{S}/\text{C}_3\text{H}_8$.

1.4.4 - Improved Grayson-Streed (IGS)

Questo metodo è un ulteriore miglioramento del metodo Grayson-Streed per tenere conto della presenza dell'acqua sopra certi limiti. Inoltre la correlazione del coefficiente di fugacità fu modificata per tenere conto del fatto che esso diminuisce rapidamente quando la T_r aumenta sopra 2,5 e può infatti diventare negativo (specialmente per l'idrogeno).

1.4.5 - Curl-Pitzer (CP)

Questa correlazione può essere usata per prevedere le entalpie del liquido e del vapore, nonché le entropie.

Il metodo è limitato alle miscele non polari.

1.4.6 - Braun BK10

È un metodo che ha le sue basi teoriche sui metodi che utilizzano le pressioni di convergenza.

Prende a riferimento un rapporto di equilibrio alla pressione di 10 Psia con una pressione di convergenza pari a 5000 Psia.

Il K viene calcolato da $K_{10} = P^{\text{Sat}}/10$.

Il K calcolato per il CH_4 va esteso a H_2 , N_2 , CO , ecc.....

Questo metodo va bene per miscele quasi ideali, va meno bene con miscele contenenti aromatici.

1.4.7 - Johnson-Grayson

È un metodo che può essere usato per calcolare le entalpie del liquido e del vapore.

È un metodo buono per componenti pesanti con una T compresa tra 0 e 1200°F .

Cade in difetto quando la miscela contiene C_4 e C_5 .

1.4.8 - Lee-Kessler

È un metodo che può dare buoni risultati per l'entalpia, l'entropia e la densità.

Cade in difetto per sistemi polari e temperature medio - alte e dà valori della densità non buoni con HC più pesanti del C_8 .

1.4.9 - API

È una correlazione per calcolare la densità.

Il calcolo si fa utilizzando fattori di correzione letti nella fig. GA2.21 delle Api Technical Data Book.

La formula è: $(\rho_{\text{act}})^L = (\rho_{60})^{L*} (C_{\text{act}}/C_{60})$

Dove C_{act} e C_{60} sono i fattori di correzione.

Il metodo è buono se $T_r < 1$.

1.4.10 - Rackett

Serve per determinare la densità del liquido. Queste densità alla saturazione sono ottenute da:

$$V_{si} = (RT_{ci}/P_{ci}) * Z_{Rai} * \bar{V}_i$$

dove: \bar{V}_i è un parametro dipendente da T_{ri} ; V_{si} è il volume specifico molare alla saturazione

Z_{Rai} = Rackett factor

T_{ci} , P_{ci} = T e P critiche

1.4.11 - Costald

Il metodo è speciale per calcolare le densità delle miscele d'idrocarburi leggeri (tipo LNG).

La relazione usata è la seguente:

$$V_S/V^* = (V_r^0 * [1 - \Omega_{SRK} * V_r^S])$$

dove:

V_S è il volume molare alla saturazione

V^* è il volume molare caratteristico

V_r è il volume molare ridotto

Ω_{SRK} è il "tuned" acentric factor

Questo metodo è valido per gli aromatici + HC leggeri fino a T_r di 0,95.

C' è una data Bank che contiene il volume caratteristico V_r per molti componenti.

In mancanza di dati per V_r PRO-II usa il volume critico e comunque si calcola un V_r tale da dare una buona correlazione coi valori della Specific Gravity.

1.5 – Equazioni di Stato

Sono applicabili per i calcoli di equilibrio in ampi range di P e T.

Si possono utilizzare anche per il calcolo della Entalpia e della Entropia.

Lo stato di riferimento è sempre il gas ideale (sia per il liquido che per il gas e le deviazioni dallo stato ideale sono determinate con il calcolo dei coefficienti di fugacità.

1.5.1 Equazione generale di stato cubica

L'equazione è espressa in questo modo:

$$P = RT/(v - b) - a(T)/(v^2 + uv + wb^2)$$

I parametri u e w determinano il tipo d'equazione cubica di stato.

Se $u = 0$ e $v = 0$ otteniamo la solita equazione di Van der Waals, se $u = 1$ e $w = 0$ otteniamo la

Redlich-Kwong, se $u = 2$ e $w = -1$ l'equazione di Peng Robinson.

I parametri a e b si trovano imponendo = 0 la derivata prima e seconda della funzione P(V) al punto critico. In tal modo si trovano a e b al punto critico a_c e b_c .

La seguente tabella da i valori trovati per A_c , B_c , Z_c essendo:

$$A_c = (P_c * a_c)/(R * T_c)^2; B_c = P_c * b_c / R T_c; Z_c = 1/3 - (\mu - 1) * B_c / 3$$

(In realtà però per ogni P_c e T_c c'è uno Z_c e quindi un V_c).

Tabella 1.2.4.2 Costanti per l'Equazione Cubica a Due Parametri

A_c	B_c	Z_c	Equazione di stato
0,42188	0,1250	0,3750	Van der Waals(vdW)
0,42747	0,0866403	0,3333	Redlich-Kwong (RK)
0,45721	0,0778	0,3074	Peng-Pobinson (PR)

1.5.2 – La formulazione α

Il parametro a(T) può essere espresso come: $a(T) = \alpha(T) * a(T_c)$

Questa funzione α deve soddisfare le seguenti condizioni:

1 – α deve essere finita e positiva per tutte le T

2 – α deve essere uguale all'unità al punto critico

3 – α deve avere un valore finito quando la T tende ad infinito.

Per Redlich-Kwong è $\alpha(T) = T_r^{-1/2}$

Per Soave $\alpha(T) = [1 + c_i * (1 - T_r^{0,5})]^{0,5}]^2$ in prima formulazione e così via

Ci sono inoltre le versioni di molti studiosi come Peng-Robinson, Mthias, Twv ecc...

1.5.3 Regole di miscelazione

Sono le regole che danno “a” nell’equazione di stato della miscela partendo dai valori di “a” per singolo componente.

Le regole originali (van der Waals) sono:

$$a = \sum_i \sum_j X_i X_j a_{ij} \quad - \quad a_{ij} \text{ sono parametri di interazione binaria}$$

$$b = \sum_i X_i b_i$$

dove: X_i sono le frazioni molari del componente i

$$a_{ij} = (a_i a_j)^{1/2} (1 - K_{ij})$$

dove: le K_{ij} sono le costanti d’interazione binaria

a_i e a_j sono i parametri delle equazioni di stato espresse per singolo componente.

Questo metodo va bene per miscele non polari ed in assenza di H_2O .

Se l’acqua è presente si usano altre regole come quella di Soave-Redlich-Kwong Kabadi-Danner (SRKKD)

Ci sono altre regole come quella SRK e Peneyiatopoulos che rappresenta meglio l’interazione tra componenti polari e non polari.

Poi ci sono le SRKM e PRM introdotte per minimizzare la differenza di comportamento dal considerare un componente unico o suddiviso in più pseudocomponenti identici (che nelle regole precedenti appare alta).

Huron e Vidal hanno introdotto delle modifiche (sistema SRKH) nelle regole di miscelazione sviluppando delle relazioni che sfruttano l’eccesso di energia libera di GIBBS, così come l’energia libera di GIBBS a pressione infinita potrebbe essere espressa da un metodo termodinamico simile all’NRTL.

Dalle espressioni GIBBS per l’energia libera si trovano i parametri d’interazione, attraverso le relazioni dove figurano i coefficienti di fugacità.

Sfruttando dati sperimentali si possono avere valori dei parametri tali da fornire un’eccellente rappresentazione dell’equilibrio vapore - liquido in diversi sistemi.

Le regole di miscelazione di Huron-Vidal sono molto empiriche, comunque il calcolo degli equilibri a bassa densità è molto buono.

Il metodo cade in fallo per sistemi a bassa temperatura. Il metodo UNIWAALS proposto da Gupta nel 1986, sfrutta la combinazione del modello ad energia libera di GIBBS con quello dell’equazione cubica di stato. Quest’approccio permette di estendere i parametri calcolati sull’eccesso d’energia libera di GIBBS a bassa pressione all’equazione di stato espressa ad alta pressione.

Comunque a bassa temperatura l’accuratezza di questo sistema non è meglio del sistema UNIFAC, ma peggiora all’aumento della temperatura. Per stimare accuratamente le proprietà del liquido e del vapore fu introdotta nel 1940 l’equazione di stato di Benedict-Web-Rubin, modificata in seguito da Starling. Questo sistema BWR può dare stime accurate sulle proprietà di HC leggeri, quando sono disponibili dati sperimentali, che coprono il campo interessato.

1.6 – L’opzione “Free Water Dacant”

Quest’opzione permette di trovare l’acqua libera separata in una condensazione con HC senza passare attraverso una calcolazione rigorosa quale la VLLE. Implica una serie di calcoli molto più semplici, che partono dall’assunzione della idealità in fase vapore del sistema Acqua/HC, e dai dati di solubilità dell’Acqua in HC. Quest’opzione è già inserita automaticamente in certi sistemi di calcolo quali SRK, PR, GS, Chao-S., BK10 o BWR.

1.7 – Sistemi Termodinamici che usano l'Attività in Fase Liquida

Si richiama quanto illustrato al paragrafo 1.1

Questi sistemi differiscono da quelli che utilizzano l'equazione di stato (EOS) per il fatto che in questi ultimi i coefficienti di fugacità sono valutati per entrambe le fasi, mentre i primi considerano come stato di riferimento per i componenti in fase liquida lo stato puro a T e P della miscela e quindi assumono per la condizione reale un coefficiente d'attività γ .

Con tali relazioni l'espressione che dà il K diviene:

$$K_i = Y_i/X_i = (\gamma_i \cdot f_i^{OL}) / (\Phi_i^V \cdot P)$$

I coefficienti γ_i sono derivati dalle espressioni che utilizzano l'eccesso di energia libera di GIBBS di una miscela liquida e sono dati dalla seguente relazione:

$$\ln \gamma_i = (1/RT) \cdot [(\gamma G^E) / (\gamma_{ni})]_{T,P,n \neq i}$$

1.7.1 – L'equazione di Margules

E' uno sviluppo polinomiale che comprende parametri che dipendono dalle costanti d'interazione binaria:

$$\ln \gamma_i = (1-x_i)^2 \cdot [A_i + z \cdot (B_i - A_i - D_i) \cdot x_i + 3 \cdot D_i \cdot x_i^2]$$

Dove:

$$A_i = \sum_{j=1}^N x_j \cdot a_{ij}, \quad B_i = \sum_{j=1}^N x_j \cdot b_{ij}, \quad D_i = \sum_{i=1}^N x_j \cdot d_{ij}$$

con $d_{ij} = d_{ji}$

Questi sono tutti parametri di interazione lineare, reperibili in letteratura o sperimentali.

L'equazione di Margules non può essere usata a temperature diverse da quelle di riferimento per i suddetti parametri.

1.7.2 – L'equazione di Van Laar

E' un'equazione che viene ricavata dall'espressione che da l'eccesso di energia di GIBBS trascurando i termini ternari e quelli di ordine superiore.

La formulazione dell'equazione di Van Laar è:

$$\ln \gamma_i = \sum_{\ell=1}^N a_{i\ell} z_{\ell} - \sum_{j=1}^N a_{ij} z_i z_j - 1/2 \sum_{j=1}^N \sum_{k=1}^N a_{jk} (d_{ij}/a_{ji}) z_j \cdot z_k$$

$$\text{dove: } z_{\ell} = (x_{\ell}) / \sum_j [x_j (a_{i\ell}/a_{\ell i})]$$

Sono richiesti i parametri d'interazione $a_{i\ell}$ e $a_{\ell i}$ per ogni coppia

I limiti di quest'equazione risiedono nella sua incapacità di dare la dipendenza tra i parametri e la temperatura, né i massimi o minimi dell'attività in funzione della composizione.

Il metodo è buono per componenti che sono chimicamente simili.

1.7.3 – L'equazione di Wilson

Quest'equazione fu la prima ad incorporare il concetto di composizione locale, che significa porre attenzione al fatto che la miscela può essere considerata un insieme di molecole in soluzione. Il vantaggio di quest'equazione è che i parametri possono essere determinati in funzione della temperatura.

Quest'equazione può essere usata alla presenza di due fasi liquide a parziale miscibilità.

Può essere anche usata con miscele contenenti componenti polari con solventi non polari.

1.7.4 – L'equazione NRTL

L'equazione NRTL (Non-Random-Two-Liquid) fu sviluppata da Renon e Prausnitz facendo uso del concetto di composizione locale evitando l'incapacità dell'equazione di Wilson di prevedere la miscelazione in due fasi liquide.

L'equazione è adatta per miscele non ideali con possibilità di miscelazione in due fasi.

1.7.5 – L'equazione UNIQUAC

E' basata come le equazioni NRTL e Wilson sulle composizioni locali, però in questo caso sono utilizzate le frazioni superficiali invece di quelle in volume.

Ogni molecola "i" è caratterizzata da un parametro di volume "r" ed uno di superficie "qi".

L'eccesso di energia di Gibbs (e quindi il log delle attività) è diviso in due parti: una combinatoria ed una residua.

La prima dipende solo dal size e dalla forma delle molecole (non contiene perciò parametri di interazione lineare).

La seconda tiene conto delle interazioni energetiche.

Le equazione UNIQUAC è buona per miscele di non elettroliti contenenti polari o non polari e con miscelazione.