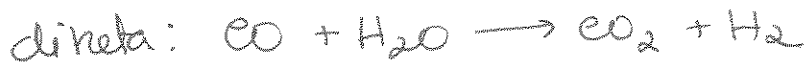


Equilíbrio Químico

①



Colocar a quantidade que quiser de reagentes e produtos que as reações vão ocorrer de maneira a

atingir o equilíbrio:



O equilíbrio atinge-se:

→ concentrações param a ser constantes (iguais ao longo do tempo, não necessariamente entre si).

• As concentrações do "lado esquerdo" não têm de ser iguais às do "lado direito". *

• Dinâmico: as reações param apenas ocorrem com a mesma velocidade.

* extensão de uma reação
Se o lado direito tiver mais a reação é mais extensa no sentido direito.



reação direta : esquerda para a direita

reação inversa : direita para a esquerda.

→ só se altera c/ a temperatura

"Medida" da extensão: constante de equilíbrio.

direta $\leftarrow K_e = \frac{[\text{CO}_2][\text{H}_2]}{[\text{CO}][\text{H}_2\text{O}]}$ \rightarrow produtos $\left\{ \begin{array}{l} \text{direta} \\ \text{reagentes} \end{array} \right.$



↓ Energia
dissociação

C, O, O, H, H

Como o sistema vai
receber energia

E dissociação é positiva



Energia
ligação

↓
Negativa

ΔH (variação da entalpia, calor da
reação, energia final (balanço)
do que ganhou (E dissociação) e do que
perde (E ligação)).

Inventando

$$E(\text{C} \equiv \text{O}) = 835 \text{ kJ}$$

$$E(\text{O}-\text{H}) = 464 \text{ kJ}$$

$$E(\text{C}=\text{O}) = 750 \text{ kJ}$$

$$E(\text{H}-\text{H}) = 436 \text{ kJ}$$

$$\Delta H = E_{\text{dissociação}}^{\oplus} + E_{\text{ligação}}^{\ominus}$$

$$\Delta H = [E(\text{C} \equiv \text{O}) + 2E(\text{O}-\text{H})] + [2E(\text{C}=\text{O}) + E(\text{H}-\text{H})]$$

$$\Delta H = (+835 + 2 \times 464) + (2 \times (-750) + (-436))$$

$$\Delta H = -173 \text{ kJ} \quad |E_{\text{ligação}}| > |E_{\text{dissociação}}|$$

maior

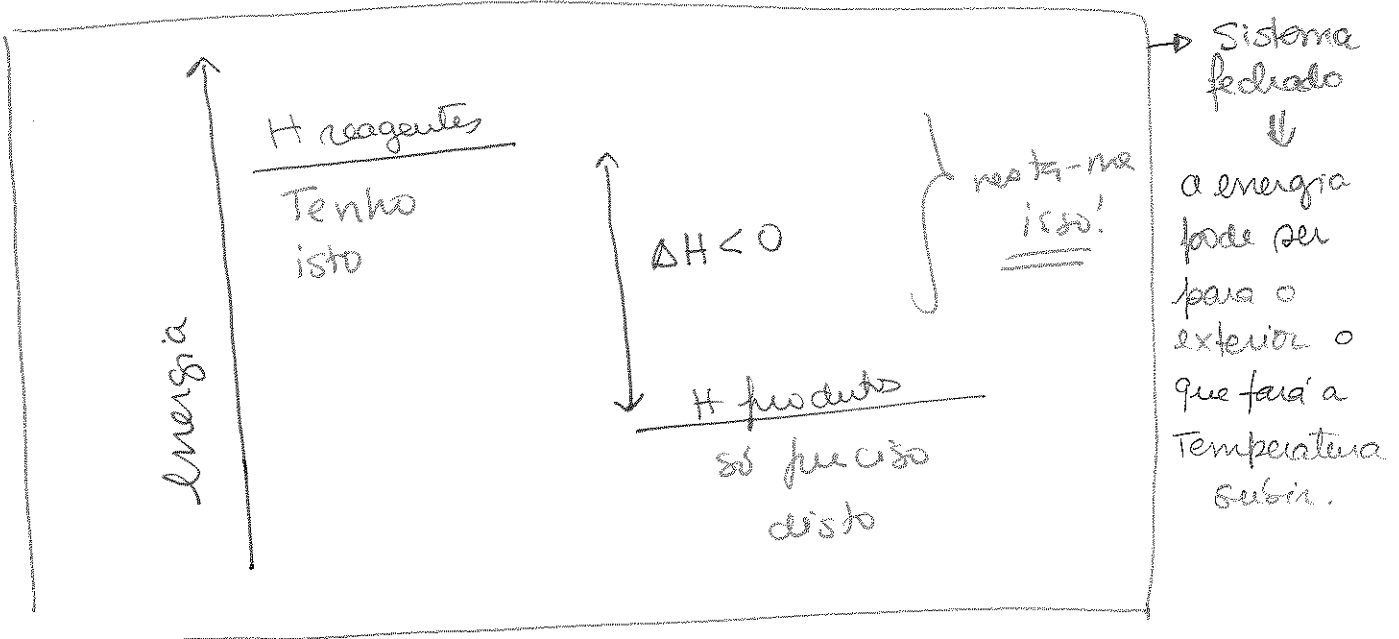
$\Delta H < 0$ (negativa) exotérmica ③



H produtos menor

$|E_{\text{ligação}}^-| > |E_{\text{dissociação}}^+|$

H reagentes



→ Numa reação exotérmica há energia disponível para aumentar a temperatura se quisermos

↳ daí qdo queremos aumentar a temperatura devemos "favorecer" a reação exotérmica.

EXOTÉRMICA: A "energia" dos reagentes dá para os produtos e ainda resta.

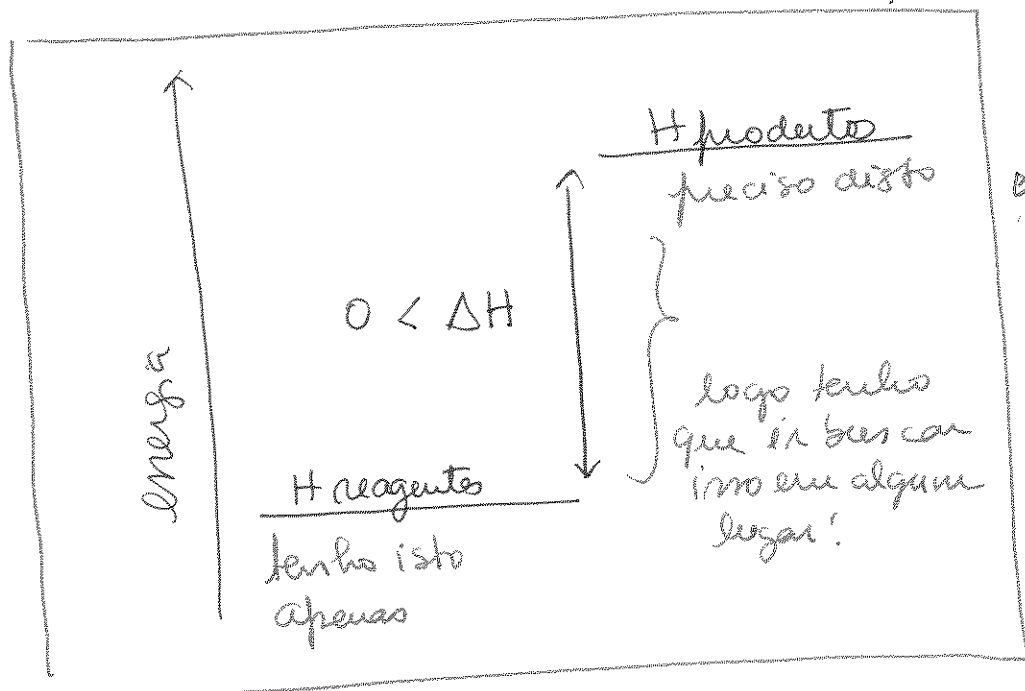
$$\Delta H > 0 \quad (\text{endotérmica})$$

(4)



$|E_{\text{dissociação}}| > |E_{\text{ligação}}|$
maior

$H_{\text{produtos}} > H_{\text{reagentes}}$
(ambiente de fora - sistema fechado)



Num sistema fechado a energia pode "ser roubada" do exterior.

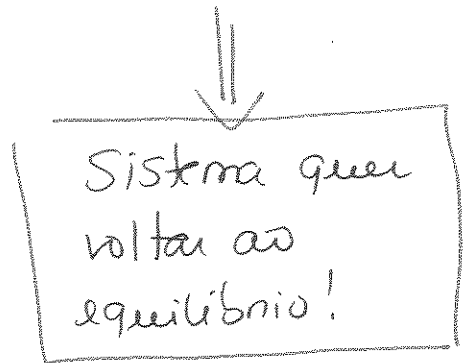
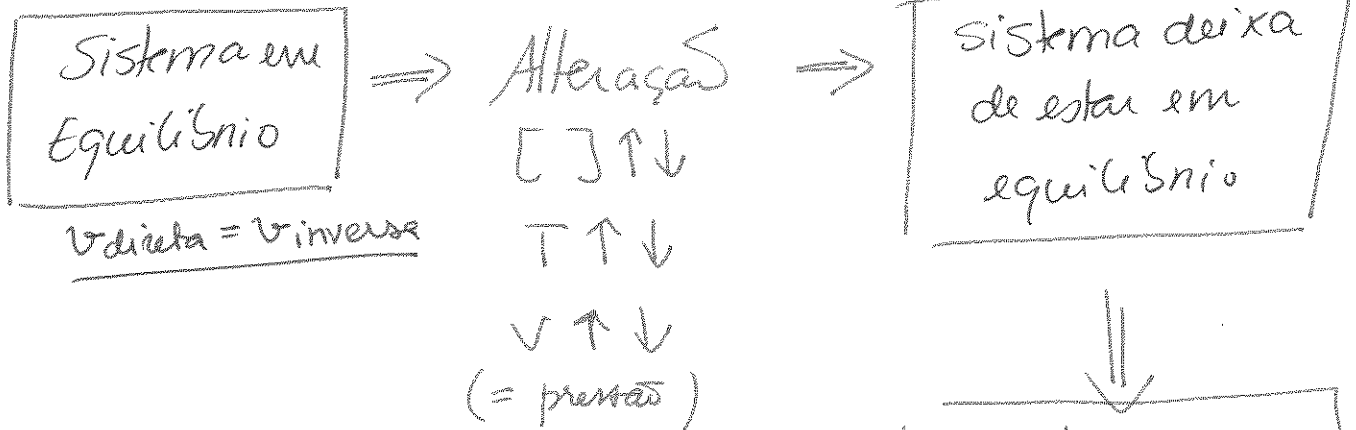
→ Num reação endotérmica não há energia disponível para aumentar a temperatura! Uma reação endotérmica quer receber energia! Logo quando queremos baixar a temperatura "favorecemos" a reação endotérmica.

Numa reação endotérmica a energia dos reagentes não é suficiente para dar os produtos, é preciso mais.

Princípio de Le Chatelier

(5)

O sistema evolui no sentido de contrariar a alteração feita ao equilíbrio.



COMO
Pode
CONTRARIAR?

Contrariando
a alteração
feita!

COMO?

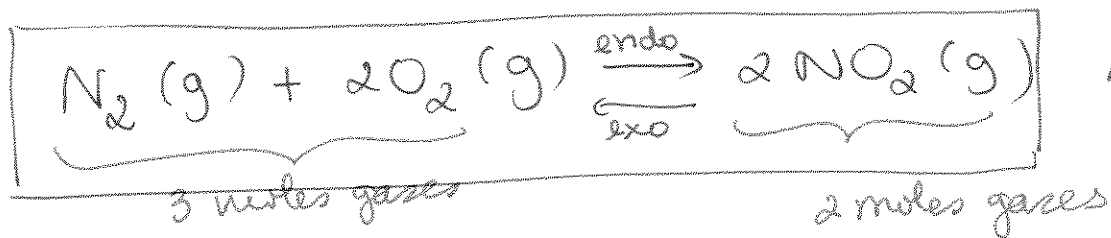
favorecendo
uma das reações
(mesmo que dizer
que vai evoluir)

COMO
 \Rightarrow sabemos
a
favorecida?

Depende da
alteração
feita.

As velocidades da
reação direta e inversa
deixam de ser iguais!

- Concentrações
(é só ver se é a direta ou inversa)
- Temperatura
(exotérmica, endotérmica)
- Pressão



⑥ $\Delta H = 8,1 \text{ kJ}$

6 que acontece à $[\text{NO}_2]$ qdo:

1. Aumentamos a $[\text{O}_2]$.

alteração $\uparrow [\text{O}_2]$ $\xrightarrow{\text{p.l.e}}$ sistema vai fazer $\downarrow [\text{O}_2]$ evoluir sentido direito logo $[\text{NO}_2] \uparrow$

2. Diminuímos a Temperatura.

Alteração $\downarrow T$ $\xrightarrow{\text{p.l.e}}$ sistema vai tentar $\uparrow T$ favorecer exotérmica logo inversa ($\Delta H > 0 \rightarrow \text{endo}$ / $\leftarrow \text{exo}$)

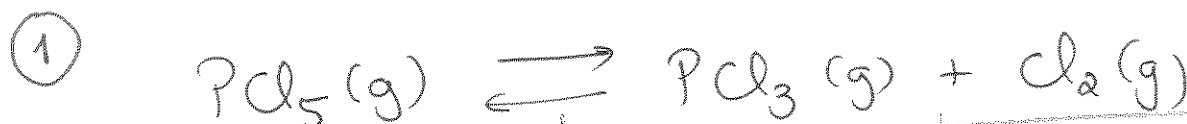
o que significa que $\downarrow [\text{NO}_2]$

3. Aumentamos a pressão.

Alteração $\uparrow P$ $\xrightarrow{\text{p.l.e}}$ sistema vai tentar $\downarrow P$ menos moles de gases sentido favorecer direito $\uparrow [\text{NO}_2]$

Cálculos

$$T = 250^{\circ}\text{C}$$
$$V = 10,0 \text{ L} \text{ (7)}$$



início			
equilíbrio	0,75 mol	0,5 mol	0,5 mol

calcula a $K_e = ?$

$$K_e = \frac{[\text{PCl}_3][\text{Cl}_2]}{[\text{PCl}_5]} = \frac{\frac{0,5}{10,0} \times \frac{0,5}{10,0}}{\frac{0,75}{10,0}} = 0,033$$



$$T = 230^{\circ}\text{C}$$

início			
equilíbrio	0,014 mol/L	0,022 mol/L	1,63 mol/L

calcula a $K_e = ?$

$$K_e = \frac{[\text{NO}_2]^2}{[\text{NO}]^2 \times [\text{O}_2]} = \frac{1,63^2}{0,014^2 \times 0,022} = 6,2 \times 10^5$$

Analisa a extensão das duas situações, 1 e 2

① $K_e = 0,033$ menor do que um
A inversa é mais extensa.

$$K_e = \frac{\text{Produtos}}{\text{Reagentes}}$$

② $K_e = 6,2 \times 10^5$ maior do que um
A direta é mais extensa.

3

V=1,0L
T=1000K



inicio	0,80 mol	0,80 mol	—	—
equilibrio	0,80 - x	0,80 - x	x	x
	$\frac{10,9\text{ g}}{0,39\text{ mol}}$	0,39 mol	0,41 mol	0,41 mol

Calcula Ke

M(CO) = 28,01 g/mol

$n = \frac{m}{M} = \frac{10,9}{28,01} = 0,39\text{ mol}$

$K_e = \frac{[H_2] \times [CO_2]}{[CO] \times [H_2O]}$

Como V=1,0L
m = e

0,80 - x = 0,39

x = 0,80 - 0,39

x = 0,41

$K_e = \frac{0,41 \times 0,41}{0,39 \times 0,39}$

$K_e = 1,105$

4



inicio	1,60 mol	0,80 mol	—	—
Equilibrio	1,60 - x	0,80 - x	x	x

$K_e = \frac{[NO][SO_3]}{[SO_2][NO_2]} \Leftrightarrow 0,36 = \frac{\frac{x}{2} \times \frac{x}{2}}{\frac{(1,60-x)}{2} \times \frac{(0,80-x)}{2}}$

$0,36 = \frac{x^2}{(1,60-x)(0,80-x)} \Leftrightarrow 0,36 = \frac{x^2}{1,28 - 1,60x - 0,80x + x^2}$

$$0,46 - 0,864x + 0,36x^2 = x^2$$

9

$$x^2 - 0,36x^2 + 0,864x - 0,46 = 0$$

$$0,64x^2 + 0,864x - 0,46 = 0$$

$$x = \frac{-0,864 \pm \sqrt{0,864^2 - 4 \times 0,64 \times (-0,46)}}{2 \times 0,64}$$

$$x = \frac{-0,864 \pm 1,39}{1,28}$$

$$x = \frac{-0,864 + 1,39}{1,28} \quad \checkmark \quad x = \frac{-0,864 - 1,39}{1,28}$$

$$x = 0,41 \text{ mol} \quad \checkmark \quad x = -1,76 \text{ mol}$$

Calculando agora as concentrações de equilíbrio.

$$[SO_2] = \frac{1,60 - 0,41}{2} = 0,60 \text{ mol/dm}^3$$

$$[NO_2] = \frac{0,80 - 0,41}{2} = 0,20 \text{ mol/dm}^3$$

$$[SO_3] = \frac{0,41}{2} = 0,20 \text{ mol/dm}^3$$

$$[NO] = \frac{0,41}{2} = 0,20 \text{ mol/dm}^3$$