

Φυσικές Διεργασίες

«Το σύνολο των διεργασιών με τις οποίες επιτυγχάνεται η οικονομική παραγωγή αγαθών αποτελεί το αντικείμενο της Χημικής Μηχανικής», The philosophy and logic of Chemical Engineering, H.F. Race, 1961

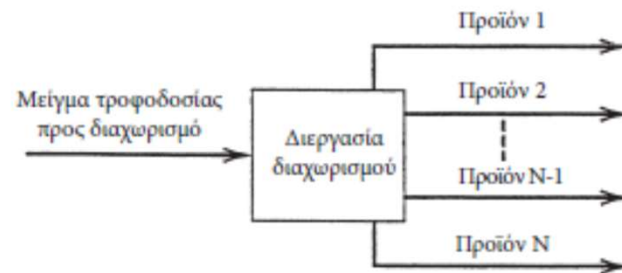
- Χημικές Διεργασίες -> μεταβολή της χημικής σύστασης
- Φυσικές Διεργασίες-> διαχωρισμού και μεταβολής συνθηκών (απόσταξη, ανάμιξη, θέρμανση, συμπύκνωση)
 - Διαχωρισμού: προϊόντα διαφορετικής σύστασης/ η και φυσικών ιδιοτήτων
 - Μεταβολής συνθηκών: προϊόντα διαφορετικών συνθηκών

Μια χημική βιομηχανία έχει βασικά τμήματα, (i) το τμήμα κατεργασίας των πρώτων υλών, (ii) το τμήμα των χημικών αντιδραστήρων και (iii) **το τμήμα κατεργασίας και διαχωρισμού των προϊόντων (+ και το τμήμα κατεργασίας των αποβλήτων της βιομηχανικής μονάδας).**

Το (iii) συχνά αφορά ένα υψηλό πάγιο και λειτουργικό κόστος μιας βιομηχανικής εγκατάστασης.

Φυσικές Διεργασίες ή ΒΑΣΙΚΕΣ ΤΕΧΝΙΚΕΣ (Διεργασίες) Διαχωρισμού

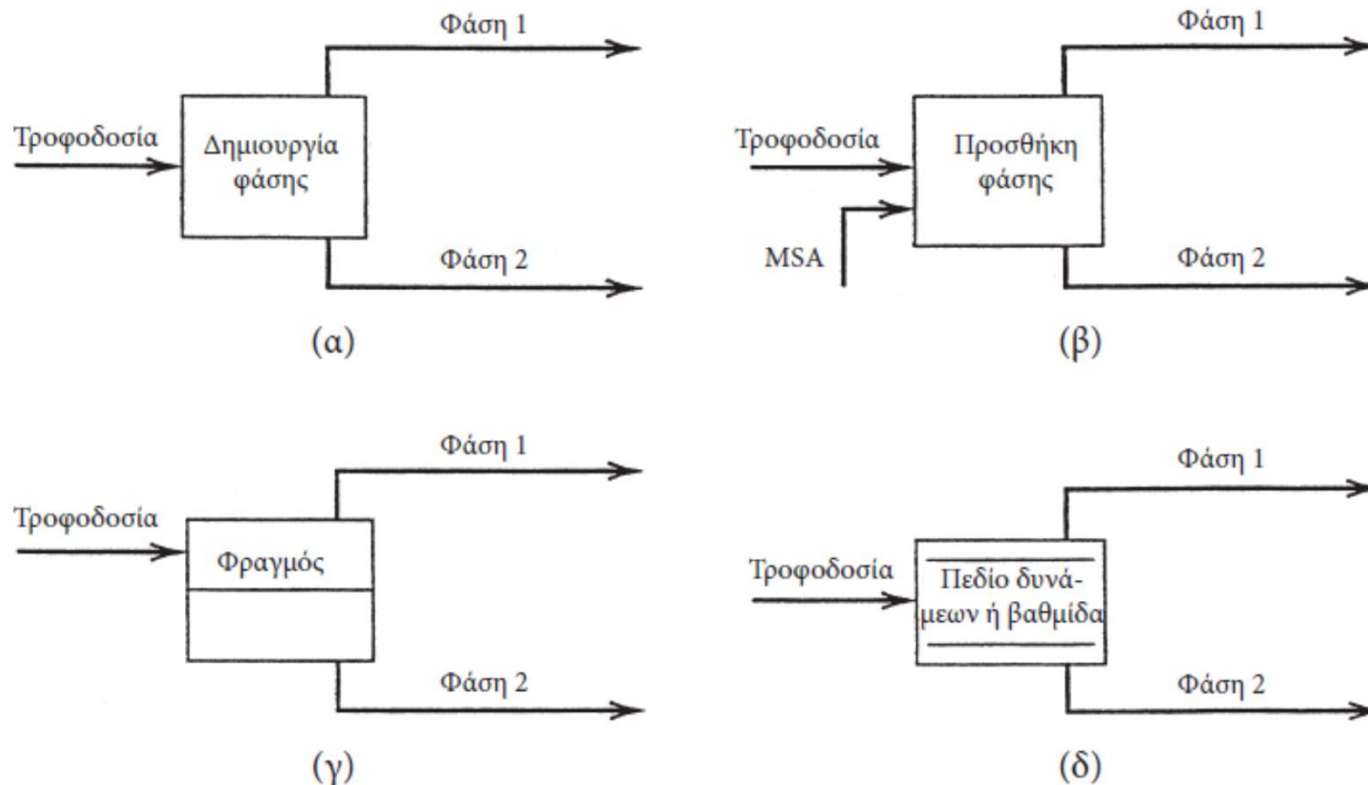
Εικόνα 1.5 Γενική διεργασία διαχωρισμού.



Ο διαχωρισμός ενός χημικού μείγματος στα συστατικά του δεν είναι αυθόρμητη διεργασία, όπως η ανάμειξη με διάχυση διαλυτών συστατικών. Οι διαχωρισμοί απαιτούν ενέργεια κάποιας μορφής. Το προς διαχωρισμό στα μεμονωμένα χημικά του είδη μείγμα είναι συνήθως μια απλή ομοιογενής φάση. Εάν πρόκειται για μείγμα πολλών φάσεων, είναι συχνά καλύτερο να διαχωρίζονται πρώτα οι φάσεις με βαρύτητα ή φυγοκέντρωση και να ακολουθεί ο διαχωρισμός κάθε φάσης του μείγματος.

ΒΑΣΙΚΕΣ ΤΕΧΝΙΚΕΣ (Διεργασίες) Διαχωρισμού

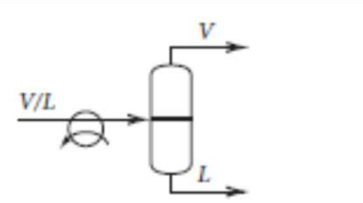
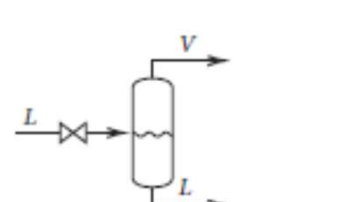
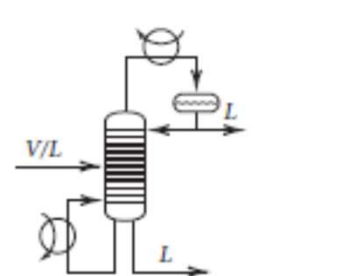
Βασικές τεχνικές διεργασιών διαχωρισμού: (α) διαχωρισμός με δημιουργία φάσης, (β) διαχωρισμός με προσθήκη φάσης, (γ) διαχωρισμός με φραγμό, (δ) διαχωρισμός με εξωτερικό πεδίο δυνάμεων ή βαθμίδα.



Ο ρυθμός διαχωρισμού διέπεται από τους ρυθμούς μεταφοράς μάζας των διαφορετικών συστατικών ενώ η έκταση του διαχωρισμού περιορίζεται από τη θερμοδυναμική ισορροπία.

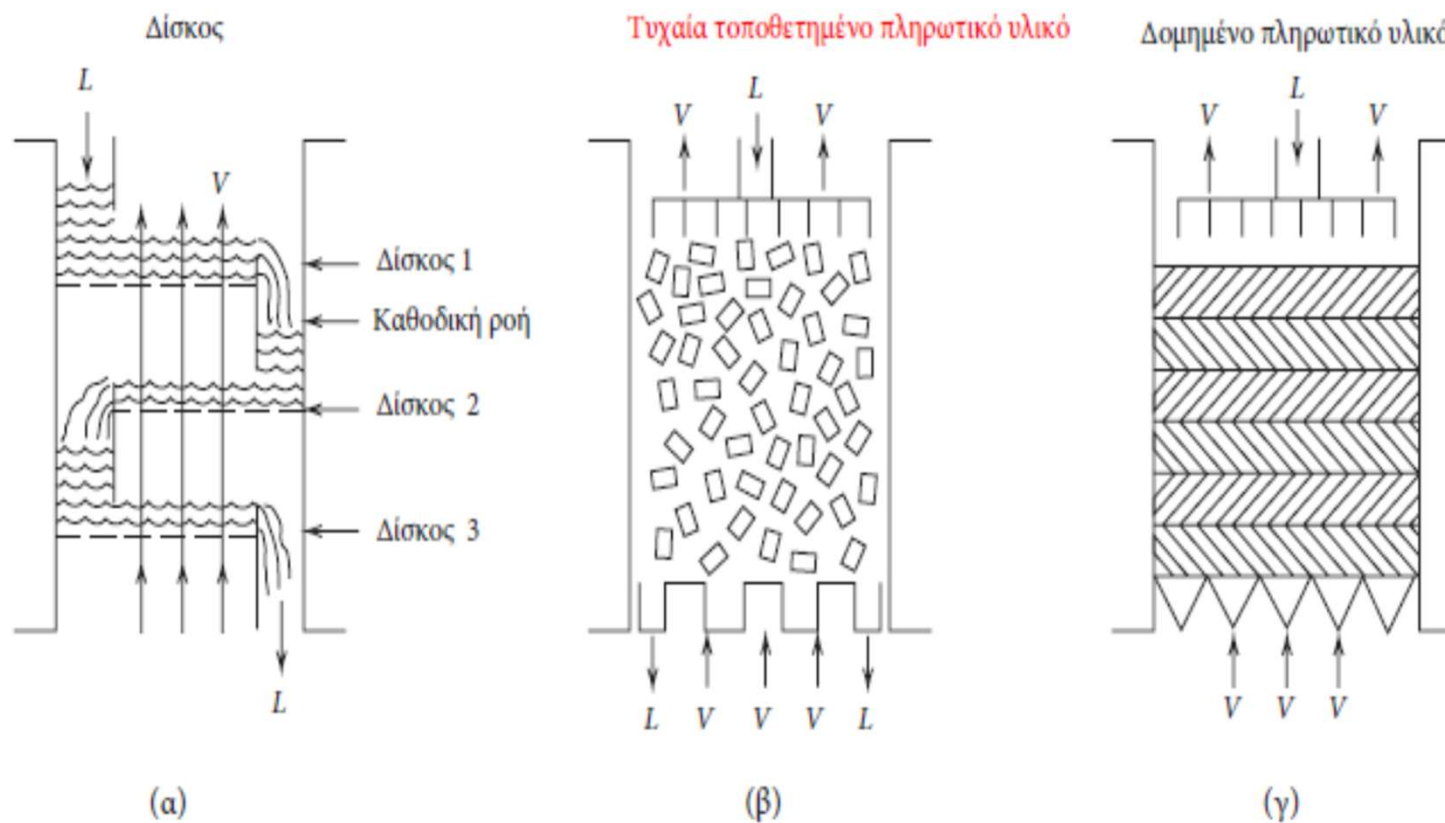
ΒΑΣΙΚΕΣ ΤΕΧΝΙΚΕΣ (Διεργασίες) Διαχωρισμού

α) Δημιουργία Φάσης

| Διεργασία διαχωρισμού | Σύμβολο | Φάση τροφοδοσίας | Δημιουργούμενη φάση | Παράγοντας(ες) διαχωρισμού |
|----------------------------------|---|------------------|---------------------|---|
| (1) Μερική συμπύκνωση ή εξάτμιση |  | Ατμός ή/και υγρό | Υγρό ή ατμός | Μεταφορά θερμότητας (ESA) |
| (2) Εξάτμιση με εκτόνωση |  | Υγρό | Ατμός | Μείωση πίεσης |
| (3) Απόσταξη |  | Ατμός ή/και υγρό | Ατμός και υγρό | Μεταφορά θερμότητας (ESA) και μερικές φορές, αξονικό έργο (ESA) |

ΒΑΣΙΚΕΣ ΤΕΧΝΙΚΕΣ (Διεργασίες) Διαχωρισμού

α) Δημιουργία Φάσης







ΒΑΣΙΚΕΣ ΤΕΧΝΙΚΕΣ (Διεργασίες) Διαχωρισμού

β) Προσθήκη Φάσης

| Πίνακας 1.2 | Συνήθειες διεργασίες διαχωρισμού βασισζόμενες σε προσθήκη φάσης | | | |
|--------------------------|---|------------------|-------------------|--|
| Διεργασία διαχωρισμού | Σύμβολο | Φάση τροφοδοσίας | Προστιθέμενη φάση | Παράγοντας(ες) διαχωρισμού |
| (1) Απορρόφηση | | Ατμός | Υγρό | Υγρή απορροφητική αυσία (διαλύτης) (MSA) |
| (2) Εκρόφηση | | Υγρό | Ατμός | Ατμός εκρόφησης (MSA) |
| (3) Εικόλυση υγρού-υγρού | | Υγρό | Υγρό | Υγρός διαλύτης (MSA) |
| (4) Προσρόφηση | | Ατμός ή υγρό | Στερεό | Στερεός προσροφητής (MSA) |

ΒΑΣΙΚΕΣ ΤΕΧΝΙΚΕΣ (Διεργασίες) Διαχωρισμού

γ) Φραγμοί

| Πίνακας 1.3 | | Συνήθεις διεργασίες διαχωρισμού βασισμένες σε φραγμούς | | |
|-----------------------|---|--|-----------------------|--------------------------------------|
| Διεργασία διαχωρισμού | Σύμβολο | Φάση τροφοδοσίας | Φραγμός | Παράγοντας(ες) διαχωρισμού |
| (1) Διαπίδυση |  | Υγρό | Μικροπορώδης μεμβράνη | Πίεση (ESA) |
| (2) Αντίστροφη ώσμωση |  | Υγρό | Μικροπορώδης μεμβράνη | Πίεση (ESA) |
| (3) Διαπέραση αερίου |  | Ατμός | Μη πορώδης μεμβράνη | Πίεση (ESA) |
| (4) Διεξάτμιση |  | Υγρό | Μη πορώδης μεμβράνη | Μεταφορά πίεσης και θερμότητας (ESA) |

ΒΑΣΙΚΕΣ ΤΕΧΝΙΚΕΣ (Διεργασίες) Διαχωρισμού)

δ) Πεδίο δυνάμεων ή βαθμίδα

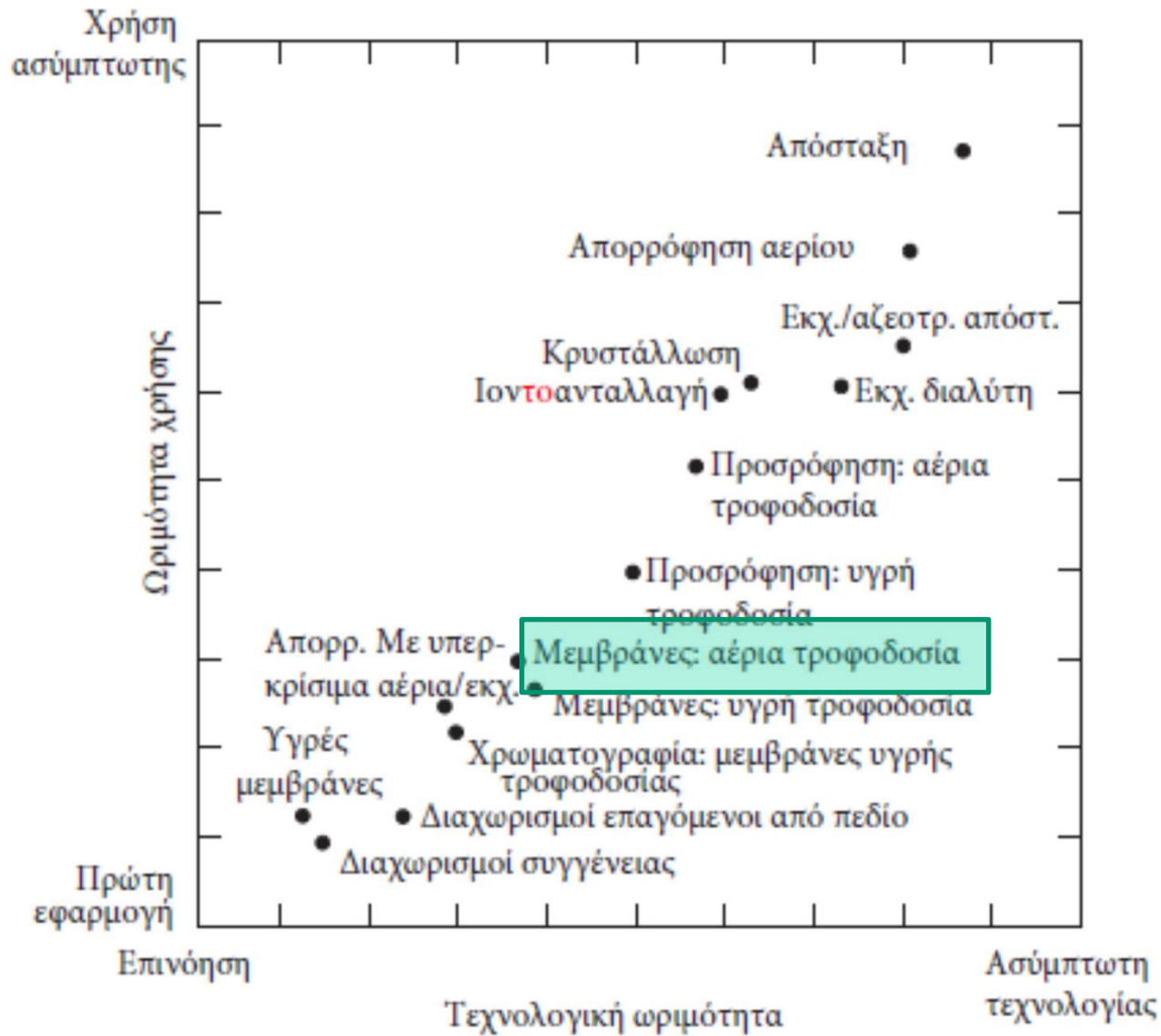
Τα εξωτερικά πεδία αξιοποιούν τους διαφορετικούς βαθμούς ανταπόκρισης συγκεκριμένων μορίων. Η **φυγοκέντρωση** επιβάλλει πεδίο πιέσεων, λόγω του οποίου διαχωρίζονται τα μείγματα αναλόγως του μεγέθους, του σχήματος και της πυκνότητάς των μορίων. Είναι δυνατό να χρησιμοποιηθεί για το διαχωρισμό του 235UF6 από το 238UF6 και ακόμη είναι δυνατό να επιτευχθεί διαχωρισμός μεγάλων μορίων πολυμερών ανάλογα με το μοριακό τους βάρος.

Εάν εφαρμοσθεί θερμοκρασιακή βαθμίδα, σε ομοιογενές διάλυμα οι βαθμίδες συγκέντρωσης, έχουν ως αποτέλεσμα **θερμική διάχυση** εξ επαγωγής. Η θερμική διάχυση έχει χρησιμοποιηθεί για την ενίσχυση του διαχωρισμού ισοτόπων σε διεργασίες διαπέρασης.

Κατά τη διάσπαση νερού, το οποίο περιέχει ατομικό κλάσμα δευτερίου 0,000149, με **ηλεκτρόλυση** προς υδρογόνο και οξυγόνο, η συγκέντρωση του δευτερίου στο υδρογόνο είναι χαμηλότερη από τη συγκέντρωσή του στο νερό. Μέχρι το 1953, η διεργασία αυτή αποτελούσε τον κύριο τρόπο παραγωγής βαρέος ύδατος

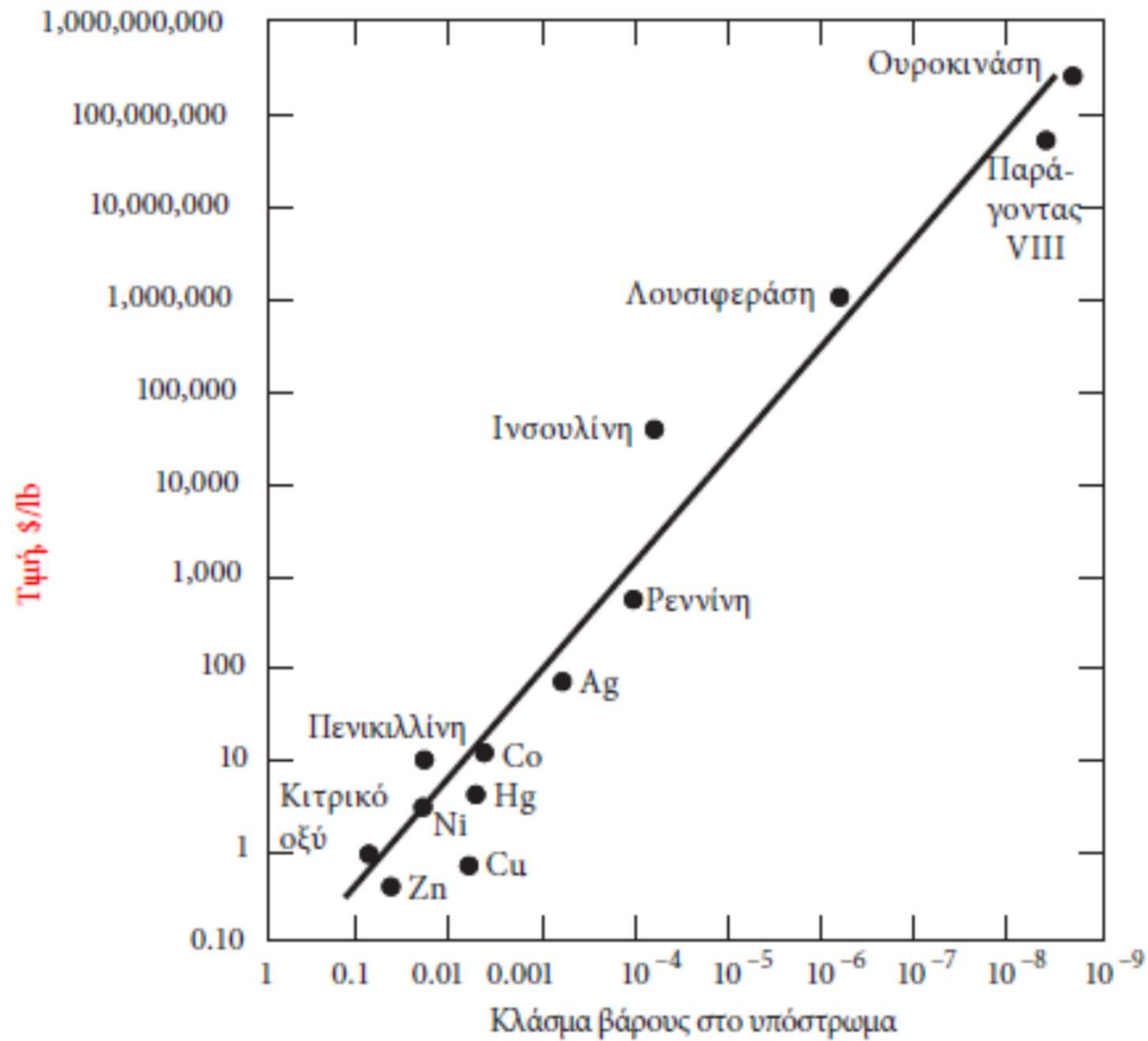
Κατά την **ηλεκτροδιαπίδυση**, μεμβράνες, διαπερατές σε κατιόντα και ανιόντα φέρουν σταθερό φορτίο, το οποίο αποτρέπει τη μετανάστευση ειδών ομοσήμου φορτίου. Το φαινόμενο αυτό βρίσκει εφαρμογή στην αφαλάτωση του θαλασσινού νερού. Συναφής διεργασία, είναι η **ηλεκτροφόρηση**, κατά την οποία αξιοποιούνται οι διαφορετικές ταχύτητες μετανάστευσης των φορτισμένων κolloειδών ή αιωρούμενων σωματιδίων σε ηλεκτρικό πεδίο.

Διεργασίες διαχωρισμού



Τεχνολογική ωριμότητα και ωριμότητα χρήσης των διεργασιών διαχωρισμού.⁹

Διεργασίες διαχωρισμού



Επίδραση της συγκέντρωσης του υλικού τροφοδοσίας στην τιμή του τελικού προϊόντος



ΕΛΛΗΝΙΚΗ ΕΤΑΙΡΙΑ ΠΑΙΔΙΑΤΡΙΚΗΣ ΑΙΜΑΤΟΛΟΓΙΑΣ ΟΓΚΟΛΟΓΙΑΣ

Τι είναι η αιμορροφιλία;

Η αιμορροφιλία είναι μία κληρονομική διαταραχή της *πήξης του αίματος*. Στη διαδικασία της πήξης συμμετέχουν οι *παράγοντες της πήξης*, δηλαδή, πρωτεΐνες που βρίσκονται μέσα στο αίμα και ελέγχουν την αιμορραγία μέσω του σχηματισμού του *θρόμβου*. Όταν κάποιος από τους παράγοντες αυτούς λείπει ή δεν υπάρχει σε ικανοποιητική ποσότητα, ο σχηματισμός του θρόμβου καθυστερεί και αυτό μπορεί να οδηγήσει σε σημαντική αιμορραγία. Οι αιμορροφιλικοί ασθενείς δεν έχουν την απαραίτητη ποσότητα ενός παράγοντα της πήξης στο αίμα τους και έτσι αιμορραγούν ευκολότερα και για μεγαλύτερο χρονικό διάστημα σε σχέση με τους υπόλοιπους ανθρώπους. Η αιμορραγία προκαλείται συνήθως μετά από τραυματισμό, μερικές όμως φορές συμβαίνει χωρίς εμφανή αιτία.

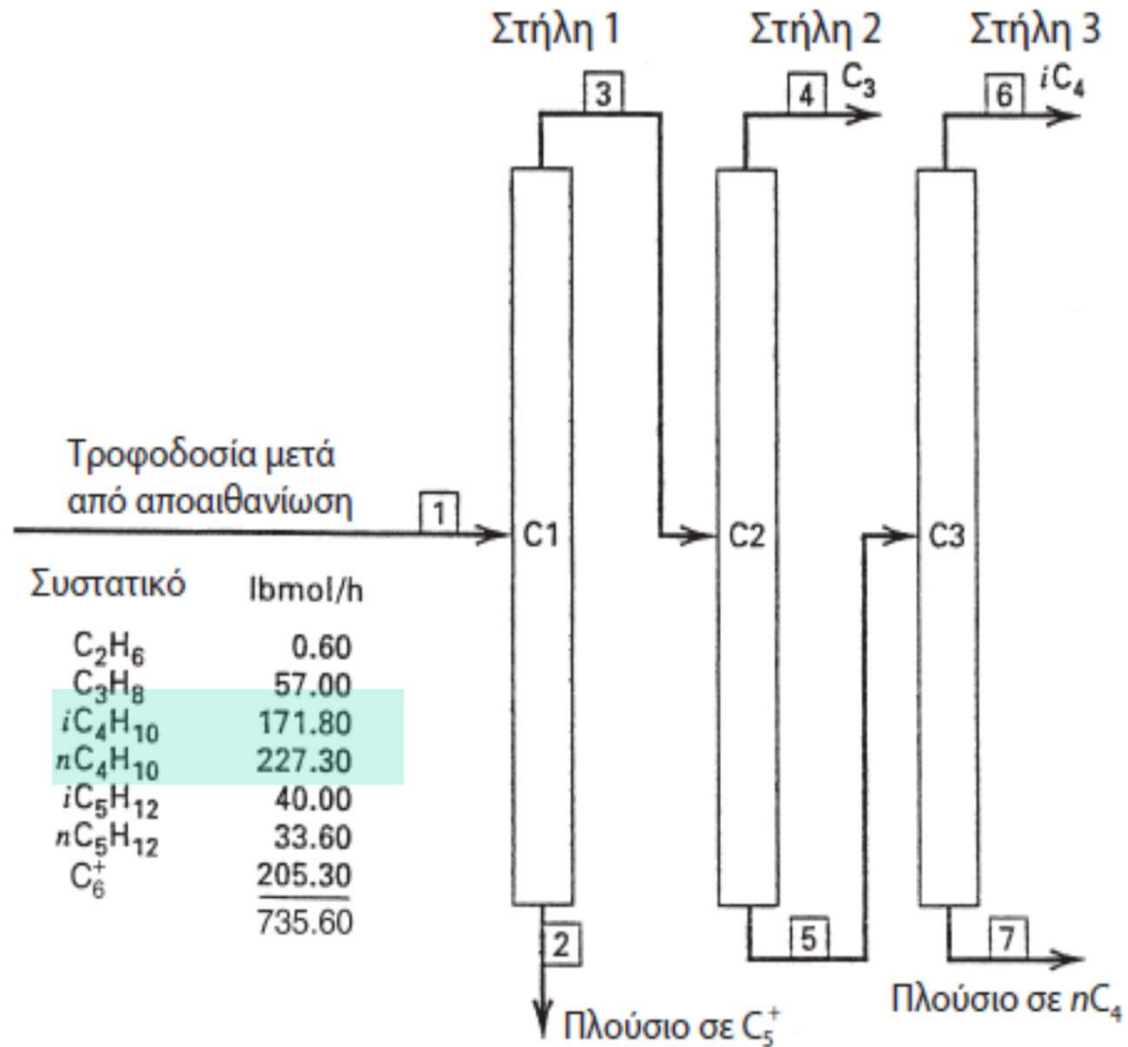
Ποιοι είναι οι τύποι της αιμορροφιλίας;

Υπάρχουν, βασικά, 2 τύποι:

Η **αιμορροφιλία Α**, η οποία οφείλεται σε έλλειψη ή **ανεπάρκεια του παράγοντα 8 (VIII)**. Περίπου 9 στους 10 αιμορροφιλικούς πάσχουν από τον τύπο αυτό της ασθένειας.

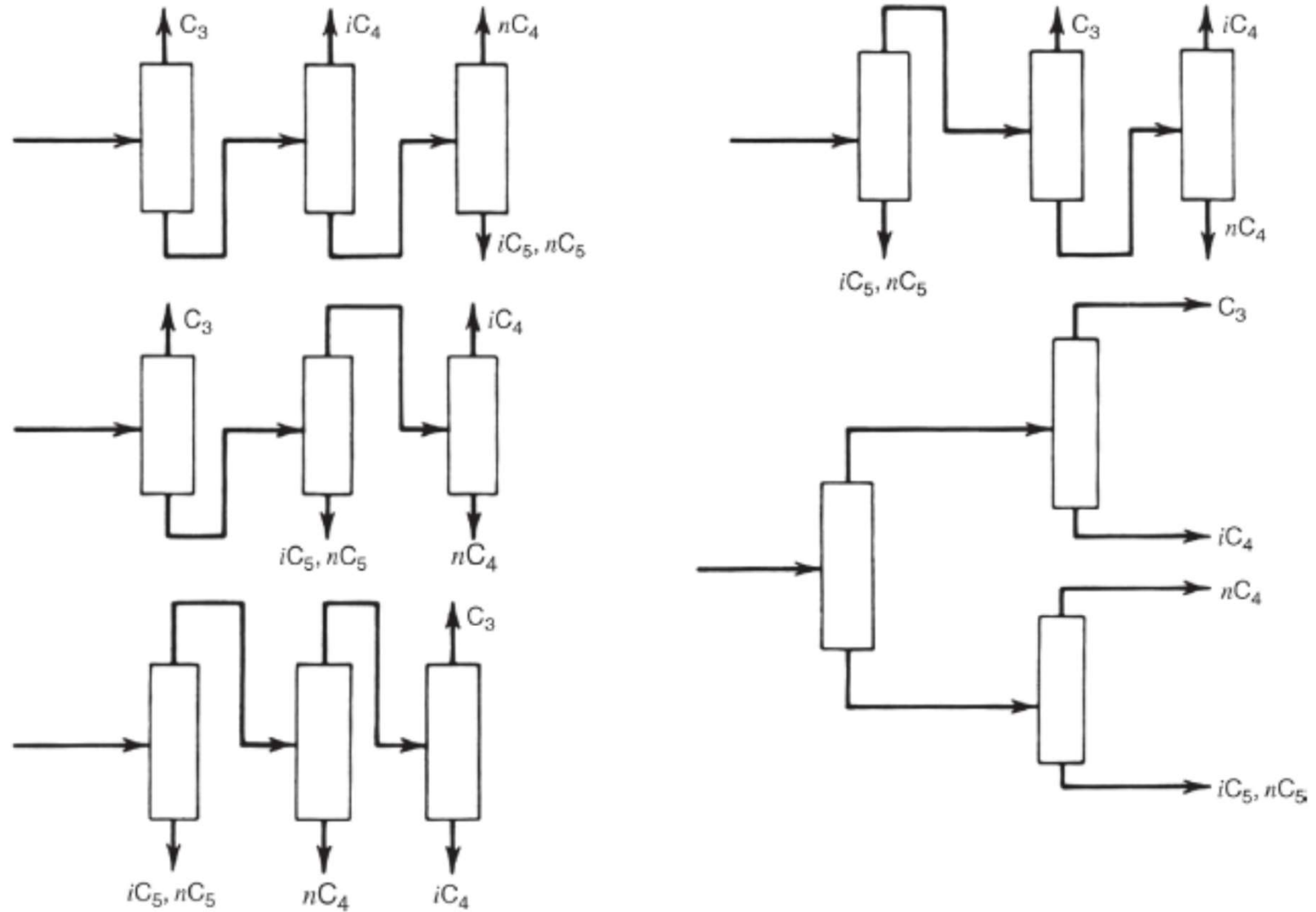
Η **αιμορροφιλία Β**, η οποία οφείλεται σε έλλειψη ή ανεπάρκεια του παράγοντα 9 (IX). Το κλινικό αποτέλεσμα και στους δύο τύπους είναι το ίδιο: αιμορραγία για μεγαλύτερο χρονικό διάστημα σε σχέση με τους άλλους ανθρώπους.

Διεργασίες διαχωρισμού



Διαδικασία ανάκτησης υδρογονανθράκων με απόσταξη

Διεργασίες διαχωρισμού



Εναλλακτικές ακολουθίες απόσταξης για την παραγωγή 4 προϊόντων ¹³

Ισορροπία ατμών- υγρού

- Κανόνας των Φάσεων (Gibbs)

- $F = C - p + 2$

Όπου F : βαθμός ελευθερίας
 p : αριθμός των φάσεων
 C : αριθμός συστατικών

Πχ. Απόσταξη τολουόλιο-βενζόλιο, $C=2$,
 $P=2 \rightarrow F=2$

[συνήθως πίεση, P , θερμοκρασία, T ή η
 συγκέντρωση ενός συστατικού (x_A ,
 $y_A, x_B=1-x_A, y_B=1-y_A$)]

$P=$ σταθ., T μεταβλητή $\rightarrow x_A, y_A$ προκύπτουν
 x_A μεταβλητή $\rightarrow y_A, T$ προκύπτουν
 y_A μεταβλητή $\rightarrow x_A, T$ προκύπτουν

$$\sum_1^n x_i = x_1 + x_2 + \dots + x_n = 1$$

$$\sum_1^n y_i = y_1 + y_2 + \dots + y_n = 1$$

$$k_i = y_i / x_i$$

| Φάση I | Φάση II |
|--------------------------|----------------------------------|
| • Ανεξάρτητες μεταβλητές | |
| • T_L | \longleftrightarrow T_V |
| • P_L | \longleftrightarrow P_V |
| x_A, x_B | \longleftrightarrow y_A, y_B |

Εξισώσεις

$$x_A + x_B = 1 \quad y_A + y_B = 1$$

$$k_A = y_A / x_A \quad k_B = y_B / x_B$$

$$T_L = T_V \quad P_L = P_V$$

Π.χ. Πολυσυστατικά μίγματα,

$$C = N > 2, \rightarrow F = N$$

Μεταβλητές, $P, T, x_1, x_2, \dots, x_{N-1}, y_1, y_2, \dots, y_{N-1}$.

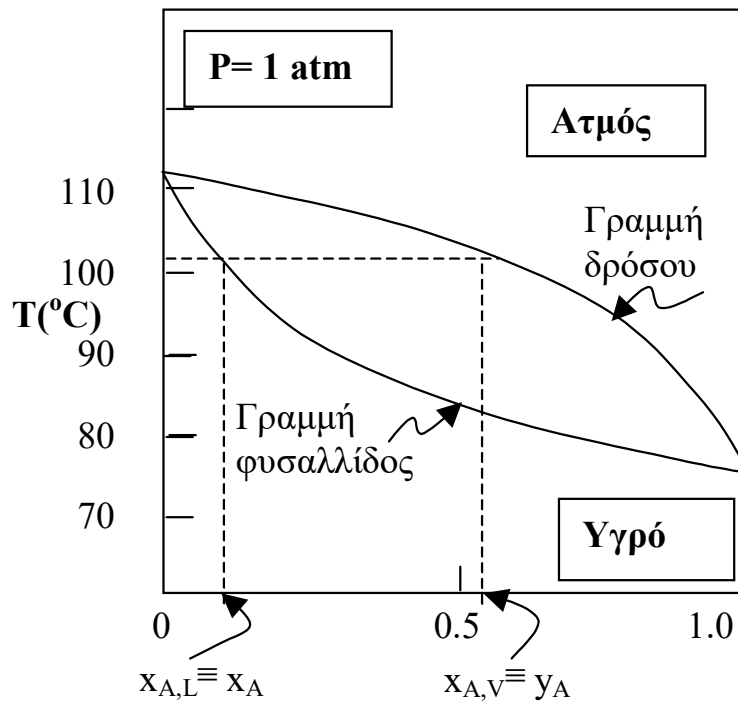
Η ισορροπία υγρού ατμού δεν μπορεί να παρασταθεί από μια καμπύλη σε μίγμα ΠΟΛΛΩΝ συστατικών

Ισορροπία ατμών –υγρού

Χρειαζόμαστε θερμοδυναμικά δεδομένα ισορροπίας **ατμού- υγρού** ενός μείγματος για να πάρουμε διαγράμματα ισορροπίας.

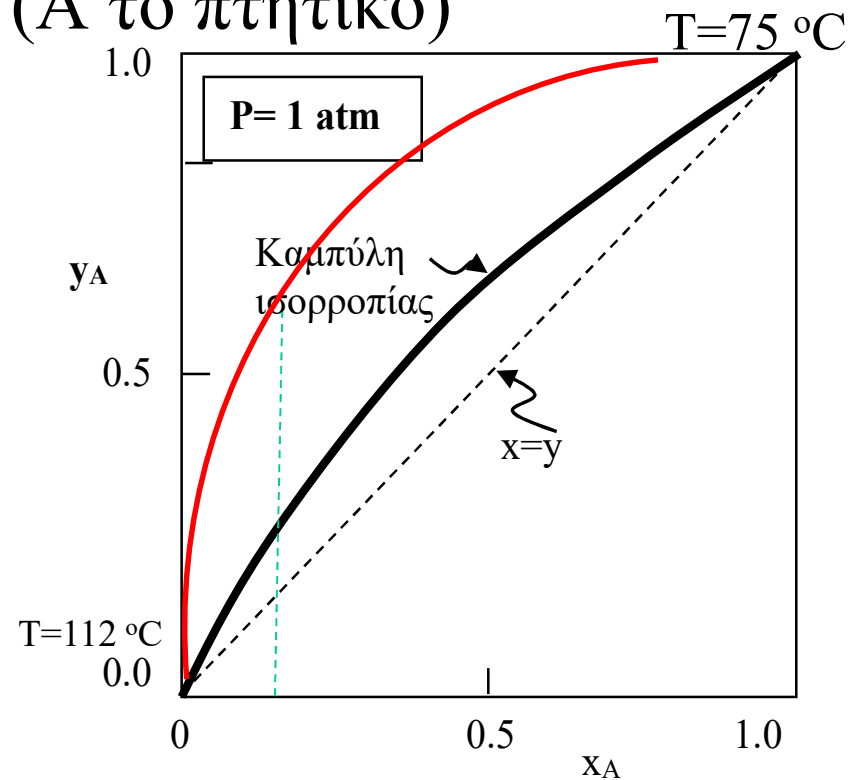
Βαθμοί ελευθερίας, $F=2$: $P=$ σταθ, μεταβάλλεται η T , παίρνουμε διαφορετικά y, x

- Διάγραμμα Βρασμού
(Α το πτητικό)



- Καμπύλη Ισορροπίας

(Α το πτητικό)

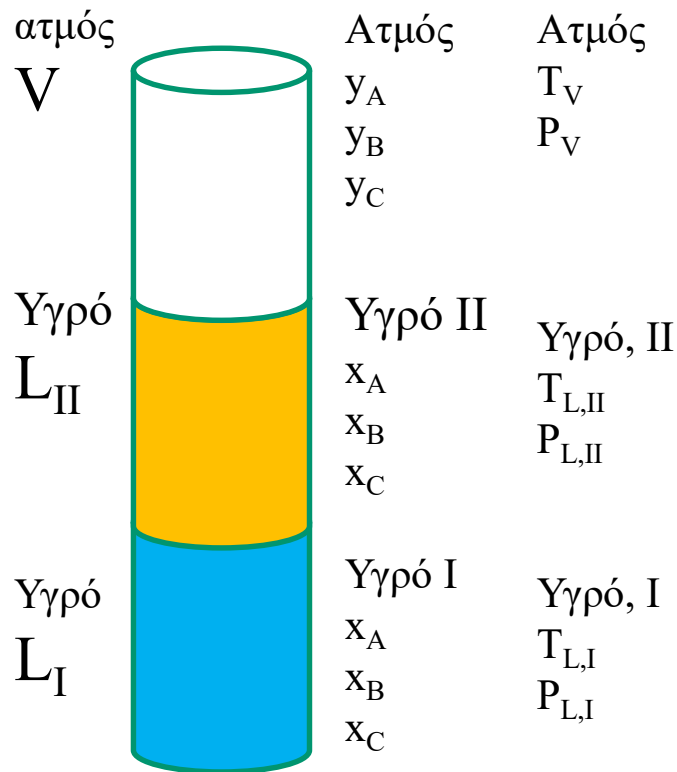


Τρόπος Νο 1: Μας δίνουν έτοιμα τα y vs x , ή μας T vs x, y και υπολογίζουμε το y vs x

Ισορροπία ατμών –υγρού

3 συστατικά, 3 φάσεις

- $F = C - p + 2$
- $C = 3, p = 3, F = 2$



- Αν T και P καθορισθούν από την αρχή, τα y και x θα είναι καθορισμένα και αυτά
- Ανεξάρτητες μεταβλητές **15 (ποιες?)**
- Ανεξάρτητες εξισώσεις **13 (ποιες?)**

$$\sum_1^n x_i = x_1 + x_2 + \dots + x_n = 1 \quad \sum_1^n y_i = y_1 + y_2 + \dots + y_n = 1$$

Γραμμομοριακά κλάσματα σε 1 φάση

Τέλεια Μίγματα

- Η φάση ατμών ενός συστήματος θα θεωρείται τέλεια εάν ακολουθεί τους νόμους των τελείων αερίων ($P < 10 \text{ atm}$)
- Ένα υγρό καλείται τέλειο (ή ιδανικό εάν κατά τον σχηματισμό από την ανάμιξη των συστατικών του, δεν επέρχεται μεταβολή όγκου ούτε παρατηρείται έκλυση ή απορρόφηση θερμότητας
- Κανόνας Lewis-Randal
$$f_i^L = x_i f_i^0$$
Όπου f_i^L πτητικότητα του συστατικού i και f_i^0 η πτητικότητα του καθαρού i στην θερμοκρασία και πίεση του μίγματος
Στην ισορροπία $f_i^L = f_i^V$
 $dF = RT d(\ln f)$, $T = \text{σταθερή}$
και $\lim(f/P) \rightarrow 1$ ($P \rightarrow 0$)

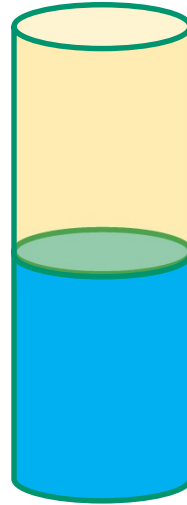
Τέλεια Μίγματα (συνέχεια)

- Νόμος του Raoult (P < 10 atm)

$$P_i = x_i P_i^0$$

- P_i : μερική πίεση του i στο μίγμα.

- P_i^0 τάση ατμών του καθαρού i στην θερμοκρασία του μίγματος



- Για την τέλεια φάση ατμών ισχύει ο νόμος του Dalton

$$P_i = y_i P \rightarrow x_i P_i^0 = y_i P$$

Ισορροπία

- Για διμερές μίγμα **A, B** (ισορροπία)

$$x_A P_A^0 = y_A P$$

$$y_A = x_A P_A^0 / P$$

- Λύνοντας για x_A και y_A λαμβάνουμε:

$$x_B P_B^0 = y_B P \quad \text{or} \quad (1 - x_A) P_B^0 = (1 - y_A) P$$

$$x_A = \frac{P - P_B^0}{P_A^0 - P_B^0}$$

$$[x_A + x_B = 1, x_B = (1 - x_A)]$$

$$y_A = \frac{P_A^0}{P} x_A \quad \text{or} \quad y_A = \frac{P_A^0}{P} \frac{(P - P_B^0)}{(P_A^0 - P_B^0)}$$

Απόδειξη?

Τρόπος Νο 2: ΥΠΟΛΟΓΙΣΜΟΙ y vs x
(διάγραμμα ισορροπίας με τάσεις ατμών καθαρών συστατικών)

$$P = \sum_1^n P_i = P_1 + P_2 + \dots P_n$$

Clausius –Clapeyron

- Εξίσωση Clausius –Clapeyron

(Μεταβολή της τάσης ατμών ενός συστατικού με τη θερμοκρασία)

$$\frac{dP^0}{dT} = \frac{\Delta H_v}{T\Delta V_v} = \frac{\Delta H_v}{\left[RT^2/P^0\right]\Delta z_v} \text{ or}$$

$$\frac{d \ln P^0}{d(1/T)} = -\frac{\Delta H_v}{R\Delta z_v} \quad P^0 \Delta V_v = RT \Delta z_v$$

Όπου ΔH_v και Δz_v αναφέρονται στην διαφορά των ενθαλπιών και των συντελεστών συμπίεστικότητας αντίστοιχα, των κορεσμένων φάσεων ατμού και υγρού. Ολοκλήρωση της ανωτέρω εξ.

$$\ln P^0 = A - \frac{B}{T}, \text{ όπου } A \text{ σταθ. ολοκλήρωσης}$$

$$B = -\frac{\Delta H_v}{R\Delta z_v}$$

και

- Εξίσωση Antoine

$$\ln P^0 = A - \frac{B}{C + T}$$

Οι σταθερές A, B και C είναι χαρακτηριστικές της ουσίας, δίδονται σε πίνακες.

Προσοχή: T σε kelvin, P⁰ σε bars

- Μόνο στην περιοχή T_{min}-T_{max} (γιατί?)

- Άλλες εξισώσεις: Wagner, Gomez and Thodos, κλπ.

Τρίτος τρόπος

Πραγματικά διαλύματα

• Αέρια φάση $f_i^v = \Phi_i y_i P,$

Όπου Φ_i : συντελεστής πτητικότητας

• Υγρή φάση $f_i^L = \gamma_i x_i f_i^0$

• Όπου γ_i : συντελεστής ενεργότητας

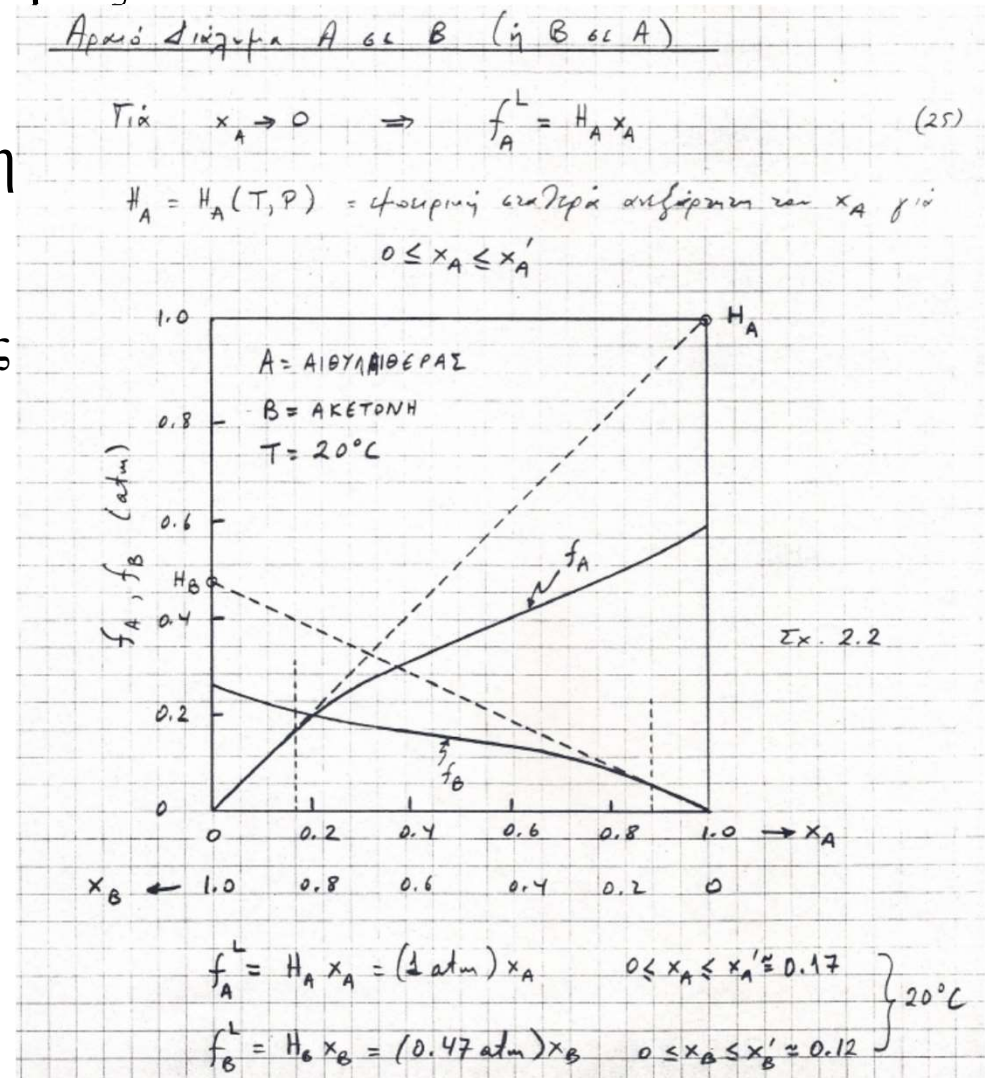
Εξίσωση ισορροπίας

Φ_i, γ_i, f_i^0 από συγγράμματα φυσικοχημείας θερμοδυναμικής

$$\Phi_i y_i P = \gamma_i x_i f_i^0$$

$$\Phi_i = \frac{f_i^v}{P y_i} = \frac{f_i^v}{P_i}$$

$$\gamma = \frac{f_i^L}{f_i^0 x_i} = \frac{f_i^L}{P_i^0 x_i} = \frac{f_i^L}{P_i}$$

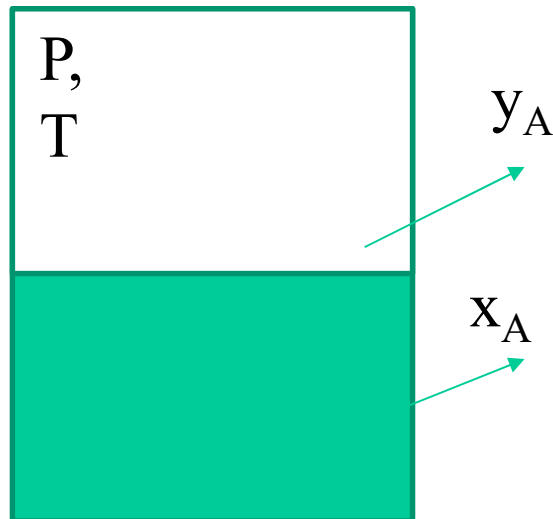


Συντελεστής κατανομής, K ή τιμές-K

- **Κατανομή** ενός συστατικού **i**, στην αέρια και υγρή φάση

$$k_i = \left(\frac{y_i}{x_i} \right) = \frac{\gamma_i f_i^0}{\Phi_i P} \xrightarrow{\text{ιδαν. μίγματα}} \frac{P_i^0}{P}$$

- **k_i ανεξάρτητος από την συγκέντρωση**



Για ένα διμερές μίγμα

$$x_A = \frac{1 - k_B(T, P)}{k_A(T, P) - k_B(T, B)}$$

$$y_A = \frac{k_A(T, P) - k_A(T, P)k_B(T, P)}{k_A(T, P) - k_B(T, P)}$$

$$k_A = y_A / x_A = (1 - y_B) / x_A \rightarrow$$

$$x_A = (1 - y_B) / k_A$$

$$k_B = y_B / x_B, \rightarrow y_B = k_B x_B$$

$$x_A = \{1 - k_B x_B\} / k_A = \{1 - k_B (1 - x_A)\} / k_A$$

$$x_A = \{1 - k_B + k_B x_A\} / k_A, \quad (x_A k_A - k_B x_A = (1 - k_B))$$

$$x_A (k_A - k_B) = (1 - k_B)$$

Συντελεστής κατανομής, K ή τιμές-K

Table 2.2 Useful K-Value Expressions for Estimating Vapor–Liquid Equilibria ($K_i = y_i/x_i$)

| | Equation | Recommended Application |
|---------------------------|--|---|
| Rigorous forms: | | |
| (1) Equation-of-state | $K_i = \frac{\bar{\phi}_{iL}}{\bar{\phi}_{iV}}$ | Hydrocarbon and light gas mixtures from cryogenic temperatures to the critical region |
| (2) Activity coefficient | $K_i = \frac{\gamma_{iL}\bar{\phi}_{iL}}{\bar{\phi}_{iV}}$ | All mixtures from ambient to near-critical temperature |
| Approximate forms: | | |
| (3) Raoult's law (ideal) | $K_i = \frac{P_i^s}{P}$ | Ideal solutions at near-ambient pressure |
| (4) Modified Raoult's law | $K_i = \frac{\gamma_{iL}P_i^s}{P}$ | Nonideal liquid solutions at near-ambient pressure |
| (5) Poynting correction | $K_i = \gamma_{iL}\bar{\phi}_{iV}^s \left(\frac{P_i^s}{P}\right) \exp\left(\frac{1}{RT} \int_{P_i^s}^P v_{iL} dP\right)$ | Nonideal liquid solutions at moderate pressure and below the critical temperature |
| (6) Henry's law | $K_i = \frac{H_i}{P}$ | Low-to-moderate pressures for species at supercritical temperature |

Σχετική πτητικότητα, $a_{i,j}$

- Για δύο συστατικά A, B

$$a_{ij} = \frac{y_i / x_i}{y_j / x_j} \xrightarrow{\text{διμερες (A,B)}} = \frac{y_A / x_A}{y_B / x_B} = \frac{k_A(T, P)}{k_B(T, P)} \xrightarrow{\text{τελεια μίγματα}} = \frac{P_A^0}{P_B^0}$$

- Για διμερές μίγμα A,B εξάγεται
(Απόδειξη?)

$$\left. \begin{aligned} y_B &= 1 - y_A \\ x_B &= 1 - x_A \end{aligned} \right\}$$

$$y_A = \frac{a_{AB} x_A}{1 + (a_{AB} - 1)x_A}$$

- Θεωρούμε i ως το πλέον πτητικό, $a_{ij} > 1$
- Όσο μεγαλύτερο το a_{ij} τόσο ευκολότερα διαχωρίζονται τα i, j
- Σε μη ιδανικά μίγματα η a_{ij} εξαρτάται ισχυρά από την συγκέντρωση
- Η σχ. πτητικότητα ασθενής εξάρτηση της θερμοκρασίας, ιδίως για συγγενείς ουσίες

Έκφραση της κατάστασης ισορροπίας (συνδέει τις συστάσεις y_A και x_A του συστατικού A στην φάση ατμών και του υγρού κατά την ισορροπία) μέσω της **σχετικής πτητικότητας**.

Συνήθεις τρόποι παράστασης της ισορροπίας

- Διαγράμματα πίεσης-συστάσεως ($P-x,y$) υπό σταθερή πίεση
- Διαγράμματα θερμοκρασίας-συστάσεως ($T-x,y$) υπό σταθερή P (διαγράμματα βρασμού)
- Διαγράμματα συστάσεων σε ισορροπία υπό σταθερή P (διαγράμματα ισορροπίας)

Πως φτιάχνουμε τα παραπάνω διαγράμματα ????

Τελικά αναζητούμε το διάγραμμα Ισορροπίας

y vs. x

Τάση ατμών μερικών κοινών βιομηχανικών χημικών ουσιών

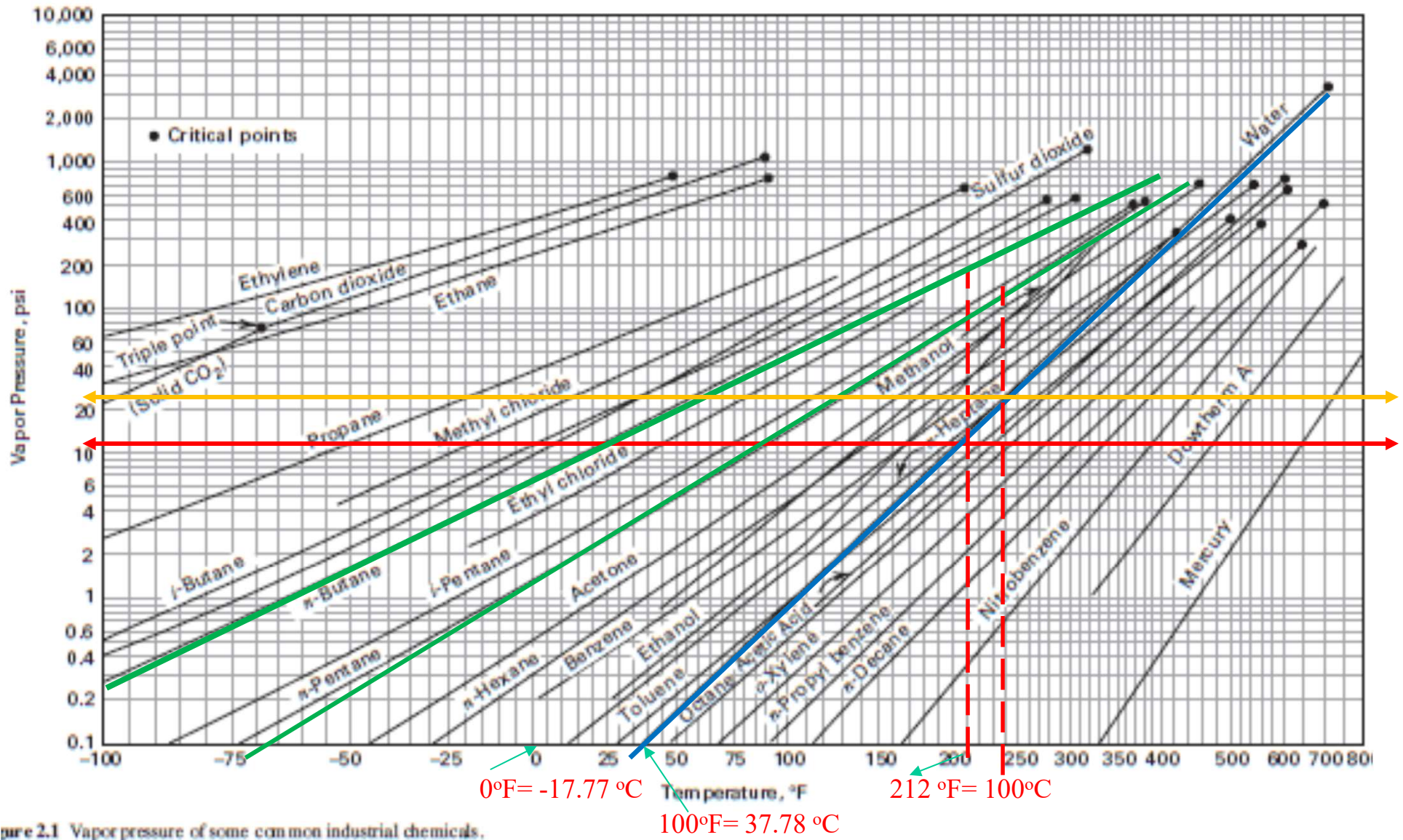
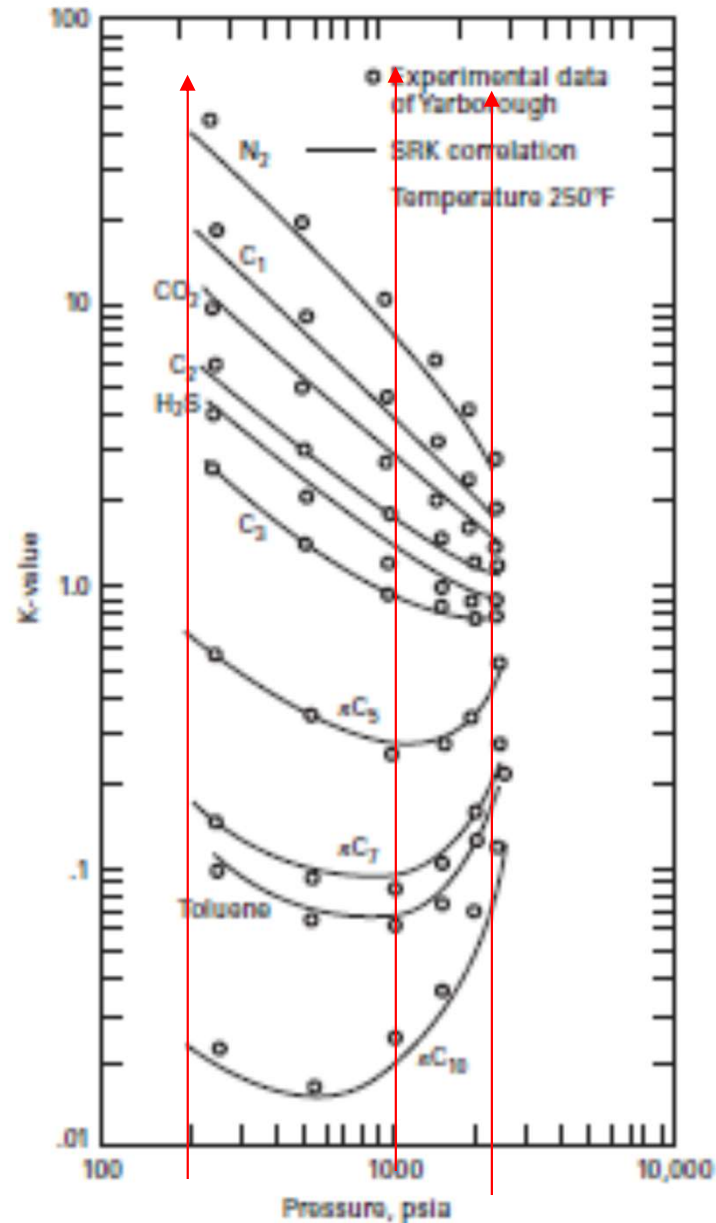


Figure 2.1 Vapor pressure of some common industrial chemicals.

$$x_A = \frac{P - P_B^0}{P_A^0 - P_B^0}$$

$$y_A = \frac{P_A^0}{P} x_A \quad \text{or} \quad y_A = \frac{P_A^0}{P} \frac{(P - P_B^0)}{(P_A^0 - P_B^0)}$$

Διαγράμματα συντελεστών κατανομής, $K_i = y_i/x_i$



$$250^{\circ}F = 121.1^{\circ}C$$

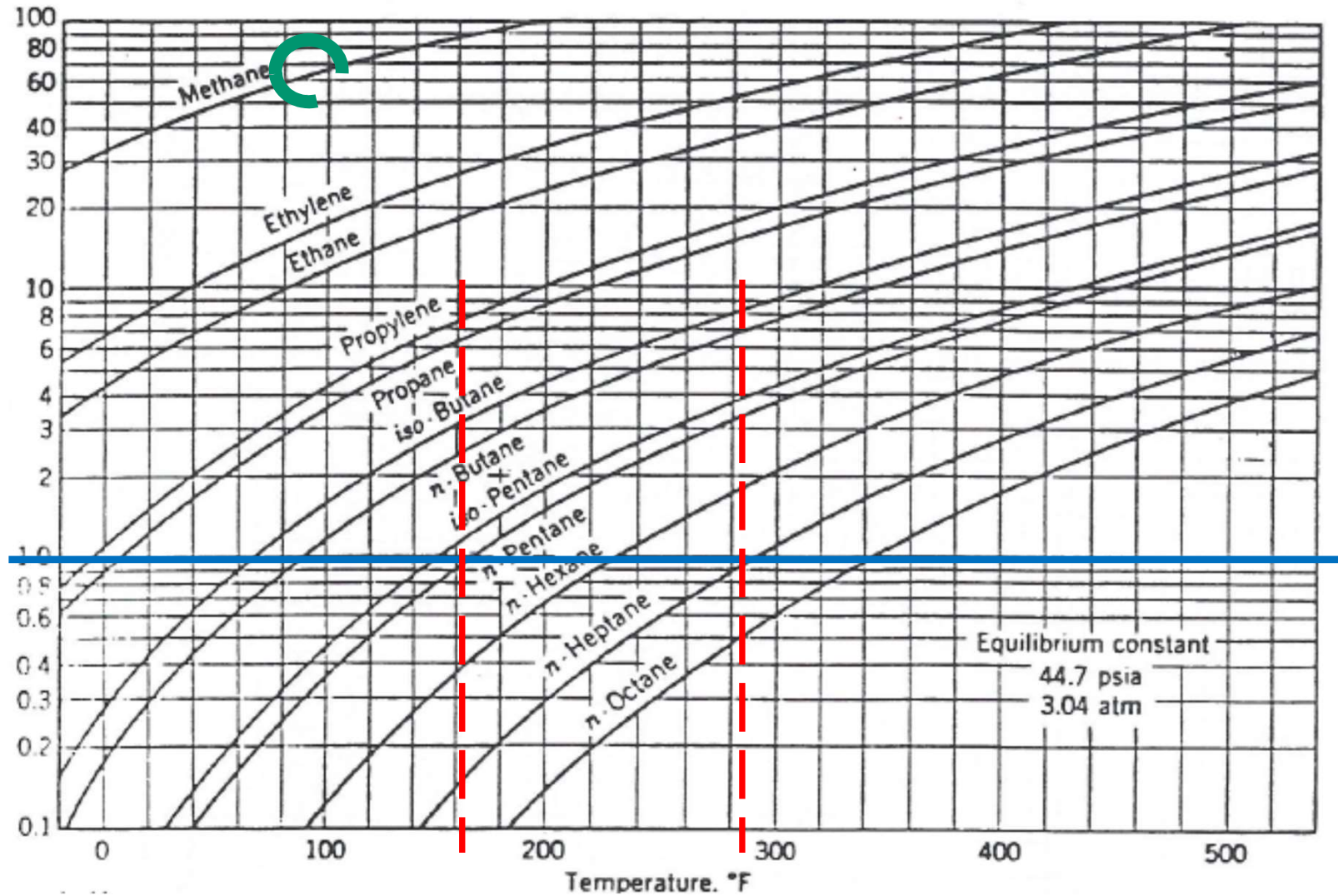
$$k_A = y_A/x_A$$

$$200 \text{ psi} = 13.7 \text{ bar}$$

$$1 \text{ bar} = 14.6 \text{ psi}$$

Διαγράμματα συντελεστών κατανομής, $K_i = y_i/x_i = P_i^o/P$

(a) At 44.7 psi (308.2 kN/m²) = P



Διαγράμματα συντελεστών κατανομής, $K_i = y_i/x_i = P_i^o/P$

(b) At 215 psi (1482 kN/m²) = P

