

# principi di: CINETICA CHIMICA – CATALISI – REATTORI

versione#B2 – Prof.A.Tonini – [www.andytonini.com](http://www.andytonini.com)

**INDICE:** [CINETICA](#) – [CATALISI](#) – [REATTORI](#) – [APPENDICI](#) – [INCIDENTI IND.LI](#) -



## DEFINIZIONI BASE:

► **TERMODINAMICA:** dice se una reazione è **possibile** (avviene) o no, ma non è detto che avvenga a velocità apprezzabile.



► **CINETICA CHIMICA** studia:

- le velocità delle reazioni chimiche
- i fattori che influenzano le velocità
- i meccanismi di reazione

**REAZIONI VELOCI**



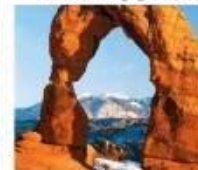
ESPLOSIONE

**LENTE**



RUGGINE

**LENTISSIME**



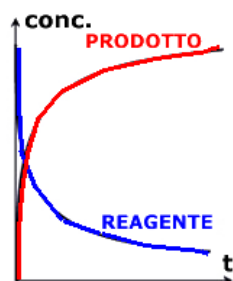
GEOLOGICHE

## 1 – CINETICA CHIMICA –

### VELOCITÀ DI REAZIONE

$v_R$  = variazione nel tempo della concentrazione delle specie presenti [i reagenti diminuiscono e i prodotti aumentano]

ESEMPIO: reazione **irreversibile**  $A \rightarrow B$ , a T costante - reattore chiuso – agitato;



**grafico:** misura della quantità di A e di B in funzione del tempo;

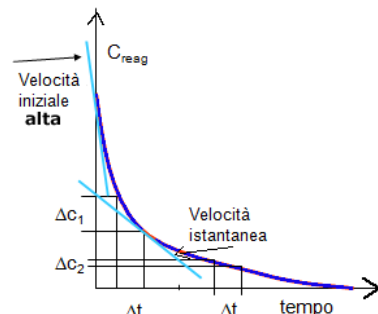
**velocità di reazione** = pendenza di queste due curve,

come  $v = d[\text{conc.}]/dt$ ; [d= derivata nel tempo];

la pendenza è negativa per il reagente, positiva per il prodotto;

la pendenza è massima all'inizio quando la conc.reagente è massima

e quella del prodotto nulla, mentre diminuisce e tende ad annullarsi man mano che il reagente viene consumato e si forma il prodotto.



[concentrazione = molarità (fase liq.) pressioni parziali (fase gas)]

Variazione della concentrazione nel tempo e  $k$ : Es.reaz. 1°ordine  $v_R = k[A]$  vedi diagr.→

Tipi di reazioni:

**reazione omogenea:** se reagenti e prodotti sono in un'unica fase;

**reazione eterogenea:** se reagenti e prodotti sono presenti in più fasi;

CASO REAZIONE OMOGENEA: reazione **irreversibile**  $A \rightarrow B$

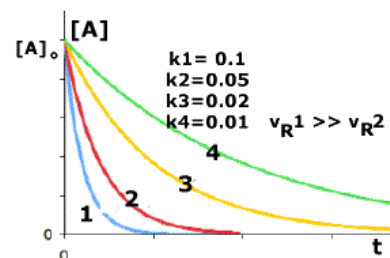
$v_A = -d[A]/dt$ ; vel.reaz.rispetto al compon.A; nel caso di proporzionalità diretta  $v_A = k[A]$ ,

$v_A$  calcolata sperimentalmente; [ $v_A$  velocità istantanea];

$k$ : **costante cinetica** funz.(tipo di reazione, T, indipendente da conc.reagenti); costante a T cost;

■ **FATTORI** che influenzano la **velocità di reazione**:

- **concentrazione** ( e natura) dei reagenti
- **temperatura**
- presenza di un **catalizzatore** [→vedi catalisi]



### A) $v_{REAZ}$ FUNZIONE DELLA **CONCENTRAZIONE**:

– **cinetica del 1° ordine:**  $v_R = k[A]$ ; esempi:  $2N_2O_5 \rightarrow 4NO_2 + O_2 \rightarrow v_R = k[N_2O_5]$ ;  $H^3 \rightarrow He^3 + e^- \rightarrow v_R = k[H^3]$  decadimento radioatt.

– **cinetica del 2° ordine:**  $v_R = k[A]^2$ ; esempi:  $2NO_2 \rightarrow 2NO + O_2 \rightarrow v_R = k[N_2O_2]^2$ ;  $H_2 + I_2 \rightarrow 2HI \rightarrow v_R = k[H_2]x[I_2]$ ;

– **cinetica del "n" ordine:**  $v_R = k[A]^\alpha [B]^\beta [C]^\gamma \dots$  con  $n = \alpha + \beta + \gamma + \dots$  ordine totale di reazione;

esempio:  $H_2 + Br_2 \rightarrow 2HBr$ ; equazioni della cinetica:

$$v_R = -d[H_2]/dt = -d[Br_2]/dt = \frac{1}{2} d[HBr]/dt; \text{ a T cost. } \rightarrow v_R = k[H_2]x[Br_2];$$

$$\text{inoltre risulta: } d[HBr]/dt = k[H_2][Br_2]^{1/2}/(1 + k'[HBr]/[Br_2]);$$

N.B.: DEF.molecolarità = n° particelle partecipanti alla reazione;

– **stechiometria e  $v_R$ :**

esempio:  $N_2 + 3H_2 \rightarrow 2NH_3$ ; velocità di reazione:  $v_{N_2} = -d[N_2]/dt$   $v_{H_2} = -d[H_2]/dt$   $v_{NH_3} = d[NH_3]/dt$ ;  $v_{N_2} = 1/3 v_{H_2} = 1/2 v_{NH_3}$ ;

esempio generale:  $v_{reaz}$  a coefficiente unitario, reazione  $aA + bB \rightarrow cC + dD$

$v_R = -1/a d[A]/dt = -1/b d[B]/dt = 1/c d[C]/dt = 1/d d[D]/dt$ : così la  $v_R$  dipende dalla stechiometria;

– **reazioni reversibili e  $v_R$ :**

– esempio reazione  $A \leftrightarrow B$ , reazione unimolecolare:  $v_{DIRETTA} = k_{DIR} [A]$ ;  $v_{INVERSA} = k_{INV} [B]$

complessivamente:  $v_R = v_{DIR} - v_{INV} = k_{DIR} [A] - k_{INV} [B]$ ;

all'equilibrio:  $v_{DIR} \equiv v_{INV}$ ,  $k_{DIR} [A]_{eq} = k_{INV} [B]_{eq}$ , da cui  $k_{DIR}/k_{INV} = [B]_{eq}/[A]_{eq} = k_C$  cost.equilibrio funz.delle concentrazioni;

relazione tra cost.equilibrio e cost.cinetiche, in generale:

– esempio reazione  $aA \leftrightarrow bB$ ,  $v_{DIRETTA} = k_{DIR} [A]^\alpha$ ;  $v_{INVERSA} = k_{INV} [B]^\beta$ ;

condizione:  $[B]^\beta_{eq}/[A]^\alpha_{eq} = [B]^{bn}_{eq}/[A]^{an}_{eq}$ , valida se  $n = \beta/b = \alpha/a$ ,

da cui la relazione  $\rightarrow k_{DIR}/k_{INV} = (k_C)^n$  consistenza termodinamica.

**- EQUAZIONE CINETICA INTEGRATA: concentrazione e t -**

**1) cinetica del 1° ordine:**

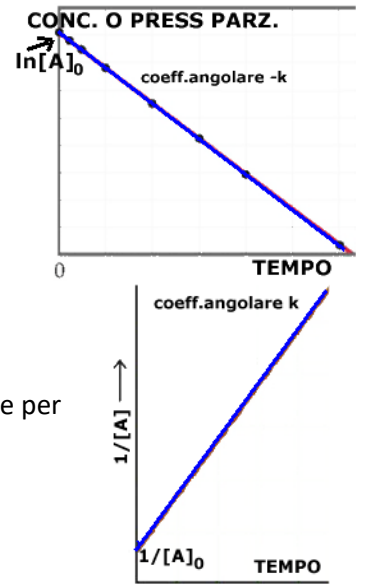
reazione **irreversibile**  $A \rightarrow B$ :  $v_R = -d[A]/dt = k[A]$ ;

a T=costante variano solo concentrazione e tempo; integrando avremo

$\ln [A]_0/[A] = k.t$ , ovv.  $\ln [A] = \ln [A]_0 - k.t$ : eq di retta, proporzionalità diretta tra  $v_R$  e concentrazione reagente; e anche  $[A] = [A]_0 \times e^{-kT}$ ;

- tempo di dimezzamento: t per dimezzare la conc.iniziale di reagente;

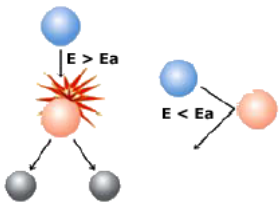
posto  $[A] = [A]_0/2$  sarà  $\ln [A]_0/[A]_0/2 = k.t_{1/2} \rightarrow t_{1/2} = \ln 2/k$ ; [vedi decadimento nuclei radioattivi]



**2) cinetica del 2° ordine:**

reazione **irreversibile**  $2A \rightarrow B$ ;  $v_R = -d[A]/dt = k[A]^2$ ; integrando avremo  $\rightarrow 1/[A] = 1/[A]_0 + k.t$ ; e per il tempo di dimezzamento sarà  $\rightarrow t_{1/2} = 1/(k[A]_0)$ , dipendente dalla conc.iniziale;

**B)  $v_R$  FUNZIONE DELLA TEMPERATURA:**



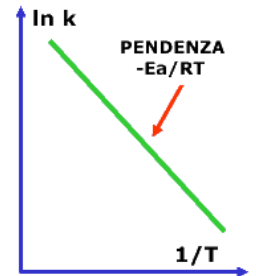
la velocità di reazione della maggior parte delle reazioni aumenta con l'aumento di T, aumentando il numero di molecole con **En.cinetica  $\geq$  En.attivazione**;

**Legge ARRHENIUS:  $k = A e^{(-Ea/RT)}$ ;  $\ln K = \ln A - Ea/RT$ ;**

$\rightarrow$  dipendenza della **cost.cinetica k** dalla T [k aumenta con T];  
A = fattore di frequenza, tiene conto di frequenza e efficacia degli urti; spiegazione= la reazione avviene causa urti tra particelle;

**k costante cinetica**

A fattore preesponenziale  
Ea en.attivazione; T K;  
R cost.gas=8,314 J/mol K;



**ANDAMENTO ENERGETICO DI UNA REAZIONE:**

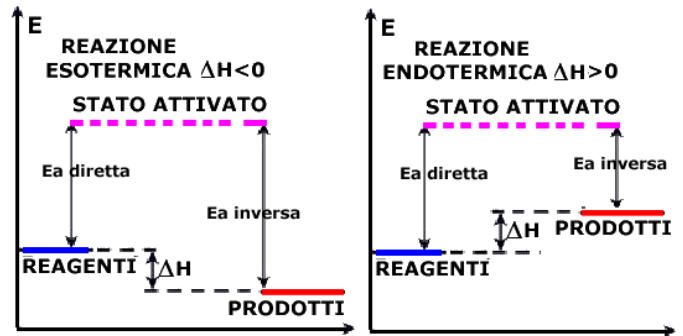
secondo la **teoria degli urti**, una reazione può avere luogo a condizione che le molecole reagenti si urtino con un'energia cinetica media  $\geq$  energia di attivazione **Ea** della reazione, e secondo direzioni opportune; a parità di condizioni, al crescere di **Ea** decresce la  $v_R$  (e viceversa) e in una reazione a più stadi quello lento risulta essere lo stadio **cineticamente controllante**;

i reagenti per trasformarsi in prodotti debbono superare la barriera energetica dovuta all'energia di attivazione;

- reazione **esotermica**: livello energetico dei prodotti è inferiore a quello dei reagenti;  $E_{Adiretta} < E_{Ainversa}$ ; [En.attivazione];

- reazione **endotermica**: livello energetico dei prodotti è superiore a quello dei reagenti;  $E_{Adiretta} > E_{Ainversa}$ ;

- **stato attivato** (o di transizione, per una reazione cineticamente semplice): è una situazione a più alta energia sia dei reagenti che dei prodotti; in questo stato alcuni legami si stanno rompendo e altri formando.

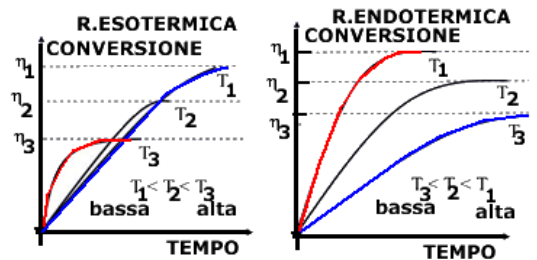


**C)  $v_{REAZ}$  al VARIARE di CONCENTRAZIONE e TEMPERATURA: ISOTERME DI REAZIONE -**

L'effetto di concentrazione e temperatura sulla velocità di reazione si può spiegare con le isoterme di reazione.

Le linee tratteggiate indicano la conversione  $\eta$  all'equilibrio alla temperature T assegnate; all'aumentare del tempo t di reazione aumenta la conversione fino all'equilibrio a quella temperatura;

la velocità di reazione  $v_R$  (=pendenza della curva), è massima all'inizio a conversione nulla e diminuisce man mano; la velocità iniziale è più alta a temperatura più alta.

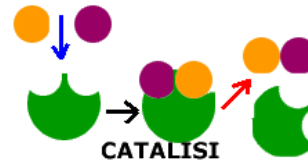


- caso reazione **esotermica**: conviene iniziare alla temperatura più alta possibile (favorita la cinetica), per poi abbassare la temperatura di reazione, via via, aumentando la conversione per l'equilibrio più favorevole (favorita la termodinamica).

- caso reazione **endotermica**: conviene operare alla più alta temperatura possibile;

## 2 – CATALISI CHIMICA –

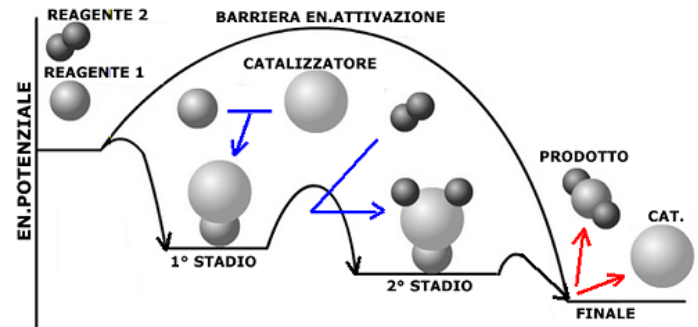
**CATALIZZATORE** = sostanza, presente anche in piccola quantità, che modifica la velocità di una reazione chimica (cinetica), senza entrare a far parte della composizione dei prodotti finali e senza variare lo stato di equilibrio della reazione stessa (non influenza la termodinamica); [aumenta la velocità con cui si raggiunge l'equilibrio in quelle condizioni].



Di notevole interesse applicativo in gran parte dei processi della chimica industriale e biologica.

### MECCANISMO DI AZIONE:

suddivide la reazione in più stadi a Energia di Attivazione inferiore e velocità maggiore, con formazione di prodotti intermedi labili (bassa vita media) che poi terminano con la formazione del prodotto finale; si hanno un N° maggiore di urti utili tra particelle, a E sufficiente per superare l'En.attivazione;



### FATTORI e FENOMENI che influenzano la CATALISI:

- **selettività**: C. accelera solo la reazione voluta, impedendo o rallentando la formazione di prodotti indesiderati o secondari;
- **attività**: attitudine a fare avvenire le reazioni in modo più veloce; [effetto inverso al fattore precedente]; dipende dal n° di centri attivi liberi/unità di superficie;
- **tipo di catalisi**: fissa [C. su letto fisso] – mobile [C. in movimento o a letto fluido]; catalizzatore libero-supportato; omogenea – eterogenea;
- **superficie specifica**: elevata superficie per unità di volume; materiale altamente poroso e/o di piccole dimensioni, finemente suddiviso;
- **attivazione**: creazione nel catalizzatore di caratteristiche di affinità per reagenti e prodotti;
- **invecchiamento**: attività del catalizzatore decade col tempo, dovuto a trasformazioni della superficie catalitica, ricristalizzazioni con crescita delle dimensioni dei cristalli di catalizzatore e scomparsa dei difetti reticolari, e conseguente diminuzione della superficie specifica e dei centri attivi;
- **avvelenamento**: sostanze che si fissano sui siti attivi, disattivandoli; azione temporanea o permanente, a seconda della durata del fenomeno e della possibilità o meno di rigenerazione;
- **sinterizzazione**: decadenza delle proprietà meccaniche ad alte temperature con collasso della struttura e perdita di attività catalitiche;

### TIPI DI CATALISI: eterogenea – omogenea;

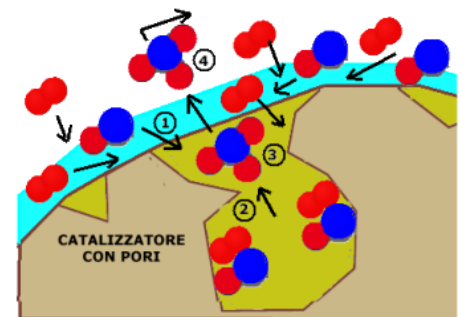
#### CATALISI ETEROGENEA

reagenti, catalizzatori e prodotti sono presenti in fasi diverse;

p.es. reazioni in fase gas + cat.solido;

la reazione avviene sulla superficie e all'interno del catalizzatore (superficie specifica)

con C. altamente poroso e suddiviso, con pori di piccole dimensioni;



#### FASI della catalisi eterogenea:

vedi fig.a lato: 1: strato limite; 2: pori; 3-4: uscita prodotto;

-*Diffusione esterna*: i reagenti raggiungono la superficie esterna del catalizzatore, attraversando per diffusione lo strato limite;

-*Diffusione interna*: i reagenti diffondono all'interno dei pori del catalizzatore;

-*Adsorbimento*: i prodotti si adsorbono alla superficie del catalizzatore, nei centri attivi; formazione di legami molecolari deboli (a.fisico) e/o chimici forti (a.chimico); la forza non è eccessiva, per favorire il rilascio dei prodotti;

-*Reazione superficiale*: con formazione di prodotti intermedi labili e finali;

-*Desorbimento*: i prodotti si desorbono dalla superficie del catalizzatore; fase veloce;

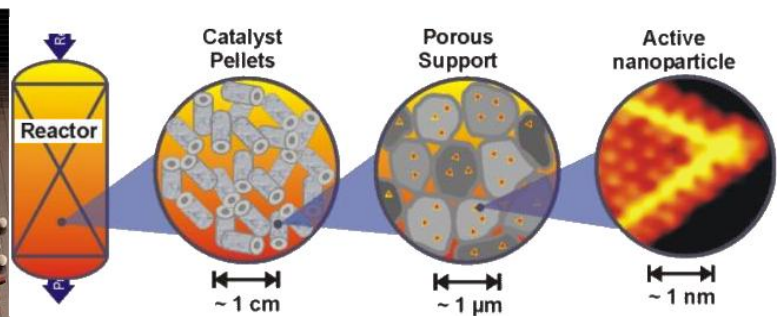
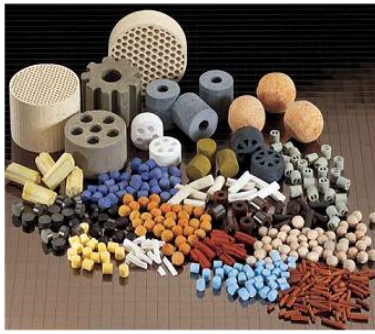
-*Controdiffusione interna- esterna*: i prodotti diffondono attraverso i pori fino a raggiungere la superficie esterna, e diffondono attraverso lo strato limite;

La velocità globale dipende da quelle dei singoli stadi, ed è limitata da quella più lenta;

#### Caratteristiche dei catalizzatori SOLIDI

C.SOLIDI: singola sostanza o composti/miscele complessi; spesso è presente un *supporto* su cui è depositato il componente attivo (resistenza meccanica – facilità di smaltimento calore); sono aggiunte anche altre sostanze: *promotori protettori* (funzione di proteggere la struttura attiva), *attivatori* (facilitano il desorbimento), *inibitori* (deprimono l'attività del catalizzatore).

La forma e la granulometria possono essere molto varie, a seconda delle diverse esigenze di reazione. METODI impiegati per preparare i catalizzatori; tra questi i più importanti sono i seguenti:



**impregnazione:** consiste nel bagnare il supporto con una

soluzione del componente attivo, segue essiccamento e eventuale calcinazione.

**precipitazione e coprecipitazione:** usati per preparare sia catalizzatori supportati sia i non supportati;

coprecipitazione = quando si fa precipitare insieme più componenti, usato con cat. non supportati.

USI: la catalisi eterogenea è impiegata spesso per processi continui e produzioni di grande potenzialità; usa catalizzatori di prezzo elevato;

ESEMPI: - sintesi  $\text{NH}_3$ : cat. Fe; - cracking petrolifero: cat.  $\text{Al}_2\text{O}_3/\text{SiO}_2$ ; - sintesi  $\text{HNO}_3$ : cat. PtRh; - reforming petrolifero: cat. Pt;...

## CATALISI OMOGENEA

-reagenti, catalizzatori e prodotti sono nella stessa fase, liquida o gas; il catalizzatore è uniformemente distribuito nell'ambiente di reazione e la velocità di reazione dipende anche dalla sua concentrazione;

-problemi per separare e recuperare i prodotti finali;

ESEMPI di catalisi omogenea:

-Cat. con complessi dei metalli di transizione: sono dei composti in cui è presente un metallo di transizione al quale sono legati dei gruppi detti leganti il numero eccedente il numero d'ossidazione del metallo.

-Cat. enzimatica: gli enzimi sono delle sostanze essenziali ai processi biologici di tutti gli esseri viventi, in cui svolgono le funzioni di catalizzatori di reazioni spesso complesse.

-Processi di fermentazione: si ha lo sviluppo di microrganismi. Da un punto di vista cinetico sono delle reazioni autocatalitiche, cioè reazioni in cui il prodotto catalizza la reazione.

[vedi in [APPENDICE](#) approfondimenti su CATALISI]

## CONFRONTO E DIFFERENZE

CATALISI OMOGENEA		CATALISI ETEROGENEA	
VANTAGGI	SVANTAGGI	VANTAGGI	SVANTAGGI
FENOMENI DI TRASPORTO VELOCI	DIFFICILE SEPARAZIONE CATALIZZATORE-PRODOTTI	FACILITA' DI SEPARAZIONE (LETTO FISSO-FLUIDO)	ACCESSIBILITA' SOLO SUPERFICIALE
CATALIZZATORE ACCESSIBILE UNIFORMEMENTE FACILM.	CORROSIVITA'	NON CORROSIVA	SUPERFICIE FACILMENTE AVVELENABILE
CATALISI MOLECOLARE (PRECISA UNIFORME SELETTIVA)	LIMITATA ATTIVITA' AD ALTE T A CAUSA STABILITA' DEL COMPLESSO	POSSIBILE UTILIZZO AD ALTE T	STRUTTURA NON UNIFORME E MANCANZA DI SELETTIVITA'

[[INDICE](#)]

## 3 – REATTORI CHIMICI

**reattore chimico** = apparecchiatura in cui avviene un processo chimico o fisico.

**problemi e criteri di scelta:** sicurezza – efficienza – smaltimento e risparmio di energia – controllo e regolazione automatica –

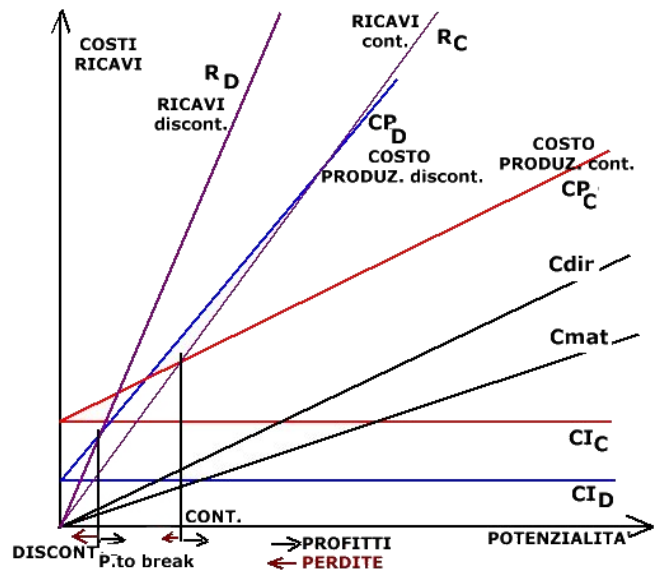
**TIPI di REATTORI:**

- **continui;** entrata reagenti e uscita di prodotti, continua; per grandi produzioni; costi di regolazione assorbiti da maggior potenzialità;
  - a) mescolamento perfetto (**CSTR**): si realizza un flusso in stato stazionario dei reagenti alimentati al reattore e dei prodotti prelevati da esso; l'alimentazione assume subito la composizione finale, che è uniforme in tutto il reattore, quindi il prodotto uscente ha la stessa composizione della miscela nel reattore;
  - b) mescolamento nullo (**PFR**): mescolamento perfetto in direzione radiale, diffusione assiale nulla lungo la direzione del flusso, (no backmixing- assenza di retromiscelazione); composizione velocità temperatura sono costanti in ogni sezione ortogonale al flusso, mentre la composizione varia lungo la direzione del flusso;
- **discontinui (BATCH);** carica dei reagenti, reazione, uscita prodotti; per piccoli impianti e potenzialità;
- **semicontinui;** caricamento di uno o più reagenti all'inizio del processo e successivamente l'aggiunta di altri in maniera discontinua;
- **in fase omogenea** (reagenti-prodotti stesso stato fisico) – **eterogenea;**
- **isotermi** ( a T costante) – **adiabatici** ( senza scambio di calore con esterno) - **catalitici** – **non catalitici;**



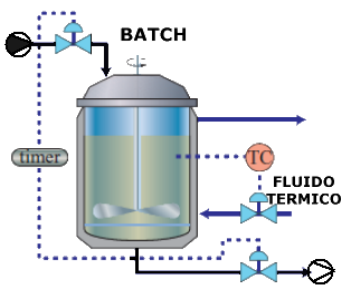
**CRITERI DI SCELTA:**

vedi diagramma a lato-  
 confronto tra costi e ricavi per impianti DISCONTINUI – CONTINUI, in funzione della potenzialità dell’impianto, per uno stesso prodotto:  
 CI: costi indiretti= ammortamenti spese impianto,spese generali,...maggiori per i continui;  
 Cdir: mano d’opera, energia, vapore,...; maggiori, in realtà, per processi discontinui;  
 Cmat: costi materie prime;  
 CP: costi di produzione = diretti + indiretti + materie prime;  
 il p.to di break è a minore potenzialità per i discontinui; il profitto è maggiore per i continui ad alte potenzialità.

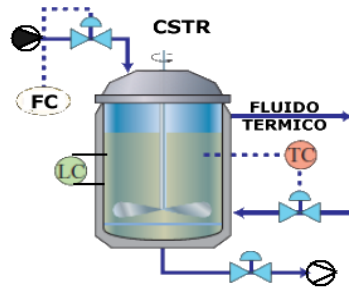


► VEDI ANCHE **BIOREATTORI** documento BIOTECNOLOGIE [5CHIM]-

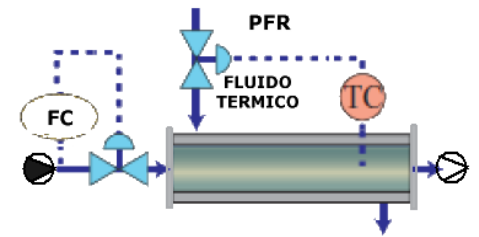
**ALCUNI TIPI DI REATTORI:**



**BATCH discontinuo miscelato o A TINO**  
 riempimento reagenti, reazione, scarico prodotto;mescolamento perfetto; R. in funzione dl tempo di reazione;

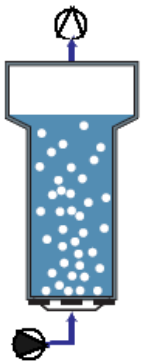


**CONTINUOUS STIRRED TANK REACTOR**  
**CSTR mescolato:** alimentazione e scarico continui;il fluido uscente ha stesse caratteristiche di quello interno; R. in funzione dl tempo di residenza;

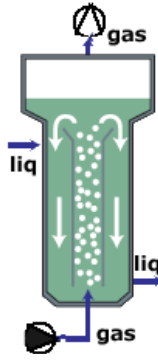


**PLUG FLOW REACTOR (flusso a pistone) o REATTORE TUBOLARE-**  
**PFR:** alimentazione e scarico continui; moto ordinato del fluido nel reattore;mescolamento radiale risp. asse del reattore; composizione variabile lungo l’asse, senza diffusione; R. in funzione dl tempo di residenza;

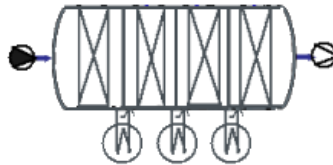
**ALTRI TIPI DI REATTORI:**



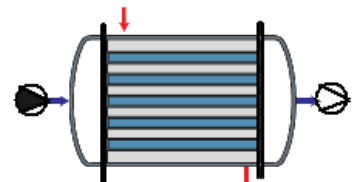
**R. A LETTO FLUIDO**  
 gas/solido



**R. A LETTO FLUIDO**  
 gas/liquido (air lift)



**REATTORE TUBOLARE catalitico A LETTO FISSO, con raffreddamenti intermedi (R.in fase gas/liquida)**



**R.ETEROGENEO MULTITUBO**  
**REATTORE A LETTO IMPACCATO (cat. interno tubi)**

**ALTRE CARATTERISTICHE:**

- tempo di riempimento per R.a mescolamento nullo;  $t = Vol_R / Fo$ ;  $Fo$ =portata volumetrica iniziale o di ingresso;
- di permanenza per reattori CONTINUI  $\tau = Vol_R / F$ ;  $V = m^3$ ;  $F = m^3/sec$  portata continua;
- velocità spaziale (reciproco del preced.):  $v_s = F / Vol_R$  corrisponde al rinnovamento del fluido nel reattore/tempo;
- controllo di TEMPERATURA:

- per TINI e CSTR si utilizzano vari sistemi, interni e/o esterni; camicie esterne, serpentine, semitubi, circolazione in scambiatori esterni, evaporazione del solvente con condensazione “ a ricadere”.

nei PFR il controllo della temperatura non riesce ad evitare che si formino sensibili gradienti radiali di temperatura con conseguente variazione della velocità di reazione e quindi di composizione.

[[INDICE](#)]

**APPENDICE:**

**A1 - ENERGIA CINETICA E ENERGIA DI ATTIVAZIONE:**

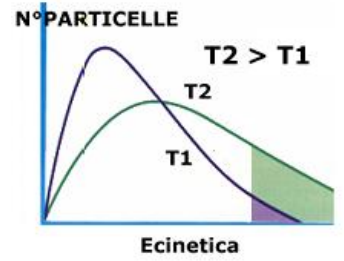
distribuzione statistica dell'En.cinetica di un gas:

l'energia cinetica **media** di un gas è legata a  $T$  dalla relazione:  $E_{cin} = \frac{3}{2}kT$ ;

le molecole di un gas hanno energia cinetica compresa nei limiti  $0 < E_{cin} < \infty$ ;

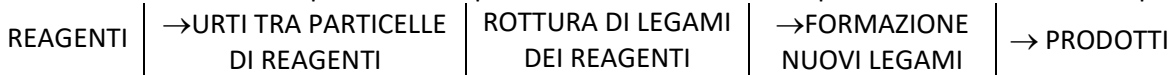
nella figura sono mostrate le curve di distribuzione dell'energia cinetica di un gas a due temperature diverse; le zone colorate della figura rappresentano le percentuali di molecole che hanno  $E_{cin}$  maggiore di un certo valore di soglia; se questo valore di soglia è stato preso uguale a  $E_{att}$ , allora a  $T$  più alte ci sono percentuali maggiori di molecole che hanno  $E_{cin} > E_{att}$  e quindi possono reagire fra loro per dare i prodotti di reazione.

Siccome con l'aumentare della temperatura aumenta la percentuale di molecole che hanno  $E_{cin} > E_{att}$  di conseguenza aumenterà la velocità di reazione.



**A2 – TEORIA DEGLI URTI:**

solo le collisioni in cui l'En.cinetica complessiva delle particelle è  $\geq$  En.attivazione portano alla formazione di prodotti;



NOTE: 1- la frequenza degli urti aumenta all'aumento di concentrazione (pressione);

2 – gli urti per essere efficaci devono essere “energetici”;

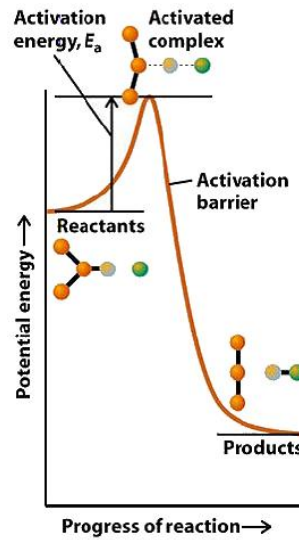
3 – non sempre i reagenti urtano nel modo giusto (urti efficaci);

**A3 – TEORIA DELLO STATO DI TRANSIZIONE:**

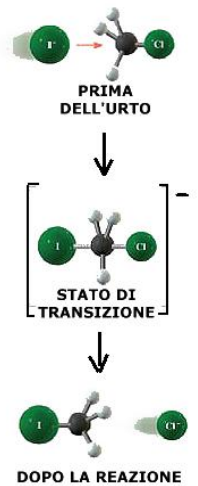
l'energia di attivazione è come una barriera nel passaggio da Reagenti a Prodotti;

se l'Energia posseduta dai reagenti non è abbastanza elevata, i reattivi non riescono a superare la barriera, e il composto attivato (stadio intermedio) non si forma;

per la Teoria degli urti, la reazione si verifica solo se i reagenti si urtano con  $En.cinetica \geq En.attivazione$ .

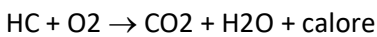


Prof.A.Tonini

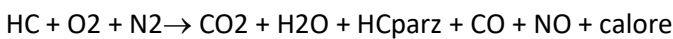


**A4 - ES. MARMITTA CATALITICA:**

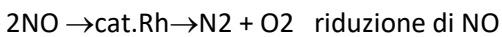
combustione ideale:



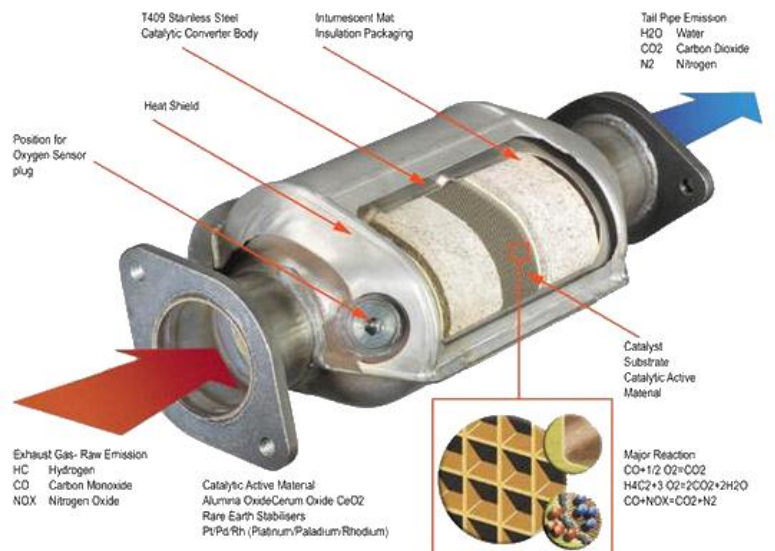
combustione reale:

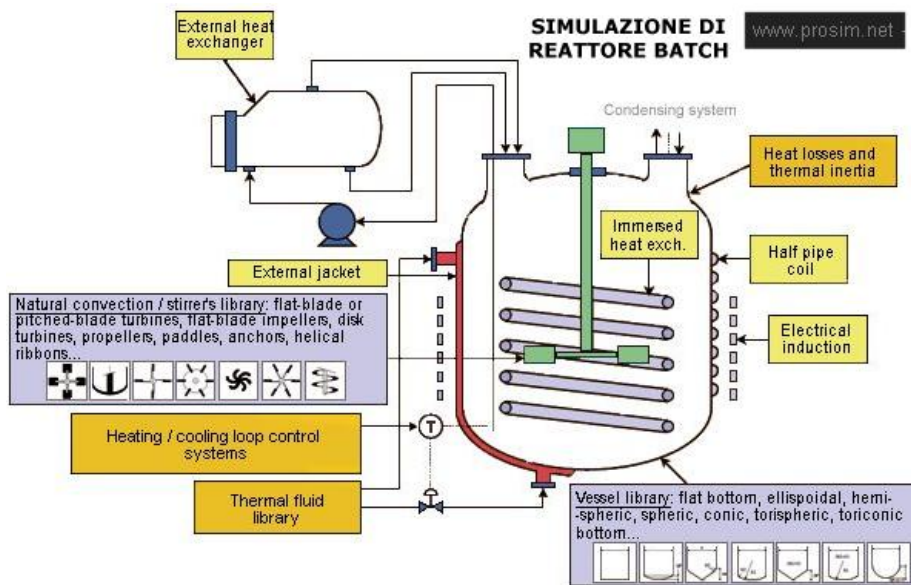


**MARMITTA:**



ossidazione di HCparz e CO



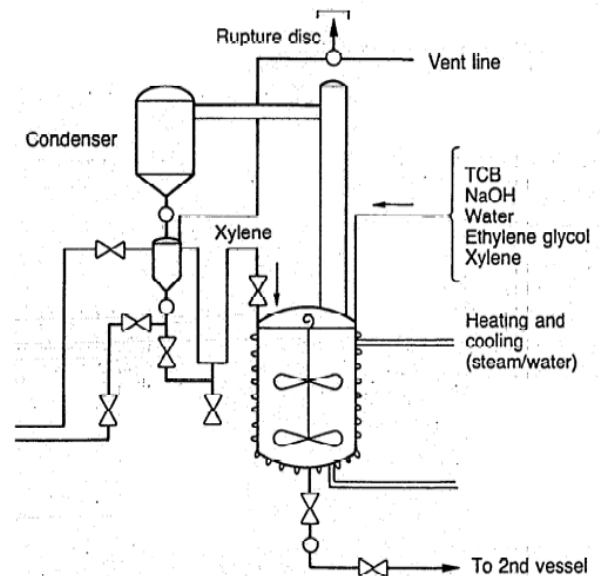


[[INDICE](#)]

## PROBLEMI DI SICUREZZA:

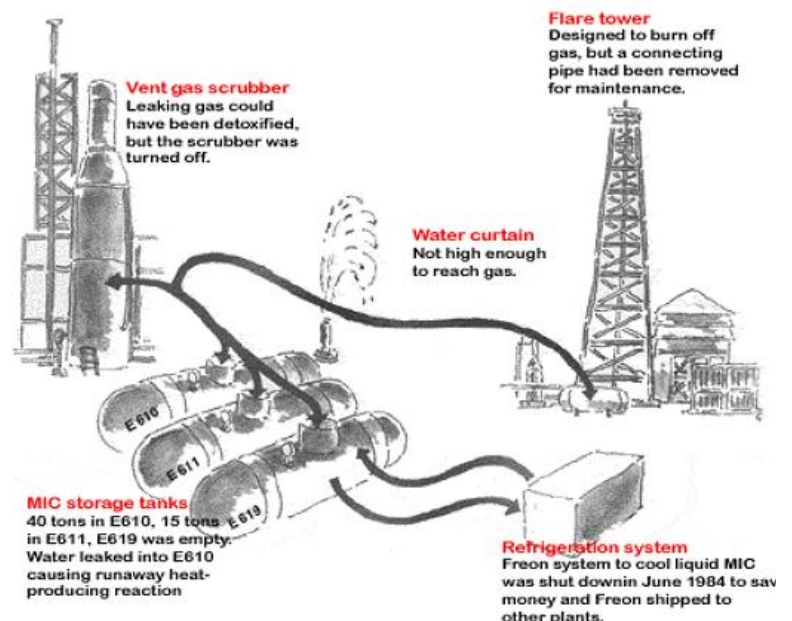
### 1 – REATTORE INCIDENTE SEVESO (ICMESA 1976):

dal reattore B fuoriesce una nube tossica che il vento propaga velocemente nel territorio circostante, densamente abitato: si riesce ad identificare la sostanza chimica fuoriuscita con l'incidente: si tratta di TCDD (2,3,7,8-tetraclorodibenzo-p-diossina), composto altamente tossico e cancerogeno. Il processo in cui ha avuto luogo l'incidente è la produzione di 2,4,5-triclorofenolo (TCP) in un reattore discontinuo: questo prodotto viene utilizzato nei diserbanti.



### 2 – INCIDENTE BHOPAL (UNION CARBIDE 1984)

L'incidente si è verificato a Bhopal nel 1984 in un impianto di produzione di pesticidi, per contaminazione accidentale con acqua di uno dei serbatoi di stoccaggio contenenti isocianato di metile MIC, sostanza ad elevata tossicità, volatile, infiammabile e fortemente reattiva. Durante una manutenzione, l'acqua per via di alcuni malfunzionamenti, finì nella vasca provocando la reazione dell'Isocianato di metile, che a contatto con l'acqua sviluppò calore facendo aumentare la pressione all'interno dei serbatoi. Il gas formatosi si espanse verso la torcia spenta e tappata, facendo aumentare ulteriormente la pressione fino alla rottura della valvole e diffondendosi quindi nell'atmosfera.



[[INIZIO](#)]