

## **LINK E-MAGAZINE**

<https://online.fliphtml5.com/ekmxo/cvyg/>

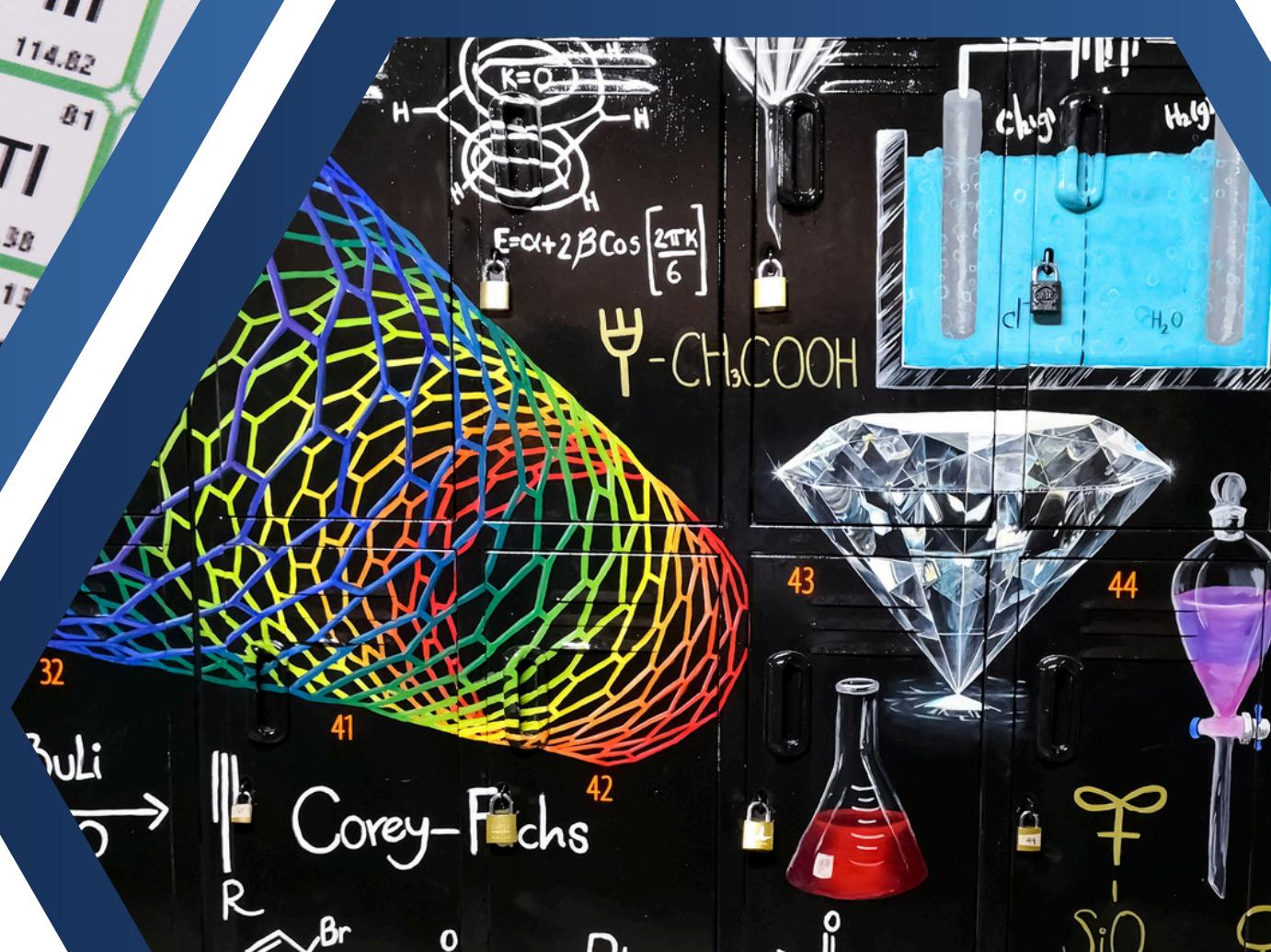
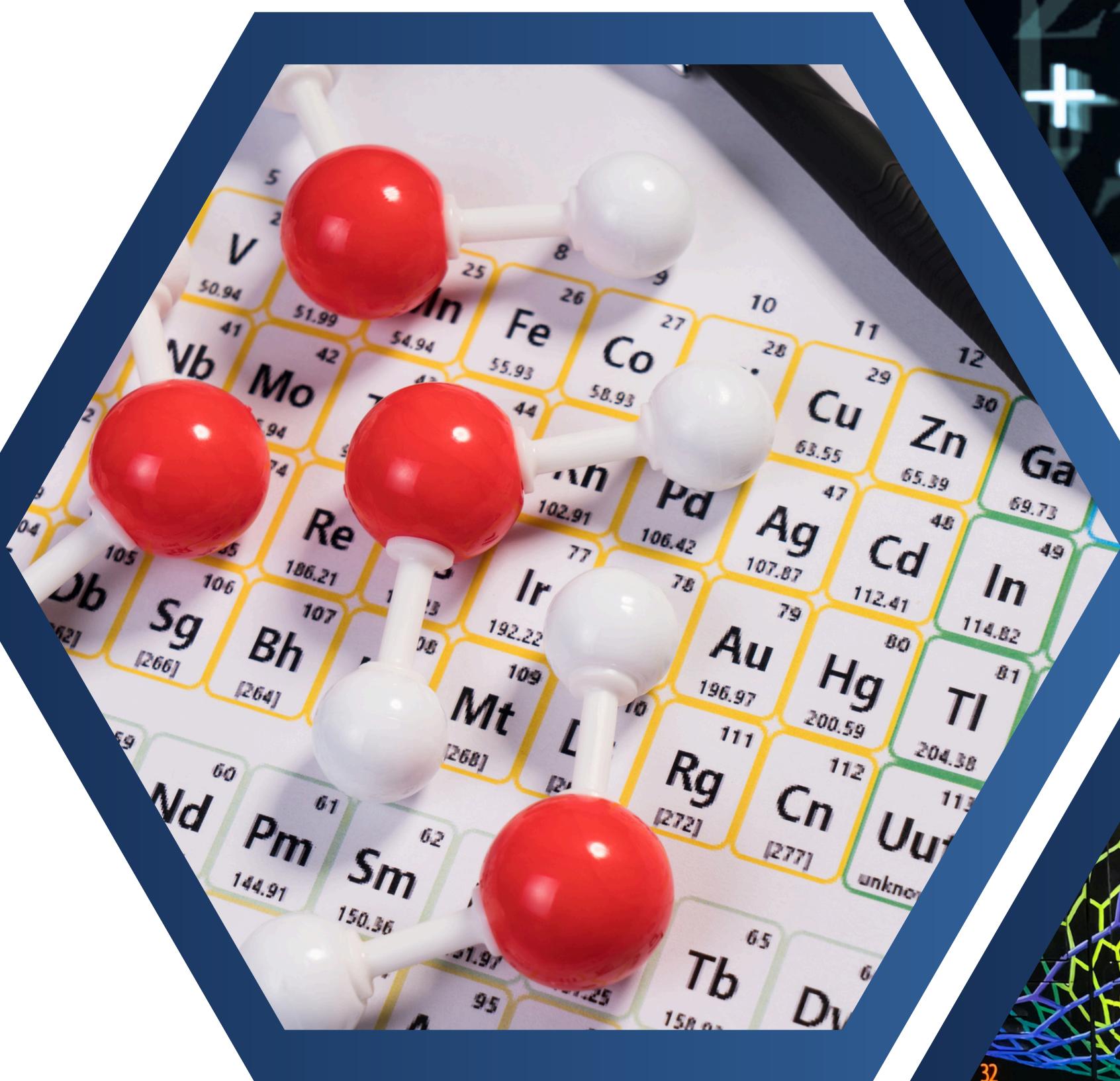
Content Magazine



# E-MAGAZINE PHYSICAL CHEMISTRY

Dibuat Oleh:

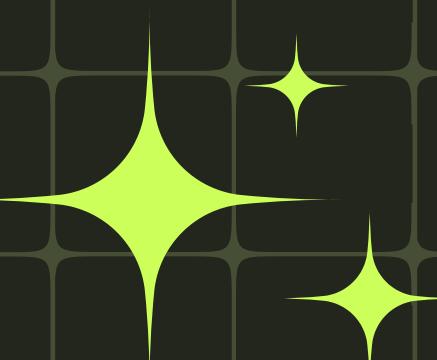
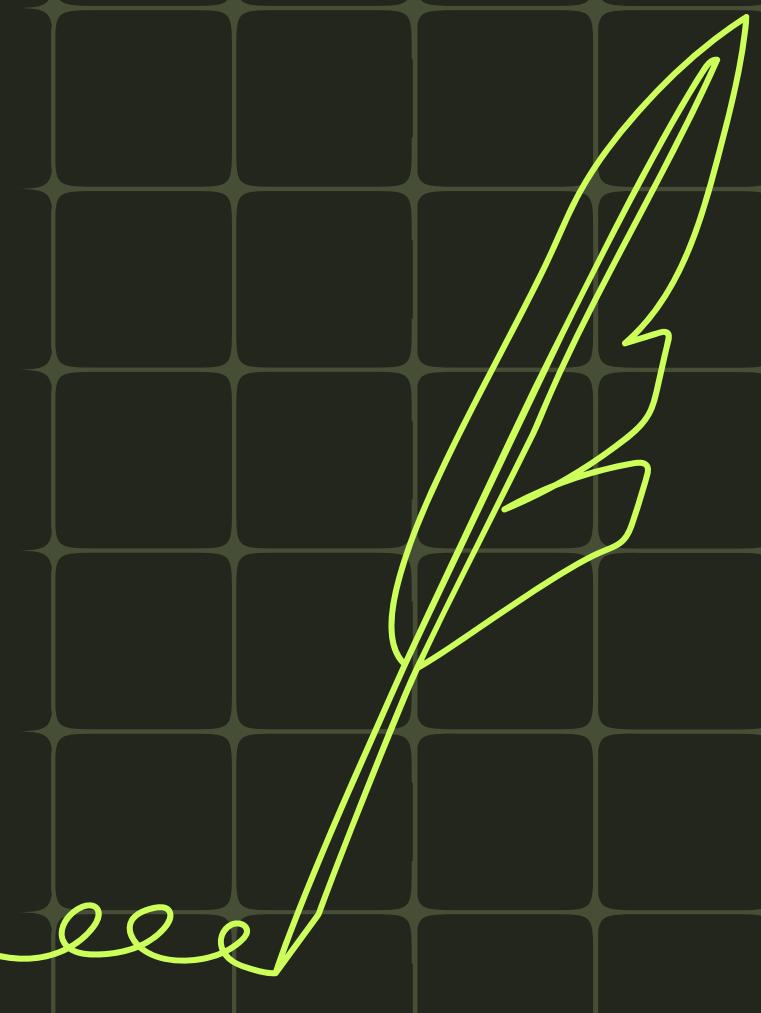
- Nabila Putri Khumaira
- Nasyrah Abbas
- Nurfitri Ramadhani



Kimia is  
**FUN**

**CHEM  
BOOST**

Seperti proton yang tidak pernah berhenti bergerak, teruslah maju dalam perjalananmu belajar kimia. Setiap langkahmu membawamu lebih dekat pada pemahaman yang lebih dalam



GROUP 4



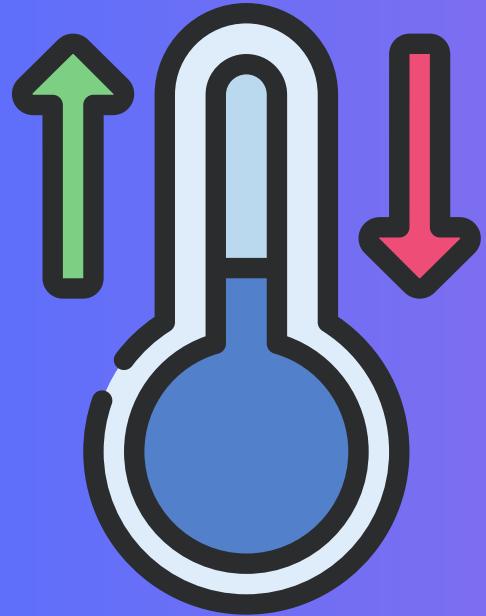
# MAGICAL BOOK



BELAJAR KIMFIS  
BERSAMA TRIO N

3N FOR UNM

# Penentuan Kalor Reaksi

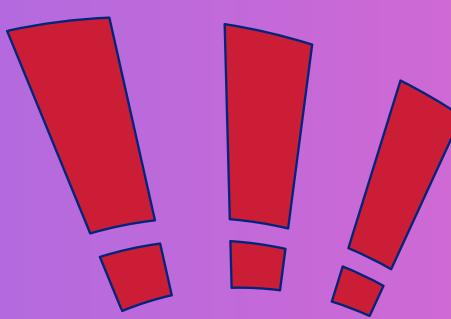


Kalor ( $q$ ) adalah perubahan energi sistem yang disebabkan oleh pemindahan energi melalui batas sistem, yang menyebabkan perbedaan suhu sistem dan lingkungannya. Menurut kesepakatan,  $q$  berharga positif jika sistem menerima kalor, dan  $q$  berharga negatif jika sistem mengeluarkan kalor.

Termodinamika adalah cabang dari ilmu kimia yang mempelajari tentang kalor reaksi, yang merupakan pengukuran kalor yang menyertai reaksi kimia. Dalam termodinamika, reaksi yang membebaskan kalor disebut reaksi eksoterm, sedangkan reaksi yang menyerap kalor disebut reaksi endoterm. Contoh reaksi eksoterm adalah pembakaran gas alam dalam kompor, sedangkan contoh reaksi endoterm adalah beras yang berubah menjadi nasi



Apa ya Hukum  
Pertama Termodinamika



Hukum pertama Termodinamika di dalam bidang kimia adalah termokimia, yaitu ilmu yang mempelajari kalor yang menyertai perubahan fisik atau reaksi kimia. Untuk menyatakannya biasanya dengan menggunakan kata-kata kalor ditambah dengan proses yang menyertainya.



## APA SAJA JENIS KALOR?

### JENIS KALOR

Kalor  
Pembentukan ( $\Delta H_f$ )

Kalor Penguraian ( $\Delta H_d$ )

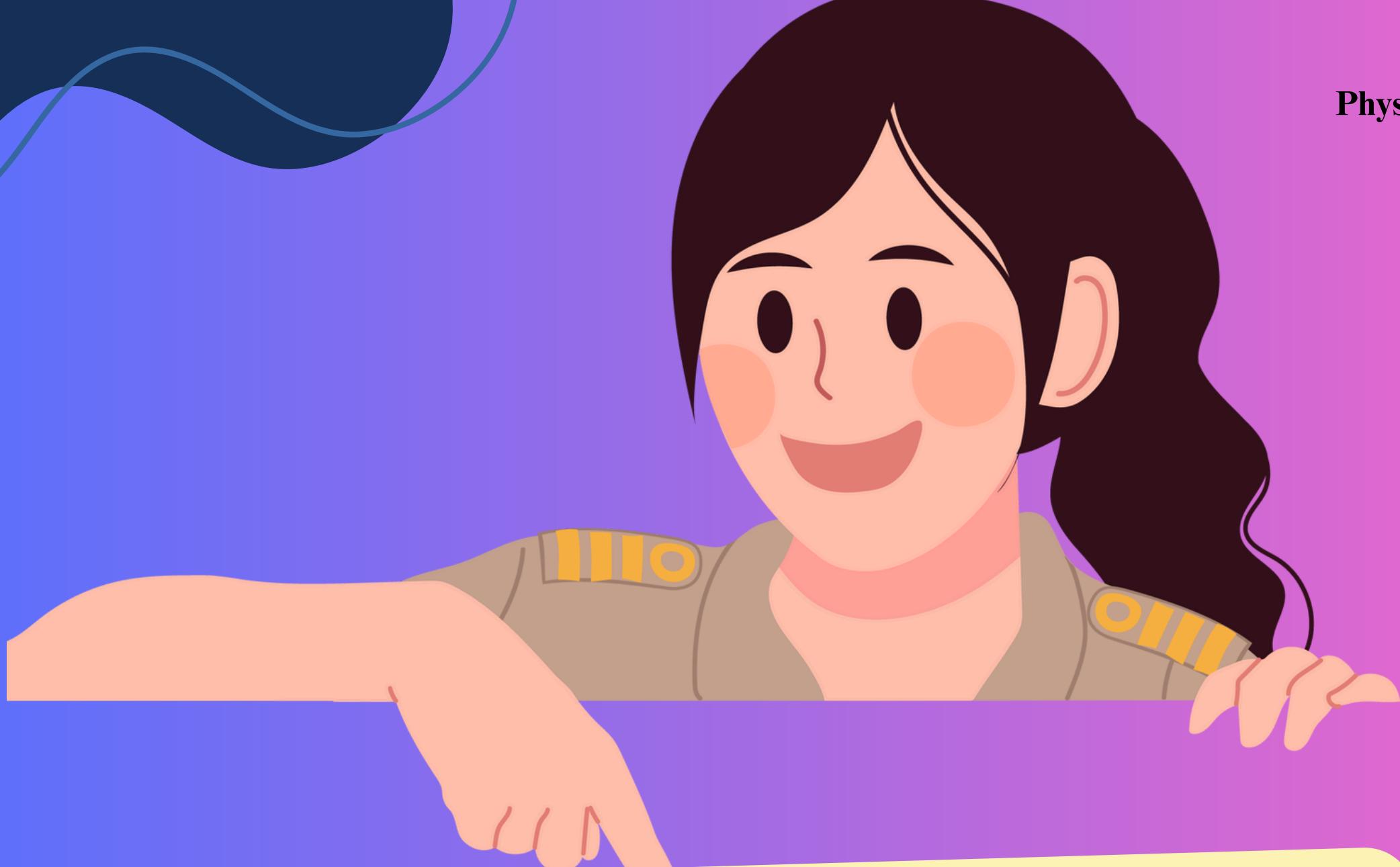
Kalor Netralisasi ( $\Delta H_n$ )

### DEFINISI

kalor yang menghasilkan atau dibutuhkan untuk membuat 1 mol senyawa dalam unsur-unsurnya, seperti berupa gas yang ditulis dengan rumus molekulnya. Contoh kalor pembentukan adalah C<sub>12</sub>, O<sub>2</sub>, Br<sub>2</sub>, H<sub>2</sub>.

Kalor penguraian adalah bentuk kalor yang dihasilkan atau dibutuhkan untuk mengurai 1 mol senyawa menjadi unsur-unsur yang lain.

Kalor netralisasi adalah jenis kalor yang didapatkan atau dibutuhkan untuk membentuk 1 mol H<sub>2</sub>O dari reaksi antara asam dan basa. Kalor ini termasuk dalam reaksi eksoterm karena adanya reaksi kenaikan suhu.



## APA SAJA JENIS KALOR?

### JENIS KALOR

Kalor  
Pembakaran ( $\Delta H_c$ )

### DEFINISI

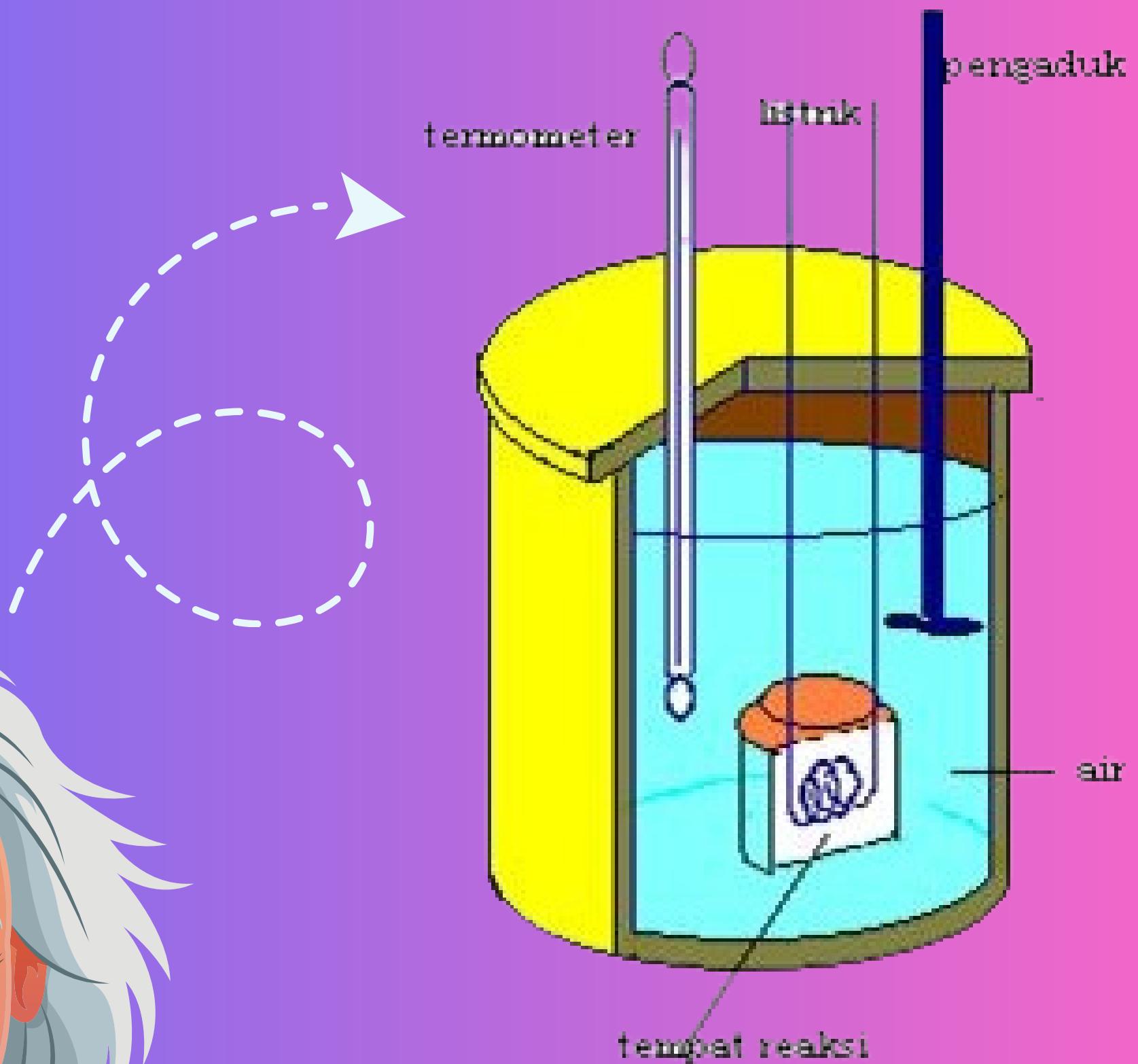
Kalor pembakaran adalah kalor yang didapat atau diperlukan untuk membakar 1 mol zat, yakni unsur atau senyawanya

Kalor Pelarutan ( $\Delta H_s$ )

Kalor pelarutan adalah jenis kalor yang didapatkan atau dibutuhkan untuk melarutkan 1 mol zat yang awalnya padat menjadi larutan.

Pahami  
ya!

# Bagaimana cara mengukur kalor?

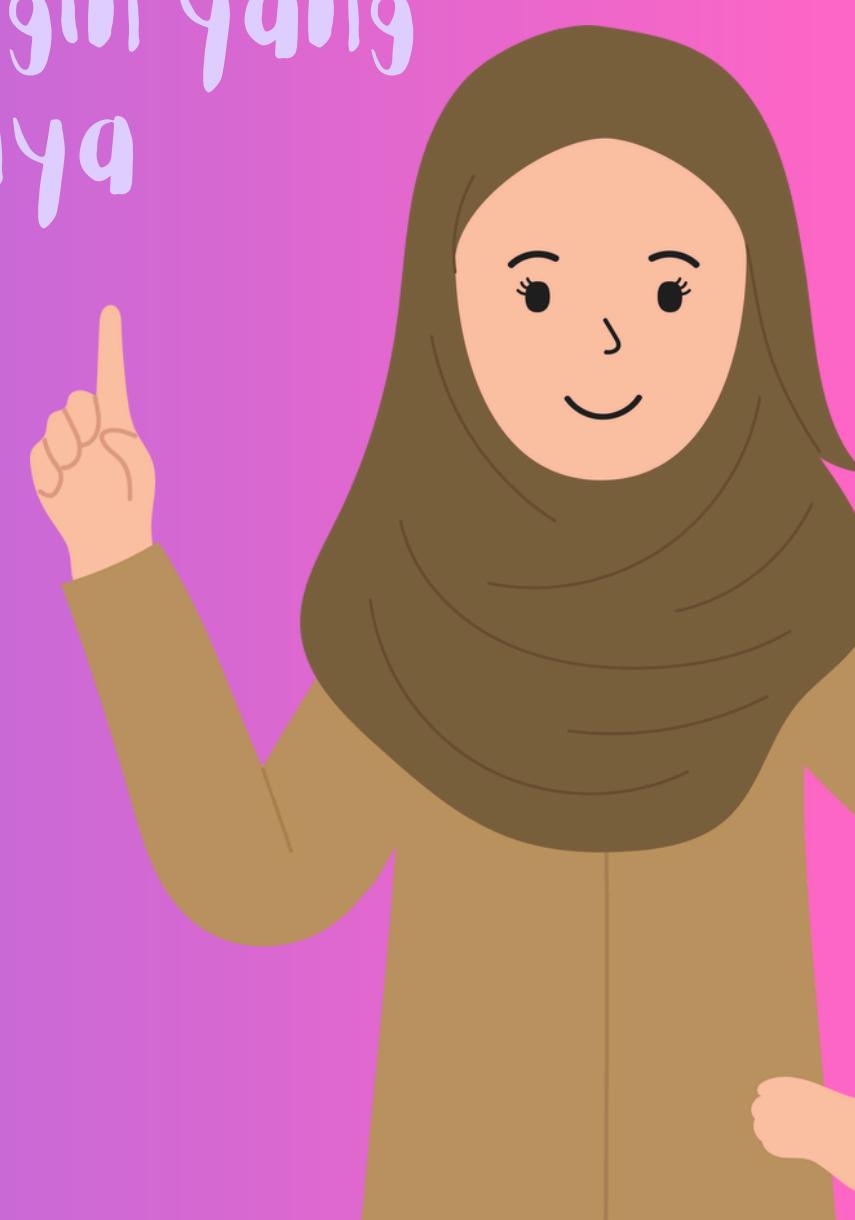


**Kalorimeter adalah alat yang digunakan untuk mengukur jumlah kalor yang terlibat dalam suatu perubahan atau reaksi kimia. Pada umumnya, untuk dapat mendekripsi kalor dalam suatu benda bisa dengan mengukur suhu dari benda tersebut. Jika suhunya tinggi maka kalor di dalamnya juga besar, sebaliknya jika suhunya rendah maka jumlah kalornya pun sedikit.**

# penentuan tetapan kalorimeter?



Penentuan tetapan kalorimeter dilakukan dengan memasukkan air panas ke dalam kalorimeter yang berisi air dingin yang telah ditentukan suhu larutannya. Dalam mengukur suhu campuran harus dilakukan pengadukan agar campuran yang ada dalam kalorimeter, berisi air dingin yang ditentukan suhu konstannya



# Diagram Terner

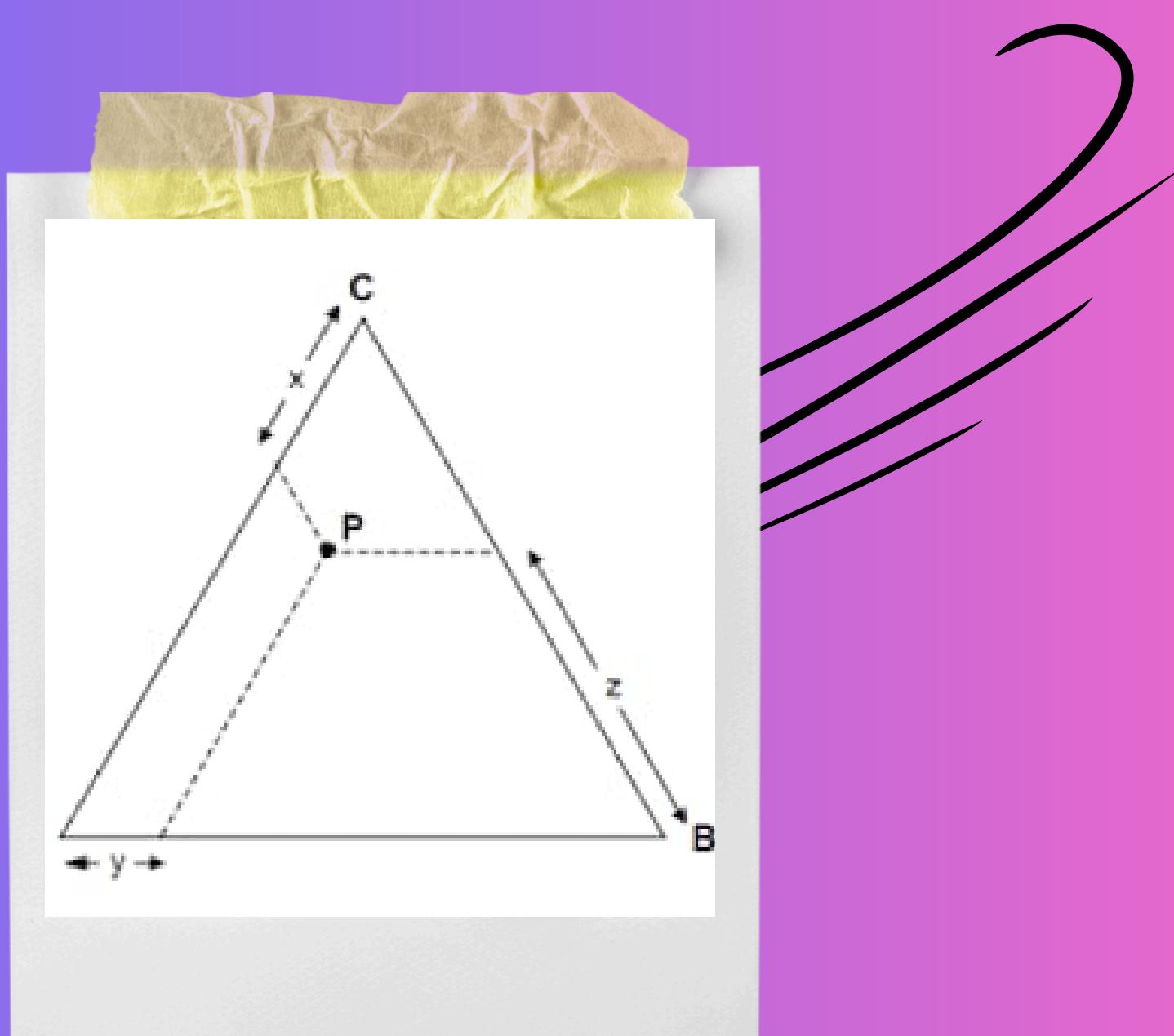
Diagram terner adalah diagram fasa sistem yang digambarkan dalam satu bidang datar berupa segitiga sama sisi dan dapat menggambarkan sistem tiga komponen zat dalam berbagai fasa. Suatu sistem tiga komponen mempunyai dua pengubah komposisi yang bebas, contohnya X<sub>2</sub> dan X<sub>3</sub>.



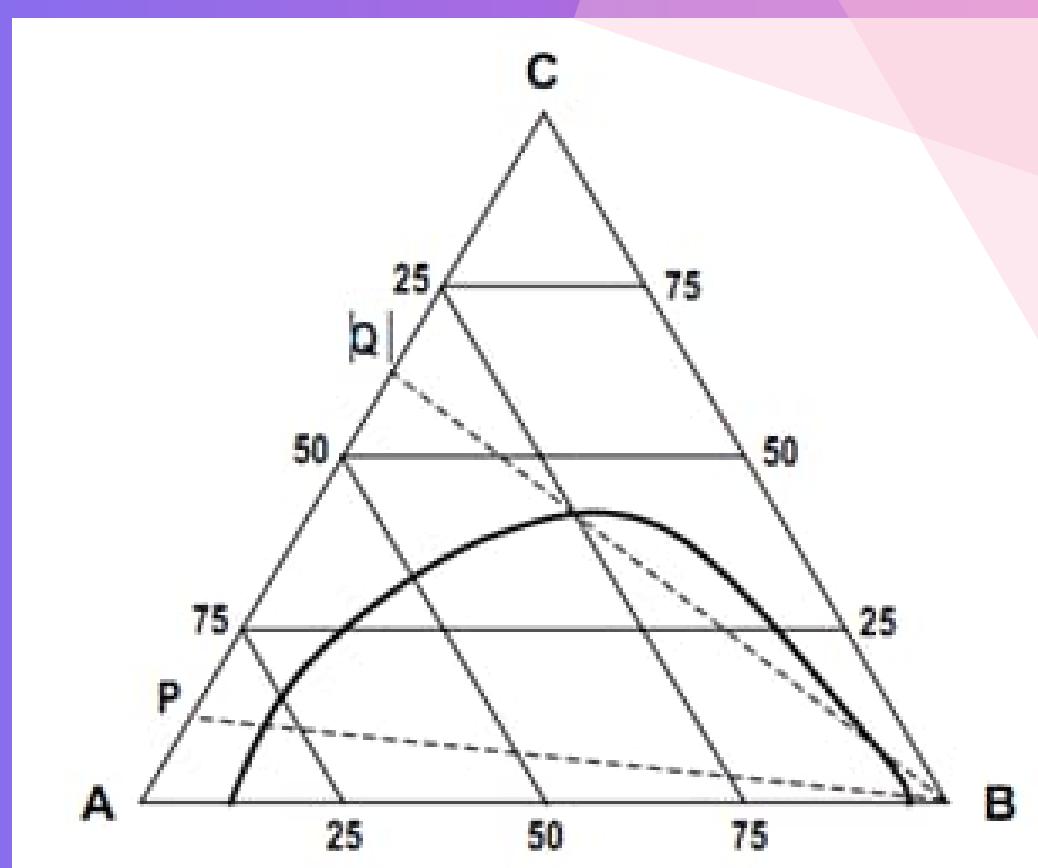
Bagaimana komposisi suatu sistem tiga komponen dapat dialurkan ?



Komposisi suatu sistem tiga komponen dapat dialurkan dalam koordinat cartes dengan X<sub>2</sub> pada salah satu sumbunya, dan X<sub>3</sub> pada sumbu yang lain yang dibatasi oleh garis X<sub>2</sub>+X<sub>3</sub>=1 karena X itu tidak simetris terhadap ketiga komponen, biasanya, komposisi dialurkan pada suatu segitiga sama sisi dengan tiap-tiap sudutnya menggambarkan suatu komponen murni, bagi suatu segitiga sama sisi, jumlah jarak dari seberang titik di dalam segitiga ketiga sisinya sama dengan tinggi segitiga tersebut.

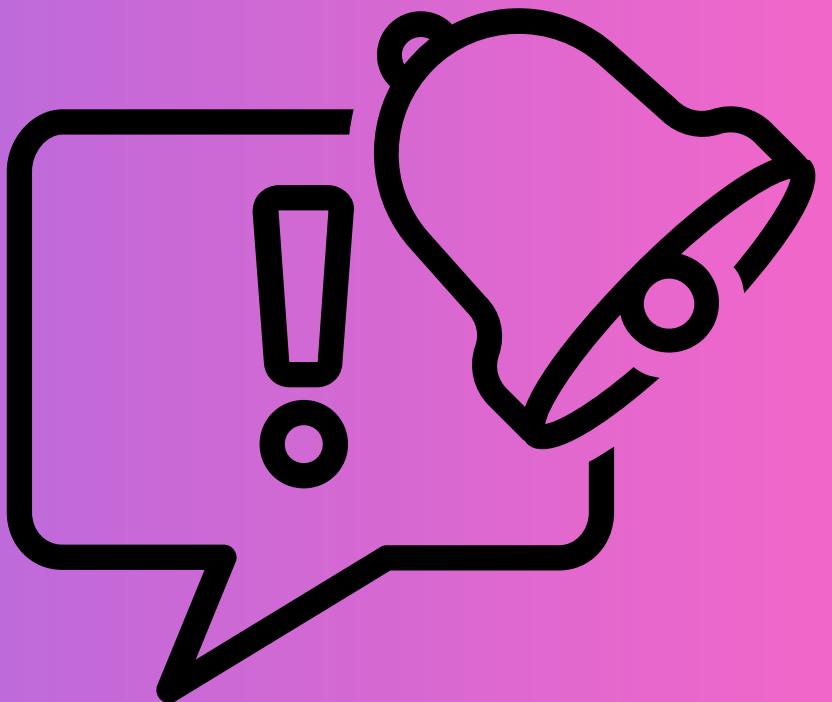


Titik A, B dan C menyatakan komponen murni. Titik-titik pada sisi Ab, BC dan Ac menyatakan fraksi dari dua komponen, sedangkan titik didalam segitiga menyatakan fraksi dari tiga komponen. Titik P menyatakan suatu campuran dengan fraksi dari A, B dan C masing-masing sebanyak x, y dan z.



Titik X menyatakan suatu campuran dengan fraksi A = 25%, B = 25%, dan C= 50%. Titik-titik pada garis BP dan BQ menyatakan campuran dengan perbandingan dengan jumlah A dan C yang tetap, tetapi dengan jumlah B yang berubah. Hal yang sama berlaku bagi garis-garis yang ditarik dari salah satu sudut segitiga kesisi yang ada dihadapannya. Daerah didalam lengkungan merupakan daerah dua fasa.

# APA YANG PENTING??

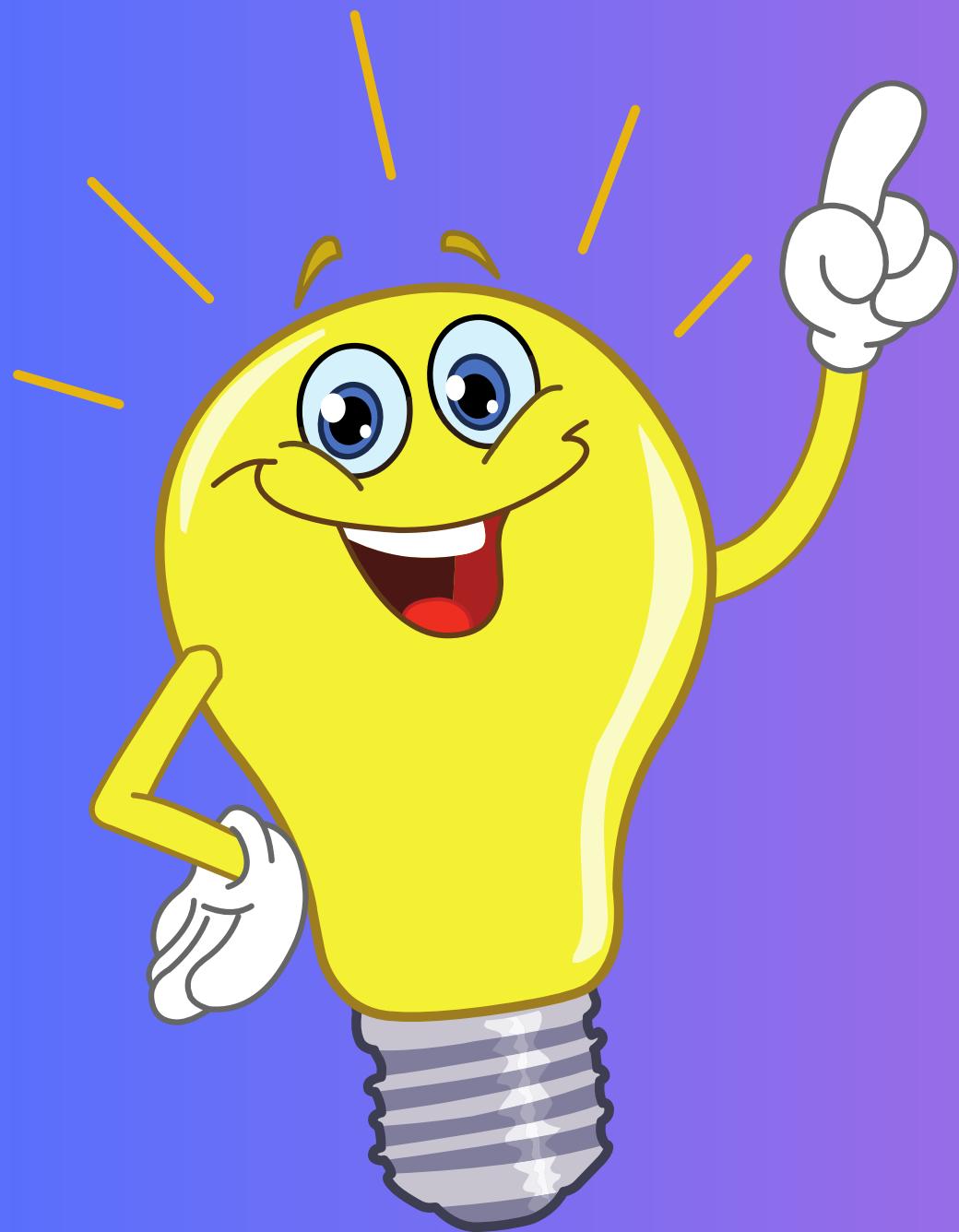


1. Jika dalam sistem hanya terdapat satu fasa, maka  $F = 2$ , berarti untuk menyatakan keadaan sistem dengan tepat perlu ditentukan konsentrasi dari dua komponennya.
2. Apabila dalam sistem terdapat dua fasa dalam kesetimbangan, maka  $F = 1$ , berarti hanya satu komponen yang harus ditentukan konsentrasi dan konsentrasi komponen yang lain sudah tertentu berdasarkan diagram fasa untuk sistem tersebut.
3. Oleh karena sistem tiga komponen pada suhu dan tekanan tetap mempunyai jumlah derajat kebebasan paling banyak dua, maka diagram fasa sistem ini dapat digambarkan dalam satu bidang datar berupa suatu segitiga sama sisi yang disebut diagram terner.
4. Suatu sistem tiga komponen mempunyai dua pengubah komposisi yang bebas, contohnya  $X_2$  dan  $X_3$



# Koefisien Distribusi

## Distribusi Nernst



Menurut hukum distribusi Nernst, bila ke dalam dua pelarut yang tidak saling bercampur dimasukkan solut yang dapat larut dalam kedua pelarut tersebut, maka akan terjadi pembagian kelarutan. Kedua pelarut tersebut pada umumnya pelarut organik dan air. Dalam praktek solut akan terdistribusi dengan sendirinya ke dalam dua pelarut tersebut setelah dikocok dan dibiarkan terpisah.

Nah!!! Perbandingan konsentrasi solut didalam kedua fasa pelarut pada suhu konstan merupakan suatu tetapan yang disebut koefisien distribusi (KD), jika didalam kedua fasa pelarut tidak terjadi reaksi-reaksi apapun.

### Rumus Koef. Distribusi

$$KD = \frac{Co}{Ca}$$

KD = Koefisien distribusi  
 Co = Konsentrasi solut dalam fase organik  
 Ca = Konsentrasi solut dalam fase air



Faktor apa saja sih yang dapat mempengaruhi koefisien distribusi



**Temperatur**

**Jenis Pelarut**

**Jenis Terlarut**

**Konsentrasi**

Tahukah kamu??

Hukum distribusi sendiri banyak dipakai dalam proses ekstraksi, analisis dan penentuan tetapan kesetimbangan

Ekstraksi adalah pemisahan berdasarkan distribusi zat terlarut dengan perbandingan tertentu antara dua pelarut yang tidak saling bercampur. Secara umum, ekstraksi ialah proses penarikan suatu zat terlarut dari larutannya di dalam air oleh suatu pelarut lain yang tidak dapat bercampur dengan air

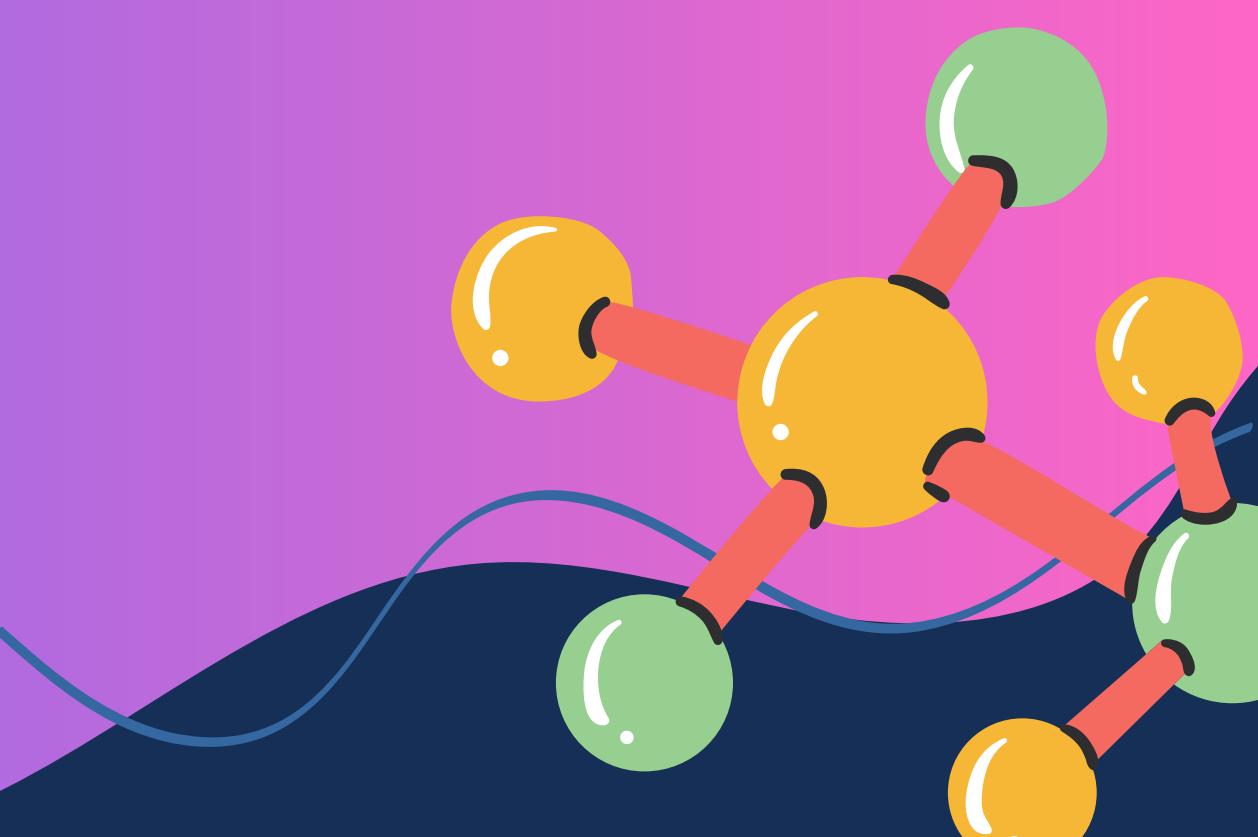
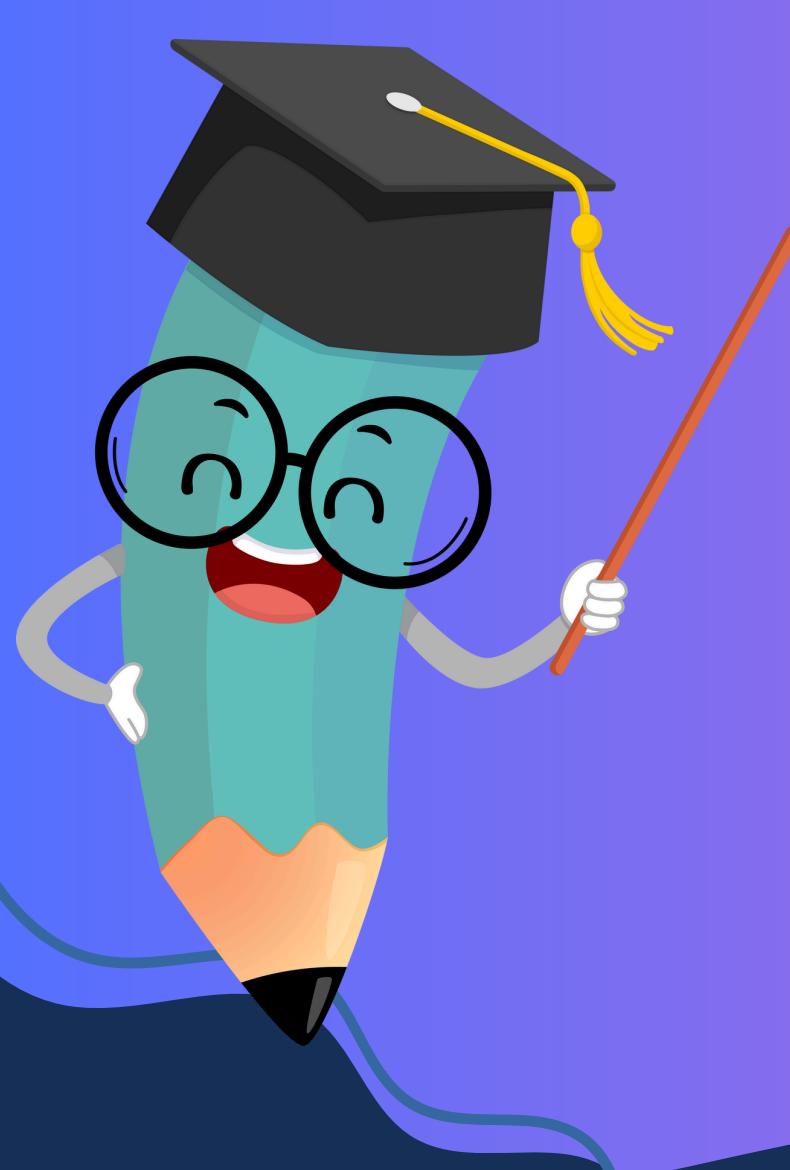
# Tetapan KeSetimbangan ion Triodida



Kesetimbangan kimia merepresentasikan suatu kesetaraan antara reaksi maju dan reaksi balik. Dalam kebanyakan kasus, kesetaraan ini sangat rentan. Perubahan kondisi percobaan dapat menganggu kesetaraan dan menggeser posisi kesetimbangan sehingga produk yang diinginkan bias terbentuk lebih banyak atau kurang.

Kesetimbangan kimia terjadi apabila laju reaksi maju dan laju reaksi balik sama besar dengan konsentrasi reaktan dari produk tidak lagi berubah seiring berjalannya waktu.

Bila kita katakan bahwa posisi kesetimbangan bergeser ke kanan, misalnya, yang kita maksudkan ialah bahwa reaksi bersih sekarang adalah dari kiri ke kanan. Dimana variabel – variabel percobaan yang diatur adalah tekanan, konsentrasi, volume, dan suhu. Selain itu katalis juga berpengaruh dalam suatu kesetimbangan reaksi



# Tetapan Kesetimbangan

Tetapan kesetimbangan untuk kesetimbangan gas dan larutan nonelektrolit dapat dinyatakan dengan konsentrasi dan hasilnya cukup baik untuk tekanan rendah dan konsentrasi rendah. Untuk larutan elektrolit penggantian aktivitas dengan konsentrasi tidak tepat, terutama dalam perhitungan – perhitungan kinetik dan electromotive force cell (emf cell).

Untuk larutan elektrolit  $AxBy$ , ionisasinya dapat dituliskan sebagai berikut:



## contoh kesetimbangan kimia

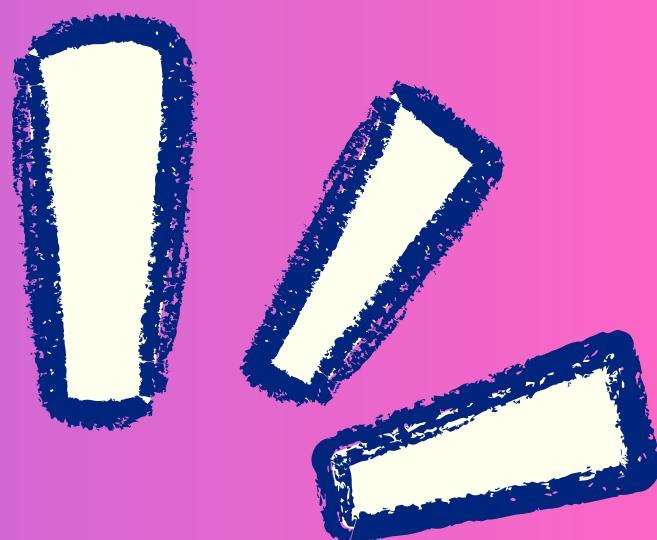
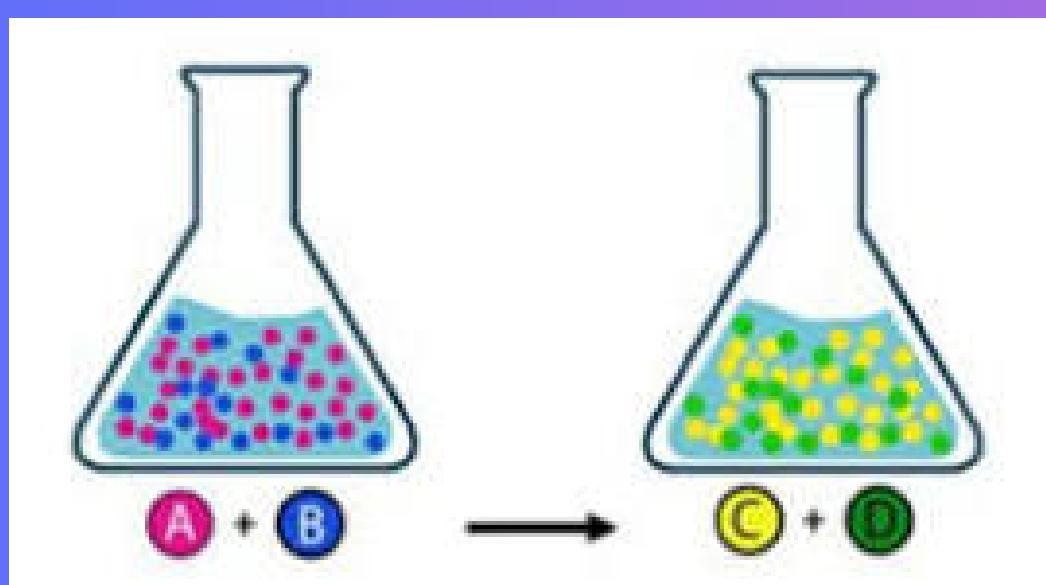
Reaksi hidrolisis yang merupakan reaksi reversibel yang konversi maksimalnya dibatasi oleh konversi kesetimbangan. Salah satu cara yang digunakan untuk meningkatkan konversinya adalah dengan cara pengambilan produk yang terbentuk secara kontinyu.

Tujuan pengambilan produk pada reaksi hidrolisis ini adalah untuk menggeser reaksi agar bergerak ke arah produk. Sehingga konversi dapat terus meningkat hingga mencapai konversi optimum. Semakin cepat waktu pengambilan produk pada hidrolisis, konversi minyak menjadi asam lemah yang semakin besar atau juga semakin bertambah banyak

# Tetapan KeSetimbangan

## Fasa Cair

Tetapan kesetimbangan ( $K$ ) merupakan angka yang dihitung dari data eksperimen. Ada dua cara yaitu pertama menggunakan energi bebas standar reaksi dan kedua ialah dengan pengukuran langsung konsentrasi kesetimbangan yang dapat disubstitusikan ke dalam ungkapan aksi massa. Harga tetapan kesetimbangan sangat berguna baik secara kuantitatif maupun kualitatif. Secara kuantitatif, memungkinkan menghitung konsentrasi pereaksi dan atau hasil reaksi dalam sistem kesetimbangan, sedang secara kualitatif memberikan informasi tentang sejauh mana reaksi berlangsung ke arah reaksi sempurna (Haryono, 2019).



Semakin kecil  $K_c$  maka semakin sedikit pereaksi yang membentuk produk reaksi. Posisi kesetimbangan berada di kiri. Sebaliknya semakin besar  $K_c$  semakin banyak produk reaksi yang terbentuk. Posisi kesetimbangan berada di kanan. Nilai yang diperoleh dari perhitungan hukum kesetimbangan disebut tetapan kesetimbangan. Zat-zat yang terdapat dalam kesetimbangan berbentuk padat (s), larutan (aq), gas (g), dan cair (l). Pada zat padat murni atau zat cair murni, hal itu terjadi dengan sangat lambat sehingga dapat diabaikan.

## Kc !!

- Tetapan kesetimbangan Kc merupakan perbandingan (hasil bagi) antara konsentrasi molar zat-zat ruas kanan dengan konsentrasi molar zat ruas kiri yang dipangkatkan dengan koefisiennya. Karena fasa padat (s) dan cair (l) tidak memiliki konsentrasi, maka kedua fasa ini tidak dilibatkan dalam rumus tetapan kesetimbangan Kc dan diberi nilai=1.

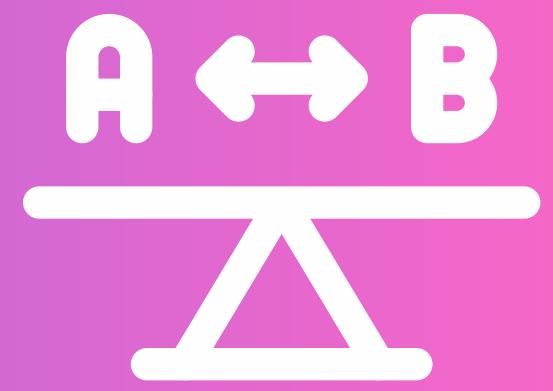
Apa ya Tetapan  
Kesetimbangan Kc dan  
Kp?

## Kp !!

- Tetapan kesetimbangan Kp merupakan perbandingan (hasil bagi) antara tekanan parsial ( $P_x$ ) zat-zat ruas kanan dengan tekanan parsial zat ruas kiri yang dipangkatkan dengan koefisien masing-masing. Hanya zat yang berfasa gas (g) yang diperhitungkan dalam rumus tetapan kesetimbangan Kp. Zat dengan fasa selain gas (s, l, aq) tidak dicantumkan dalam rumus tetapan kesetimbangan Kp, tetapi diberi nilai = 1.



## JENIS-JENIS KESETIMBANGAN :



- Kesetimbangan Homogen

kesetimbangan ini merupakan jenis kesetimbangan yang terjadi pada saat produk dan juga reaktan-nya berasal dari fase yang sama, yaitu seluruhnya gas (g) atau seluruhnya cairan (aq).

Maka, nilai kesetimbangan disusun sebagai berikut:

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

- Kesetimbangan Heterogen

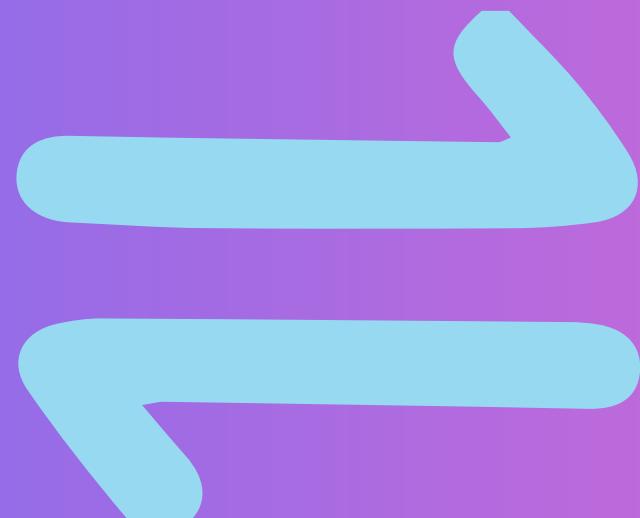
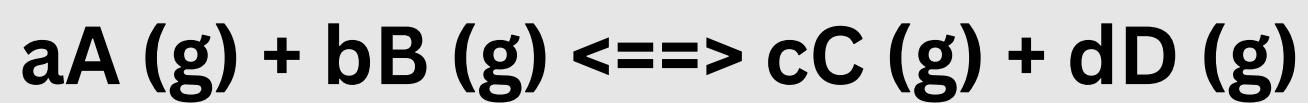
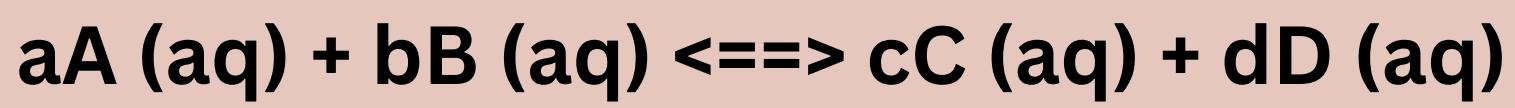
Kesetimbangan heterogen merupakan jenis kesetimbangan yang terjadi pada saat produk dan reaktan memiliki fase yang berbeda. Di mana yang hanya mempengaruhi tetapan kesetimbangan hanya unsur yang berwujud gas (g) dan cairan (aq).

Maka, nilai kesetimbangan disusun sebagai berikut:

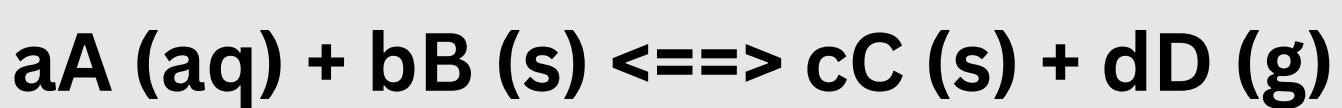
$$K_c = \frac{[D]^d}{[A]^a}$$

# EXAMPLE

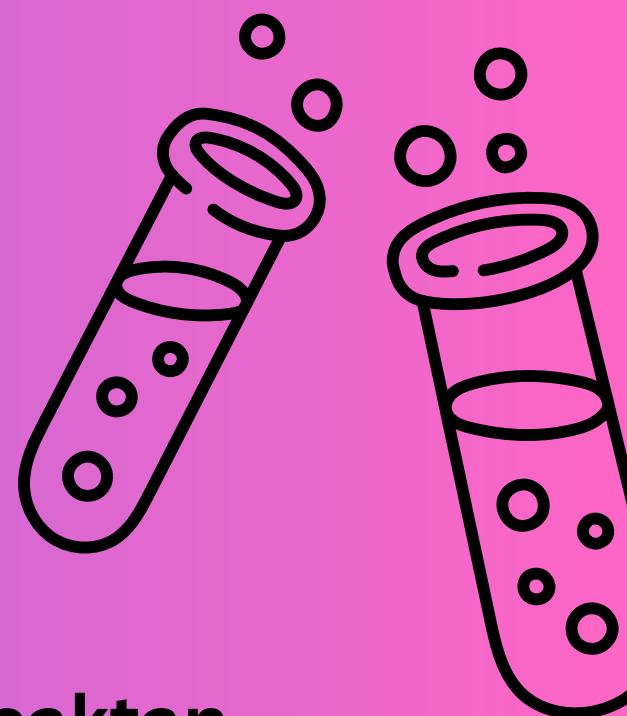
- Kesetimbangan Homogen



- Kesetimbangan Heterogen



# Orde Reaksi dan Tetapan Laju Reaksi



## Laju Reaksi

Laju reaksi atau adalah perubahan konsentrasi reaktan atau produk per satuan waktu. Besaran laju reaksi dilihat dari ukuran cepat lambatnya suatu reaksi kimia.

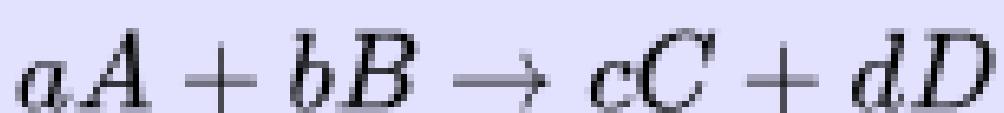
Laju reaksi atau kecepatan reaksi menyatakan bahwa banyaknya reaksi kimia yang berlangsung per satuan waktu. Laju reaksi menyatakan molaritas zat terlarut dalam reaksi yang dihasilkan tiap detik reaksi.

## Satuan Laju Reaksi

M/s (Molar per detik)

## Rumus

Reaksi Kimia dapat ditulis:



Dari reaksi kimia tersebut, dapat diketahui a, b, c, dan d adalah koefisien reaksi, dan A, B, C, dan D adalah zat-zat yang terlibat dalam reaksi.

Laju reaksi dalam suatu sistem tertutup dinyatakan menggunakan rumus:

$$v = -\frac{1}{a} \frac{d[A]}{dt} = -\frac{1}{b} \frac{d[B]}{dt} = \frac{1}{c} \frac{d[C]}{dt} = \frac{1}{d} \frac{d[D]}{dt}$$

dengan [A], [B], [C], dan [D] menyatakan konsentrasi zat-zat tersebut

# Faktor yang memengaruhi laju reaksi

## Orde Reaksi

Orde Reaksi adalah Pangkat konsentrasi pereaksi pada persamaan laju reaksi. Waktu Paruh adalah Waktu yang dibutuhkan untuk sejumlah zat agar berkurang menjadi setengah dari nilai atau jumlah awalnya.

Apabila semakin kecil luas permukaan bidang sentuh, maka semakin kecil tumbukan yang terjadi antar partikel, sehingga laju reaksi pun semakin kecil.

## Katalis

Katalis adalah suatu zat yang mempercepat laju reaksi kimia pada suhu tertentu, tanpa mengalami perubahan atau terpakai oleh reaksi itu sendiri.

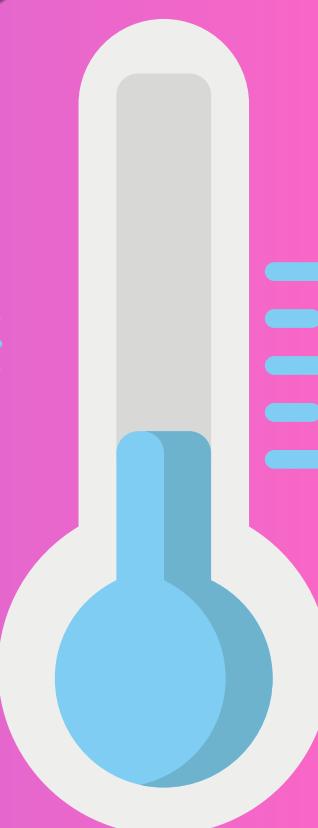
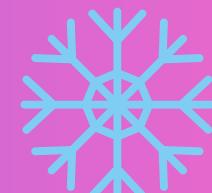
Apabila suhu dinaikkan, maka partikel semakin aktif bergerak, sehingga tumbukan yang terjadi semakin sering, menyebabkan laju reaksi semakin besar. Sebaliknya, apabila suhu diturunkan, maka partikel semakin tak aktif, sehingga laju reaksi semakin kecil.

## Molaritas

Molaritas adalah banyaknya mol zat terlarut tiap satuan volum zat pelarut.

## Molaritas

Semakin tinggi konsentrasi, maka semakin banyak molekul reaktan yang tersedia, kemungkinan bertumbukan akan semakin banyak juga sehingga kecepatan reaksi meningkat. Jadi semakin tinggi konsentrasi, semakin cepat pula laju reaksinya.

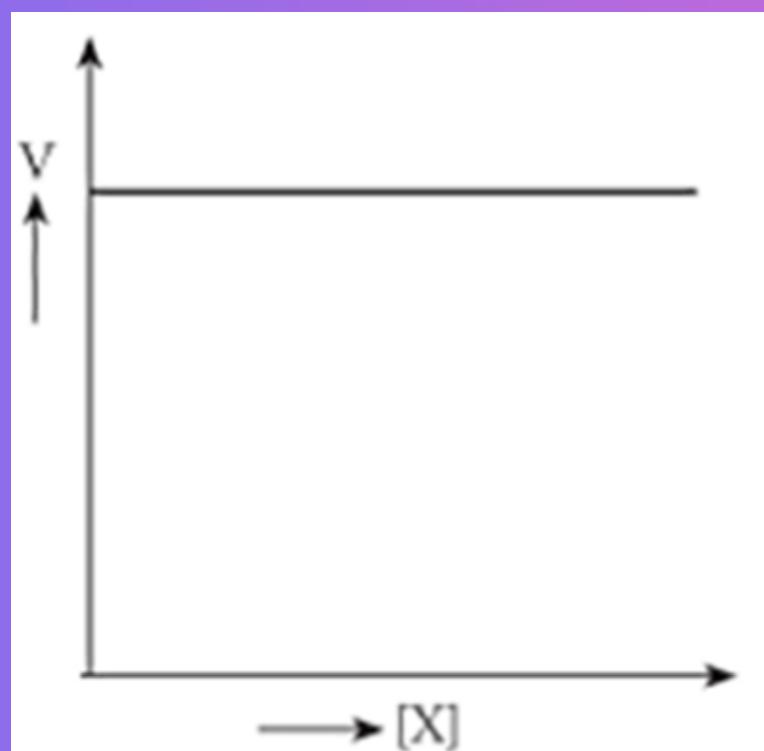


# ORDE REAKSI

Macam-Macam  
orde reaksi??

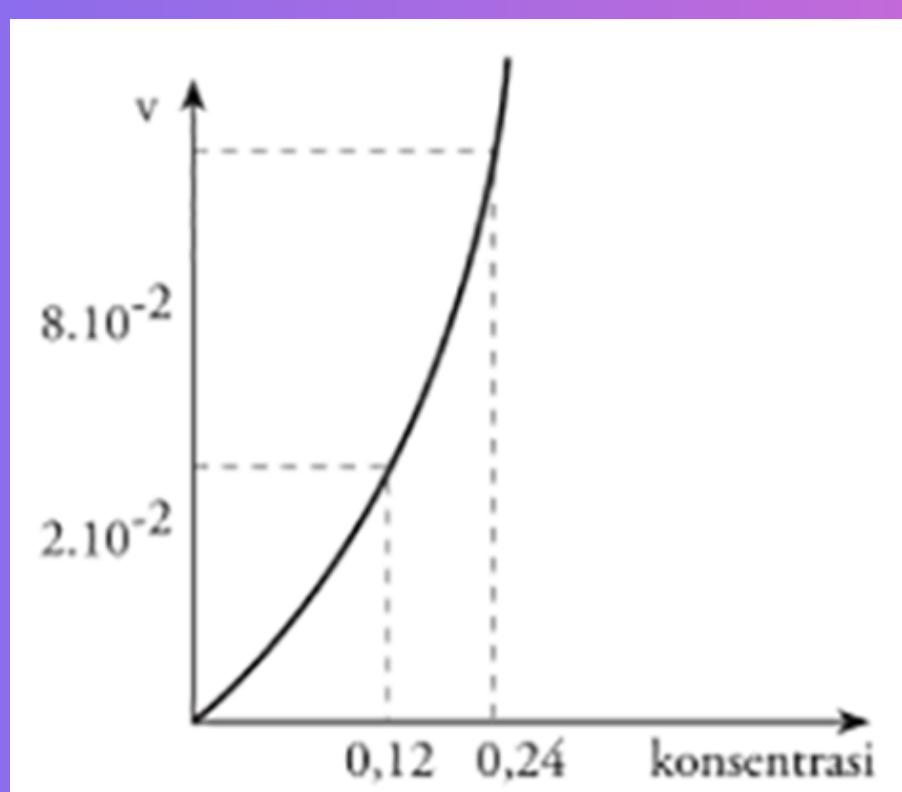
## Orde Nol

suatu reaksi dikatakan berorde nol terhadap salah satu pereaksinya apabila perubahan konsentrasi pereaksinya tidak memengaruhi laju reaksi. Bila diplot konsentrasi suatu pereaksi (sumbu X) vs laju reaksi ( $v_v$ ) maka akan didapat grafik



## Orde Satu

Orde reaksi 1 atau suatu reaksi orde satu terhadap salah satu pereaksinya jika laju reaksinya berbanding lurus dengan konsentrasi pereaksi itu. Sebagai contoh bila konsentrasi pereaksi dilipat-duakan, maka laju reaksi akan menjadi  $2^1=2$  kali lipatnya. Bila diplot akan terbentuk kurva berikut:

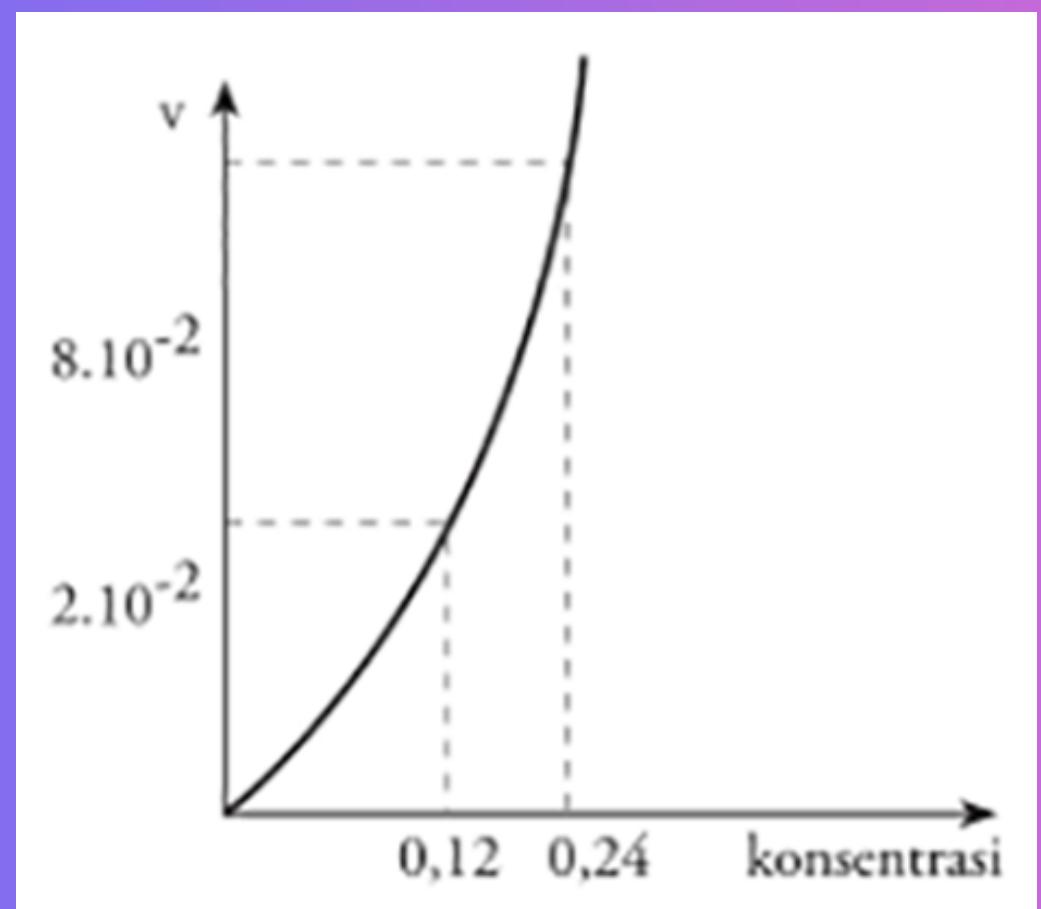


# Orde Dua

Suatu reaksi disebut berorde dua terhadap salah satu pereaksi, jika laju reaksi merupakan pangkat dua dari konsentrasi pereaksi itu.



Sebagai contoh bila konsentrasi pereaksi dilipat-duakan, maka laju reaksi akan menjadi  $2^2 = 4$  kali lipatnya. Bila diplot akan didapat kurva berikut:



# Persamaan Arrhenius

## dan Energi Aktivasi

Energi aktivasi persamaan arhenius adalah proyeksi stabilitas untuk umur penyimpanan yang umumnya didasarkan pada persamaan Arrhenius. Yang menghubungkan antara konstanta laju reaksi ( $k$ ) pada suhu ( $T$ ) dengan konstanta gas ( $R$ ) dan energi aktivasi ( $E_a$ ). Hubungan antara konstanta laju reaksi pada dua suhu yang berbeda memberikan energi aktivasi untuk peruraian (Fatmawaty. Dkk, 2015).

$$k = A e^{\frac{-E_a}{RT}}$$



KET:

**K**

Konstanta laju reaksi

**A**

Faktor pra-eksponensial

**Ea**

Energi aktivasi

**R**

Konstanta gas universal

**T**

Suhu mutlak dalam kelvin



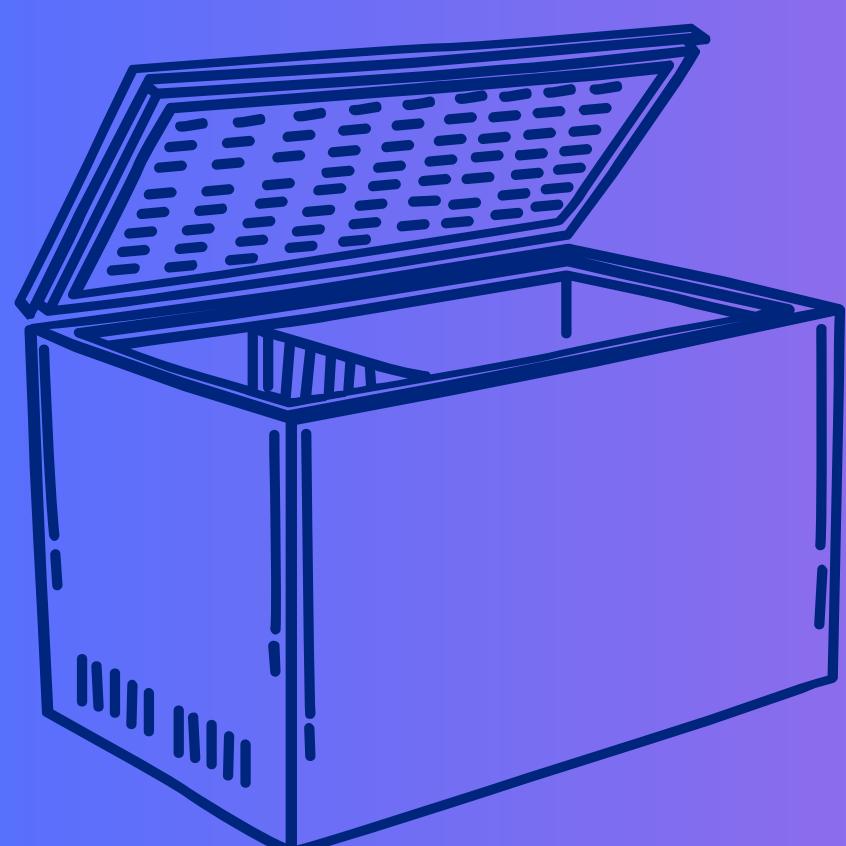


## APA ITU TEORI AKTIVASI?

Suatu reaksi baru mulai berlangsung jika diberikan sejumlah energi minimum tertentu (energi aktivasi).



konstanta laju reaksi kimia ( $k$ ) dipengaruhi oleh suhu. Semakin tinggi suhu, laju reaksi umumnya semakin cepat atau konstanta laju reaksi ( $k$ ) semakin meningkat



Metode Arrhenius baik untuk diterapkan dalam penyimpanan produk pada suhu penyimpanan yang relative stabil dari waktu ke waktu

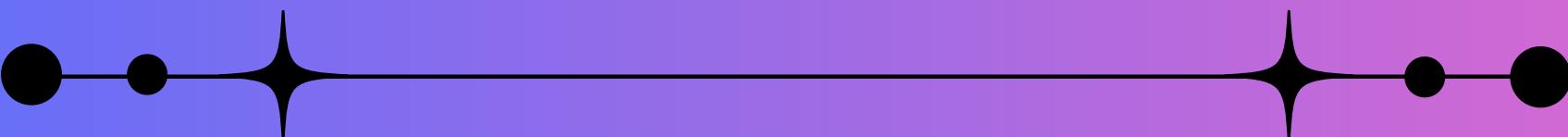
Semakin tinggi temperature ruang penyimpanan, semakin cepat pula laju penurunan mutunya. Persamaan Arrhenius dapat digunakan untuk menghitung konstanta penurunan mutu.

# MANFAAT

## PERSAMAAN ARHENIUS

&

## ENERGI AKTIVASI

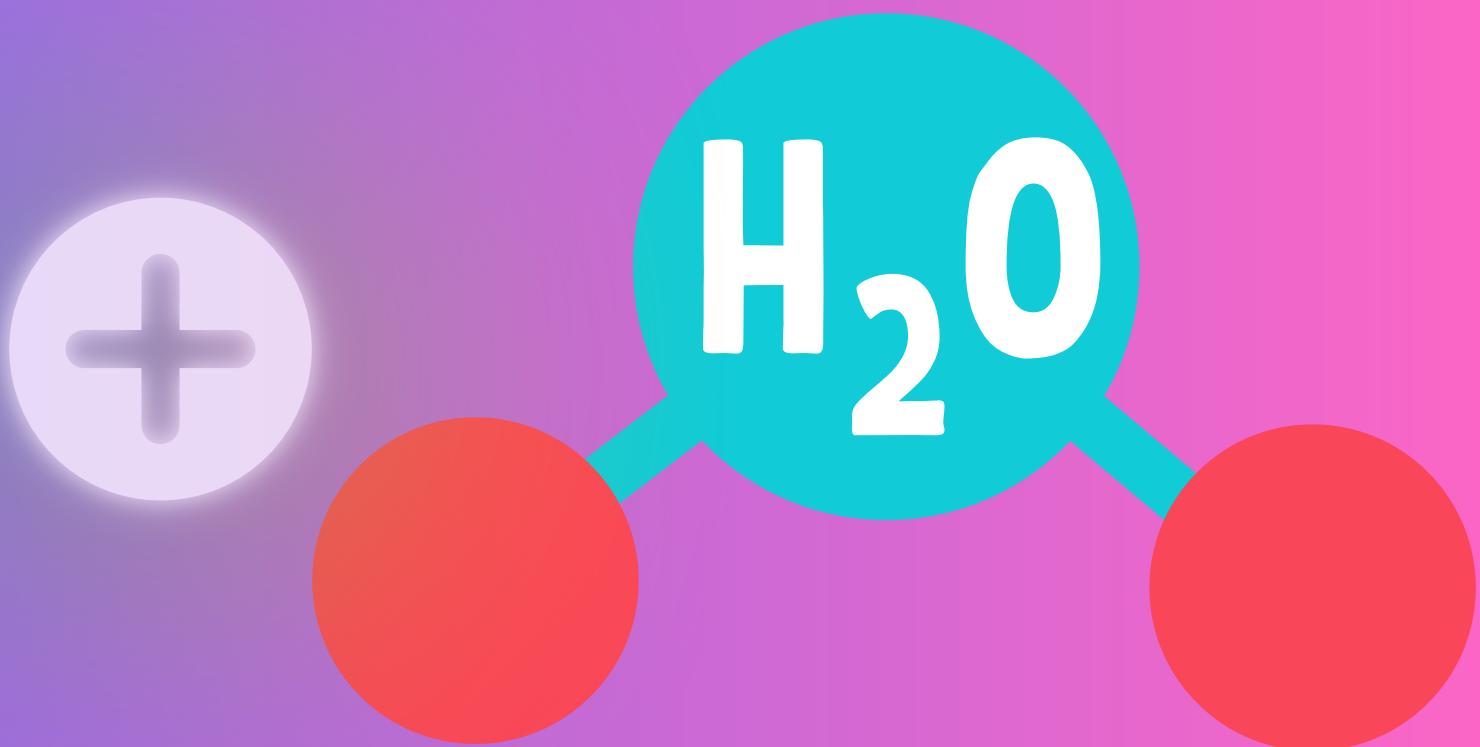


1 Untuk produk yang mudah rusak diakibatkan terjadinya reaksi kimia (reaksi oksidasi, reaksi maillard, denaturasi protein dan lainnya).

2 Persamaan Arrhenius mampu menggambarkan korelasi antara perubahan parameter kualitas produk terhadap suhu penyimpanan

3 Digunakan untuk memprediksi percepatan kerusakan produk ketika disimpan disuhu yang lebih ekstrim untuk mendapatkan korelasi yang tepat

# Hasil Kali Klarutan



**Apakah  
Terlarut?**





Sebagai contoh pencampuran gula pasir dan air akan membentuk suatu larutan, yaitu campuran antara zat terlarut dan pelarut. Zat terlarut adalah zat yang dilarutkan ke dalam zat pelarut yang jumlahnya lebih sedikit daripada zat pelarut. Pelarut adalah zat yang digunakan untuk melarutkan suatu zat dan biasanya jumlahnya lebih besar daripada zat terlarut.

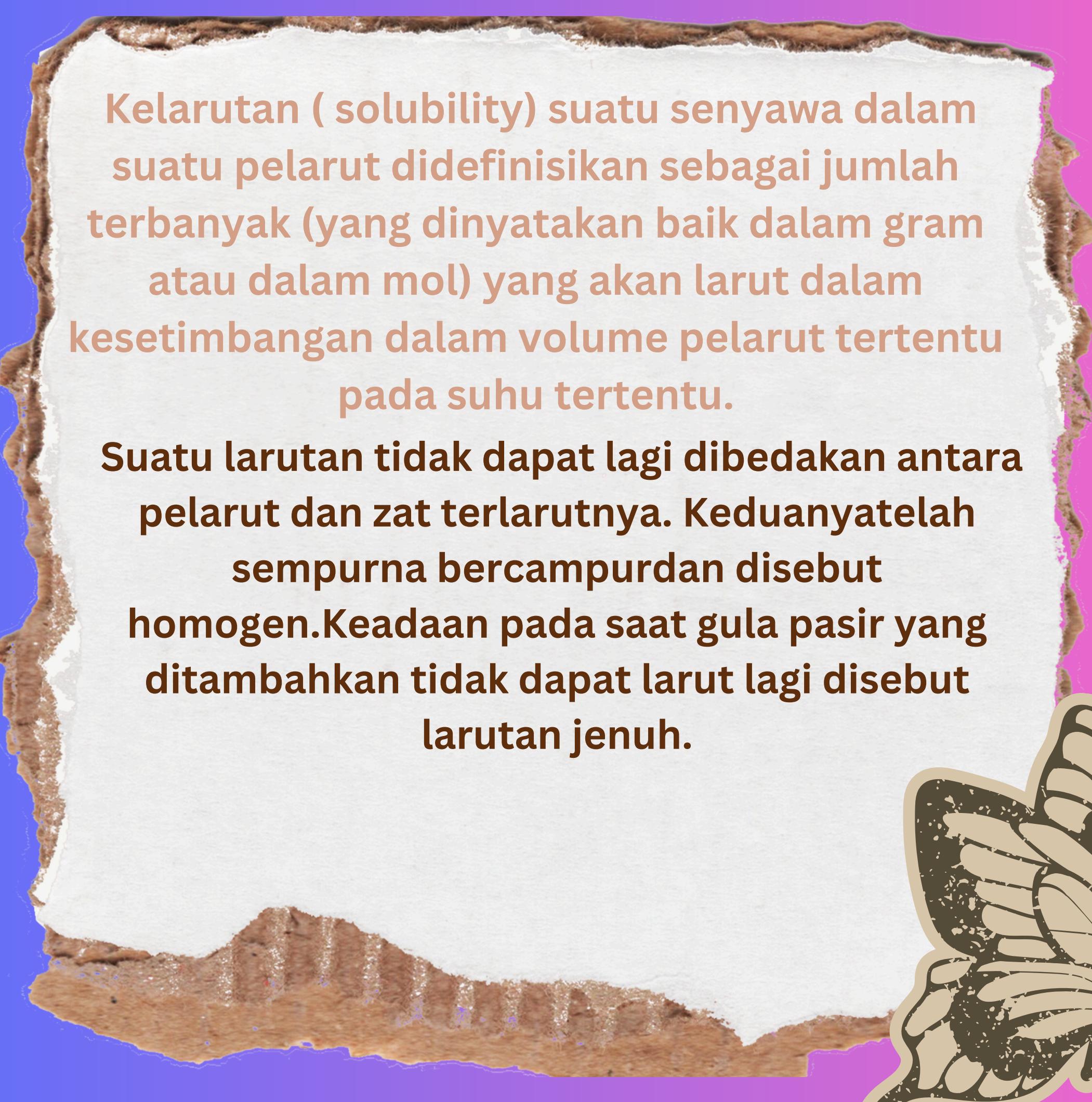
Larutan = zat terlarut + pelarut

Air gula = gula pasir + air



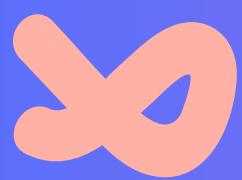
Kelarutan ( solubility) suatu senyawa dalam suatu pelarut didefinisikan sebagai jumlah terbanyak (yang dinyatakan baik dalam gram atau dalam mol) yang akan larut dalam kesetimbangan dalam volume pelarut tertentu pada suhu tertentu.

Suatu larutan tidak dapat lagi dibedakan antara pelarut dan zat terlarutnya. Keduanya telah sempurna bercampur dan disebut homogen. Keadaan pada saat gula pasir yang ditambahkan tidak dapat larut lagi disebut larutan jenuh.





## 3 JENIS LARUTAN



Larutan jenuh, adalah suatu keadaan ketika suatu larutan telah mengandung suatu zat terlarut dengan konsentrasi maksimum.



Larutan tak jenuh, adalah larutan yang masih dapat melarutkan zat terlarut.



Larutan Lewat Jenuh, adalah larutan yang sudah tidak dapat lagi melarutkan zat terlarut, sehingga menyebabkan terbentuknya endapan.

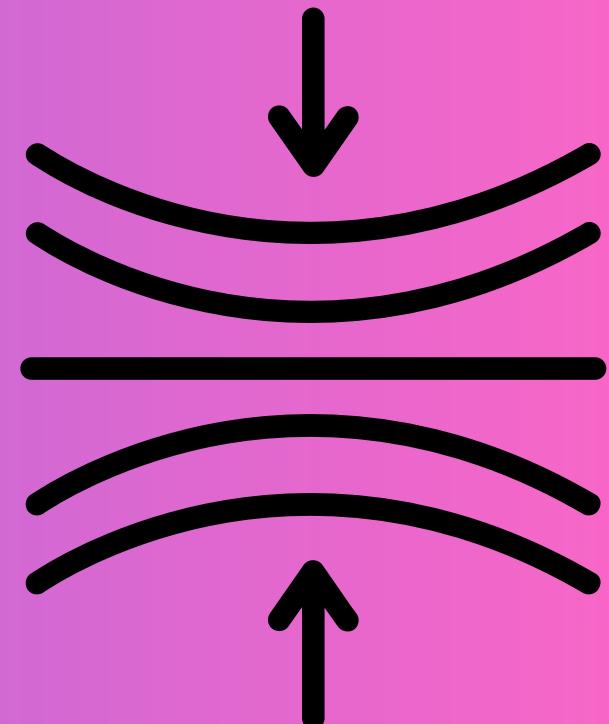


# Faktor yang Memengaruhi Kelarutan



Kelarutan sebagian besar zat meningkat dengan adanya peningkatan suhu. Akan tetapi, untuk beberapa zat seperti gas dan garam – garam organik dari kalsium, kelarutannya dalam cairan meningkat dengan penurunan suhu.

Untuk zat terlarut padat dan cairan, perubahan tekanan secara praktis tidak mempengaruhi kelarutan. Akan tetapi, untuk zat terlarutgas, peningkatan tekanan meningkatkan kelarutan dan penurunan tekanan memperkecil kelarutan. Sebagai contoh, ketika tutup botol suatu minumansoda di buka, maka tekanan dihilangkan, sehingga zat terlarut gas keluar dari larutan.



Secara umum, larutan-larutan dengan molekul-molekul yang secara struktur sama dengan molekul-molekul pelarut mempunyai kelarutan yang tinggi. Sebagai contoh, etanol ( $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ ) dan air ( $\text{H}_2\text{O}$ ) mempunyai molekul-molekul sama secara struktur dan keduanya dapat saling larut dengan baik satu sama lain. Sehingga dalam hal ini jenis pelarut dan zat terlarut yang mempengaruhi kelarutan zat adalah kepolaran suatu zat. zat-zat yang mempunyai kepolaran yang sejenis dapat saling melarutkan satu sama lain.

# KELARUTAN

Hasil kali kelarutan adalah kondisi suatu zat yang dapat larut dalam air hingga tercapai kondisi tetap jenuh. Hasil kali kelarutan ialah hasil kali konsentrasi ion-ion dari larutan jenuh garam yang sukar larut dalam air, setelah masing-masing konsentrasi dipangkatkan dengan koefisien menurut persamaan ionisasinya. Hasil kali kelarutan suatu zat dinyatakan sebagai suatu konstanta disimbolkan dengan  $K_{sp}$ .



# KELARUTAN

$$K_{sp} \text{ zat } A_xB_y = [A^{y+}]^x \cdot [B^{x-}]^y$$

$K_{sp}$  zat  $A_xB_y$  = hasil kali kelarutan  
 $A_xB_y$   $[A^{y+}]/[B^{x-}]$  = konsentrasi ion-ion  
 $A^{y+}$  dan  $B^{x-}$

Hubungan antara kelarutan dan Hasil Kali Kelarutan ( $s$  dan  $K_{sp}$ )

Nilai  $K_{sp}$  dapat juga dihitung berdasarkan hubungan antara  $K_{sp}$  dan kelarutan ( $s$ ). Hubungan tersebut dapat dijelaskan sebagai berikut:

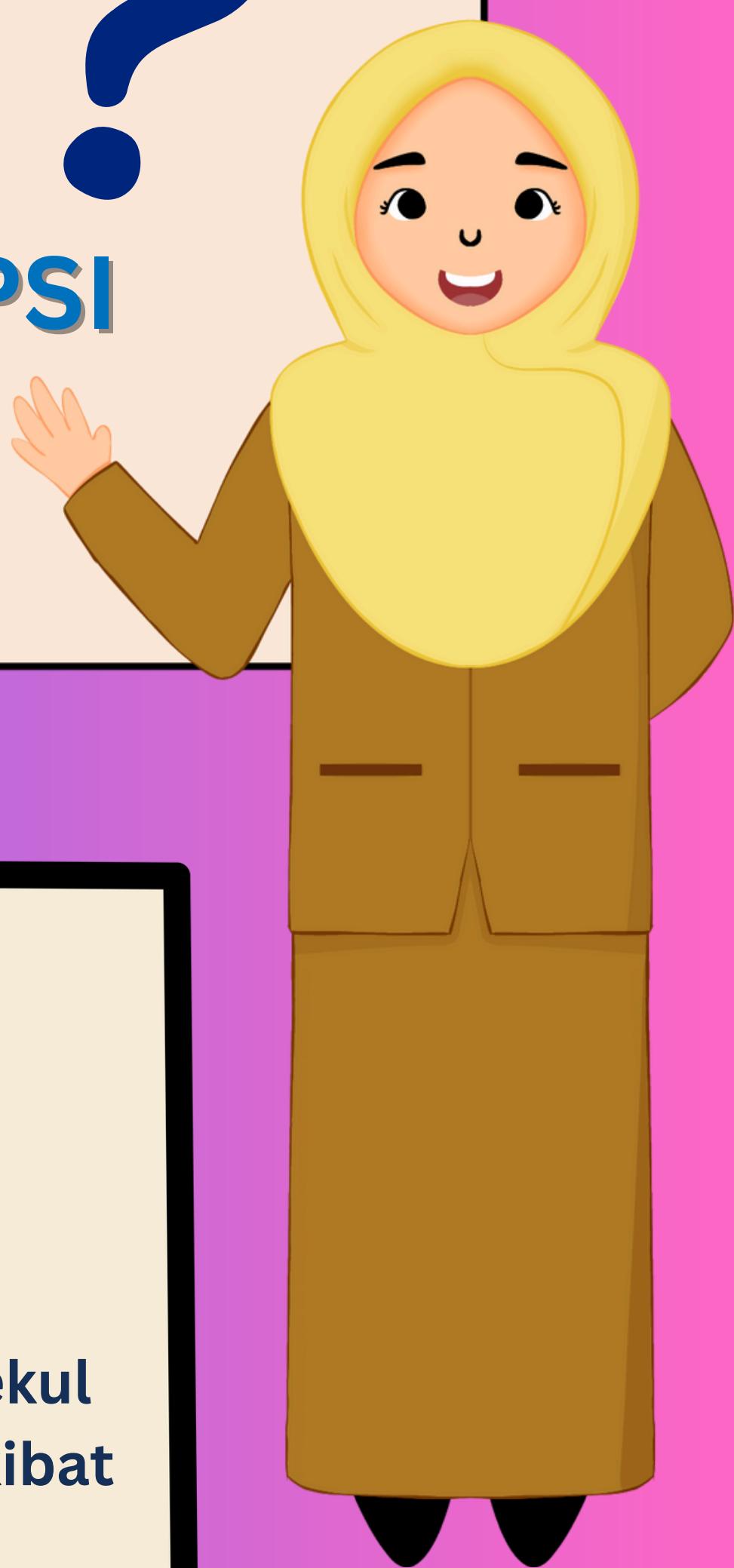


$$\text{Kelarutan } (s) = \sqrt[x+y]{\frac{K_{sp}}{X^x \cdot Y^y}}$$

# isotherm Adsorpsi



## APA ITU ADSORPSI

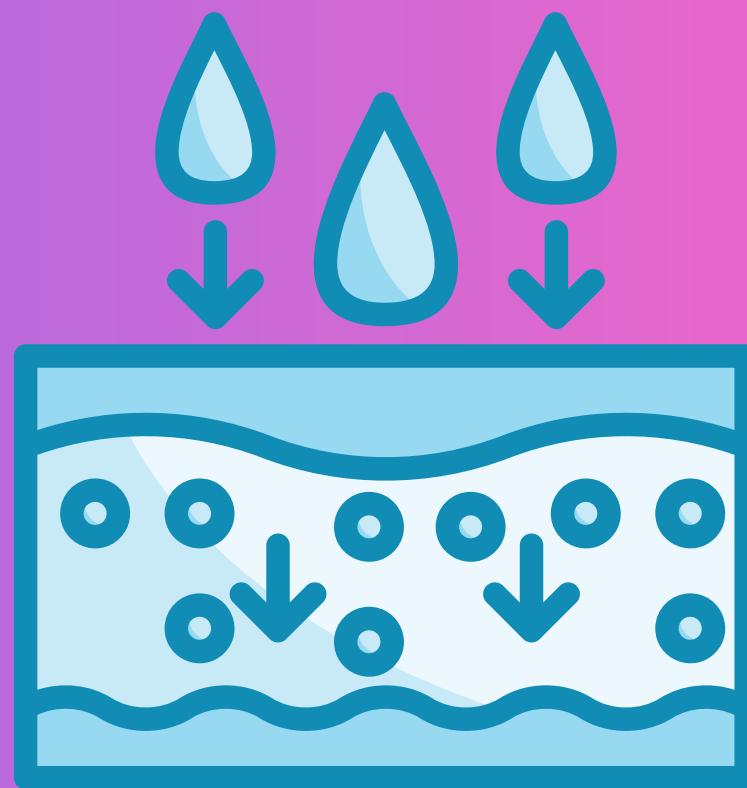


Adsorbsi adalah pengumpulan molekul-molekul suatu zat pada permukaan zat lain, sebagai akibat dari pada ketidakjenuhan gaya-gaya pada permukaan tersebut. Sedangkan isotherm adsorpsi didefinisikan sebagai grafis yang menunjukkan hubungan antara jumlah yang diserap oleh berat unit adsorben (misalnya, karbon aktif) dan jumlah adsorbat yang tersisa dalam media uji pada kesetimbangan, dan itu menunjukkan distribusi zat terlarut diadsorpsi antara fase cair dan padat pada berbagai konsentrasi kesetimbangan.

# isotherm Adsorpsi

Kesetimbangan adsorpsi, yang pada umumnya dipelajari melalui pendekatan isotherm adsorpsi, merupakan landasan penting untuk memahami suatu proses adsorpsi, khususnya untuk mengetahui seberapa banyak molekul-molekul adsorbat dapat dijerap oleh suatu material berpori. Model kesetimbangan adsorpsi untuk komponen murni didasarkan pada teori Langmuir (1916) tentang adsorpsi monolayer pada permukaan ideal

“  
**Bagaimana  
ISOTHERM ADSORPSI  
DALAM KONDISI  
NORMAL??**  
”

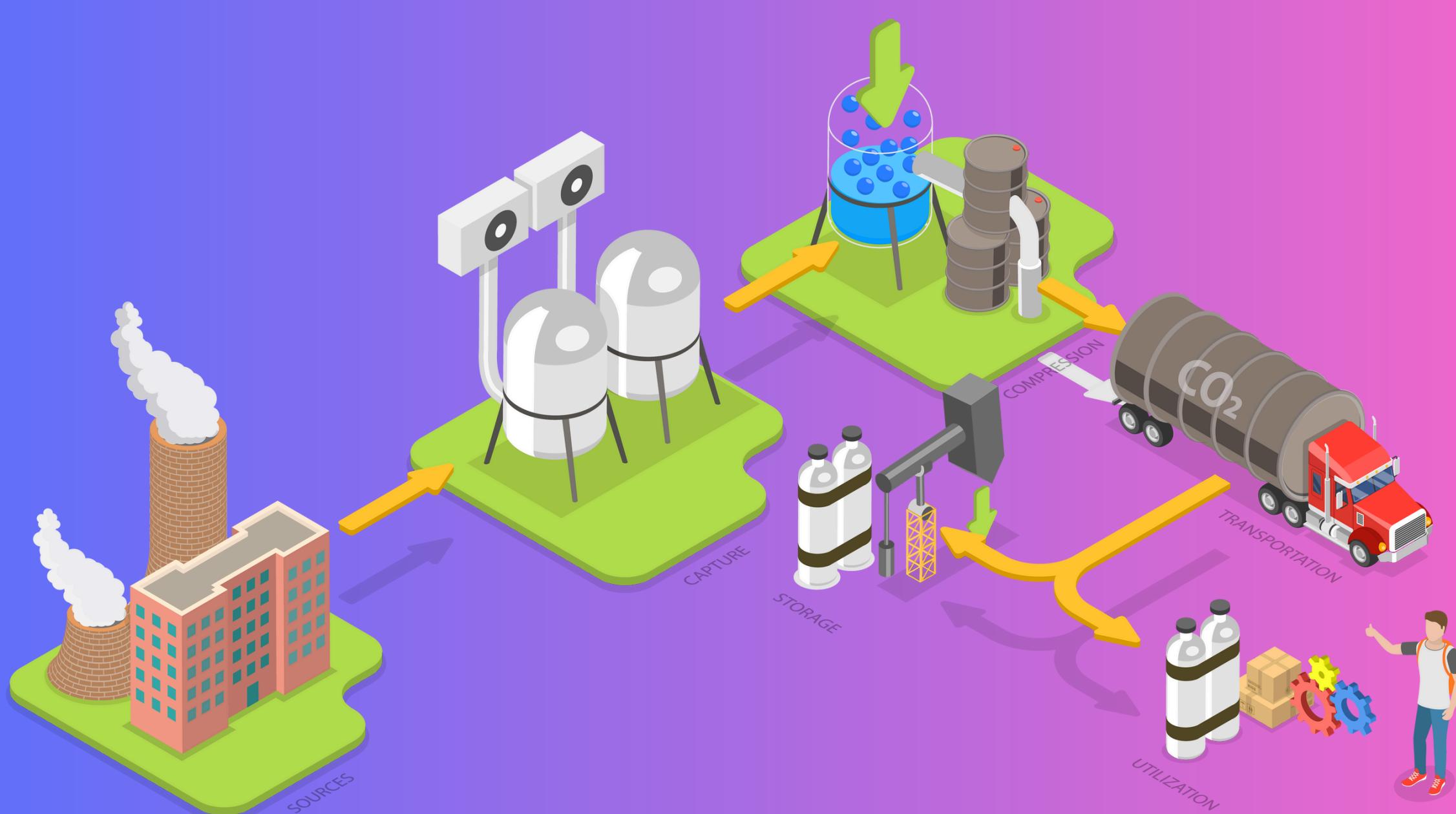


“ permukaan padatan ditutupi dengan spesies yang teradsorpsi (seperti karbon, hidrokarbon, oksigen, belerang, dan air) terutama berasal dari atom gas berbentuk bola.  
”



# Studi Adsorpsi!

jumlah gas yang teradsorpsi pada suhu tertentu diukur sebagai fungsi dari tekanan gas dalam kesetimbangan dengan padatan

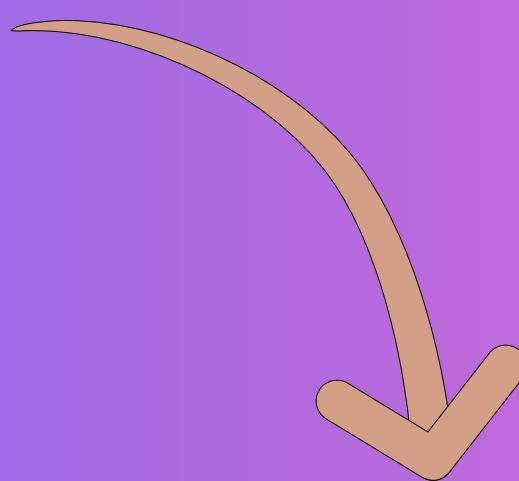


Ikatan adsorpsi bisa sangat kuat, dan dicirikan oleh energi yang dikenal sebagai 'entalpi adsorpsi (Hak).



Adsorpsi fisik digunakan untuk mengukur luas permukaan total

# PRINSIP

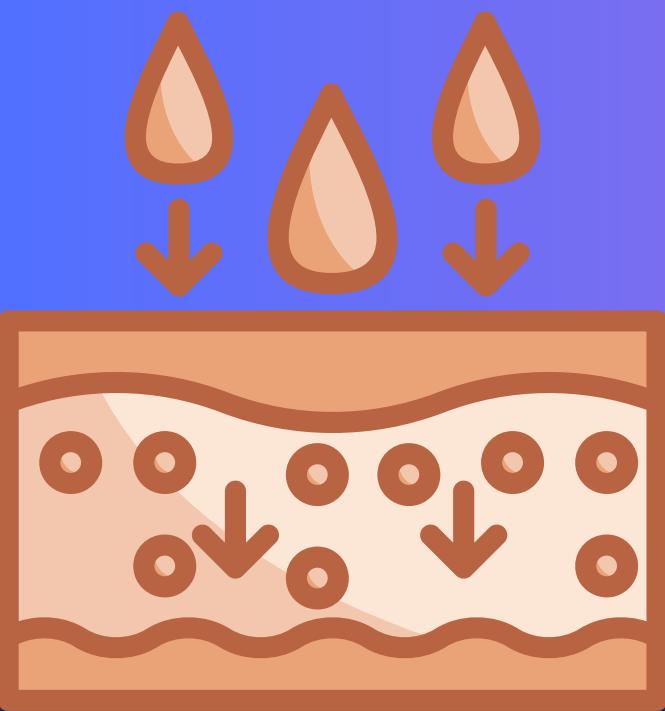


metode pengukuran luas permukaan total dari struktur berpori adalah dengan adsorpsi spesies molekul dari gas ataupun cairan ke dalam permukaan (Satterfield, 1980).

JENIS



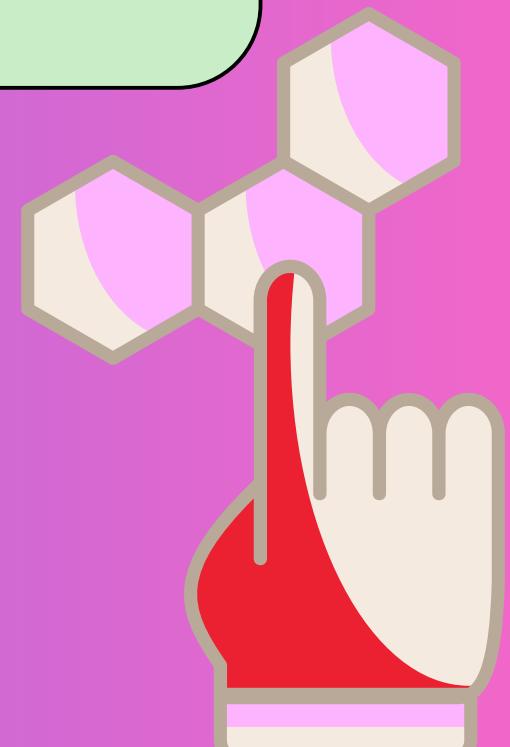
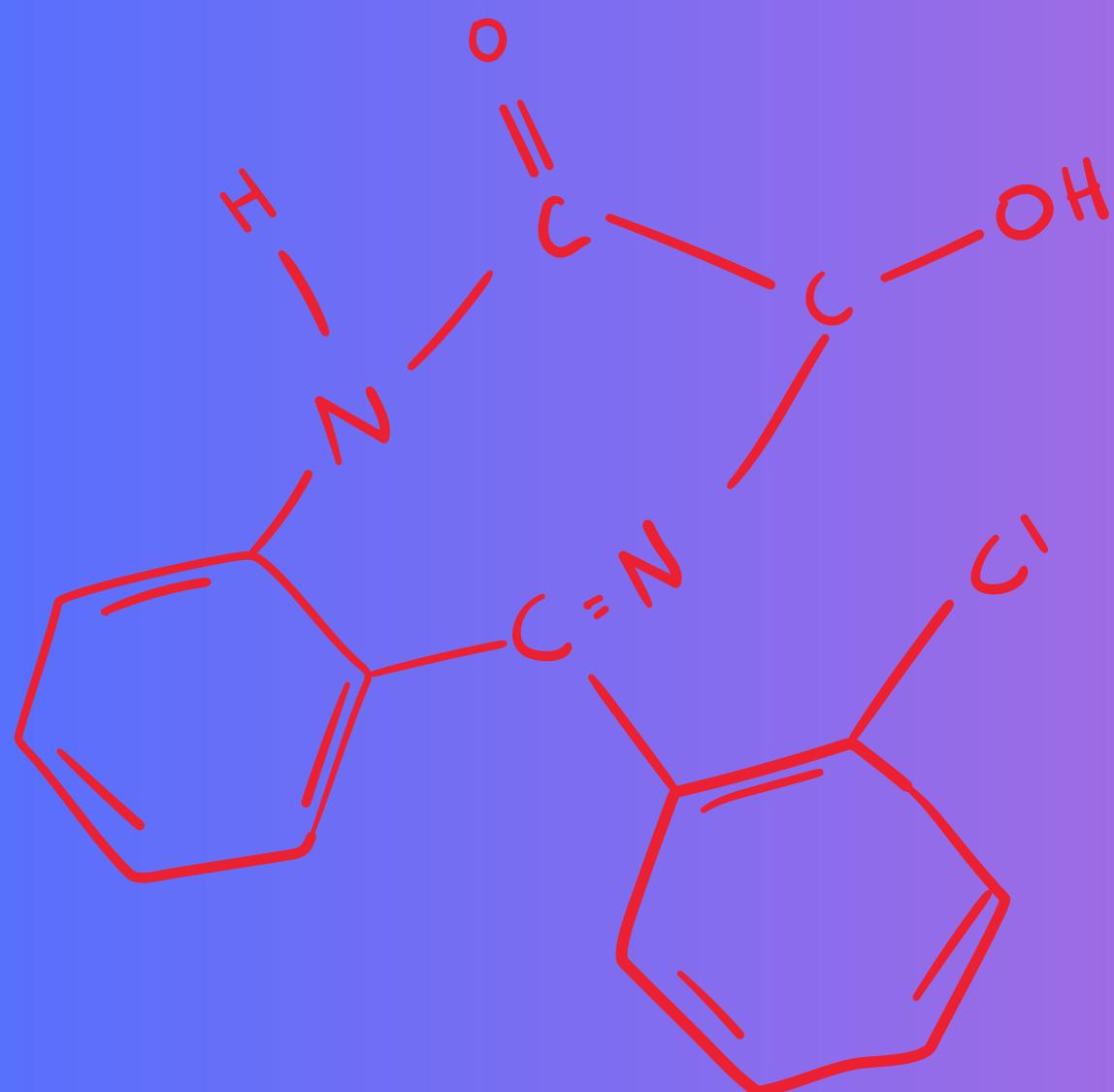
Isoterm adsorpsi fisik dibedakan menjadi empat jenis, yaitu: Brunauer, Deming, Deming, dan Teller (BDDT).



## Tipe-tipe isoterm adsorpsi

### Tipe 1 : Tipe Langmuir

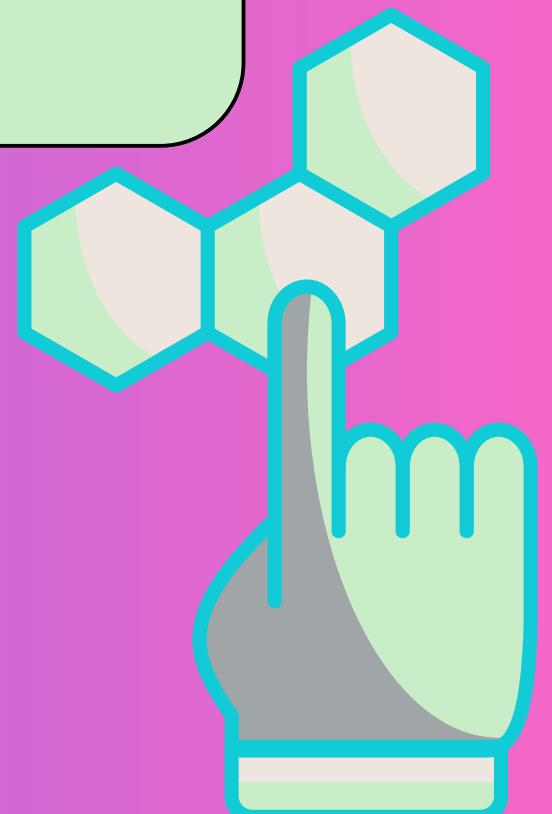
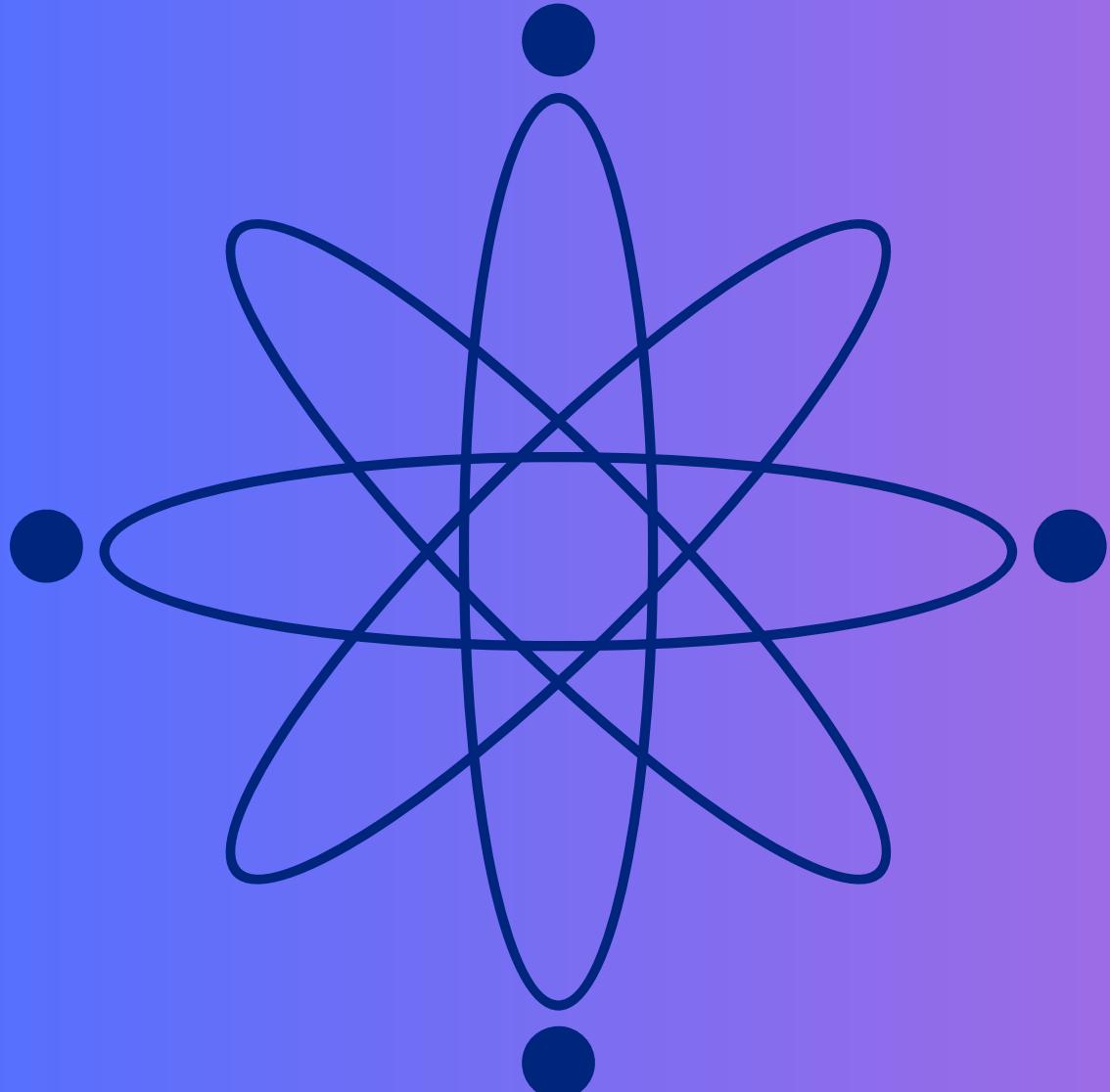
Nilai asimtot dianggap sebuah monolayer yang berasal dari persamaan Langmuir. Namun, isoterm ini jarang ditemukan pada material nonpori.



## Tipe-tipe isoterm adsorpsi

**Tipe II berupa sigmoid atau isoterm berbentuk S**

Isoterm ini biasanya ditemukan pada struktur nonpori





## “TAHUKAH KAMU?

Isoterm Adsorpsi Freundlich dan Langmuir yang Proses penyerapan suatu adsorben dipengaruhi banyak faktor dan juga memiliki pola Isoterm adsorpsi tertentu yang spesifik Faktor-faktor mempengaruhi dalam proses adsorpsi antara lain yaitu jenis adsorben, Jenis zat yang diserap, luas permukaan adsorben, konsentrasi zat yang diadsorpsi dan suhu. Oleh karena faktor-faktor tersebut maka setiap adsorben yang menyerap suatu zat satu dengan zat lain tidak akan mempunyai pola isoterm adsorpsi yang sama

Diketahui bahwa terdapat dua jenis persamaan pola Isoterm adsorpsi yang sering digunakan pada proses adsorpsi dalam larutan yaitu persamaan adsorpsi Langmuir dan Freundlich. Persamaan adsorpsi Freudlich dan Langmuir menggambarkan adsorpsi secara fisik. Adsorpsi secara fisik terjadi pada pori permukaan adsorben sekam padi, dimana adanya peristiwa penjerapan partikel adsorbat masuk ke dalam pori-pori adsorben sekam padi oleh karena adanya gaya-gaya fisik seperti gaya Van Der Waals