

Chimica

Modulo 8



UNIVERSITÀ
DI TORINO

prof. Angelo Agostino



UNIVERSITÀ
DI TORINO

Equilibrio Chimico

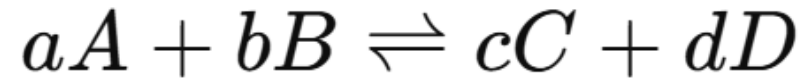


Angelo Agostino

Equilibrio chimico

reversibilità delle reazioni chimiche

La reversibilità di una reazione chimica indica la possibilità che una trasformazione avvenga in entrambi i sensi: dai reagenti verso i prodotti (reazione diretta) e dai prodotti verso i reagenti (reazione inversa). In tal caso, si parla di reazione reversibile. Questo tipo di reazioni è rappresentato con una doppia freccia, come nel seguente schema generale:



In questa equazione, A e B sono i reagenti, C e D i prodotti, mentre a, b, c e d sono i coefficienti stechiometrici che indicano le proporzioni con cui le specie partecipano alla reazione.

In un sistema chiuso, una reazione reversibile evolve fino a raggiungere una condizione di equilibrio chimico, in cui le velocità della reazione diretta e di quella inversa sono uguali. Questo non significa che la reazione si ferma, ma che si instaura un equilibrio dinamico, in cui reagenti e prodotti continuano a trasformarsi l'uno nell'altro senza modificare le loro concentrazioni globali.

La reversibilità è una caratteristica comune a molte reazioni chimiche, in particolare nei sistemi biologici, industriali e ambientali. La posizione dell'equilibrio può essere influenzata da vari fattori esterni — come temperatura, pressione o concentrazione — secondo il principio di Le Châtelier, che consente di spostare l'equilibrio verso i prodotti o verso i reagenti a seconda delle condizioni applicate.



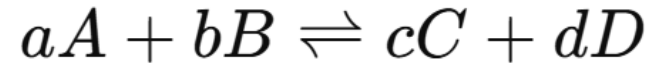
**UNIVERSITÀ
DI TORINO**



Angelo Agostino

Equilibrio chimico

costanti di equilibrio



$$K_c = \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b}$$

costante di equilibrio

$$K_p = \frac{(P_C)^c \cdot (P_D)^d}{(P_A)^a \cdot (P_B)^b}$$

costante di equilibrio gas

$$K_p = K_c \cdot (RT)^{\Delta n}$$



UNIVERSITÀ
DI TORINO



Angelo Agostino

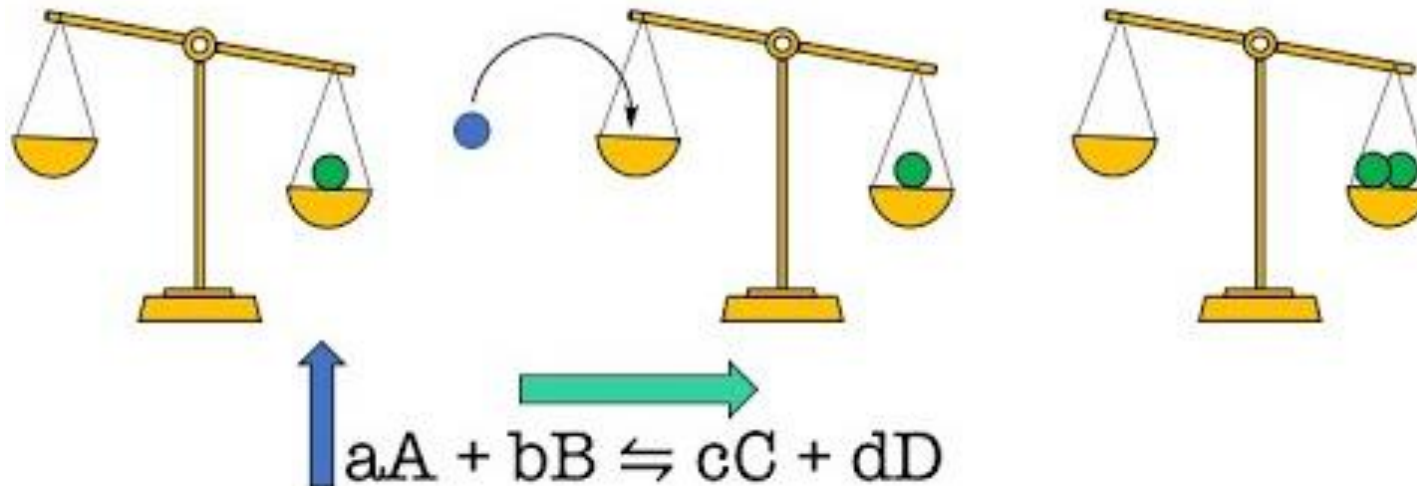
Equilibrio chimico

principio di Le Chatelier

Secondo il principio di Le Chatelier, l'equilibrio chimico può essere spostato cambiando le condizioni della reazione, come concentrazione, pressione o temperatura.



- Aumento della concentrazione di un reagente: sposta l'equilibrio verso i prodotti.
- Aumento della temperatura: favorisce la reazione endotermica (che assorbe calore).
- Aumento della pressione (per reazioni con gas): favorisce il lato con meno molecole di gas.



UNIVERSITÀ
DI TORINO



Henri Louis Le Châtelier



Angelo Agostino

Equilibrio chimico

calcolo delle concentrazioni all'equilibrio



Tutti i composti sono in fase liquida

Legge di Azione di Massa

$$K_c = \frac{[\text{A}^+][\text{B}^-]}{[\text{AB}]}$$

ci riferiamo a un generico equilibrio basato su concentrazioni

Concentrazione iniziale

variazione

Concentrazione all'equilibrio

		AB	A ⁺	B ⁻
	i	[AB]	—	—
variazione	Δ	-x	x	x
	e	[AB]-x	x	x



UNIVERSITÀ
DI TORINO



Angelo Agostino

Equilibri Ionici

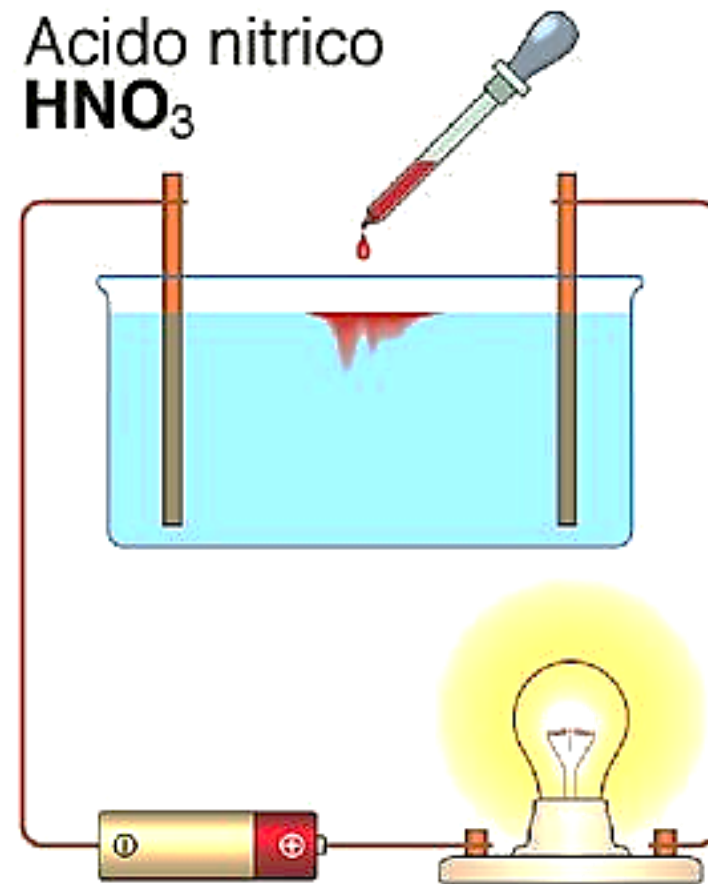
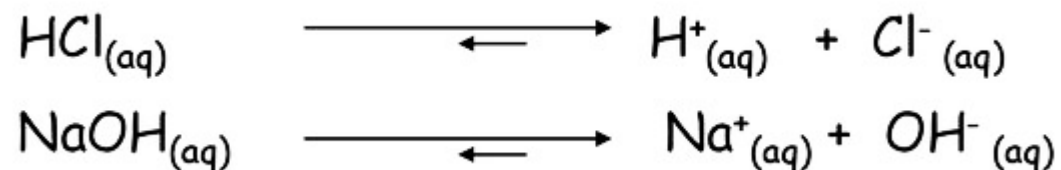
elettroliti forti

Gli elettroliti forti si dissociano completamente in ioni quando sono disciolti in acqua. Questo significa che in soluzione non resta quasi nessuna molecola intatta del composto originale.

L'equilibrio è molto spostato verso i prodotti, e in pratica, possiamo considerare la dissociazione come completa.

Esempi di elettroliti forti includono:

- Sali solubili, come il cloruro di sodio (NaCl)
- Acidi forti, come l'acido cloridrico (HCl)
- Basi forti, come l'idrossido di sodio (NaOH)



UNIVERSITÀ
DI TORINO



Angelo Agostino

Equilibri Ionici

elettroliti deboli

Gli elettroliti deboli si dissociano solo parzialmente in soluzione, quindi esiste un equilibrio tra le forme ioniche e molecolari della sostanza disciolta.

Esempi di elettroliti deboli includono:

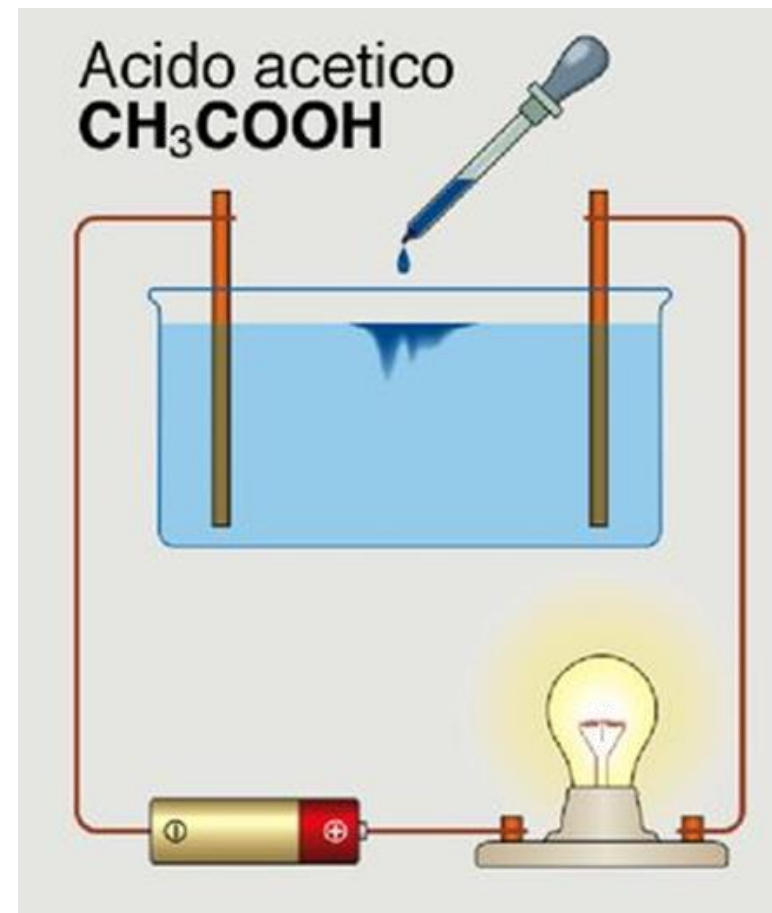
- Acidi deboli, come l'acido acetico (CH_3COOH)
- Basi deboli, come l'ammoniaca (NH_3)

Per un elettrolita debole in equilibrio, come l'acido acetico, possiamo scrivere l'equazione di dissociazione:



e la costante di dissociazione (o costante di equilibrio) K_a come:

$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$



UNIVERSITÀ
DI TORINO



Angelo Agostino

Equilibri Ionici

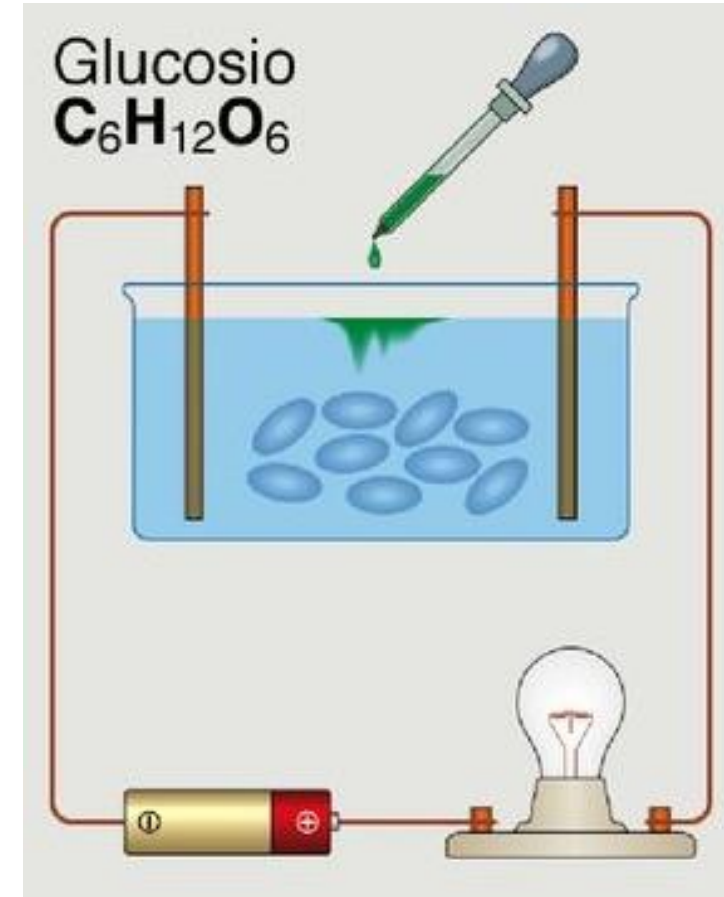
non elettroliti

I non elettroliti sono molecole che, una volta disciolte in solventi (come l'acqua), rimangono intatte e non conducono elettricità.

A differenza degli elettroliti, che generano ioni in soluzione, i non elettroliti si dissolvono come molecole intere, stabilendo altri tipi di equilibri, specialmente legati alla solubilità e alla volatilità.

Esempi di non elettroliti includono:

➤ Glucosio ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$)



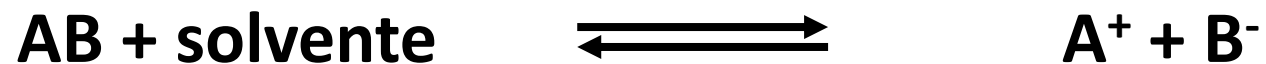
UNIVERSITÀ
DI TORINO



Angelo Agostino

Equilibri Ionici

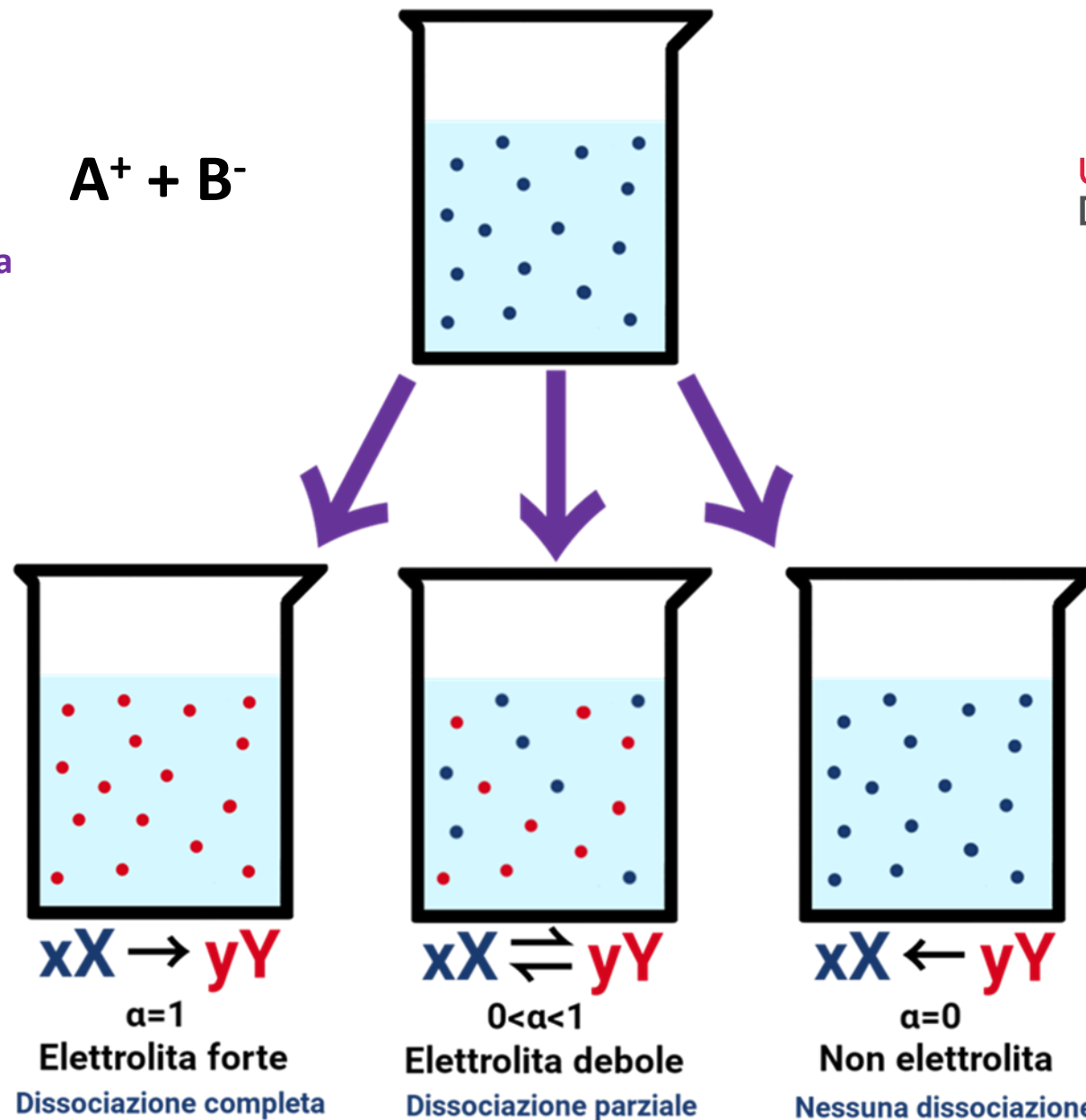
equilibri ionici



Tutti i composti sono in fase liquida

$$K_D = \frac{[A^+][B^-]}{[AB]}$$

K_D : Costante di Dissociazione



UNIVERSITÀ
DI TORINO



Angelo Agostino

Equilibri Ionici

acidi e basi

Gli acidi sono sostanze che, secondo diverse teorie chimiche, hanno la capacità di donare protoni (H^+), accettare elettroni o aumentare la concentrazione di ioni H^+ (o H_3O^+) in soluzione acquosa.

Esistono diverse definizioni di acido, ognuna con un contesto di applicazione particolare:

1. Definizione di Arrhenius

Secondo Arrhenius, un acido è una sostanza che, disciolta in acqua, aumenta la concentrazione di ioni H^+ (o H_3O^+ , poiché i protoni in soluzione si associano con l'acqua per formare lo ione idronio):



Esempio: l'acido cloridrico (HCl) si dissocia in acqua formando H^+ e Cl^- .

La reazione tra un acido e una base origina un sale + acqua



UNIVERSITÀ
DI TORINO



Angelo Agostino

Equilibri Ionici

acidi e basi

Le basi sono sostanze che, a seconda delle diverse teorie chimiche, possono accettare protoni H^+ (o H_3O^+), donare coppie di elettroni o aumentare la concentrazione di ioni OH^- in soluzione acquosa.

Ogni teoria fornisce una definizione specifica di base:



**UNIVERSITÀ
DI TORINO**

1. Definizione di Arrhenius

Secondo Arrhenius, una base è una sostanza che, sciolta in acqua, aumenta la concentrazione di ioni idrossido (OH^-):



Esempio: l'idrossido di sodio (NaOH) si dissocia in acqua, liberando ioni OH^- , e agisce come base.

La reazione tra un acido e una base origina un sale + acqua



Angelo Agostino

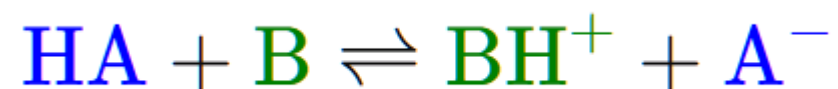
Equilibri Ionici

acidi e basi

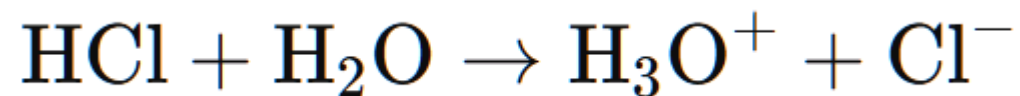
2. Definizione di Brønsted-Lowry

Nella teoria di Brønsted-Lowry, un acido è un donatore di protoni (H^+), indipendentemente dal solvente.

Secondo questa definizione, una reazione acido-base comporta il trasferimento di un protone dall'acido alla base:



Esempio: l'acido cloridrico (HCl) può donare un protone a una base come l'acqua.



HCl è l'acido (dona H^+) \rightarrow diventa Cl^- (base coniugata)

H_2O è la base (accetta H^+) \rightarrow diventa H_3O^+ (acido coniugato)



UNIVERSITÀ
DI TORINO

Johannes Brønsted
Thomas Martin Lowry



Angelo Agostino

Equilibri Ionici

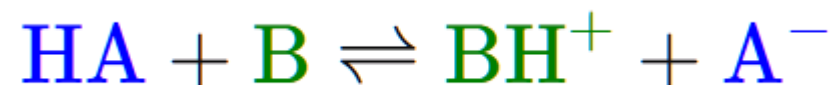
acidi e basi



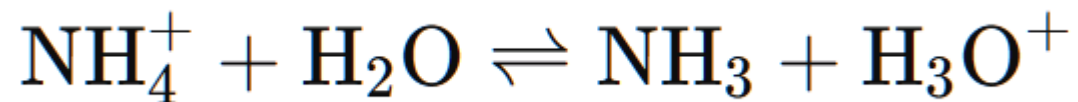
UNIVERSITÀ
DI TORINO

2. Definizione di Brønsted-Lowry

Nella teoria di Brønsted-Lowry, una base è un accettore di protoni (H^+). Secondo questa definizione, una base accetta un protone da un acido, formando la sua coppia coniugata:



Esempio: l'ammoniaca (NH_3) accetta un protone e si trasforma nello ione ammonio (NH_4^+), comportandosi come base.



NH_4^+ è l'acido (dona H^+) \rightarrow diventa NH_3 (base coniugata)

H_2O è la base (accetta H^+) \rightarrow diventa H_3O^+ (acido coniugato)



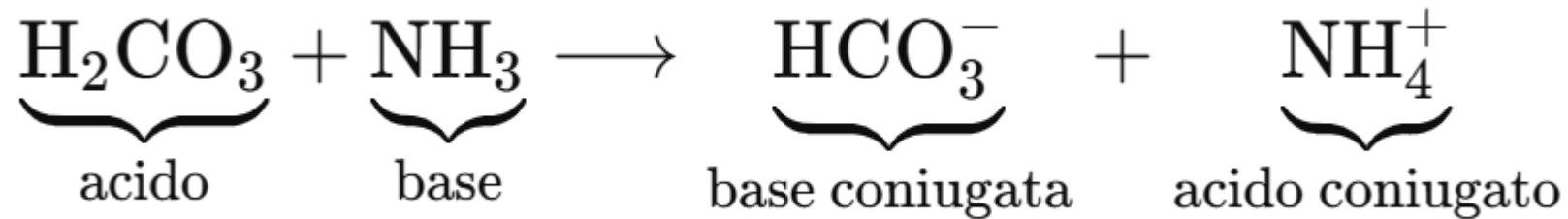
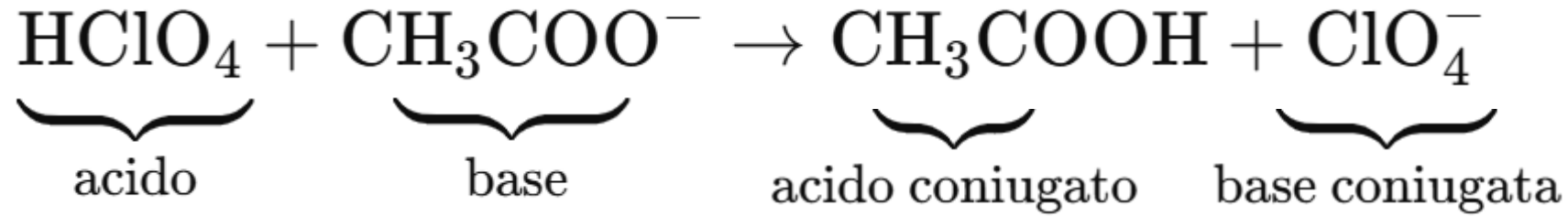
Angelo Agostino

Equilibri Ionici

acidi e basi



UNIVERSITÀ
DI TORINO



Angelo Agostino

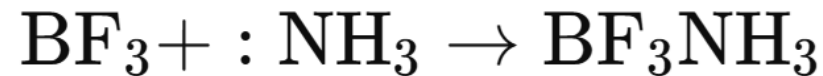
Equilibri Ionici

acidi e basi

3. Definizione di Lewis

Definisce un acido come un accettore di coppie di elettroni, indipendentemente dalla presenza di protoni.

In questa teoria, un acido è una specie chimica che può accettare una coppia di elettroni da una base (donatrice di elettroni) per formare un legame covalente coordinato.



Esempio: il trifluoruro di boro (BF_3) è un acido di Lewis perché può accettare una coppia di elettroni dall'ammoniaca (NH_3).

BF_3 è un acido di Lewis: ha un orbitale vuoto sull'atomo di boro (solo 6 e^- nel livello di valenza).

NH_3 è una base di Lewis: ha un doppietto libero sull'azoto.

La reazione forma un **complesso dativo** tra le due specie.



UNIVERSITÀ
DI TORINO



Angelo Agostino

Equilibri Ionici

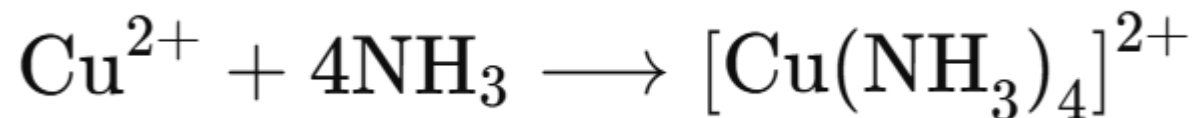
acidi e basi

3. Definizione di Lewis

Secondo Lewis, una base è un donatore di coppie di elettroni. Le basi di Lewis donano una coppia di elettroni per formare un legame covalente coordinato con un acido di Lewis:



il doppietto dell'ossigeno viene donato all'atomo di alluminio.
Si forma un complesso di coordinazione tra l'etere e AlCl_3 .



NH_3 dona il **doppietto elettronico** presente sull'azoto, formando un **legame dativo** con il Cu^{2+} .
Ogni molecola di NH_3 si lega al Cu^{2+} tramite un **legame covalente dativo**, creando il complesso $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$.



UNIVERSITÀ
DI TORINO



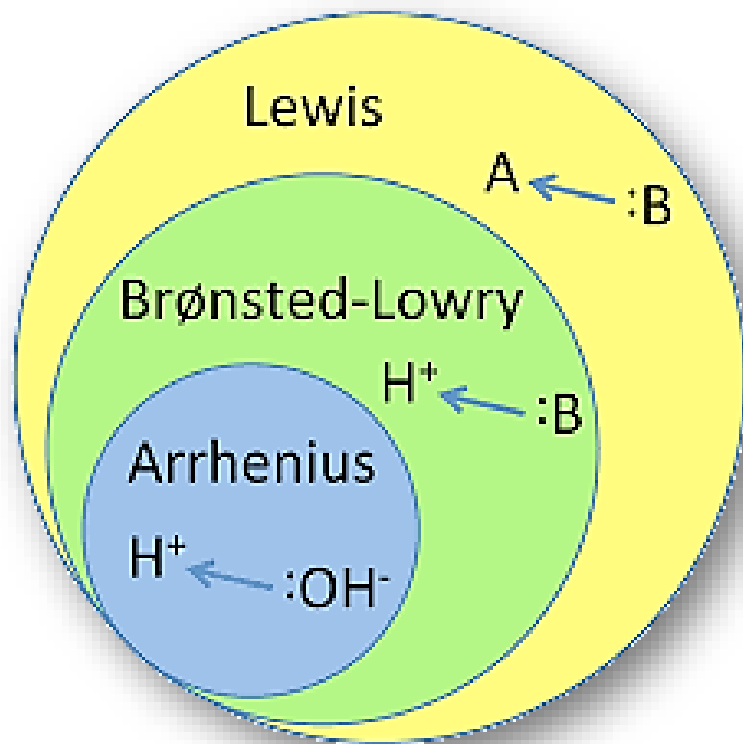
Angelo Agostino

Equilibri Ionici

acidi e basi



UNIVERSITÀ
DI TORINO



PROPRIETÀ DEGLI ACIDI

pH < 7

H⁺

Liberano idrogenioni

Conducono la corrente elettrica

Colorano in rosso il tornasole

Neutralizzano le basi

- sapore aspro (come nel caso dell'acido citrico nel limone).
- Reattività con metalli per liberare idrogeno gassoso.
- Reattività con basi per formare sali e acqua (reazioni di neutralizzazione).
- Cambio di colore degli indicatori (ad esempio, l'indicatore rosso fenolftaleina diventa incolore in ambiente acido).



Angelo Agostino

Equilibri Ionici

acidi e basi

- Sapore amaro (come il bicarbonato di sodio).
- Sensazione saponosa al tatto.
- Cambio di colore degli indicatori: ad esempio, la cartina al tornasole rossa diventa blu in presenza di una base.
- Reattività con acidi: le basi reagiscono con gli acidi in reazioni di neutralizzazione, producendo sali e acqua.



UNIVERSITÀ
DI TORINO

PROPRIETÀ DELLE BASI

$\text{pH} > 7$

OH^-

Liberano ioni idrossido

Conducono la corrente elettrica

Colorano in blu il tornasole

Neutralizzano gli acidi

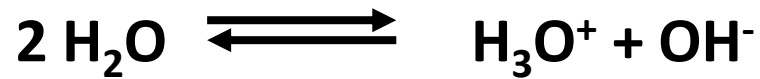


Angelo Agostino

Equilibri Ionici

equilibrio di dissociazione dell'acqua

Il prodotto ionico dell'acqua si riferisce all'equilibrio di autoionizzazione dell'acqua pura, in cui una piccola frazione delle molecole di acqua si dissocia spontaneamente in ioni idrogeno (H^+ e ioni idrossido (OH^-):



Tutti i composti sono in fase liquida

$$K_D = \frac{[H_3O^+][OH^-]}{[H_2O]^2}$$

$$K_D[H_2O]^2 = [H_3O^+][OH^-]$$

La concentrazione dell'acqua in soluzione è pressoché costante

Prodotto Ionico dell'Acqua

Trovo una nuova costante di dissociazione

$$K_W = [H_3O^+][OH^-]$$

K_W : Costante Prodotto Ionico dell'acqua

pH

$$pH = -\log [H_3O^+]$$

pOH

$$pOH = -\log [OH^-]$$



UNIVERSITÀ
DI TORINO



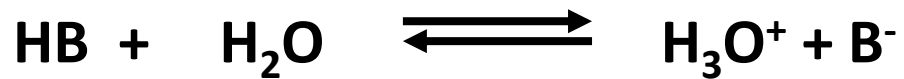
Angelo Agostino

Equilibri Ionici

equilibri ionici

In soluzioni di elettroliti acidi e basici, il **pH** è determinato dalla concentrazione degli ioni H^+ (o OH^- per le basi) risultante dall'equilibrio di dissociazione. I principali equilibri acido-base coinvolgono:

- **Acidi forti e deboli**, che aumentano la concentrazione di H^+
- **Basi forti e deboli**, che aumentano la concentrazione di OH^-



Tutti i composti sono in fase liquida

$$K_A = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{B}^-]}{[\text{HB}]}$$

K_A : Costante di Dissociazione Acida



Tutti i composti sono in fase liquida

$$K_B = \frac{[\text{A}^+][\text{OH}^-]}{[\text{AOH}]}$$

K_B : Costante di Dissociazione Basica



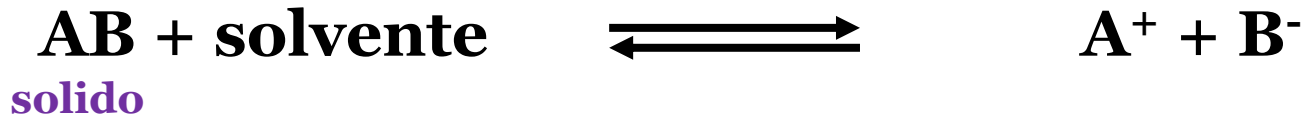
**UNIVERSITÀ
DI TORINO**



Angelo Agostino

Equilibrio chimico

Equilibri eterogenei



La concentrazione di un solido in soluzione è pressoché costante

$$K_D = \frac{[\text{A}^+][\text{B}^-]}{[\text{AB}]_{\text{solido}}}$$

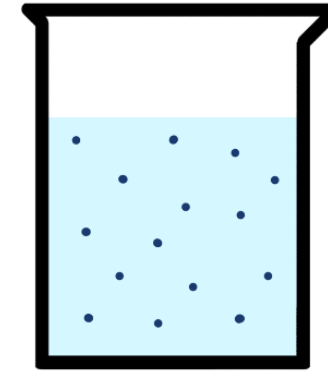
$$K_D [\text{AB}]_{\text{solido}} = [\text{A}^+][\text{B}^-]$$

Trovo una nuova costante di dissociazione

SOLUBILITÀ

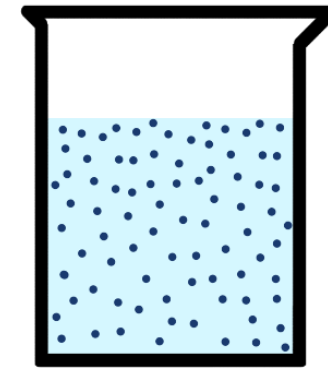
$$K_{PS} = [\text{A}^+][\text{B}^-]$$

K_{PS} : Costante Prodotto di Solubilità



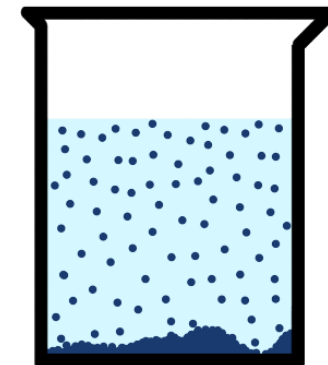
Soluzione insatura

(Concentrazione minore della solubilità)



Soluzione satura

(Concentrazione uguale alla solubilità)



Soluzione sovrasatura

(Concentrazione maggiore della solubilità, con formazione del corpo di fondo)



UNIVERSITÀ
DI TORINO



Angelo Agostino

Equilibri Ionici

solubilità

Solubilità molare: è la quantità di una sostanza (soluto) che può dissolversi in un litro di solvente per ottenere una soluzione satura, ed è espressa in moli per litro (mol/L).

La solubilità molare rappresenta quindi il massimo numero di moli di soluto che si possono sciogliere in un litro di solvente senza che si formino precipitati.

È una misura più specifica e spesso usata in contesti in cui si considera la quantità di particelle (molecole o ioni) di una sostanza.

Solubilità: indica la quantità massima di un soluto che può dissolversi in un certo volume di solvente (solitamente in 1 litro) a una data temperatura e pressione.

Generalmente è espressa in grammi di soluto per litro di soluzione (g/L), ma può essere espressa in altre unità, come percentuali o frazioni molari, a seconda del contesto.

La solubilità può variare notevolmente in base alla temperatura, alla natura del soluto e del solvente e alla presenza di altri componenti nella soluzione.



UNIVERSITÀ
DI TORINO



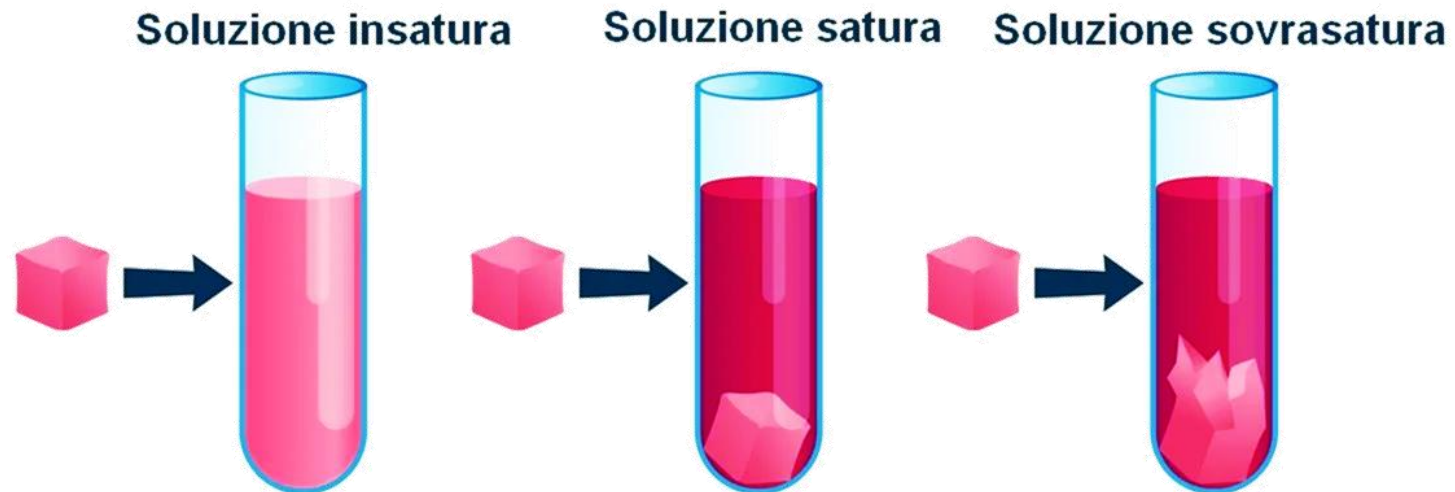
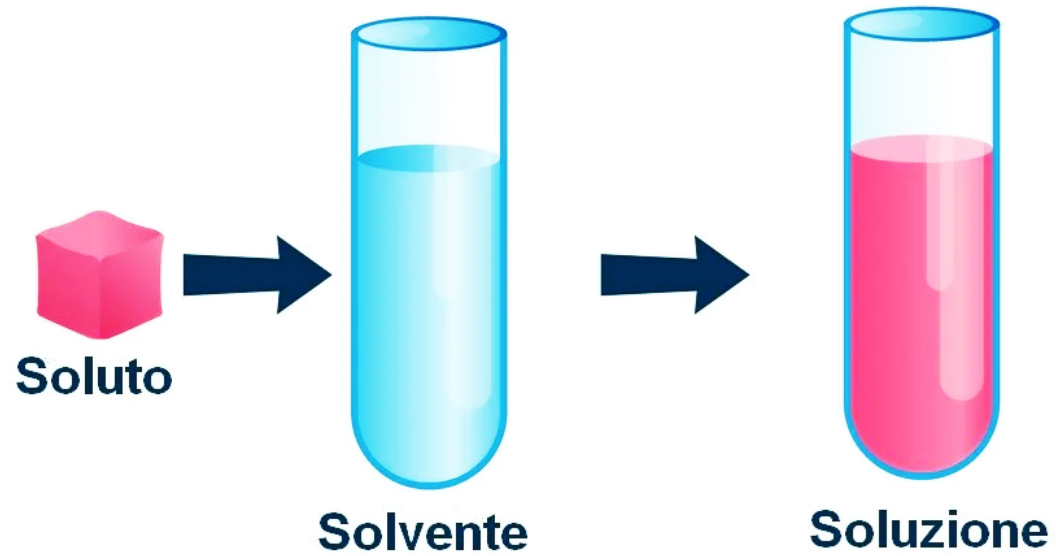
Angelo Agostino

Equilibri Ionici

fattori che influenzano la solubilità



UNIVERSITÀ
DI TORINO



Angelo Agostino

Equilibri Ionici

fattori che influenzano la solubilità

Natura del Soluti e del Solvente: la polarità è un fattore cruciale; soluti polari tendono a dissolversi bene in solventi polari (come l'acqua), mentre soluti apolari sono più solubili in solventi apolari (come il benzene). La struttura molecolare e la presenza di gruppi funzionali influenzano l'interazione tra soluto e solvente.

Temperatura: per i solidi, generalmente, l'aumento di temperatura aumenta la solubilità in solventi liquidi (anche se ci sono eccezioni). Per i gas, la solubilità diminuisce all'aumentare della temperatura, poiché il calore tende a far evaporare il gas.

Pressione: ha un ruolo importante soprattutto per i gas. Secondo la legge di Henry, la solubilità di un gas in un liquido aumenta con l'aumentare della pressione esercitata sul gas sopra il liquido.

Dimensione delle Particelle: le particelle più piccole hanno una maggiore area superficiale rispetto alle particelle più grandi, il che può aumentare la velocità di dissoluzione. Tuttavia, non influenza direttamente la solubilità massima ma il tempo necessario per raggiungere l'equilibrio.

pH della Soluzione: per alcuni composti ionici o soluti sensibili agli ioni H^+ o OH^- , il pH del solvente può influenzare la solubilità. Ad esempio, sali di acidi deboli si dissolvono meglio in solventi a pH più bassi.

Effetto del Comune Ione: quando un sale viene dissolto in una soluzione contenente già uno degli ioni presenti nel sale, la solubilità del sale diminuisce. Questo è noto come effetto dello ione comune.

Interazioni tra Molecole di Soluti e Solvente: interazioni specifiche come i legami a idrogeno possono aumentare la solubilità di alcune molecole in solventi che formano tali legami (ad esempio, alcool e acqua).



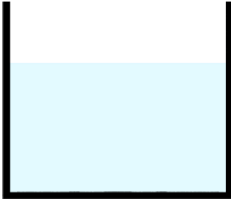


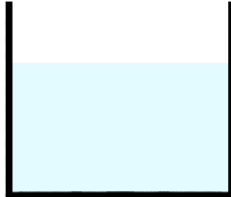







UNIVERSITÀ
DI TORINO



Angelo Agostino

Equilibri Ionici

solubilità

Soluto		Solvente polare	Solvente apolare
			
Ionico		 Miscibile	 Immiscibile
Polare		 Miscibile	 Immiscibile
Apolare		 Immiscibile	 Miscibile



UNIVERSITÀ
DI TORINO



Angelo Agostino

Equilibri Ionici

triangolo delle solubilità



UNIVERSITÀ
DI TORINO

Il triangolo di Teas è un metodo grafico utilizzato per prevedere la solubilità dei polimeri in vari solventi. Questo sistema si basa sui parametri di solubilità sviluppati da Teas e rappresenta la solubilità di un materiale in funzione delle sue interazioni con diversi tipi di solventi.

Il triangolo è suddiviso in tre componenti principali che rappresentano le tre forze di interazione predominanti tra molecole:

- **Forze di dispersione (D):** queste sono le forze di Van der Waals o interazioni di dispersione tra molecole.
- **Forze polari (P):** rappresentano le interazioni dipolo-dipolo che avvengono tra molecole polari.
- **Forze di legame a idrogeno (H):** queste includono l'attrazione tra atomi di idrogeno e atomi elettronegativi come ossigeno o azoto.

I solventi e i polimeri vengono collocati nel triangolo in base alle loro frazioni di queste tre componenti (D, P e H), creando una mappa grafica. Il metodo del triangolo di Teas è particolarmente utile nella chimica dei materiali, poiché consente di prevedere quali solventi saranno più adatti per sciogliere specifici polimeri. In altre parole, la vicinanza tra un solvente e un polimero nel triangolo indica una maggiore probabilità che il polimero si sciolga in quel solvente.



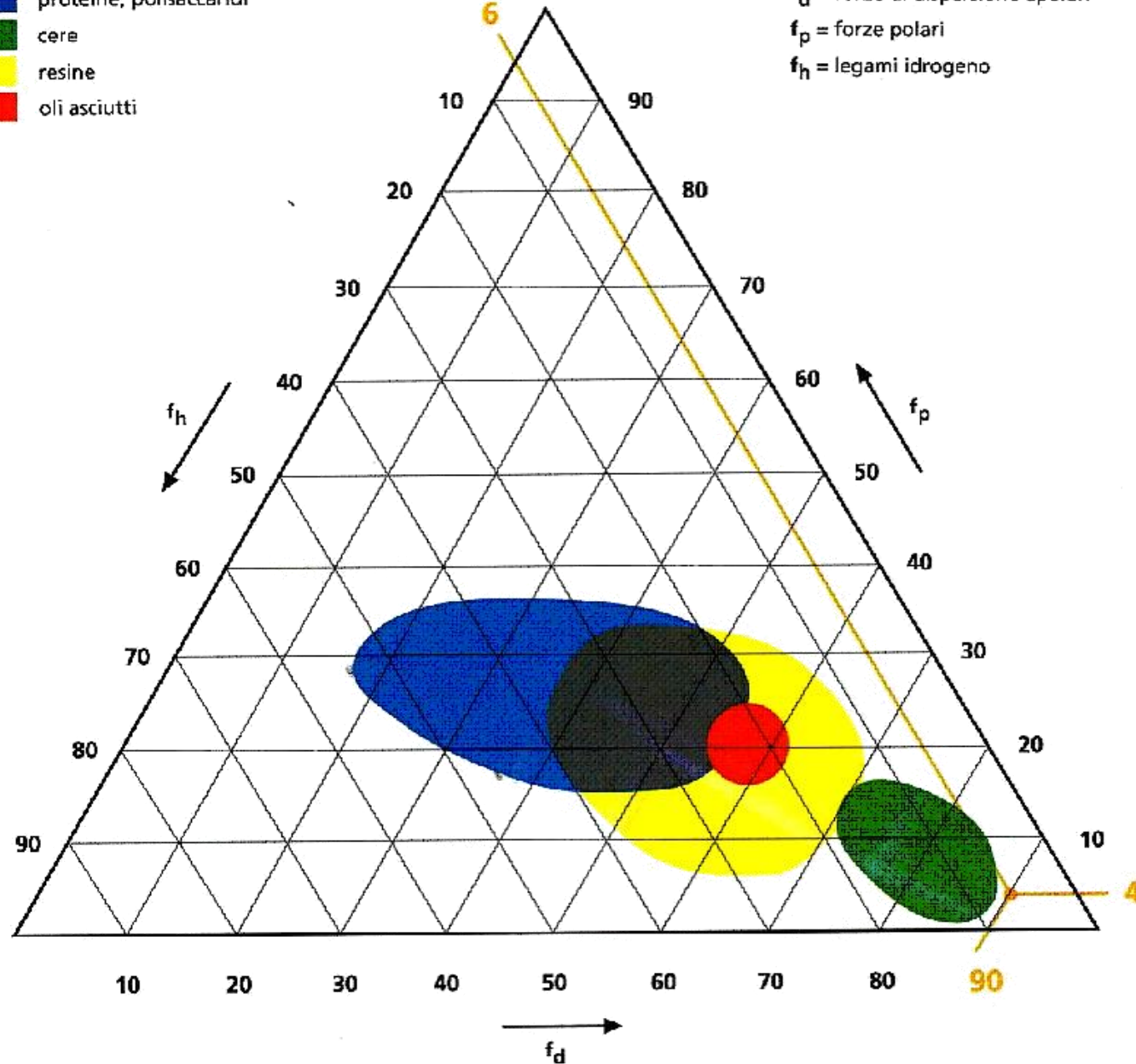
Angelo Agostino

Equilibri Ionici

triangolo delle solubilità

- proteine, polisaccaridi
- cere
- resine
- oli asciutti

f_d = forze di dispersione apolari
 f_p = forze polari
 f_h = legami idrogeno



UNIVERSITÀ
DI TORINO



Angelo Agostino

Equilibri Ionici

triangolo delle solubilità

Codice Miscela	% Volume			Parametri di Solubilità		
	Ligroina	Acetone	Etanolo	Fd	Fp	Fh
L	100	0		97	2	1
LA1	90	10		92	5	3
LA2	80	20		87	8	5
LA3	70	30		82	11	7
LA4	60	40		77	14	9
LA5	50	50		72	17	11
LA6	40	60		67	20	13
LA7	30	70		62	23	15
LA8	20	80		57	26	17
LA9	10	90		52	29	19
A	0	100		47	32	21
LE1	90		10	91	4	5
LE2	80		20	85	5	10
LE3	70		30	79	7	14
LE4	60		40	73	8	19
LE5	50		50	67	10	23
LE6	40		60	60	12	28
LE7	30		70	54	13	33
LE8	20		80	48	15	37
LE9	10		90	42	16	42
E	0		100	36	18	46
AE1	0	75	25	44	29	27
AE2	0	50	50	42	25	33
AE3	0	25	75	39	21	40



UNIVERSITÀ
DI TORINO



Angelo Agostino



UNIVERSITÀ
DI TORINO