الاتزان الكيميائي والحركية الكيميائية

الصيدلة الفرقة الأولى — Chemical Equilibrium & Chemical Kinetics

0 مقدمة — ليه الموضوع دا مهم؟ — Introduction

الموضوعين دول مش مجرد كلام نظري هتتحنوا فيه وخلاص، ده أساس شغلكم بعدين كصيادلة: **ثبات المستحضرات الصيدلانية (Stability of dosage forms)**، **معدل تحلل الدواء (Drug degradation rate)**، **مدة صلاحية الدواء (Shelf life / Expiration date)**، وتأثير الحرارة والتخزين على الدواء، وكمان أسس **الحركية الدوائية (Pharmacokinetics)**. فاللي هنشرحه النهارده هو الخطوة الأولى لكل ده.

📌 هنمشي **سلايد سلايد** بالعربي بطريقة علمية محترمة، ومع كل مصطلح الإنجليزي، والقوانين كلها بالإنجليزي، وخطوات الحل لكل مثال ومسألة.

1 تصنيف التفاعلات حسب التجانس — Reaction Homogeneity

1 Homogeneous reactions — تفاعلات متجانسة

التعريف فيه طور واحد بس `only one phase present` ؛ يعني المواد المتفاعلة والناتجة ليهم نفس الطور `same phase` .

مثال `H2(g) + I2(g) ⇌ 2HI(g)`

2 Heterogeneous reactions — تفاعلات غير متجانسة

التعريف فيه أكتر من طور `more than one phase` ؛ يعني الخليط مش متجانس `the reaction mixture is not uniform` .

2 تصنيف التفاعلات حسب اتجاه التفاعل — Reaction Direction

Irreversible — لا رجعية (تامة) التفاعل بيمشي في اتجاه واحد بس `proceed in only one direction` ، من المتفاعلات للنواتج `forward reaction` .

Reversible — رجعية التفاعل بيمشي في الاتجاهين `both directions` — قدام ووراء `forward & backward` .

NB — ملاحظة مهمة كل التفاعلات الرجعية بتحاول توصل لحالة اتزان `tend to attain a state of equilibrium` .

عند الاتزان: سرعة التفاعل الأمامي = سرعة التفاعل العكسي

`rate of forward reaction = rate of backward reaction` .

أمثلة على الاتزان:

`A + B ⇌ AB`

`2A + 2B ⇌ 2AB`

3 قانون فعل الكتلة — Law of Mass Action

سرعة التفاعل الأمامي `Rate of forward reaction - R` بتتناسب طردياً مع تركيز المواد المتفاعلة.

Forward Rate للتفاعل `2A + 2B ⇌ 2AB` :

$$R \propto [A]^2[B]^2 \implies R = K_f\,[A]^2[B]^2$$

Backward Rate

$$R_b \propto [AB]^2 \implies R_b = K_b\,[AB]^2$$

At Equilibrium السرعة الأمامية = السرعة العكسية `Rf = Rb` ، إذن:

$$K_f[A]^2[B]^2 = K_b[AB]^2 \implies K_f/K_b = [AB]^2 / ([A]^2[B]^2) \implies K_{eq} = [AB]^2 / ([A]^2[B]^2)$$

4 ثابت الاتزان والقاعدة العامة — Equilibrium Constant (K_{eq})

القاعدة العامة — General Rule

$$K = [products]^x / [reactants]^y$$

حيث `x` = عدد مولات النواتج، و `y` = عدد مولات المتفاعلات.

لو عكسنا التفاعل — Reverse لو عكسنا التفاعل `2AB ⇌ 2A + 2B` ، ثابت الاتزان بيقلب:

$$K' = 1/K_{eq} = [A]^2[B]^2 / [AB]^2$$

نص قانون فعل الكتلة: عند درجة حرارة ثابتة، معدل التفاعل الكيميائي يتناسب طردياً مع حاصل ضرب التركيزات المولارية للمواد المتفاعلة، وكل تركيز مرفوع لأس يساوي عدد مولاته.

At a constant temperature, the rate of a chemical reaction is directly proportional to the product of the molar concentrations of the reacting substances, each is raised to a power equals to the number of its moles.)

5 ملاحظة مهمة جداً — المواد الصلبة والسائلة النقية — NB VIP

NB VIP تركيز المواد الصلبة النقية أو السائلة النقية `Pure solid or liquid` اللي مش في محلول `not in the solution` بيكون ثابت `constant` ، وعشان كده **مينفعش نكتبه في معادلة ثابت الاتزان K** `should not be included in K expression` .

مثال 1 `CaCO3(s) ⇌ CaO(s) + CO2(g)`

الـ K بتعتمد على `[CO2]` بس. يعني: `K = [CO2]`

مثال 2 `2H2O(L) ⇌ 2H2(g) + O2(g)`

الـ K بتعتمد على تركيز الغازات. يعني: `K = [H2]²[O2]`

6 مثال محلول وأسئلة للتجربة — Example & Just Testing

EX خليط من N_2 و O_2 ينتج NO عند 1500 K

عند الاتزان: `[N2]=6.4×10⁻³ mol/L` ، `[O2]=1.7×10⁻³ mol/L` ، `[NO]=1.1×10⁻⁵ mol/L` . احسب K.

1. المعادلة الموزونة: `N2(g) + O2(g) ⇌ 2NO(g)`
2. قانون ثابت الاتزان: `K = [NO]² / ([N2][O2])`
3. التعويض: `K = (1.1×10⁻⁵)² / ((6.4×10⁻³)(1.7×10⁻³))`
4. الناتج: `K = 1.1×10⁻⁵`

Just Testing (1) — اكتب تعبير ثابت الاتزان

- `K = ([CO2][H2])/([CO][H2O])` ⟹ `CO(g) + H2O(g) ⇌ CO2(g) + H2(g)`
- `K = [H2SO4]/([SO2][H2O])` ⟹ `SO2 + H2O ⇌ H2SO4`
- `K = [Cl2O5]²/([CO2][ClO2]⁴)` ⟹ `CO2(g) + 4ClO2(g) ⇌ 2Cl2O5(g)`

2 احسب K لتفاعل $H_2 + I_2 \rightleftharpoons 2HI$ عند 427°C

التركيزات: `[I2]=0.42` ، `[H2]=0.025` ، `[HI]=0.76` (mol/L).

1. قانون الاتزان: `K = [HI]²/([I2][H2])`
2. التعويض: `K = (0.76)² / (0.42 × 0.025)`
3. الناتج النهائي بالآلة الحاسبة (الخطوات كما هي).

7 التفاعلات الغازية والعلاقة بين Kc و Kp — Relation between Kc & Kp

في التفاعلات الغازية، الضغط الجزئي `partial pressure` يتناسب مع التركيز المولاري `molar concentrations` عند درجة حرارة معينة. ممكن نعبر عن `Keq` بالضغط الجزئي ونسميه `Kp` .

مثال — $N_2(g) + 3H_2(g) \rightleftharpoons 2NH_3(g)$

Kc: $K_c = [NH_3]^2/([N_2]\cdot[H_2]^3)$

Kp: $K_p = (P_{NH_3})^2/(P_{N_2}\cdot(P_{H_2})^3)$

Kc ثابت الاتزان المشتق من التركيز المولاري
`equilibrium constant derived from molar concentration`
.

Kp ثابت الاتزان المشتق من الضغط الجزئي
`equilibrium constant derived from partial pressure`
.

P الضغط الجزئي `partial pressure` .

NB VVIP — Relation between Kc & Kp

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

- `R` : ثابت الغازات العام `general gas constant` .
- `T` : درجة الحرارة بالكلفن `temperature (K)` .
- `Δn` : عدد مولات النواتج − عدد مولات المتفاعلات (للغازات بس).

EX احسب Kp لـ $N_2 + 3H_2 \rightleftharpoons 2NH_3$ عند 400°C

$K_c = 0.5$، $R = 0.0821\ ATM\cdot L\cdot K^{-1}\cdot mol^{-1}$.

1. القانون: `Kp = Kc(RT)^Δn`
2. $\Delta n = 2 - (1+3) = -2$
3. $T = 400 + 273 = 673\ K$
4. `Kp = 0.5 × (0.0821 × 673)^-2`
5. `= 0.5 × (55.5233)^-2 = 1.64×10⁻⁴`

8 العلاقة بين طاقة التفاعل وثابت الاتزان — Relation between ΔG & K

Relation

$$\Delta G = -2.303\ RT \log K$$

- `ΔG` : التغير في الطاقة الحرة `change in free energy` .
- `R` : ثابت الغازات العام.
- `K` : ثابت الاتزان.

تلقائي أمامي `Kc > 1` أو `ΔG = -ve` ⟹ التفاعل الأمامي تلقائي `forward spontaneous` .

تلقائي عكسي `Kc < 1` أو `ΔG = +ve` ⟹ التفاعل العكسي تلقائي `backward spontaneous` .

اتزان `Kc = 1` أو `ΔG = 0` ⟹ التفاعل في حالة اتزان `reaction in equilibrium` .

9 مثال شامل على ΔG — Comprehensive Example

EX **عند 673 K عند $K_p = 1.64\times10^{-4}$ — احسب (I) ΔG (II) ΔG عند ضغوط 10/30/3 ATM (III) اتجاه التفاعل (R = 8.314)**

1. **(I)** `ΔG = -2.303 × 8.314 × 673 × log(1.64×10⁻⁴)` ⟹ `ΔG = 48.7755 kJ` (موجب).
2. **(II)** نحسب Q من الضغوط: `Q = (3)² / (10 × (30)³) = 3.33×10⁻⁵` ثم `ΔG = -2.303 × 8.314 × 673 × log(3.33×10⁻⁵)` ⟹ `ΔG = 57.6978 kJ` .
3. **(III)** التفاعل عكسي `backward` لأن `ΔG` موجب `positive` .

10 العلاقة بين درجة الحرارة وثابت الاتزان — Van't Hoff Equation

قيمة ثابت الاتزان بتتغير مع درجة الحرارة. العلاقة بين ثوابت الاتزان عند درجتي حرارة مختلفتين والتغير في الإنثالبي بتتوصف بمعادلة فانت هوف:

Van't Hoff

$$\log(K_2/K_1) = (\Delta H / 2.303R) \cdot (T_2 - T_1) / (T_1T_2)$$

- `K1, K2` : ثوابت الاتزان عند `T1, T2` .
- `ΔH` : المحتوى الحراري للتفاعل `enthalpy` .
- `R` : ثابت الغازات العام.

ما معنى ΔH؟ هو المحتوى الحراري للتفاعل `heat content` أو حرارة التكوين `heat of formation` أو الإنثالبي `enthalpy` . هو الحرارة اللي بتتمتص أو بتتحرر لما التفاعل يحصل تحت ضغط ثابت.

طارد `Exothermic` : `ΔH = -ve` — **ماص** `Endothermic` : `ΔH = +ve`

EX احسب متوسط حرارة تكوين الأمونيا

`Kp = 1.64×10⁻⁴` عند 673 K و `0.144×10⁻⁴` عند 773 K، R = 8.314 J/mol.K.

1. تطبيق فانت هوف: `log(Kp2/Kp1) = (ΔH/2.303R)·((T2-T1)/(T1T2))`
2. التعويض بالقيم: `ΔH = -105.235 kJ`
3. دي حرارة تكوين 2 مول أمونيا؛ لمول واحد: `ΔH(NH3) = -52.617 kJ`

11 العوامل المؤثرة على K eq — Factors Affecting Keq (VIP)

✓ بيتأثر بـ تغير درجة الحرارة فقط `changing in Temperature` .

✗ مش بيتأثر بـ

- تغير تركيزات المتفاعلات والنواتج.
- تغير الضغط.
- وجود عامل حفاز `catalyst` .

حقائق مهمة: المواد المذابة بتتكتب بـ mol/L، والغازات بالضغط الجوي `atmospheres` ، والمواد الصلبة النقية والسائلة النقية والمذيبات بيتم استبعادهم لأنهم بيساووا 1. وقيمة Kc ثابتة عند درجة حرارة ثابتة، ومختلفة عند درجات حرارة مختلفة.

12 مسائل ختامية على الاتزان — Equilibrium Problems

1 $N_2O_4 \rightleftharpoons 2NO_2$ عند 25°C

احسب Keq. ، $[NO_2]=1.41\times10^{-2}$ ، $[N_2O_4]=4.27\times10^{-2}$

1. $K_{eq} = [NO_2]^2/[N_2O_4] = (1.41\times10^{-2})^2/(4.27\times10^{-2})$

2 $H_2 + I_2 \rightleftharpoons 2HI$ لها $K = 1.39\times10^{-2}$

احسب ثابت الاتزان للتفاعل المعكوس: $H_2 + I_2 \rightarrow 2HI$.

1. التفاعل اتقلب ⟹ $K = 1/(1.39\times10^{-2})$

3 $A + B \rightarrow C + D$

$K_p = 10^{12}$ عند 327°C و 10^{-7} عند 427°C. احسب إنثالبي التفاعل (R = 8.314).

1. تحويل: T1 = 600 K، T2 = 700 K.

2. تطبيق فانت هوف: $\log(K_2/K_1) = (\Delta H/2.303R)\cdot((T_2-T_1)/(T_1T_2))$

ثانياً: الحركية الكيميائية — Chemical Kinetics

13 مقدمة وتعريف معدل التفاعل — Reaction Rate

الحركية الكيميائية بتدرس سرعة التفاعل الكيميائي `speed & rate` . معدل التفاعل بيقيس إزاي المتفاعلات بتتحول لنواتج، وقد إيه بسرعة. فيه تفاعلات سريعة جداً وفيه تفاعلات بتاخد مئات السنين.

Define the reaction rate هو نسبة التغير في تركيز المتفاعلات أو النواتج إلى التغير في الزمن `ratio of change in concentration to change in time` .

```
r = Δ[molar concentration] / Δ[time]     وحدة: mol/(L·s)
```

اختفاء A — Disappearance للتفاعل `A → B` :
`r = -Δ[A]/Δt` (سالب لأنه بيقل).

ظهور B — Appearance `r = +Δ[B]/Δt` (موجب لأنه بيزيد).

التفاعل ملهوش سرعة محددة واحدة `does not have a single specific rate` ؛ السرعة بتعتمد على تركيزات المتفاعلات الابتدائية والظروف (T و P)، وبتتغير خلال التفاعل نفسه، وبتقل تدريجياً مع تقدم التفاعل، وبتوصل صفر لما التفاعل يخلص.

14 العوامل المؤثرة على سرعة التفاعل — Factors Affecting Rate

1. **طبيعة المواد** المتفاعلة والناتجة `nature of reactants & products` .
2. **تركيز المتفاعلات** `concentration of reactants` — كل ما يزيد، تزيد السرعة.
3. **مساحة السطح** `surface area` — كل ما تزيد، تزيد السرعة.
4. **درجة الحرارة** `temperature` — كل ما تزيد، تزيد السرعة.
5. **وجود عامل حفاز** `catalyst` — بيزود سرعة التفاعل.

15 قانون المعدل ورتب التفاعل — The Rate Law & Reaction Orders

قانون المعدل بيربط معدل التفاعل بتركيز المتفاعلات. "معدل التفاعل يتناسب طردياً مع تركيزات المتفاعلات، وكل تركيز مرفوع لأس معين. الأسس دي هي الرتب الفردية للتفاعل"

Rate Law — A → B

$$r \propto [A]^x \Rightarrow r = K \cdot [A]^x$$

- `r` : معدل التفاعل `rate of the reaction` .
- `K` : ثابت المعدل `rate constant` .
- `[A]` : التركيز المولاري للمتفاعلات.
- `x` : رتبة التفاعل `reaction order` .

Rate constant — K هو معدل التفاعل لما تركيز كل المتفاعلات = 1 mol/L. **بيعتمد على درجة الحرارة** (زي ثابت الاتزان Kc).

General Rate Law لتفاعل `zA + yB + dC → D` :

$$r = K \cdot [A]^n \cdot [B]^m \cdot [C]^c$$

- `n, m, c` : رتبة التفاعل بالنسبة لكل مادة.
- **الرتبة الكلية** `Overall order` = `n + m + c` .
- الـ `n, m, c` مش شرط يساووا `z, y, d` .

16 رتب التفاعل وأثر التركيز على السرعة — Effect of Concentration on Rate

للتفاعل `A → B` ومعدله `r = K[A]^x` :

الرتبة (x)	لو التركيز اتضاعف	النوع
1	السرعة بتتضاعف	First order
2	السرعة تزيد 4 مرات	Second order
3	السرعة تزيد 8 مرات	Third order
0	السرعة مش بتتغير	Zero order
ve−	السرعة تقل للنص	Inverse relation (VIP)

VVIP رتبة التفاعل `Order of the reaction` **مينفعش تتحدد من المعادلة الكيميائية** (حتى لو موزونة)، وبتتحدد فقط من التجارب `only determined from experiments` .

17 إيجاد قانون المعدل من البيانات التجريبية — Determining Rate Law from Data

لو عندنا تفاعل $A + B \rightarrow C$ ، عشان نحدد الرتبة: بنثبت $[B]$ ونغير في $[A]$ لنعرف رتبة A (نفرضها x)، ثم نثبت $[A]$ ونغير في $[B]$ لنعرف رتبة B (نفرضها y). قانون المعدل: $r = K[A]^x[B]^y$.

EX1 $2NOBr(g) \rightarrow 2NO(g) + Br_2(g)$

.Exp	$[NO]$	$[Br_2]$	Initial Rate
1	0.1	0.1	12
2	0.1	0.2	24
3	0.1	0.3	36
4	0.2	0.1	48

1. قانون المعدل: $r = K[NO]^x[Br2]^y$
2. رتبة Br2: مقارنة تجربة 2 و 1 (NO ثابت): $24/12 = (0.2/0.1)^y \Rightarrow 2 = 2^y \Rightarrow y = 1$
3. رتبة NO: مقارنة تجربة 4 و 1 (Br2 ثابت): $48/12 = (0.2/0.1)^x \Rightarrow 4 = 2^x \Rightarrow x = 2$
4. قانون المعدل النهائي: $r = K[NO]^2[Br2]^1$
5. حساب K من تجربة 1: $12 = K(0.1)^2(0.1)^1 \Rightarrow K = 1.2\times10^4\ L^2/mol^2\cdot s$

EX2 $H_2(g) + I_2(g) \rightarrow 2HI(g)$

.Exp	$[HI]$	Rate
1	0.015	$10^{-3}\times1.1$
2	0.030	$10^{-3}\times4.4$
3	0.045	$10^{-3}\times9.9$

1. قانون المعدل: $rate = k[HI]^n$
2. مقارنة تجربة 2 بـ 1: $4.4\times10^{-3}/1.1\times10^{-3} = (0.030/0.015)^n$
3. $4 = 2^n \Rightarrow n = 2$
4. إذن: $rate = k[HI]^2$ (رتبة تانية).

18 أسئلة للتجربة — Just Testing

Q1 — A + B → Products

Exp.	[A]	[B]	Rate
1	0.08	0.06	0.012
2	0.08	0.03	0.006
3	0.04	0.06	0.003

الحل: مقارنة 1 و 2 (A ثابت): [B] اتقلل للنص والـ Rate اتقلل للنص ⟹ رتبة B = 1. مقارنة 1 و 3 (B ثابت): [A] اتقلل للنص والـ Rate بقت الربع ⟹ رتبة A = 2.

Q2 — $2NH_3 \rightarrow N_2 + 3H_2$ لما تركيز الأمونيا اتغير من `3.57×10⁻³ M` لـ `7.14×10⁻³ M`، السرعة زادت من `2.91×10⁻⁵` لـ `5.82×10⁻⁵ M/s`.

الحل: التركيز اتضاعف والسرعة اتضاعفت ⟹ الرتبة الأولى `First order`.

19 الجزئية وعمر النصف — Molecularity & Half-life

Molecularity — الجزئية إجمالي عدد جزيئات المتفاعلات اللي بتشارك في التفاعل `total number of reactant molecules involved`. مينفعش تكون صفر، وممكن تختلف عن رتبة التفاعل.

Half-life — عمر النصف ($t_{½}$) الوقت اللازم لتركيز المتفاعل يقل للنص

`Time required for concentration to decrease to half its initial value`

.

$[A]_{t_{½}} = [A]/2$

20 قوانين الرتب الصفرية والأولى والثانية — Zero / First / Second Order Laws

0 Zero-order — رتبة صفرية

Rate law	`rate = k`
½t	$t_{½} = C_{B0}/(2K)$
K units	`mol/(L·s)`

1 First-order — رتبة أولى

Rate law	`rate = k[B]`
½t	$t_{½} = 0.693/K$
K units	s^{-1}

2a Second — Type 1 — (2A)

Rate law	$rate = k[B]^2$
½t	$t_{½} = 1/(K \cdot C_{B0})$
K units	`L/(mol·s)`

2b Second — Type 2 — (A+B)

Rate law	`rate = k[A][B]`
½t	–
K units	`L/(mol·s)`

📌 العلاقة (C vs t) لكل رتبة موجودة في جدول الملخص (القسم 21) اللي تحت.

21 جدول ملخص الرتب والعلاقات — Summary Table

Order	Rate law	Relation (C vs t)	½t	K units
Zero	$r = K$	$C_{B0} - C_B = Kt$	$C_{B0}/(2K)$ — $C_{B0} \propto$	mol/(L·s)
First	$r = K[B]$	$Kt/2.303 = \log(C_{B0}/C_B)$	$0.693/K$ — مستقل	s^{-1}
Second (1)	$r = K[B]^2$	$1/C_B - 1/C_{B0} = Kt$	$1/(K \cdot C_{B0})$ — $1/C_{B0} \propto$	L/(mol·s)
Second (2)	$r = K[A][B]$	$(1/(C_{A0}-C_{B0})) \cdot \log(...) = Kt/2.303$	—	L/(mol·s)
Third	$r = K[B]^3$	$2Kt = 1/C_B^2 - 1/C_{B0}^2$	—	—

22 كيف نحدد رتبة التفاعل — How to Determine the Order

1 بالمعادلة التكاملية
`Using integrated rate equation` : نعوض بالبيانات في قوانين الرتب المختلفة، والقانون اللي يطلع K ثابت هو الرتبة الصح.

2 الطريقة البيانية `Graphical method` : لو رسمنا `log C` مع الزمن وطلع خط مستقيم ⟹ First order. لو `1/C` مع الزمن ⟹ Second order.

3 باستخدام عمر النصف `Half-life method` : لو $t_{½}$ مستقل ⟹ First. لو $t_{½} \propto C_{B0}$ ⟹ Zero. لو $t_{½} \propto 1/C_{B0}$ ⟹ Second. لو $t_{½} \propto 1/(C_{B0})^2$ ⟹ Third.

23 تأثير درجة الحرارة + معادلة أرينيوس — Temperature & Arrhenius Equation

زيادة درجة الحرارة بتزود الطاقة الحركية للجزيئات `kinetic energy`، وبتزود التصادمات `collisions`، وده بيزود سرعة التفاعل. زيادة الحرارة بـ 10 °C بتزود السرعة من 2 لـ 3 مرات.

Arrhenius Equation

$$K = A \cdot e^{-Ea/RT} \quad \Longrightarrow \quad \ln K = \ln A - Ea/RT \quad \Longrightarrow \quad \log K = \log A - Ea/(2.303RT)$$

- `A` : عامل التكرار `Frequency factor` .
- `Ea` : طاقة التنشيط `activation energy` .
- `R` : ثابت الغازات العام = 8.314 J/k·mol أو 1.987 cal/k·mol (1 cal = 4.18 J).
- `T` : درجة الحرارة بالكلفن (T = °C + 273).
- `K` : ثابت المعدل `rate constant` .

لحساب Ea بين درجتي حرارة لو ثابت المعدل عند `T1 = K1` وعند `T2 = K2` :

$$\log(K_2/K_1) = (Ea / 2.303R) \cdot ((T_2 - T_1)/(T_1T_2))$$

NB — الوحدات اللي لازم تتوافق: K والزمن (ثانية مع s^{-1}، دقيقة مع min^{-1})، و R و Ea (جول/مول مع 8.314، أو كالوري/مول مع 1.987). و 1 J = 4.18 cal.

24 مسائل محلولة على الحركية — Solved Kinetics Problems

1 رتبة أولى — $t_{½} = 1000\ s$ — احسب الزمن لما يتبقى 1/3

1. المعطيات: $t_{½} = 1000\ s$ ، $C_{B0} = 1$ ، $C_B = 1/3$
2. $k = 0.693/1000 = 0.000693\ s^{-1}$
3. $K = (2.303/t)\cdot\log(C_{B0}/C_B)$
4. $t = (2.303/0.000693)\cdot\log(3) = 1585.51\ s$

2 k عند 20°C = نص k عند 30°C — احسب Ea (R = 1.987)

1. $T1 = 293\ K$ ، $T2 = 303\ K$ ، $K2/K1 = 2$
2. $\log(2) = (Ea/(2.303\times1.987))\cdot((303-293)/(303\times293))$
3. $0.301 = (Ea/4.576)\cdot0.000112 \Rightarrow Ea = 12229.59\ cal/mol = 12.23\ kcal/mol$

3 رتبة تانية (متفاعل واحد) — 30% اكتمل في 12 دقيقة — احسب زمن 70%

1. عند 12 دقيقة: $C_{B0}=100$ ، $C_B=70$
2. $K = (1/12)\cdot((100-70)/(70\times100)) = 3.57\times10^{-4}\ min^{-1}$
3. لاكتمال 70% (المتبقي 30): $t = (1/K)\cdot((100-30)/(30\times100)) = 65.26\ min$

4 $t_{½} = 10\ min$ عند T — رتبة أولى — Ea=98.6 kJ/mol و $A=4\times10^{13}\ s^{-1}$

1. $t_{½} = 600\ s \Rightarrow k = 0.693/600 = 1.155\times10^{-3}\ s^{-1}$
2. $\log k = \log A - Ea/(2.303RT)$
3. الحل ⇒ $T = 311.35\ K$

25 مسائل ختامية مع الإجابات — Final Problems

1. رتبة أولى اكتمل 15% في 20 دقيقة — زمن 60%؟ **(الإجابة: 112.76 min)**
2. 50% اكتمل في 23 دقيقة — زمن 90%؟ **(الإجابة: 76.44 min)**
3. 75% اكتمل في 32 دقيقة — عمر النصف؟ **(الإجابة: 16 min)**
4. $k=2.46\times10^{-5}$ عند 273 K و 1.63×10^{-3} عند 303 K — Ea؟ **(الإجابة: 22979 cal)**
5. $t_{½}=2.5\times10^{3}\ s$ — زمن تبقّي 1/5؟ **(الإجابة: 5807.34 s)**
6. سكر القصب 25% في ساعة — زمن 50%؟ **(الإجابة: 144.5 min)**
7. $k=1.052\times10^{-3}\ s^{-1}$ — $t_{½}$؟ **(الإجابة: 659 s)**
8. k عند 45°C = ضعف k عند 35°C — Ea؟ **(الإجابة: 13.49 kcal)**

💡 القوانين الأساسية

- **Kc:** $Kc = [products]^x/[reactants]^y$
- **Kp:** $Kp = [P_{products}]^x/[P_{reactants}]^y$
- **Kc ↔ Kp:** $Kp = Kc(RT)^{\Delta n}$
- **ΔG ↔ K:** $\Delta G = -2.303RT \log K$
- **Van't Hoff:** $\log(K2/K1) = (\Delta H/2.303R)\cdot((T2-T1)/(T1T2))$
- **Zero:** $r=K$ ، $C_{B0}-C_B=Kt$ ، $t½=C_{B0}/2K$
- **First:** $r=K[B]$ ، $Kt/2.303=\log(C_{B0}/C_B)$ ، $t½=0.693/K$
- **Second (1):** $r=K[B]^2$ ، $1/C_B-1/C_{B0}=Kt$ ، $t½=1/(K\cdot C_{B0})$
- **Arrhenius:** $\log K = \log A - Ea/(2.303RT)$
- **Ea بين T1,T2:** $\log(K2/K1) = (Ea/2.303R)\cdot((T2-T1)/(T1T2))$

📌 **دلالة Kc و ΔG:** $Kc>1$ أو $\Delta G=-ve$ ⟹ التفاعل الأمامي تام. | $Kc<1$ أو $\Delta G=+ve$ ⟹ التفاعل العكسي تام. | $Kc=1$ أو $\Delta G=0$ ⟹ التفاعل في حالة اتزان.