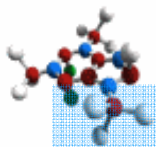
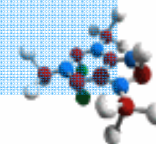


Universidade Federal do Acre
Engenharia Agrônômica
Programa de Educação Tutorial - PET

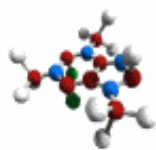


Cinética e Equilíbrio Químico



Tutor: Dr. Ribamar Silva

Petianas: Sonaira Souza e Maria Izabel

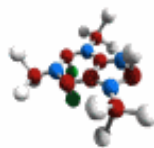


Conceito

- A velocidade das reações químicas e os fatores que nelas interferem;

➡ As reações podem ser:

- Rápidas → combustão da pólvora;
- Lentas → ferrugem;

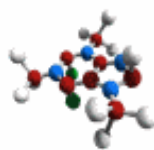


Velocidade de uma reação

- ➡ Velocidade média → Consumo de reagentes ou formação de produtos no decorrer da reação;
- ➡ Valor é sempre positivo;
- ➡ Valor = quociente entre o módulo da variação do número de mols (Δn) e o intervalo de tempo em que ocorreu essa variação (Δt) vezes o coeficiente estequiométrico;

$$V = \frac{|\Delta n|}{\Delta t \times CE}$$

Cinética Química



➔ Ex.: Analise a reação $\text{C}_2\text{H}_2 + 2\text{H}_2 \longrightarrow \text{C}_2\text{H}_6$:

$\text{C}_2\text{H}_6(\text{mol/L})$	0	12	15	20	23
Tempo (min)	0	4	6	10	13

- Qual a V_m de C_2H_6 no intervalo 0 a 4 min:

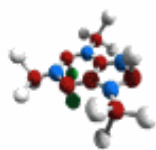
$$\Delta n = 12 - 0 = 12 \text{ mols}$$

$$\Delta t = 4 - 0 = 4 \text{ min}$$

$$V_m = \frac{\Delta n}{\Delta t} = \frac{12 \text{ mols}}{4 \text{ min}}$$

$$V_m = 3 \text{ mols/min}$$

Cinética Química



➔ Ex.: Analise a reação $\text{C}_2\text{H}_2 + 2\text{H}_2 \longrightarrow \text{C}_2\text{H}_6$:

H_2 (mol/L)	23	20	15	12	0
Tempo (min)	0	4	6	10	13

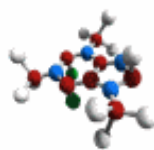
- Qual a V_m de H_2 no intervalo 4 a 10 min:

$$\Delta n = 12 - 20 = -8 \text{ mols}$$

$$\Delta t = 10 - 4 = 6 \text{ min}$$

$$V_m = \frac{\Delta n}{\Delta t} = \frac{|-8 \text{ mols}|}{6 \text{ min} \times 2}$$

$$V_m = 0,7 \text{ mol/min}$$

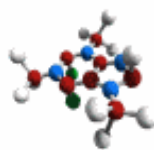


Exercício Proposto

1. Em um meio onde ocorre a reação $\text{N}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{N}_2\text{O}_4 + \frac{1}{2} \text{O}_2$ observou-se a seguinte variação de N_2O_5 em função do tempo:

$\text{N}_2\text{O}_5(\text{mol/L})$	0,233	0,200	0,180	0,165	0,155
Tempo (s)	0	180	300	540	840

Calcule a velocidade média do consumo de N_2O_5 no intervalo de 3 a 5 min.



Resolução:

Tempo 3 min = 180 s $\rightarrow$ 0,200 mol/L

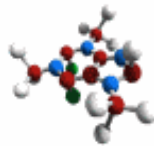
5 min = 300 s $\rightarrow$ 0,180 mol/L.

Aplicando a fórmula: $V_m = \frac{|\Delta n|}{\Delta t}$

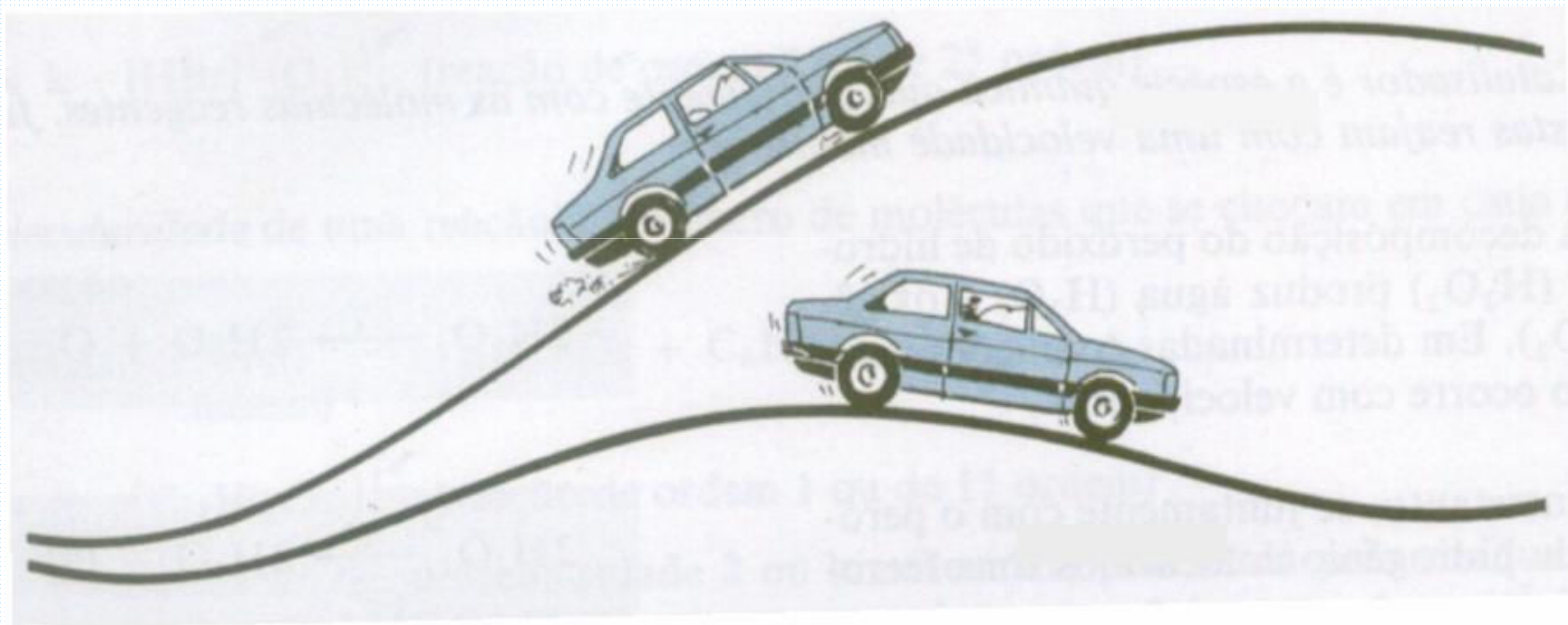
$$V_m = \frac{|0,180 - 0,200|}{5 - 3} = \frac{|-0,020|}{2}$$

$$V_m = 0,010 \text{ mol/min}$$

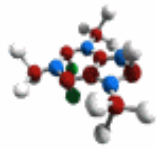
Cinética Química



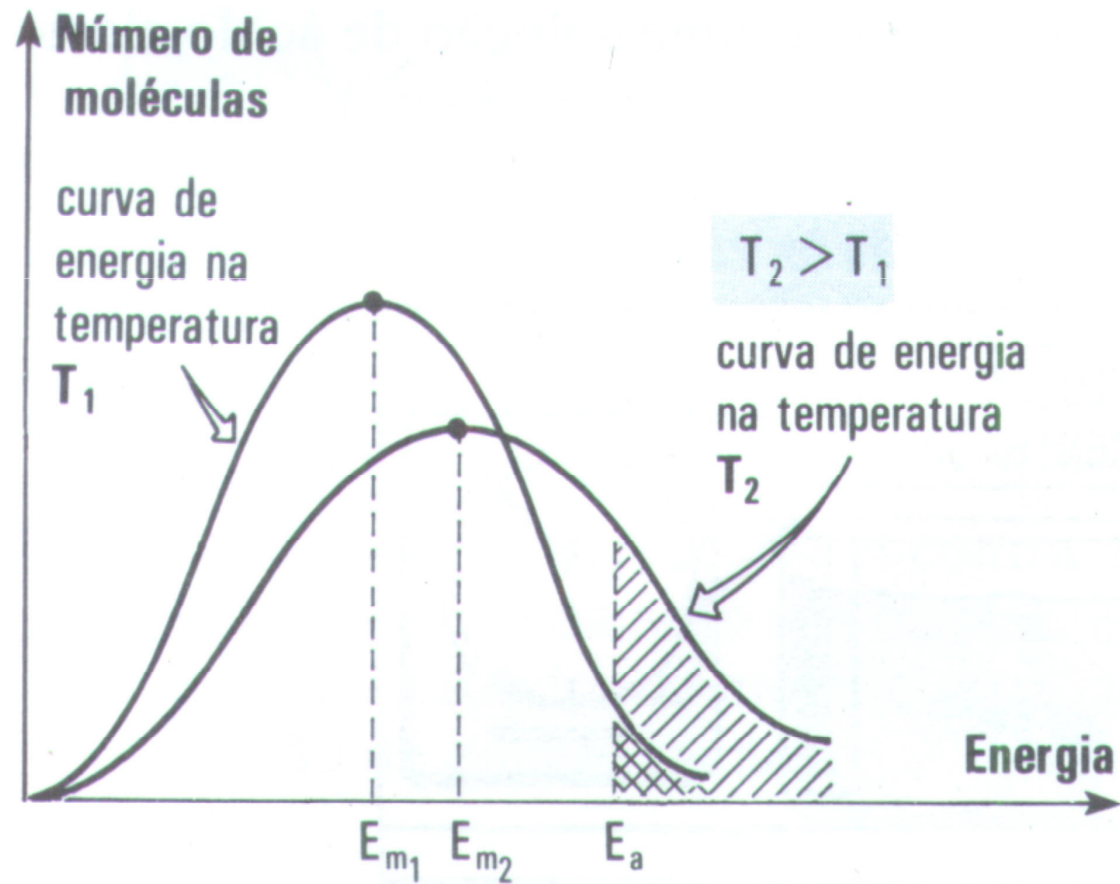
Como ocorre uma reação química?

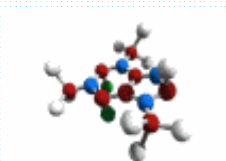


Cinética Química



Fatores que influenciam a velocidade da reação



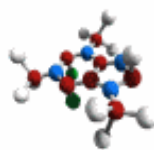


➔ Catalizadores

- São substâncias que interferem na velocidade das reações químicas sem serem consumidas no processo;

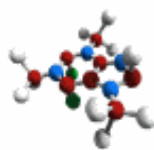
Ex.: Água oxigenada e alguns metais (Cu, Fe, Ni)

- Catalisadores alteram a velocidade da reação atuando sobre o complexo ativado;



⇒ Concentração dos reagentes

- ↑ Partículas presentes num mesmo volume ↑ nº de choques possíveis entre elas;
- Água oxigenada como agente clareador;

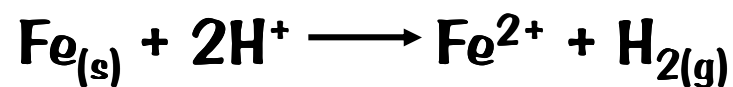
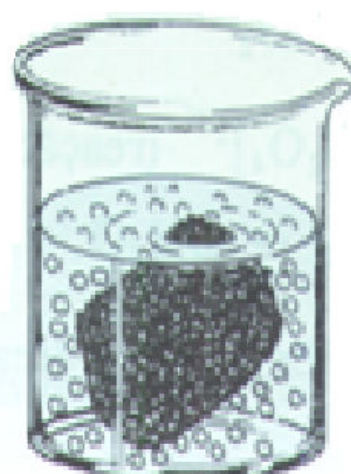


⇒ Superfície de contato

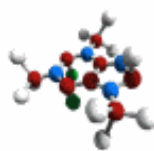
- ↑ Superfície de contato entre os reagentes mais rápida é a reação;



Reação lenta



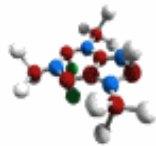
Reação rápida



➔ Outros fatores

- Luz e eletricidade afetam a velocidade de algumas reações;
Ex.: Fotossíntese e Eletrólise.
- Transferência de energia para os reagentes formarem o complexo ativado;
- Sistema gasoso → pressão
- $\uparrow$ pressão $\Rightarrow$ $\downarrow$ volume $\Rightarrow$ $\uparrow$ concentração

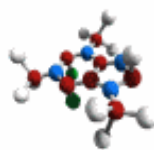
Exercício Proposto



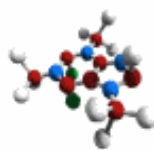
1. Com respeito aos fatores que influem na velocidade de uma reação, assinale as alternativas verdadeiras:

- (F) Quanto menor a energia de ativação, mais facilmente se forma o complexo ativado e, portanto, menos rápida é a reação;
- (V) Quanto maior a temperatura, maior energia possuem as moléculas e, portanto, mais rápida é a reação;

Exercício Proposto

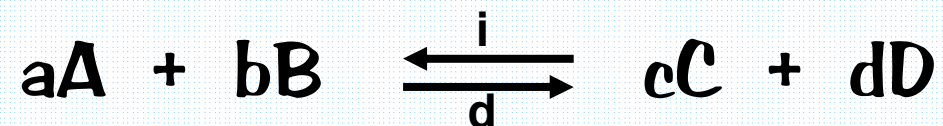


- (V) Quanto maior a pressão em uma reação onde os reagentes e produtos são gasosos, mais rápida é a reação;
- (V) Catalisadores, quando misturados com os reagentes, possuem a propriedade de aumentar a velocidade da reação;
- (F) Quanto maior a concentração, maior é o número de moléculas colidindo num determinado espaço, e portanto, menos rápido é a reação;



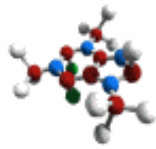
Lei da ação das massas (Guldberg – Waage)

➔ A velocidade de uma reação é diretamente proporcional (k) ao produto das concentrações molares dos reagentes, estando cada concentração elevada a um expoente igual ao respectivo coeficiente na equação química.

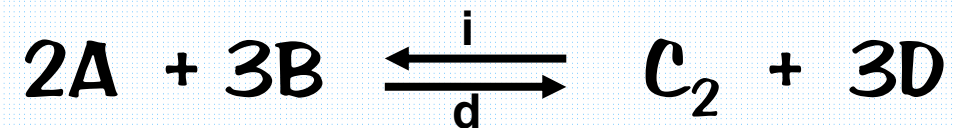


$$V_d = K_d [A]^a \times [B]^b$$

$$V_i = K_i [C]^c \times [D]^d$$



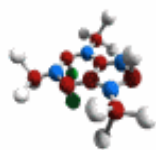
➡ Ex.:



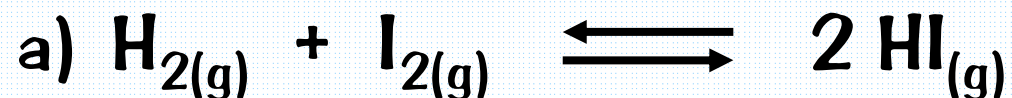
$$V_d = K_d [A]^2 \times [B]^3$$

$$V_i = K_i [C_2] \times [D]^3$$

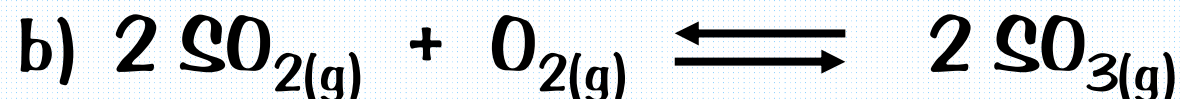
Exercício



Escreva a equação de velocidade da reação direta nos seguintes casos:

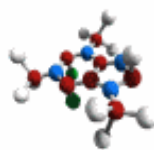


$$V_d = K_d \cdot [\text{H}_2] \cdot [\text{I}_2]$$



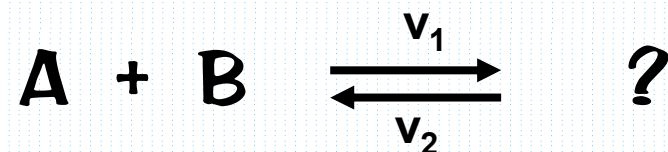
$$V_d = K_d \cdot [\text{SO}_2]^2 \cdot [\text{O}_2]$$

Equilíbrio Químico



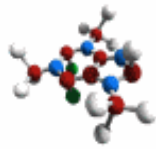
Quando uma reação atinge o equilíbrio químico?

➡ Quando $V_d = V_i \neq 0 \Rightarrow$ [reagentes] e [produtos] constantes

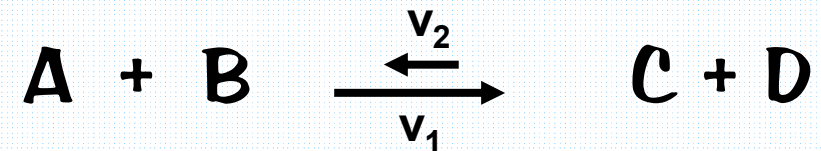


- No início da reação [A] e [B] são máximos $\Rightarrow V_1 = \max$
- No início da reação [C] e [D] = zero $\Rightarrow V_2 = \text{zero}$

Equilíbrio Químico

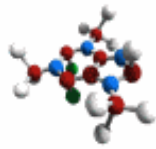


- No decorrer da reação



- $[A]$ e $[B] \downarrow \Rightarrow V_1 = \downarrow$
- $[C]$ e $[D] \uparrow \Rightarrow V_2 = \uparrow$

Equilíbrio Químico



- Equilíbrio químico

$V_1 = V_2 \neq 0 \Rightarrow$ As reações não cessam

- $V_1 \rightarrow f([A] \text{ e } [B])$

- $V_2 \rightarrow f([C] \text{ e } [D])$



cte

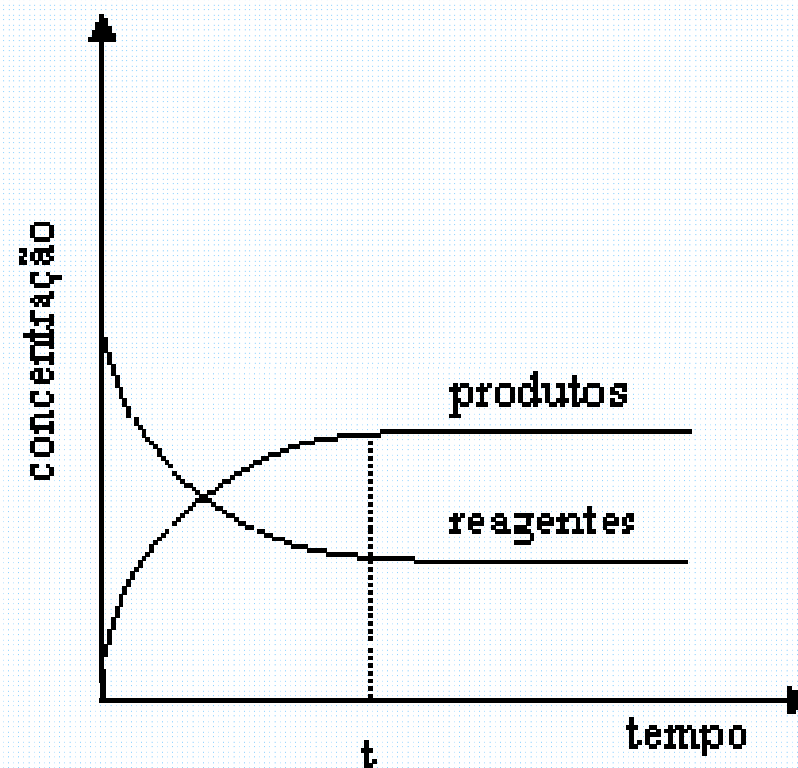
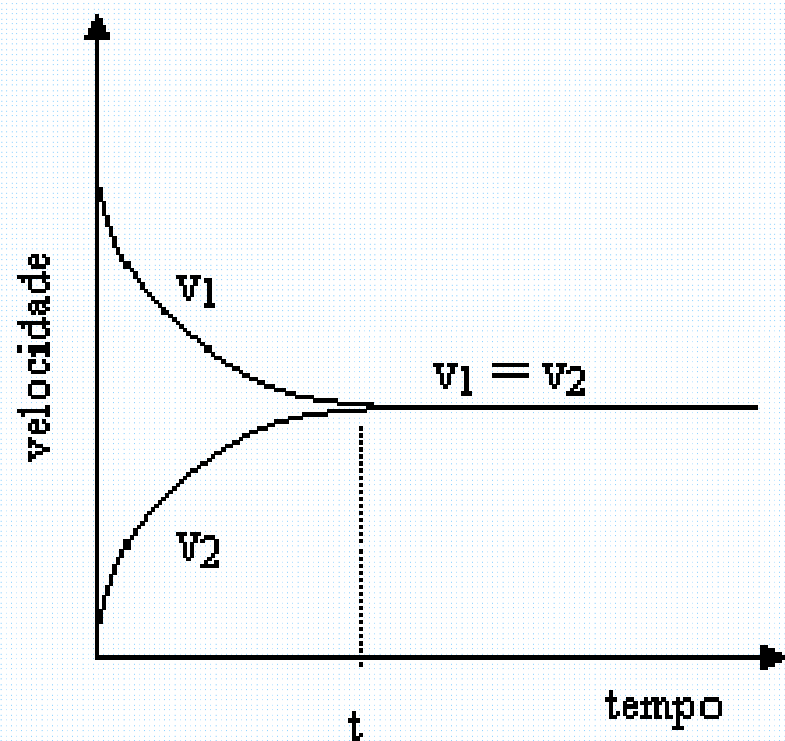
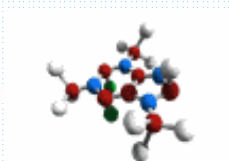


cte

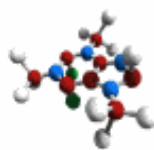


cte

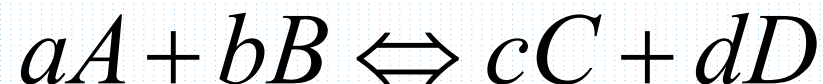
Equilíbrio Químico



Equilíbrio Químico



➡ Constante de Equilíbrio K_c

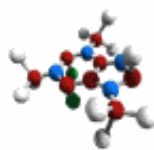


$$V_1 = V_2$$

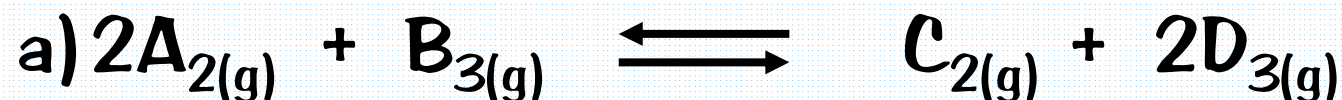
$$K_1 \cdot [A]^a \cdot [B]^b = K_2 \cdot [C]^c \cdot [D]^d$$

$$\frac{K_1}{K_2} = \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b} \Rightarrow K_c = \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b}$$

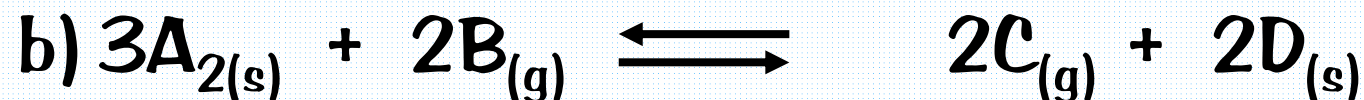
Equilíbrio Químico



Ex.: Indique a expressão da constante de equilíbrio para as reações a seguir:

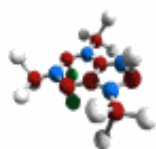


$$K_c = \frac{[\text{C}_{2(\text{g})}] \cdot [\text{D}_{3(\text{g})}]^2}{[\text{A}_{2(\text{g})}]^2 \cdot [\text{B}_{3(\text{g})}]} = \frac{(\text{mol/L})^3}{(\text{mol/L})^3}$$

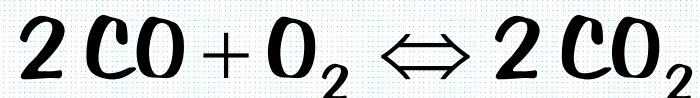


$$K_c = \frac{[\text{C}_{(\text{g})}]^2}{[\text{B}_{(\text{g})}]^2}$$

Exercício



Num recipiente de 5 L, a uma dada temperatura, misturam-se O_2 e CO. Atingido o **equilíbrio**, constata-se a existência de **3 mols CO**, **1 mol O_2** e **2 mols CO_2** . Calcule o valor da **constante de equilíbrio** em termos das concentrações.

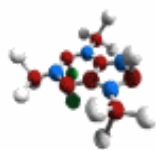


$$[\text{CO}] = \frac{n_1}{V} = \frac{3}{5} = 0.6 \text{ mol/L}$$

$$[O_2] = \frac{n_1}{V} = \frac{1}{5} = 0.2 \text{ mol/L}$$

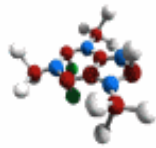
$$[CO_2] = \frac{n_1}{V} = \frac{2}{5} = 0.4 \text{ mol/L}$$

Exercício



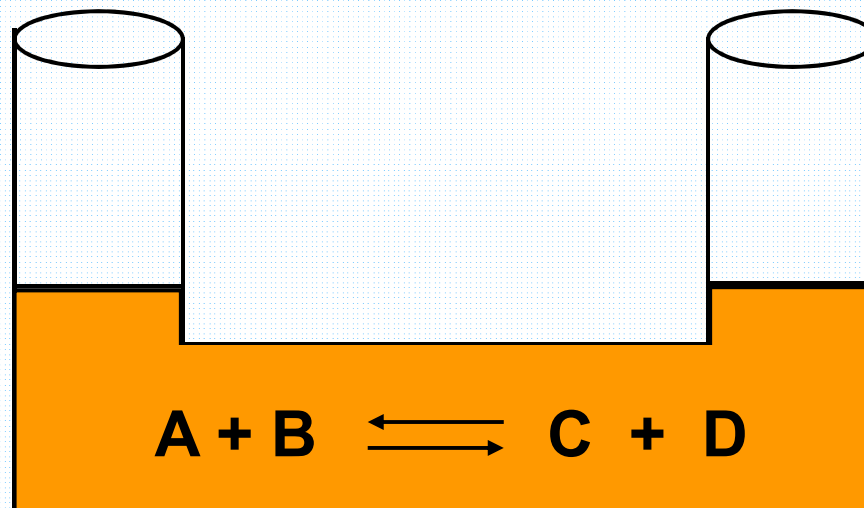
$$K_c = \frac{[\text{CO}_2]^2}{[\text{CO}]^2 \cdot [\text{O}_2]} = \frac{0.4^2}{0.4^2 \times 0.2} = 5 \text{ (mol/L)}^{-1}$$

Deslocamento de Equilíbrio

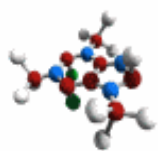


Fatores que afetam o equilíbrio químico

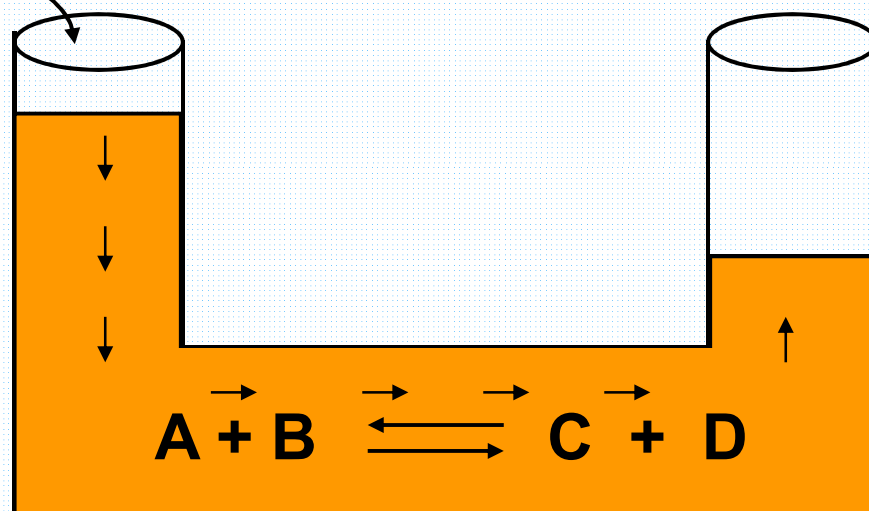
➡ **Concentração**



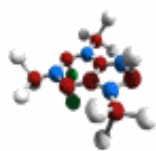
Deslocamento de Equilíbrio



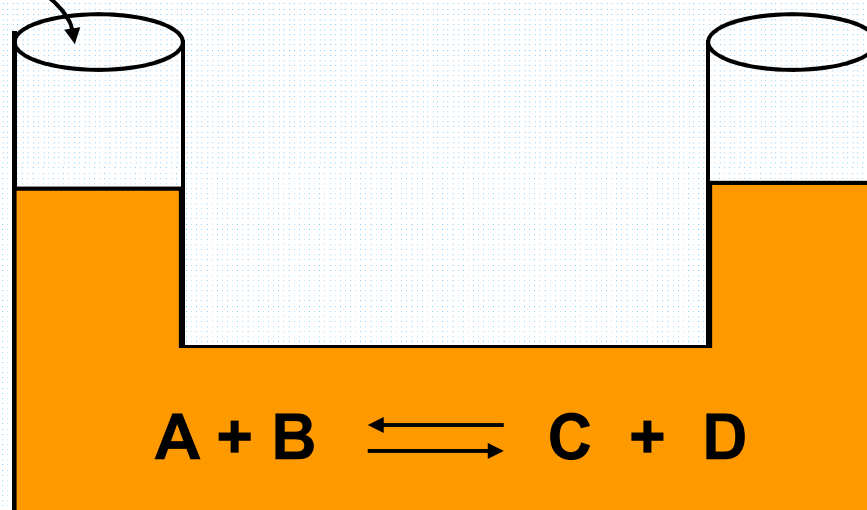
A e/ou B



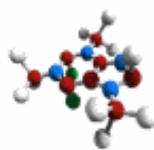
Deslocamento de Equilíbrio



A e/ou B



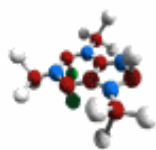
Deslocamento de Equilíbrio



Lei de Guldberg-Waage:

- ↑ **Quantidade** de um participante favorece a reação que **transforma** esse participante
- ↓ **Diminuição** de um participante favorece a reação que **forma** esse participante

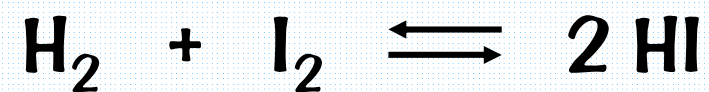
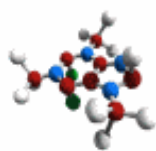
Exercício



Na reação $\text{H}_2 + \text{I}_2 \rightleftharpoons 2 \text{HI}$, se duplicarmos a $[\text{H}_2]$ a velocidade da reação:

- ☐ Aumenta 4 vezes
- ☐ Aumenta 2 vezes
- ☐ Diminui 2 vezes

Exercício



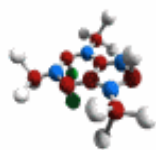
$$V = k \cdot [\text{H}_2] \cdot [\text{I}_2]$$

$$[\text{H}_2] = x$$

$$[\text{I}_2] = y$$

$$\text{Início} \Rightarrow V_i = k_i \cdot x \cdot y$$

Exercício



$$\text{Início} \Rightarrow V_i = k_i \cdot x \cdot y$$

$$\text{Duplicamos } [H_2] \Rightarrow [H_2] = 2x$$

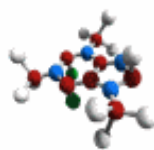
$$\text{Final} \Rightarrow V_f = k_f \cdot 2x \cdot y$$

$$\frac{V_i}{V_f} = \frac{\cancel{k_i} \cdot \cancel{x} \cdot \cancel{y}}{\cancel{k_f} \cdot 2x \cdot \cancel{y}}$$

$$\frac{V_i}{V_f} = \frac{1}{2} \Rightarrow V_f = 2 \cdot V_i$$

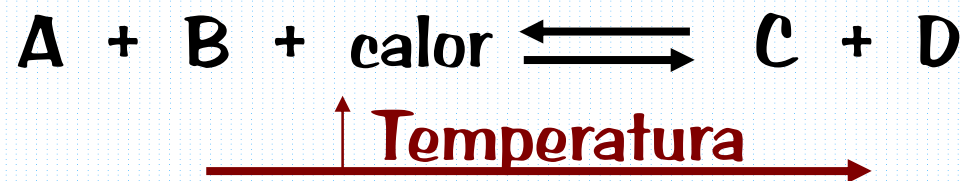
Velocidade aumentou 2 vezes

Deslocamento de Equilíbrio

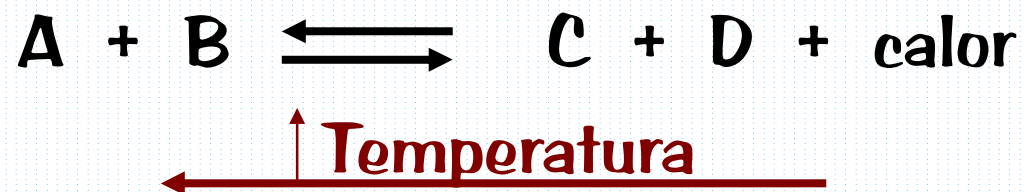


⇒ Temperatura

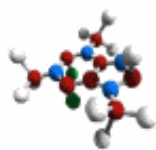
- Reação endotérmica



- Reação exotérmica



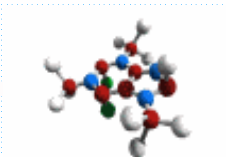
Deslocamento de Equilíbrio



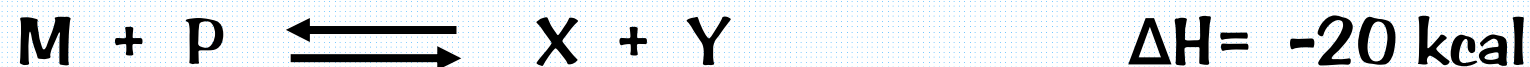
Lei de Van 't Hoff:

- $\uparrow$ **Temperatura** provoca o deslocamento do equilíbrio
→ reação **absorve** calor
- $\downarrow$ **Temperatura** provoca o deslocamento do equilíbrio
→ reação **libera** calor

Deslocamento de Equilíbrio



➡ Ex.:

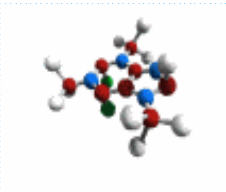


Se $\uparrow$ Temperatura $\Rightarrow \uparrow$ Calor

Deslocamento para a esquerda

$$\begin{array}{l} [M] \text{ e } [P] \uparrow \\ [X] \text{ e } [Y] \downarrow \end{array} \quad \text{e} \quad \downarrow K_c = \frac{[X] \cdot [Y]}{[M] \cdot [P]} \quad \begin{array}{l} \downarrow \\ \uparrow \end{array}$$

Deslocamento de Equilíbrio



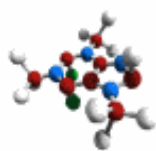
➔ Pressão

Lei de Robin:

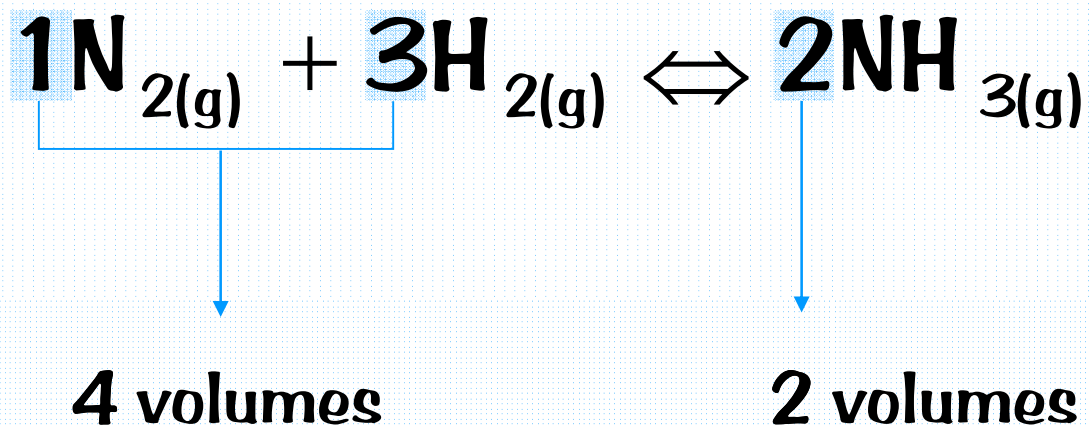
- ↑ **Pressão** provoca o deslocamento do equilíbrio → reação **contração** de volume
- ↓ **Pressão** provoca o deslocamento do equilíbrio → reação **expansão** de volume

Obs.: Sistemas em equilíbrio com participantes gasosos

Deslocamento de Equilíbrio

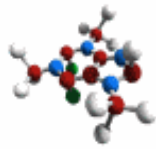


Ex.:

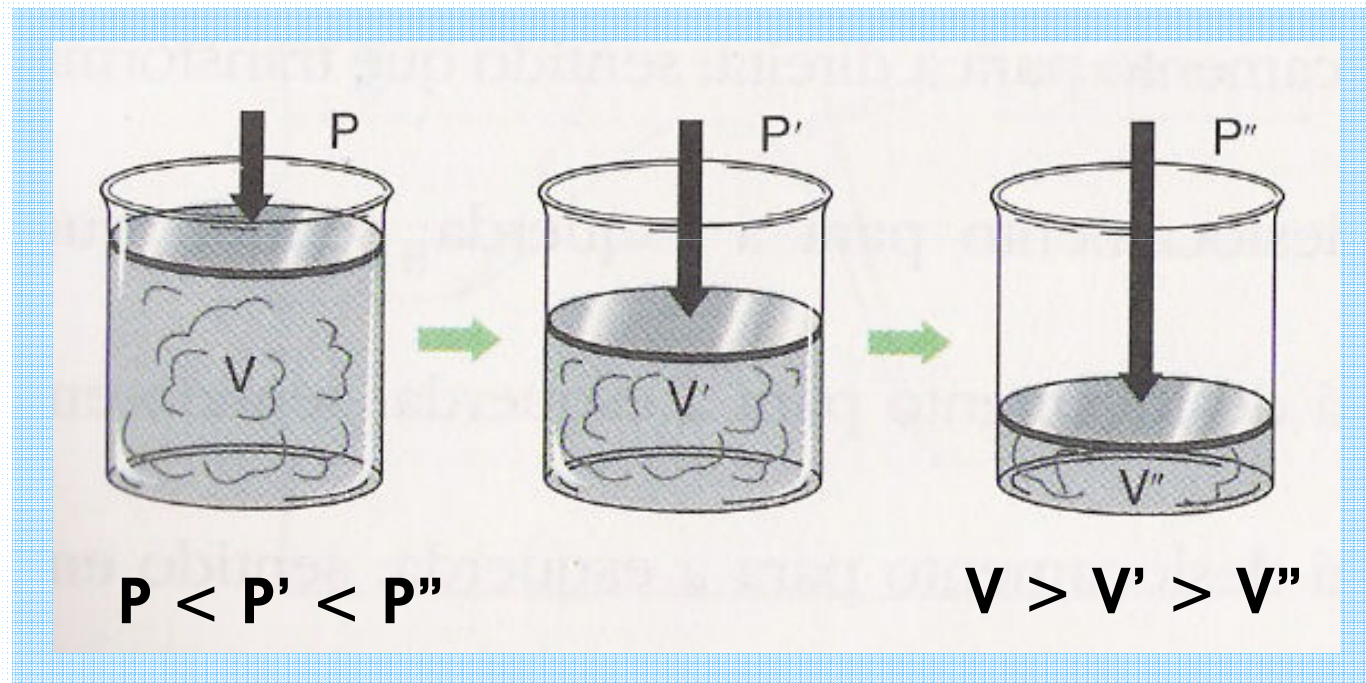


- **Reação direta** : **contração de volume**
(4 volumes $\rightarrow$ 2 volumes)
- **Reação inversa**: **expansão de volume**
(2 volumes $\rightarrow$ 4 volumes)

Deslocamento de Equilíbrio

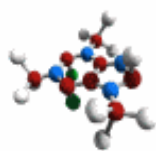


- **↑ Pressão:** **diminuição do volume**
(4 volumes $\rightarrow$ 2 volumes)

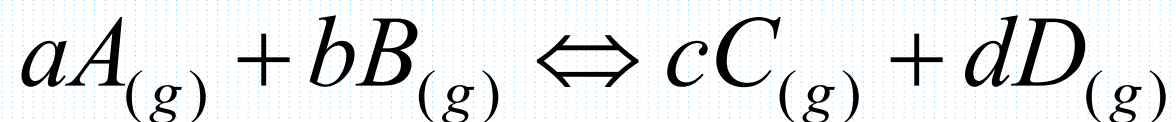


- **↓ Pressão:** **expansão do volume**
(2 volumes $\rightarrow$ 4 volumes)

Equilíbrio Químico de Gases



➡ Constante de Equilíbrio → Pressões parciais

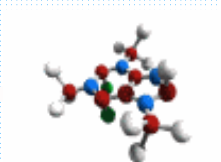


$$K_p = \frac{p^c_C \cdot p^d_D}{p^a_A \cdot p^b_B}$$

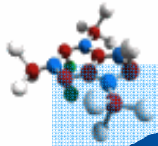
$$K_p = Kc(RT)^{\Delta n}, \text{ onde:}$$

$$\Delta n = (c + d) - (a + b)$$

Considerações Finais



- ➔ Cinética Química;
- ➔ Equilíbrio Químico;
- ➔ Fatores que afetam o Equilíbrio Químico;
- ➔ Equilíbrio Químico de Gases.



Obrigada
pela

Atenção!!!

