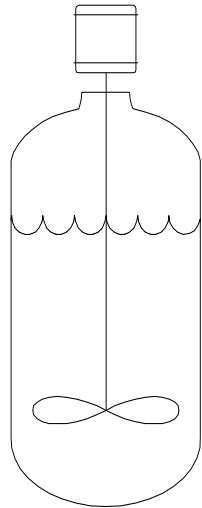


TKM 1253  
Teknik Reaksi Kimia Lanjut  
Pengantar Reaktor Ideal

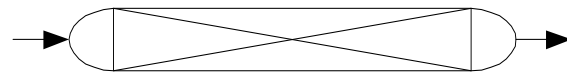
Dr Endah Retno Dyartanti

# Reaktor Kimia



**A+B+P**

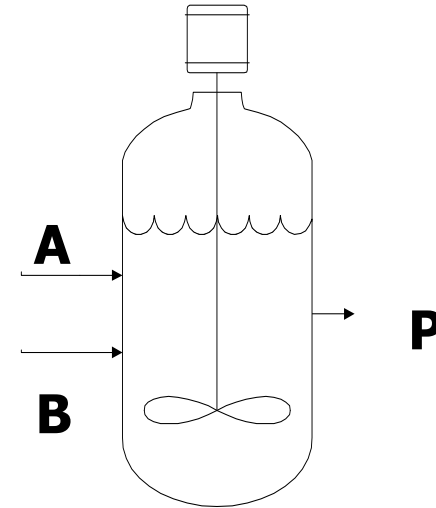
Reaktor Partaian



**A+B**

**P**

Reaktor Pipa Ideal  
Reaktor Aliran Sumbat

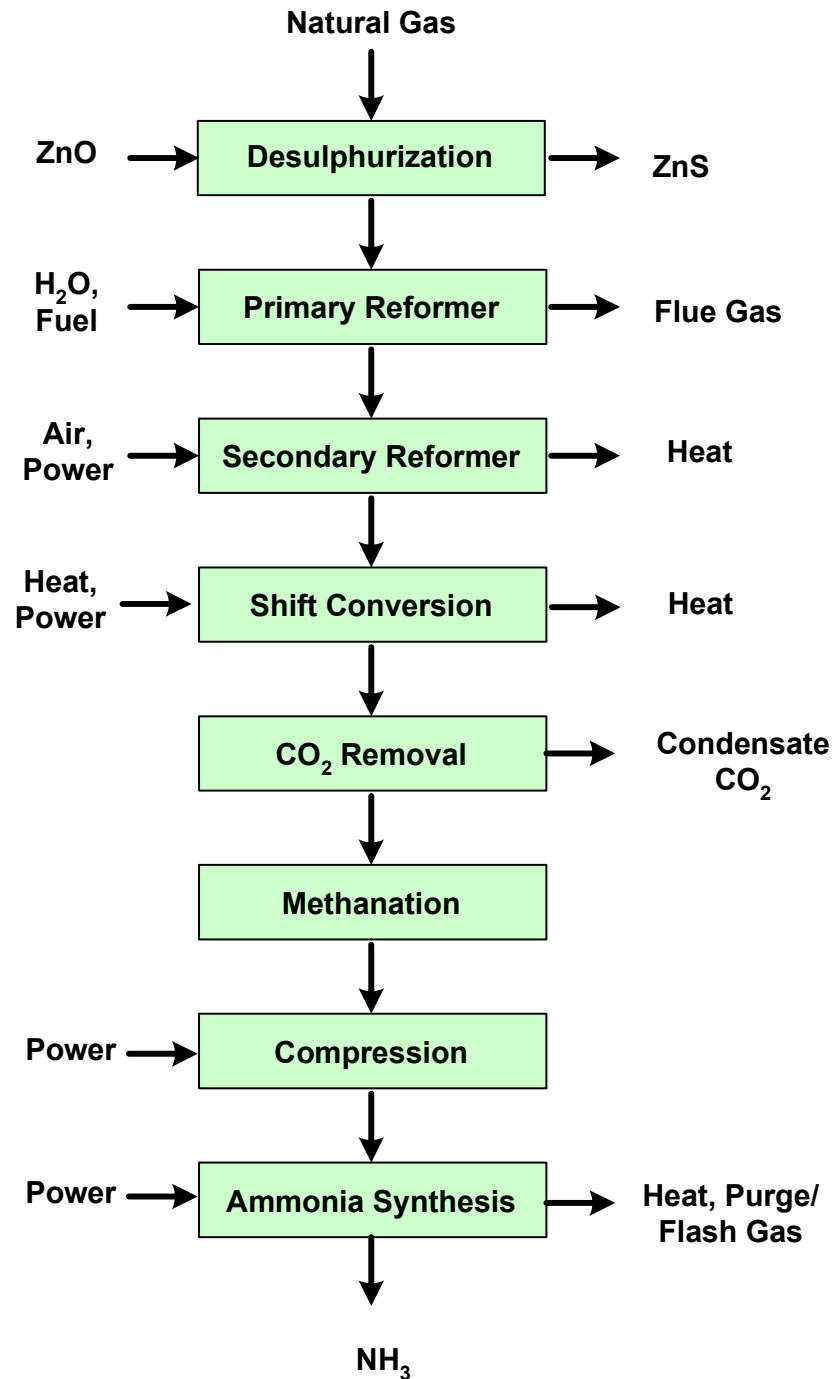


Reaktor Tangki Ideal

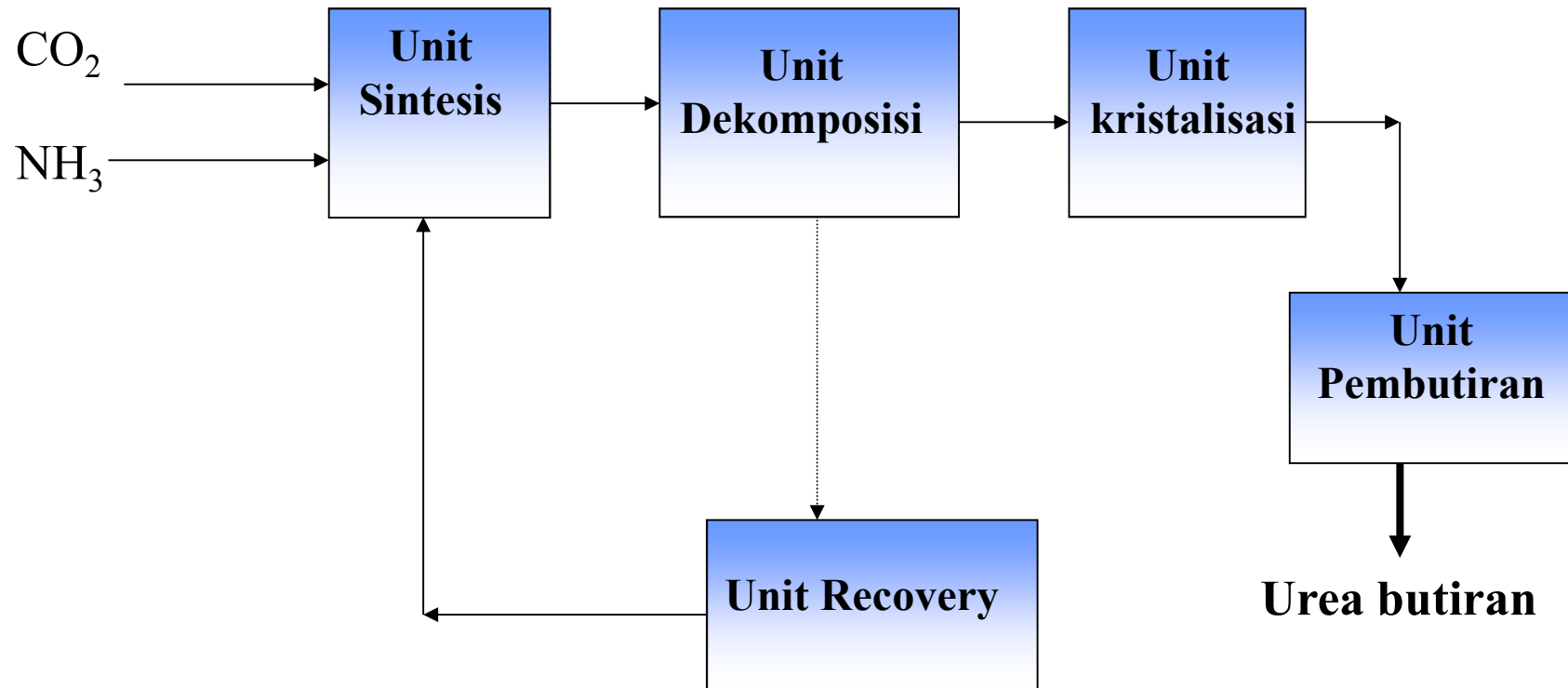
# Karakteristik Reaktor Ideal

Karakteristik		Reaktor Partaian	Reaktor Aliran Sumbat	Reaktor Tangki Ideal
Kondisi ideal	Temperatur, tekanan, komposisi	Uniform setiap saat	Konsentrasi berubah ke arah keluaran reaktor.  Tak ada gradien konsentrasi dan temperatur ke arah radial.  Tak ada difusi dan pencampuran ke arah aksial.	Pencampuran sempurna.  Komposisi di dalam reaktor uniform, dan besarnya sama dengan keluaran reaktor.
	Distribusi waktu tinggal reaktan.	Seragam.	Seragam.	Tidak seragam.
Karakteristik Kinetika	Volume reaktor yang dibutuhkan untuk derajat konversi yang sama.	Relatif kecil.	Relatif kecil.	Besar.
	Distribusi produk (untuk reaksi konsekutif).	Besar, untuk produk antara.	Besar, untuk produk antara.	Kecil, untuk produk antara.
<i>Features</i>	Fleksibilitas	Tinggi	Rendah	Medium
	Aplikasi	Multiguna, skala kecil.	Skala besar.	Skala medium

# Reaksi Kimia di Pabrik Amoniak



# Reaksi Kimia di Pabrik Urea



# Reaktor dalam Pabrik Kimia

- Reaktor adalah wadah untuk melangsungkan reaksi.
- Kinerja reaktor sangat menentukan ekonomi pabrik.
- Reaktor adalah **jantung pabrik kimia**.

# Kinerja Reaktor

- Konversi
- Selektivitas
- Yield
  
- Hilang tekan sepanjang reaktor, kadang-kadang juga digunakan sebagai batasan kinerja reaktor.

# Faktor-faktor yang Mempengaruhi Kinerja Reaktor

- |                         |                                                    |
|-------------------------|----------------------------------------------------|
| ● Keadaan Reaktor       | : tipe, bentuk dan ukuran                          |
| ● Sifat Reaksi          | : sifat termodinamika, sifat kinetik dan katalisis |
| ● Sifat Peristiwa Fisik | : perpindahan massa dan perpindahan kalor          |
| ● Kondisi Operasi       | : konsentrasi, temperatur, tekanan dan laju alir   |

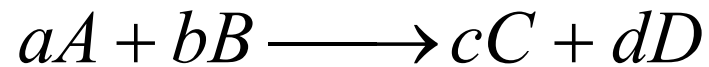


# Konversi Kimia dalam Reaktor Kimia

- Ada beberapa cara yang digunakan untuk memberikan kondisi optimum pada sebuah proses pereaksian:
  - mengatur konsentrasi reaktan,
  - mengatur temperatur dan tekanan sistem reaksi,
  - memilih jenis reaktor yang cocok,
  - mengintervensi reaksi dengan menambahkan katalis.
- Ada dua cara yang digunakan untuk mengetahui tingkat konversi sebuah reaksi kimia yaitu dengan menghitung:
  - derajat reaksi (*degree of reaction*) atau koordinat reaksi (*reaction coordinate*),
  - derajat konversi.

# Konversi Kimia dalam Reaktor Kimia

## Derajat Reaksi



Secara termodinamika ditulis:  $\sum_{i=1}^N \nu_i S_i = 0$

$$-aA - bB + cC + dD = 0$$

Jika jumlah mol  $A$  yang bereaksi adalah  $\Delta n_A$ , maka jumlah mol komponen lain yang bereaksi atau terbentuk adalah:

$$\text{B yang bereaksi: } \Delta n_B = \frac{\nu_B}{\nu_A} \Delta n_A$$

$$\text{C yang terbentuk: } \Delta n_C = \frac{\nu_C}{\nu_A} \Delta n_A$$

# Konversi Kimia dalam Reaktor Kimia

## Derajat Reaksi (*lanjutan*)

maka didapatkan sebuah bentuk umum berikut:

$$\frac{\Delta n_A}{\nu_A} = \frac{\Delta n_B}{\nu_B} = \dots = \frac{\Delta n_i}{\nu_i}$$

Besaran ini juga biasa disebut sebagai **derajat reaksi** atau **koordinat reaksi**.

$$\frac{\Delta n_i}{\nu_i} = \varepsilon$$

# Konversi Kimia dalam Reaktor Kimia

## Derajat Konversi

Derajat konversi didefinisikan sebagai:

$$X_i = \frac{n_{i,0} - n_i}{n_{i,0}}$$

$X_i$  : derajat konversi substansi  $i$

$n_{i,0}$  : jumlah mol mula-mula substansi  $i$

$n_i$  : jumlah mol substansi  $i$  pada keadaan akhir

Contoh reaksi:



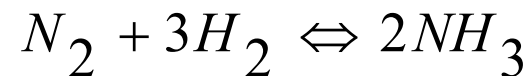
$$X_A = \frac{n_{A,0} - n_A}{n_{A,0}}$$

$$X_B = \frac{n_{B,0} - n_B}{n_{B,0}} = \frac{b}{a} \frac{n_{A,0}}{n_{B,0}} X_A$$

# Konversi Kimia dalam Reaktor Kimia

## Contoh

- Tinjau reaksi sintesa amoniak berikut:



Jika pada awal reaksi terdapat masing-masing 2 mol  $N_2$  dan 4 mol  $H_2$ , dan diketahui bahwa pada akhir reaksi terdapat 1 mol  $N_2$ , maka tentukan derajat reaksi dan derajat konversi  $N_2$  dan  $H_2$ . Hitung derajat konversi  $N_2$  dan  $H_2$  jika pada keadaan awal terdapat 6 mol  $H_2$  dan 2 mol  $N_2$ .

# Konversi Kimia dalam Reaktor Kimia

## Contoh (*lanjutan*)

- Derajat Reaksi

Pada akhir reaksi sisa  $N_2$  sama dengan 1 mol.

Sehingga  $N_2$  yang bereaksi adalah :  $2 - 1 = 1$  mol.

Dari stoikiometri reaksi diketahui bahwa setiap mol  $N_2$  yang bereaksi memerlukan 3 mol  $H_2$ , sehingga:

$$\Delta n_{N_2} = n_{N_2} - n_{N_2,0} = 1 - 2 = -1$$

$$\Delta n_{H_2} = n_{H_2} - n_{H_2,0} = 1 - 4 = -3$$

Derajat reaksi atau koordinat reaksi adalah:

$$X = \frac{\Delta n_{N_2}}{\nu_{N_2}} = \frac{\Delta n_{H_2}}{\nu_{H_2}}$$

$$X = \frac{-1}{-1} = \frac{-3}{-3} = 1$$

# Konversi Kimia dalam Reaktor Kimia

## Contoh (*lanjutan*)

- Derajat Konversi

Derajat konversi untuk masing-masing reaktan adalah sebagai berikut:

$$X_{N_2} = \frac{n_{N_2,0} - n_{N_2}}{n_{N_2,0}} = \frac{1}{2}$$

$$X_{H_2} = \frac{n_{H_2,0} - n_{H_2}}{n_{H_2,0}} = \frac{3}{4}$$

- Derajat Konversi untuk  $H_2/N_2 = 6/2$

$$X_{N_2} = \frac{2-1}{2} = \frac{1}{2}$$

$$X_{H_2} = \frac{6-3}{6} = \frac{1}{2}$$

## Hubungan Derajat Konversi dengan Komposisi

$n_A$	=	$n_{A0} - X_A n_{A,0}$
$n_B$	=	$n_{B,0} + \frac{\nu_B}{-\nu_A} X_A n_{A,0}$
$n_C$	=	$n_{C,0} + \frac{\nu_C}{-\nu_A} X_A n_{A,0}$
$n_D$	=	$n_{D,0} + \frac{\nu_D}{-\nu_A} X_A n_{A,0}$
<i>Total</i>	=	$\sum_{i=1}^N \left( n_{i,0} + \frac{\nu_i}{-\nu_A} X_A n_{A,0} \right) = \sum_{i=1}^N n_{i,0} + \frac{X_A n_{A,0}}{-\nu_A} \sum_{i=1}^N \nu_i$

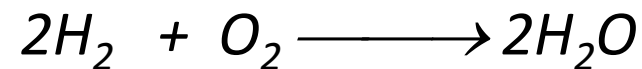


# TERMODINAMIKA REAKSI

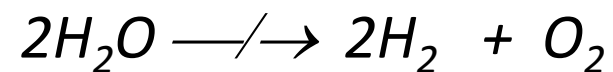
# Reaksi Ireversibel dan Reversibel

- Reaksi ireversibel adalah reaksi satu arah, sedangkan reaksi reversibel adalah reaksi yang dapat membalik.

Reaksi antara  $H_2$  dan  $O_2$  disebut reaksi ireversibel, dan dituliskan dengan persamaan:

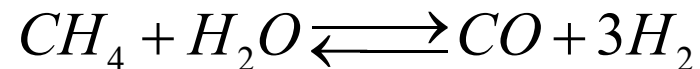


Perlu dicatat di sini bahwa dengan cara biasa (hanya melibatkan energi panas) reaksi sebaliknya tidak dapat berlangsung.



## Reaksi Ireversibel dan Reversibel (*lanjutan*)

Namun jika  $\text{CH}_4$  dan air pada perbandingan 1/1 direaksikan pada  $700^\circ\text{C}$ , maka pada akhir reaksi tidak seluruh reaktan habis terkonversi menjadi produk, karena produk yang terbentuk ( $\text{CO}$  dan  $\text{H}_2$ ) dapat bereaksi balik menjadi reaktan ( $\text{CH}_4$  dan  $\text{H}_2\text{O}$ ). Reaksi semacam ini disebut reaksi reversibel dan dituliskan dengan persamaan berikut.



# Termodinamika dan Reaksi Kimia

- berlangsung tidaknya suatu reaksi,
- reversibel tidaknya suatu reaksi,
- konversi reaksi reversibel pada saat kesetimbangan tercapai (konversi maksimum),
- kalor (energi panas) yang terlibat dalam reaksi
- Sifat termodinamika yang berkaitan langsung dengan keadaan itu adalah
  - perubahan energi bebas Gibbs ( $\Delta G$ ),
  - perubahan Enthalpi ( $\Delta H$ ),
  - temperatur (T) dan
  - tekanan (P).

# Sifat Termodinamik Reaksi dan Pemanfaatannya dalam Praktek

<b>Sifat Termodinamik</b>	<b>Keadaan Reaksi</b>	<b>Pemanfaatan dalam Praktek</b>
$\Delta G_T^0$	Berlangsung tidaknya reaksi	Evaluasi awal kelayakan reaksi
$\Delta G^0, \Delta H_r^0, T, P$	Reversibel tidaknya reaksi Konversi kesetimbangan	Target Kinerja Reaktor Pemilihan kondisi reaksi
$\Delta H_r^0$	Kalor yang terlibat reaksi	Rancangan reaktor

## Entalpi Reaksi ( $\Delta H_r$ )

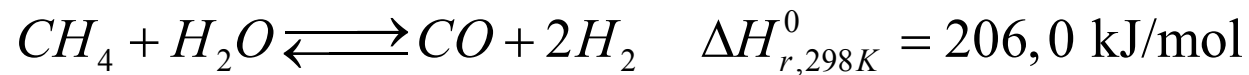
- Entalpi reaksi adalah kalor yang dibebaskan atau dibutuhkan oleh reaksi.
- **Reaksi eksoterm** jika reaksi tersebut menghasilkan kalor ( $\Delta H_r$  bernilai negatif).
- **Reaksi endoterm** jika reaksi tersebut membutuhkan kalor ( $\Delta H_r$  bernilai positif).

## Entalpi Reaksi ( $\Delta H_r$ ) (*lanjutan*)

- Reaksi Eksoterm



- **Reaksi Endoterm**



## Entalpi Reaksi pada Keadaan Standar

$$\Delta H_{r,298K}^0 = \sum \left( \nu_i \Delta H_{f,298K,i}^0 \right)_{\text{produk}} - \sum \left( \nu_i \Delta H_{f,298K,i}^0 \right)_{\text{reaktan}} \quad (3)$$

dengan  $\nu_i$  adalah koefisien stoikiometri reaksi senyawa  $i$ .

Untuk reformasi kukus,

$$\begin{aligned} \Delta H_{r,298K}^0 &= \left( \Delta H_{r,298K,CO}^0 + 3\Delta H_{r,298K,H_2}^0 \right) - \left( \Delta H_{r,298K,CH_4}^0 + \Delta H_{r,298K,H_2O}^0 \right) \\ &= \left[ (-110,5) + 3(0) \right] - \left[ (-74,9) + (-241,8) \right] \\ &= 206,2 \text{ kJ/mol } CH_4 \end{aligned}$$



# Entalpi Reaksi pada Keadaan Standar (lanjutan)

Entalpi reaksi standar pada temperatur T (bukan 298K) dapat dihitung dengan hubungan berikut:

$$\Delta H_{r,T}^0 = \Delta H_{r,298K}^0 + \int_{298}^T \Delta C_p dT$$
$$\Delta C_p = \sum (v_i C_{p,i})_{\text{produk}} + \sum (v_i C_{p,i})_{\text{reaktan}} \quad (4)$$

Harga entalpi pembentukan pada keadaan standar dan 298K ( $\Delta H_f^0_{298K}$ ) dan kapasitas kalor berbagai senyawa biasanya didaftar dalam buku-buku termodinamik, atau untuk senyawa-senyawa yang terlibat di dalam pabrik amonia, harga-harga tersebut dapat dilihat dalam pustaka 1 (M.V. Twigg (editor), *Catalyst Handbook*, 2 nd, Wolfe Publishing Ltd., 1989).

# Energi Bebas Gibbs ( $\Delta G$ ) dan Kesetimbangan Reaksi

- Perubahan energi bebas Gibbs reaksi pada keadaan standar dapat dihitung dari nilai-nilai energi-bebas-standar pembentukan senyawa-senyawa yang terlibat reaksi ( $\Delta G_{f,298K,i}^0$ ) dengan hubungan berikut:

$$\Delta G_{298K}^0 = \sum \left( \nu_i \Delta G_{f,298K,i}^0 \right)_{\text{produk}} - \sum \left( \nu_i \Delta G_{f,298K,i}^0 \right)_{\text{reaktan}} \quad (1)$$

Energi bebas Gibbs pada temperatur T ( $\Delta G_T^0$ ) dapat dihitung dengan persamaan

$$\Delta G_T^0 = \sum \left( \nu_i \Delta G_{f,T,i}^0 \right)_{\text{produk}} - \sum \left( \nu_i \Delta G_{f,T,i}^0 \right)_{\text{reaktan}}$$

# Energi Bebas Gibbs ( $\Delta G$ ) dan Kesetimbangan Reaksi

- Nilai energi bebas Gibbs suatu reaksi pada keadaan standar ( $\Delta G^0_T$ ) dapat digunakan untuk menentukan tingkat reversibilitas dan konversi pada kesetimbangan (konversi maksimum) reaksi tersebut.
- Makin negatif nilai ( $\Delta G^0_T$ ) suatu reaksi makin tidak reversibel reaksi tersebut.
- Jika ( $\Delta G^0_T$ ) suatu reaksi sangat negatif, dapat dikatakan reaksi tersebut adalah reaksi ireversibel, atau sering disebut reaksi spontan.

# Energi Bebas Gibbs ( $\Delta G$ ) dan Kestimbangan Reaksi

$$\begin{aligned}\Delta G_T^0 &= -RT \ln(K_T) \\ \Delta G_{298K}^0 &= -R(298) \ln(K_{298K})\end{aligned}\tag{5}$$

dengan  $R$  adalah konstanta gas universal = 0,008314 kJ/mol K.

$$K_{298K} = \exp\left(\frac{-\Delta G_{298K}^0}{R(298)}\right)\tag{2}$$

Sedang konstanta kestimbangan reaksi pada temperatur  $T$  dapat dihitung menggunakan:

$$K_T = \exp\left(\frac{-\Delta G_T^0}{RT}\right)\tag{6}$$

$$\frac{d(\ln K)}{dT} = \frac{\Delta H_r^0}{RT^2} \quad (\text{persamaan } \textit{van't Hoff})$$

## Konversi Maksimum ( $x_{\text{maks}}$ )

- Konversi maksimum suatu reaksi dicapai jika reaksi tersebut mencapai kesetimbangan.
- Dengan demikian konversi maksimum dapat dihitung menggunakan persamaan-persamaan kesetimbangan di atas dan definisi konstanta kesetimbangan.

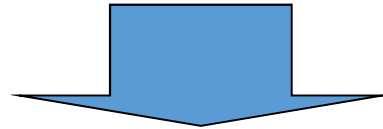
## Konversi Maksimum ( $x_{\text{maks}}$ )

Reaksi reformasi kukus :  $CH_4 + H_2O \rightleftharpoons CO + 3H_2$

$$K_P = \frac{(p_{CO})(p_{H_2})^3}{(p_{CH_4})(p_{H_2O})}$$

$$K_P = \frac{(y_{CO})(y_{H_2})^3}{(y_{CH_4})(y_{H_2O})} P_t^2$$

Jika seluruh gas dalam campuran reaksi dapat dianggap ideal,  $K = K_p$ ,  
atau



$$K = \frac{(y_{CO})(y_{H_2})^3}{(y_{CH_4})(y_{H_2O})} P_t^2 \quad (7)$$

# Konversi Maksimum ( $x_{maks}$ )

- Konversi maksimum dapat dihitung dengan urutan langkah:

Urutan langkah	Besaran yang dihitung	Data yang diperlukan	No. persamaan yang digunakan
1	$\Delta G^0_{298}$	$\Delta G^0_{f298 i}$	(1)
2	$K_{298}$	$\Delta G^0_{298}$	(2)
3	$\Delta H^0_{r298}$	$\Delta H^0_{f298}$	(3)
4	$\Delta H^0_{rT}$	$\Delta H^0_{r298}, C_{pi}, T$	(4)
5	$K_T$	$\Delta H^0_{rT}, T$	(5) atau (6)
6	$y_i$	$K_T, P_t$	(7)
7	$x_{i maks}$	$y_i, \text{komposisi awal}$	neraca massa

# Latihan

- Reaksi pergeseran CO:  $CO + H_2O \rightleftharpoons CO_2 + H_2$
- Diselenggarakan pada temperatur 301 oC. Pada temperatur tersebut, energi bebas Gibbs reaksi ini adalah -4,1577 kkal/mol.
- Jumlah CO dan H<sub>2</sub>O yang memasuki reaktor adalah:
  - CO = 15000 mol/jam
  - H<sub>2</sub>O = 40000 mol/jam
- Hitung konversi maksimum.



# Pengaruh Temperatur dan Tekanan terhadap Konversi Maksimum

- **Pengaruh Temperatur**

- untuk reaksi endoterm ( $\Delta H^0_{r,T} > 0$ ) makin tinggi temperatur makin besar nilai K, atau konversi maksimum reaksi endoterm makin besar pada temperatur yang makin tinggi.
- untuk reaksi eksoterm ( $\Delta H^0_{r,T} < 0$ ) makin tinggi temperatur makin kecil nilai K, atau konversi maksimum reaksi eksoterm makin kecil pada temperatur yang makin tinggi.

# Pengaruh Temperatur dan Tekanan terhadap Konversi Maksimum

- **Pengaruh Tekanan Total** pada konversi maksimum dapat diungkap dari definisi  $K_p$ 
  - untuk reaksi dengan  $\sum(\nu_i)_{\text{produk}} > \sum(\nu_i)_{\text{reaktan}}$  makin tinggi tekanan total makin kecil konversi kesetimbangannya.
  - untuk reaksi dengan  $\sum(\nu_i)_{\text{produk}} < \sum(\nu_i)_{\text{reaktan}}$  makin tinggi tekanan total makin besar konversi kesetimbangannya.
  - untuk reaksi dengan  $\sum(\nu_i)_{\text{produk}} = \sum(\nu_i)_{\text{reaktan}}$  tekanan total tidak berpengaruh terhadap konversi kesetimbangannya

# Pengaruh Temperatur dan Tekanan terhadap Konversi Maksimum

- **Pengaruh tekanan parsial** pada dasarnya sama dengan pengaruh konsentrasi:
  - makin tinggi konsentrasi/tekanan parsial produk di dalam umpan makin kecil konversi maksimum yang dapat dicapai, sebaliknya
  - makin tinggi konsentrasi/tekanan parsial reaktan makin tinggi konversi kesetimbangan yang dihasilkan

# KINETIKA KIMIA

# Reaksi dan Laju Reaksi

- Reaksi, pada dasarnya, adalah proses penyusunan (pemutusan dan pembentukan) ikatan antar atom di dalam molekul, sehingga diperoleh molekul (-molekul) baru dengan struktur yang berbeda dari reaktannya.
- Proses tersebut dapat berlangsung bila terjadi **kontak (tumbukan) antar molekul reaktan dengan orientasi yang tepat dan energi yang cukup.**
- Laju reaksi kimia diberi simbol ' $r$ ' dan didefinisikan sebagai laju konsumsi reaktan atau laju pembentukan produk setiap satuan jumlah 'lokasi' reaksi.

# Reaksi dan Laju Reaksi

- Pada umumnya laju reaksi dipengaruhi oleh **konsentrasi, tekanan, temperatur dan katalis**.
- Untuk kebutuhan perancangan dan evaluasi reaktor, pengaruh kondisi reaksi terhadap laju reaksi diungkapkan dalam hubungan matematik yang disebut **persamaan laju reaksi**.
- Kinetika kimia adalah ilmu tentang laju reaksi, termasuk di dalamnya pengaruh kondisi reaksi pada laju reaksi, serta cara percobaan untuk mendapatkan persamaan laju reaksi.

# Teori Reaksi Kimia

- Tinjau sebuah reaksi  $A + B \longrightarrow P$

$$r = kC_A C_B$$

$$-r_{\text{reaktan}} = kf(C_i)$$

$$r_{\text{produk}} = kf(C_i)$$

Bentuk fungsi konsentrasi  $f(C_i)$  bermacam-macam sesuai yang diperoleh dari percobaan, tetapi umumnya dapat dikelompokkan dalam dua kelompok besar.

# Teori Reaksi Kimia

1. Bentuk fungsi pangkat  $r = kC_A^\alpha C_B^\beta$

Jenis Reaksi	Stoikiometri dan Sifat Kinetik	Persamaan Laju Reaksi
ireversibel	$A + B \xrightarrow{k_{A,1,2}} C$	$r_C = k_A C_A C_B^2$ (3.6)
reversibel	$2P \xrightleftharpoons[k_{O,1}]{k_{P,1}} R$	$r_R = k_P C_P - k_R C_R$ (3.7)
konsekutif	$2A \xrightarrow{k_{A,2}} 2P \xrightleftharpoons[k_{Q,1}]{k_{P,1}} Q$	$-r_A = k_A C_A^2$ $r_P = k_A C_A^2 - k_P C_P + 2k_Q C_Q$ (3.8)
Parallel	$A \xrightarrow{k_{A,1}} P$ $A \xrightarrow{k_{A,2}} Q$	$-r_A = k_{A,1} C_A + k_{A,2} C_A^2$ $r_P = k_{A,1} C_A$ $r_Q = k_{A,2} C_A^2$ (3.9)



# Teori Reaksi Kimia

## 2. Bentuk mekanistik

Contoh persamaan Kinetik Reaksi penggeseran CO dengan katalis  $\text{Fe}_2\text{O}_3/\text{Cr}_2\text{O}_3$  yang diperoleh berdasarkan penelitian mekanistik kinetika reaksi kimia:

Bentuk persamaan	Persamaan Kinetik
Fungsi Pangkat	$r = kC_{\text{CO}}^m C_{\text{H}_2\text{O}}^n C_{\text{CO}_2}^p C_{\text{H}_2}^q \quad (3.10)$
Mekanisme Langmuir-Hinshelwood	$r = \frac{kK_{\text{CO}}K_{\text{H}_2\text{O}}C_{\text{CO}}C_{\text{H}_2\text{O}} - \frac{C_{\text{CO}_2}C_{\text{H}_2}}{K}}{\left(1 + K_{\text{CO}}C_{\text{CO}} + K_{\text{H}_2\text{O}}C_{\text{H}_2\text{O}} + K_{\text{CO}_2}C_{\text{CO}_2} + K_{\text{H}_2}C_{\text{H}_2}\right)^2} \quad (3.11)$

# Pengaruh Temperatur

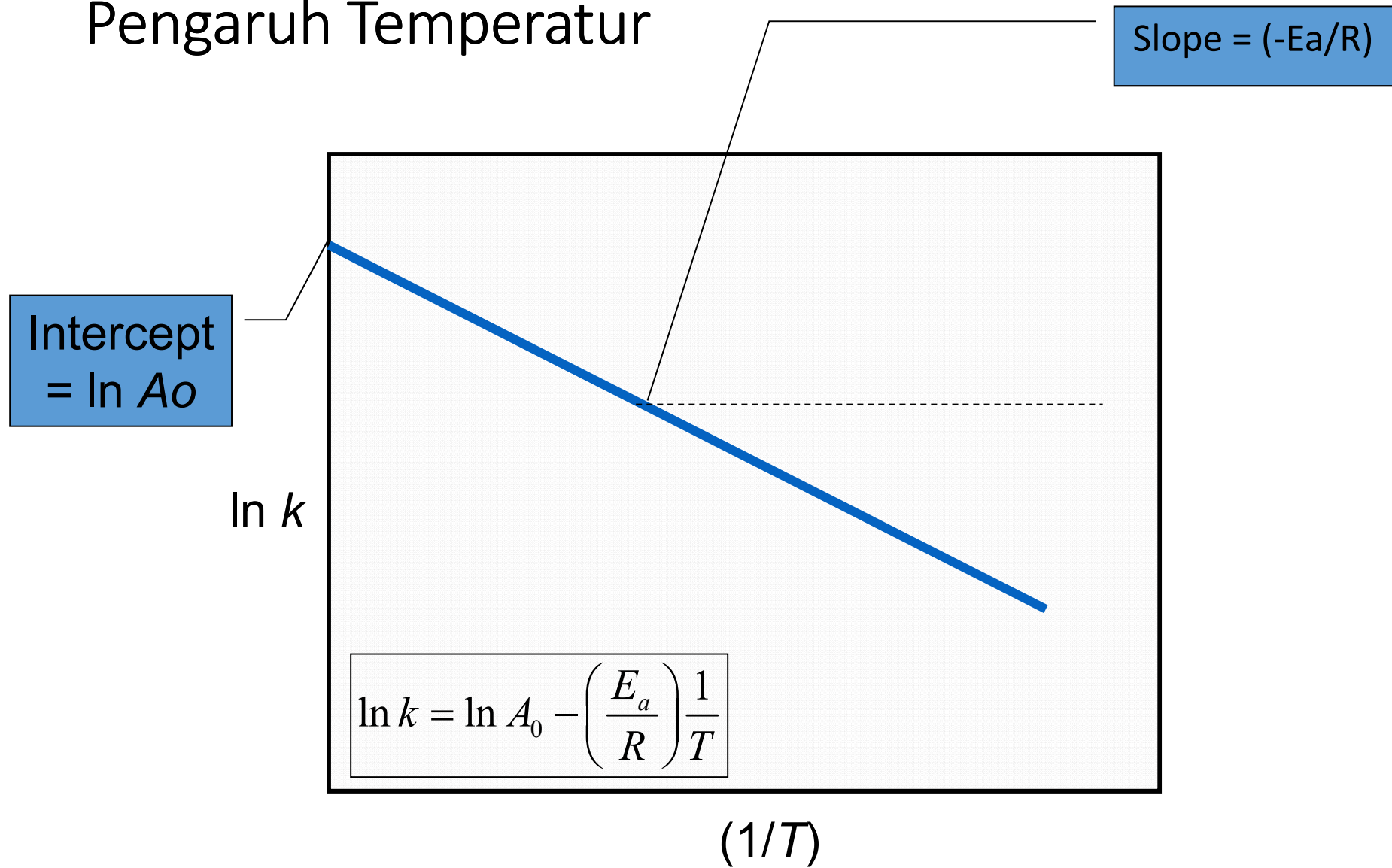
- Pada umumnya pengaruh temperatur pada laju reaksi dapat dinyatakan dengan persamaan Arrhenius :

$$k = A_0 \exp\left(\frac{-E_a}{RT}\right)$$

Berdasarkan teori kinetik,  $E_a$  (energi pengaktifan, kal/mol) diinterpretasikan sebagai energi minimum yang dibutuhkan agar tumbukan antar molekul reaktan dapat menghasilkan reaksi;

Sedangkan  $A_0$  adalah konstanta yang diinterpretasikan sebagai frekuensi tumbukan antar reaktan. Di dalam  $A_0$  ini tercakup pengaruh variabel-variabel seperti: ukuran molekul, massa molekul dan faktor orientasi tumbukan.

# Pengaruh Temperatur



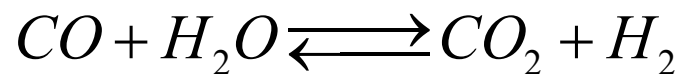
# Pengaruh Temperatur

- Hasil-hasil pengamatan terhadap reaksi menunjukkan bahwa  $E_a$  hampir selalu bernilai positif, sehingga **reaksi bertambah cepat dengan kenaikan temperatur.**

# Pengaruh Tekanan

- Tekanan tidak berpengaruh pada laju reaksi fasa cair.
- Sedang pada reaksi fasa gas, pengaruh tekanan ditunjukkan oleh persamaan laju reaksinya.

Misal untuk reaksi penggeseran CO (*CO shift conversion*) dengan persamaan laju reaksi seperti dinyatakan oleh persamaan berikut:



$$r = k p_{CO}^m p_{H_2O}^n p_{CO_2}^p p_{H_2}^q$$

$$r = k_p \left( y_{CO}^m y_{H_2O}^n y_{CO_2}^p y_{H_2}^q \right) P_t^{(m+n+p+q)}$$

Pengaruh tekanan total terhadap laju reaksi ditentukan oleh orde total reaksi ( $m + n + p + q$ ) yang dapat bernilai positif ataupun negatif.

# Peran Katalis dalam Reaksi

- Menurut teori kinetika gas, reaksi dapat berlangsung jika reaktan-reaktannya (misalnya A dan B) saling bertumbukan dengan energi yang cukup dan orientasi yang tepat.

$$r = Z \exp\left(-\frac{E_a}{RT}\right) p$$
$$r = F C_A C_B \exp\left(-\frac{E_a}{RT}\right) p$$

$Z$  = jumlah tumbukan per satuan waktu dan  $Z = F C_A C_B$   
 $F$  = frekuensi tumbukan antara molekul A dan B  
 $p$  = fraksi tumbukan dengan orientasi yang tepat.

# Peran Katalis dalam Reaksi

- Persamaan tsb mengungkapkan bahwa reaksi dapat dipercepat dengan berbagai cara, yaitu:
  - menaikkan temperatur  $T$
  - meningkatkan konsentrasi reaktan  $C_i$  atau tekanan parsial reaktan  $p_i$
  - meningkatkan ketepatan orientasi tumbukan  $p$
  - menurunkan energi aktivasi  $E_a$

# Peran Katalis dalam Reaksi

- Reaksi hidrogenasi etilen dengan katalis *CuO-MgO*

- Tanpa Katalis:  $r_0 = 1 \times 10^{27} \exp\left(-\frac{43000}{RT}\right) P_{H_2}$

- Dengan Katalis  $r_{kat} = 1 \times 10^{27} \exp\left(-\frac{13000}{RT}\right) P_{H_2}$

$$(r_{kat}/r_0) = 1,44 \times 10^{11}$$



# Kemampuan Katalis

- **Katalis dapat mempercepat laju reaksi, karena memiliki kemampuan untuk menurunkan energi pengaktifan.**
  - Biasanya hal ini diperoleh akibat dari modifikasi rute reaksi dengan melibatkan reaksi antara reaktan atau produk antara dengan katalis. Rute reaksi baru yang dihasilkan biasanya jauh lebih kompleks namun memiliki energi pengaktifan yang jauh lebih kecil.
- **Untuk reaksi reversibel katalis mempercepat reaksi ke kanan maupun ke kiri.**
  - Katalis berpengaruh pada sifat kinetik tetapi tidak berpengaruh pada sifat termodinamik.

# Kemampuan Katalis

- **Katalis bersifat spesifik, artinya satu katalis hanya mempercepat satu reaksi saja.**
  - Untuk reaksi paralel katalis hanya mempercepat satu alur reaksi saja.
- **Sejumlah kecil katalis dapat digunakan untuk sejumlah besar campuran reaksi.**
  - Reaktor amonia yang berisi  $\pm 100 \text{ m}^3$  katalis dapat digunakan untuk memproduksi 1000 - 1500 ton  $\text{NH}_3$  / hari selama kurang lebih 10 tahun.
- **Katalis dapat terdeaktivasi.**
  - akibat : panas, peracunan, pengikisan dll.

# Unjuk Kerja Katalis

- aktifitas katalis
- volume aktif katalis

# Reaktor Ideal

Reaktor Partaian (*Batch Reactor*)

Reaktor Pipa Ideal (*PFR*)

Reaktor Tangki Ideal Kontinyu (*CSTR*)