



# Estratégia

Militares



# Estratégia

Militares



# Equilíbrio Químico

Prof. Thiago Cardoso



@thiagofernando.pe



Prof. Thiago Cardoso



# Equilíbrio Químico x Termodinâmica

Prof. Thiago Cardoso



@thiagofernando.pe



Prof. Thiago Cardoso

# Equilíbrio do Ponto de Vista Termodinâmico

\* ENERGIA LIVRE DE GIBBS

$$\Delta G < 0 \quad \text{ESPONTÂNEA}$$

$$\Delta G = 0 \quad \text{EQUILÍBRIO}$$

$$\Delta G > 0 \quad \text{NÃO ESPONTÂNEA}$$

=> PRINCÍPIO: toda reação em sistema fechado tende ao equilíbrio.

$$\Delta G = \Delta G^\circ + RT \ln Q$$

$\approx 8,31 \text{ J/(mol.K)}$

CONDIÇÕES  
PADRÃO:

$$[\text{SOLUTOS}] = 1 \text{ mol/L}$$

$$P_{\text{GÁS}} = 1 \text{ atm}$$

L> COEFICIENTE  
DE AÇÃO DE  
MASSAS

→ TEMPERATURA ABSOLUTA

=> COEFICIENTE DE AÇÃO DE MASSAS:

$$Q = \frac{\text{ATV. PRODUTOS}}{\text{ATV. REAGENTES}}$$

\* ATIVIDADES:

$$\Rightarrow \text{SÓLIDOS ou LÍQUIDOS} = 1$$

$$\Rightarrow \text{DISSOLVIDAS} = [\text{SOLUTO}] / (1 \text{ mol.L})$$

$$\Rightarrow \text{GASES} = P_{\text{GÁS}} / (1 \text{ atm})$$



# Equilíbrio do Ponto de Vista Termodinâmico

No equilíbrio:

$$\Delta G = 0 \quad Q = K = \text{CONSTANTE EQUILÍBRIO}$$

$$\Delta G = \Delta G^\circ + RT \cdot \ln Q$$

$$0 = \Delta G^\circ + RT \cdot \ln K$$

$$-\Delta G^\circ = RT \cdot \ln K$$

$$\therefore \ln K = \frac{-\Delta G^\circ}{RT}$$

$$K = e^{-\frac{\Delta G^\circ}{RT}}$$

Obs.: Q EM FUNÇÃO DA CONCENTRAÇÃO MOLAR

$$PV = nRT \quad \therefore P_{\text{Gás}} = \frac{n}{V} \cdot RT$$

$$P_{\text{Gás}} = [\text{Gás}] RT$$



# Equilíbrio Químico x Cinética Química

Prof. Thiago Cardoso



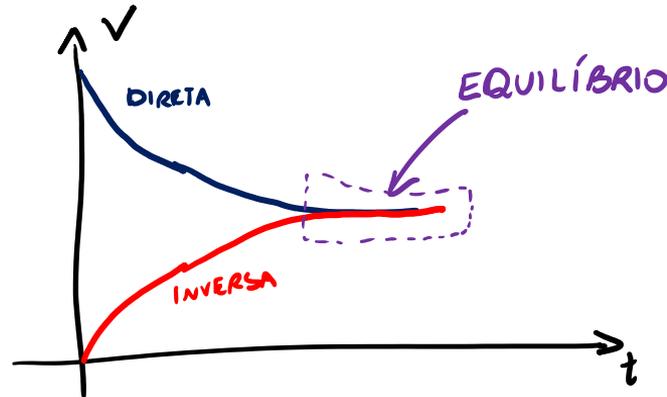
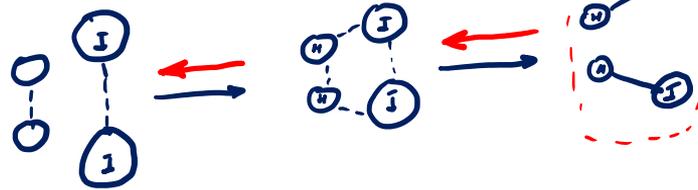
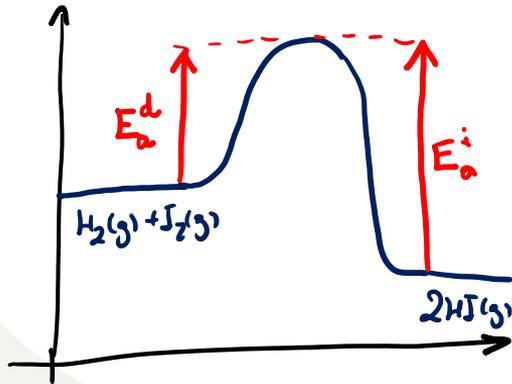
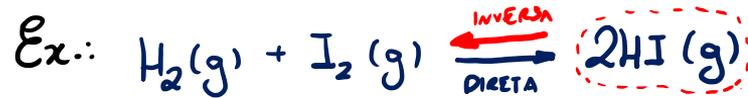
@thiagofernando.pe



Prof. Thiago Cardoso

# Equilíbrio do Ponto de Vista Cinético

=> PRINCÍPIO: toda reação em sistema fechado tende ao equilíbrio



$$v_d = k_d \cdot [\text{H}_2] \cdot [\text{I}_2]$$

$$v_i = k_i \cdot [\text{HI}]^2$$

# Equilíbrio do Ponto de Vista Cinético

No equilíbrio químico:

$$v_d = v_i$$

$$k_d \cdot [H_2][I_2] = k_i [HI]^2$$

$$\therefore \frac{[HI]^2}{[H_2] \cdot [I_2]} = \frac{k_d}{k_i} = K$$

CONSTANTE  
DE EQUILÍBRIO

Def.:  $K = \frac{k_d}{k_i}$

$$Q = \frac{[HI]^2}{[H_2][I_2]}$$

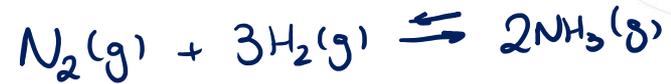
COEF. AÇÃO DE  
MASSAS  
(ESTÁGIO DA REAÇÃO)

Se  $Q < K$  : REAÇÃO DIRETA

$Q > K$  : REAÇÃO INVERSA

$Q = K$  : EQUILÍBRIO

(Obs.: EQUILÍBRIO QUÍMICO É DINÂMICO)



$$Q = \frac{[NH_3]^2}{[N_2][H_2]^3}$$



# Constante de Equilíbrio

Prof. Thiago Cardoso



@thiagofernando.pe



Prof. Thiago Cardoso

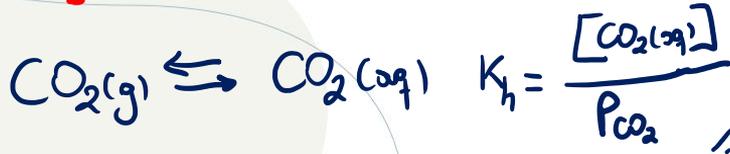
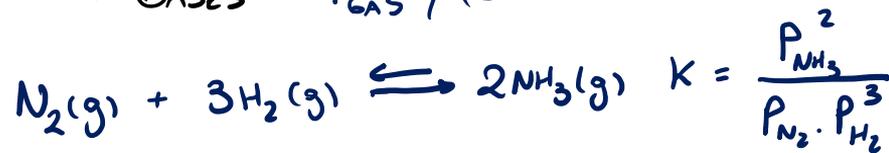
# Como Escrever a Constante de Equilíbrio

## TÉCNICA GERAL:

\* SÓLIDOS E LÍQUIDOS: 1

\* SOLUTOS:  $[\text{SOLUTO}] / (1 \text{ mol/L})$

\* GASES:  $P_{\text{GÁS}} / (1 \text{ atm})$



## CONCENTRAÇÃO:

$$K_c = \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{N}_2][\text{H}_2]^3}$$

$$K_c = \frac{[\text{HI}]^2}{[\text{H}_2][\text{I}_2]}$$

$$K_c = \frac{[\text{HCN}][\text{OH}^-]}{[\text{CN}^-]}$$

$$K_c = \frac{[\text{CO}_2(\text{aq})]}{[\text{CO}_2(\text{g})]}$$

## PRESSÃO

$$K_p = \frac{P_{\text{NH}_3}^2}{P_{\text{N}_2} \cdot P_{\text{H}_2}^3}$$

$$K_p = \frac{P_{\text{HI}}^2}{P_{\text{H}_2} \cdot P_{\text{I}_2}}$$

X

X

# Unidades da Constante de Equilíbrio

=> É ADIMENSIONAL.

# Unidades da Constante de Equilíbrio

# Constante de Equilíbrio de Pressão ( $K_p$ )

É UTILIZADA SOMENTE EM REAÇÕES ENVOLVENDO GASES



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

$$K_p = \frac{P_c^c \cdot P_d^d}{P_A^a \cdot P_B^b}$$

$$P_{\text{gás}} \cdot V = n_{\text{gás}} \cdot RT$$

$$\therefore P_{\text{gás}} = \frac{n_{\text{gás}}}{V} \cdot RT = [G_{\text{gás}}] RT$$

$$K_p = \frac{([C]RT)^c \cdot ([D]RT)^d}{([A]RT)^a \cdot ([B]RT)^b} = \underbrace{\left( \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b} \right)}_{= K_c} (RT)^{c+d-(a+b)} =$$

$$\underline{\underline{K_p = K_c \cdot (RT)^{\Delta n_{\text{gás}}}}}$$

# Constante de Equilíbrio de Pressão ( $K_p$ )

Ex.:

REACÇÃO	$K_c$	T	$K_p$
$H_2(g) + I_2(g) \rightleftharpoons 2HI(g)$	3	300K	$\Delta n_{gás} = 2 - 2 = 0$ $K_p = K_c \cdot (RT)^0 = 3 \cdot 1 = 3$
$N_2(g) + 3H_2(g) \rightleftharpoons 2NH_3(g)$	0,04	<u>400K</u>	$\Delta n_{gás} = 2 - 4 = -2$ $K_p = K_c \cdot (RT)^{-2} = 0,04 \cdot (8,31 \cdot 400)^{-2}$ $K_p = 0,04 \cdot (3324)^{-2} = 3,6 \cdot 10^{-9}$ $= \frac{0,04}{(3324)^2}$

$$R = 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} = 8,31 \frac{\text{J}}{\text{mol} \cdot \text{K}}$$



# Princípio de Le Chatelier

Prof. Thiago Cardoso



@thiagofernando.pe

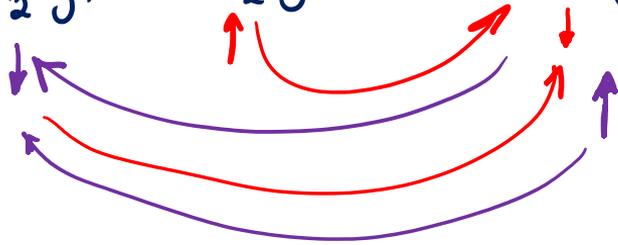


Prof. Thiago Cardoso

# Adição de Reagentes e/ou Produtos

Princípio de Le Chatelier: quando um sistema em equilíbrio sofre uma perturbação, ele tende a reagir, de modo a anulá-la.

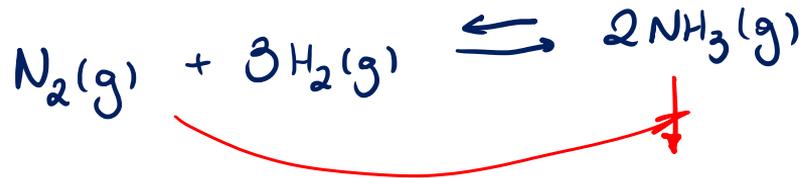
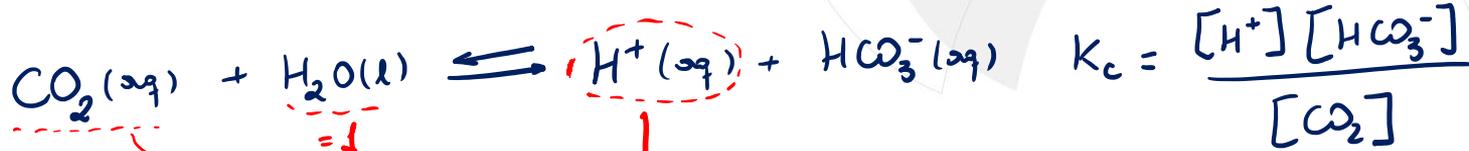
Obs.: O ÚNICO FATOR QUE ALTERA  $K_c$  É A TEMPERATURA



$$K_c = \frac{10}{3} = 3,33... \text{ a } 300\text{K}$$

$$\frac{[\text{HI}]^2}{[\text{H}_2][\text{I}_2]} = \frac{10}{3}$$

# Adição de Reagentes e/ou Produtos





# Princípio de Le Chatelier – Parte II

Prof. Thiago Cardoso

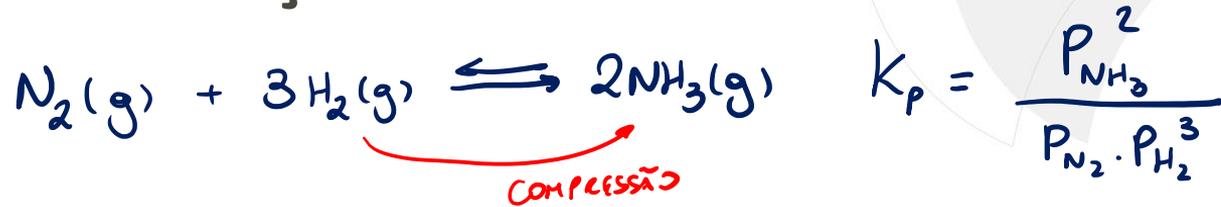


@thiagofernando.pe



Prof. Thiago Cardoso

# Mudança de Pressão (



- 1) ADIÇÃO DE GÁS INERTE: não afeta o equilíbrio, porque não afeta as pressões parciais dos gases participantes da reação.
- 2) COMPRESSÃO (REDUÇÃO DE VOLUME): o sistema reage, de modo a diminuir a sua pressão total
- 3) REDUÇÃO DE PRESSÃO (AUMENTO DE VOLUME): o sistema se desloca no sentido de maior número de mols de gás

# Mudança de Pressão



↑  
 COMPRESSION

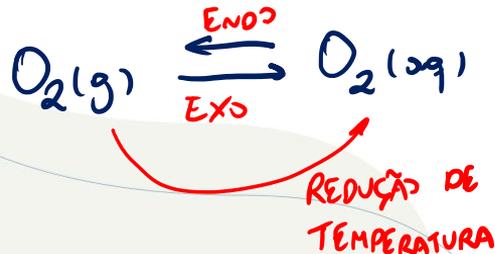
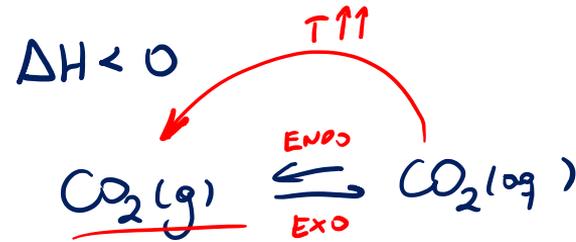
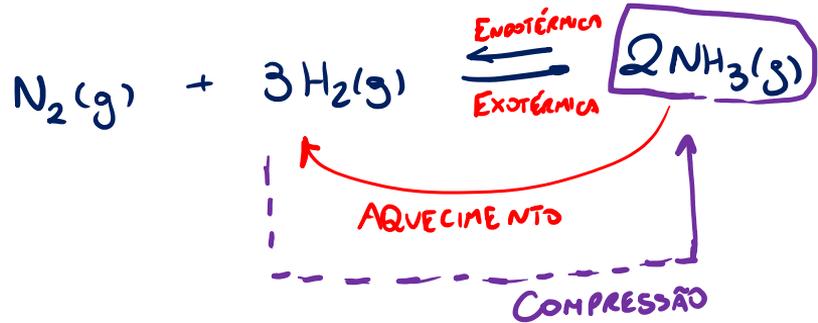


$$n_{\text{gás}}^{\text{PROD}} = 2 \quad n_{\text{gás}}^{\text{REAG}} = 1$$

$n_{\text{gás}}^{\text{PROD}} = 2 \quad n_{\text{gás}}^{\text{REAG}} = 2$   
 Se  $\Delta n_{\text{gás}} = 0$ , a compressão não exerce  
 efeito no equilíbrio

# Mudança de Temperatura

- \* AQUECIMENTO: favorece o sentido endotérmico
- \* RESFRIAMENTO: favorece o sentido exotérmico



# Catalisadores

=> Não afeta o estado de equilíbrio

=> Acelera tanto a reação direta como a inversa na mesma proporção



# Princípio de Le Chatelier – Parte II

Prof. Thiago Cardoso



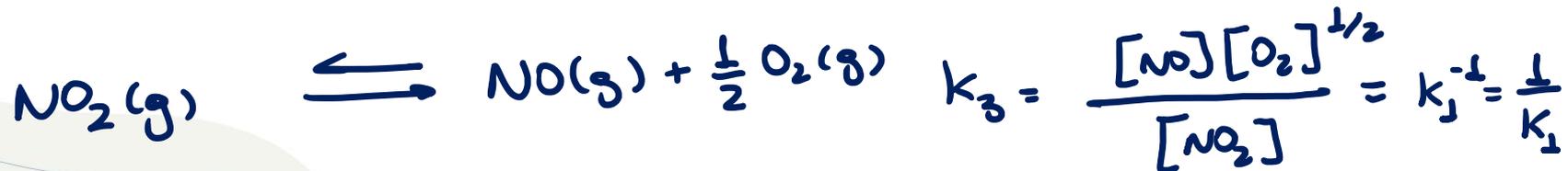
@thiagofernando.pe



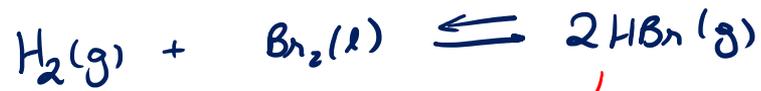
Prof. Thiago Cardoso

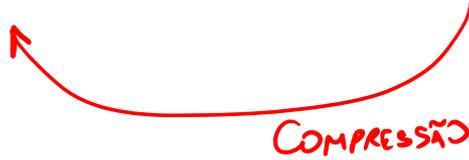
# Propriedades da Constante de Equilíbrio

## 1) MULTIPLICAÇÃO DE UMA REAÇÃO



# Mudança de Pressão



COMPRESSÃO



$$n_{\text{gás}}^{\text{PROD}} = 2 \quad n_{\text{gás}}^{\text{REAG}} = 1$$

$n_{\text{gás}}^{\text{PROD}} = 2 \quad n_{\text{gás}}^{\text{REAG}} = 2$   
Se  $\Delta n_{\text{gás}} = 0$ , a compressão não exerce efeito no equilíbrio

# Propriedades da Constante de Equilíbrio





# Obrigado

Prof. Thiago Cardoso



@thiagofernando.pe



Prof. Thiago Cardoso



# Estratégia

Militares