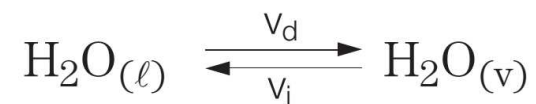
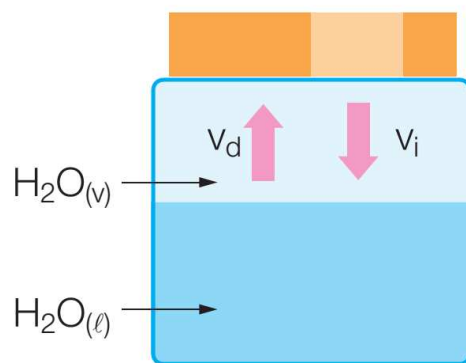


# EQUILÍBRIO QUÍMICO



Prof. Marcos Bertani Gazola  
2015

# CONCEITO



$v_d$  = velocidade de vaporização

$v_i$  = velocidade de condensação

# CONCEITO

- As reações químicas muitas vezes parecem parar antes que estejam completadas. Tais reações são reversíveis.
- Na verdade, duas reações estão ocorrendo, e o resultado final é uma mistura de reagentes e produtos, em vez de simplesmente uma mistura de produtos.
- Equilíbrio químico é o estado alcançado por uma mistura reacional quando as velocidades das reações direta e inversa tornaram-se iguais.
- Se você observar a mistura reacional, você não vê nenhuma mudança líquida, embora as reações direta e inversa continuem.



# CONCEITO

- Equilíbrio Dinâmico

- Reação Direta
  - Reação Inversa
- } Mesma velocidade

**REAÇÕES  
REVERSÍVEIS**

- $[R]$  e  $[P]$  são constantes (mas não necessariamente iguais), a mistura atingiu o **equilíbrio**.



# CONCEITO

Reversible Reactions (3.15)

File Help

A  $\rightleftharpoons$  B

280K

24 6

Heat Control

Add 0 Remove

Molecules in Chamber

A 30 B 0

Temperature of new particles (K): 300

☐ Species information

☐ Energy histograms

Reset

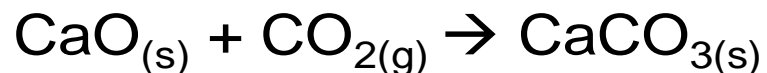
Start Reset 0,00 sec

Help!

# CONCEITO

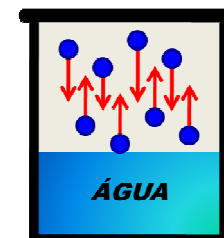
## Exemplo 1:

A decomposição do  $\text{CaCO}_{3(s)}$  forma  $\text{CaO}_{(s)}$  e  $\text{CO}_{2(g)}$ . Contudo, estes produtos podem reagir entre si e originar, novamente o  $\text{CaCO}_{3(s)}$ . Portanto, podemos afirmar que esta reação é reversível e, após certo tempo, atinge um equilíbrio dinâmico.



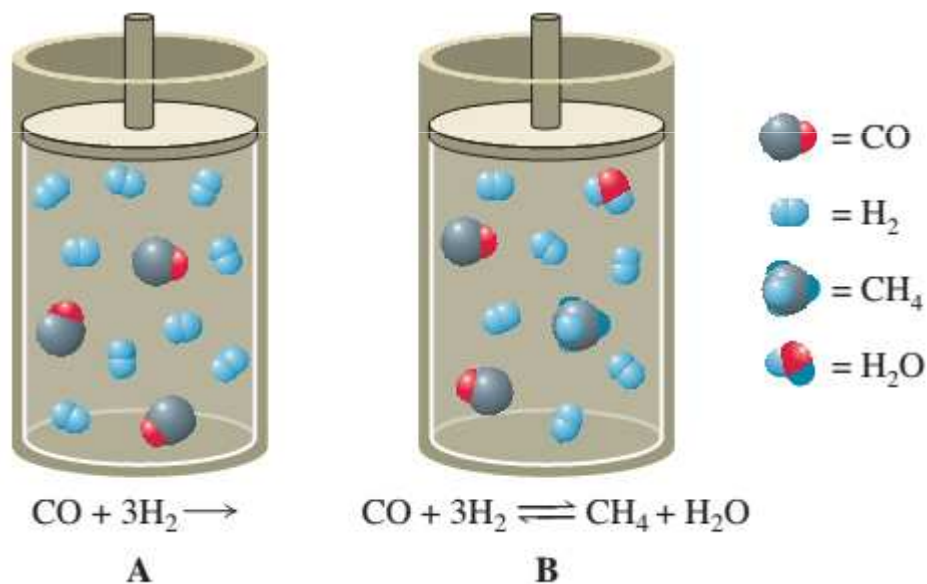
**Reação direta:** ocorre da esquerda para a direita.

**Reação inversa:** ocorre da direita para a esquerda.



# CONCEITO

## Exemplo 2:



(A) Inicialmente, apenas a reação  $\text{CO} + 3\text{H}_2 \rightarrow$  ocorre, porque as concentrações de  $\text{CH}_4$  e de  $\text{H}_2\text{O}$  são zero.

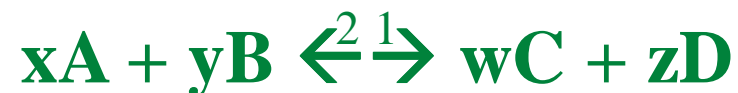
(B) Mais tarde, quando esta reação prossegue, as concentrações de  $\text{CH}_4$  e  $\text{H}_2\text{O}$  aumentam, e a reação  $\text{CH}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$  começa.

A velocidade da reação  $\text{CH}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$  aumenta constantemente, enquanto a velocidade da reação  $\text{CO} + 3\text{H}_2 \rightarrow$  diminui.

Eventualmente, as duas velocidades se tornam iguais.

# CONCEITO

- Considerando a reação reversível abaixo, observa-se:



	[A]	[B]	[C]	[D]
Início	máxima	máxima	nula	nula
Na medida em que ocorre a reação direta 1	diminui	diminui	aumenta	aumenta



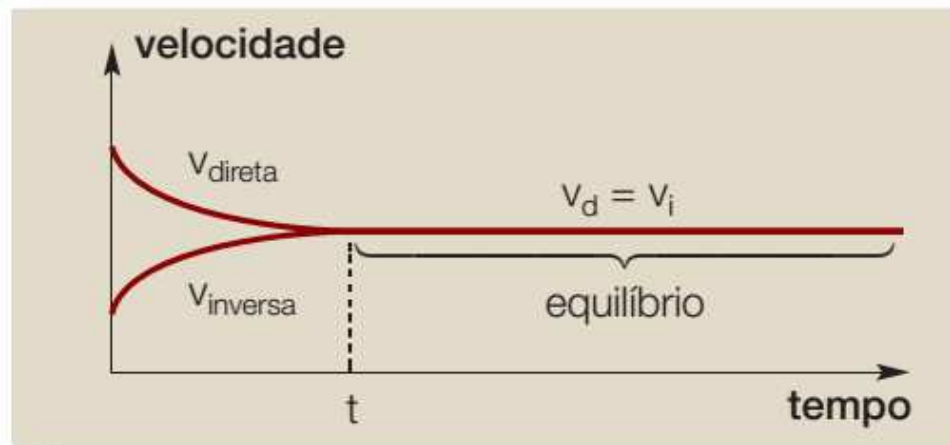
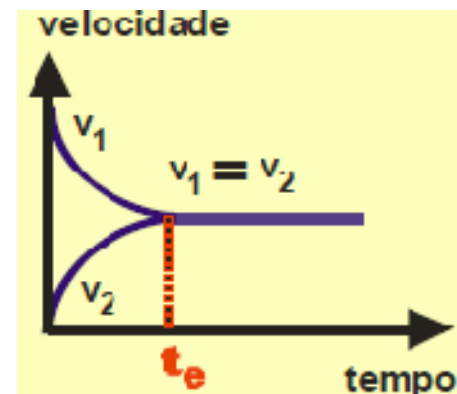
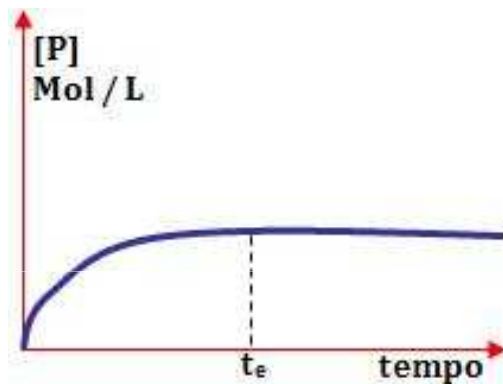
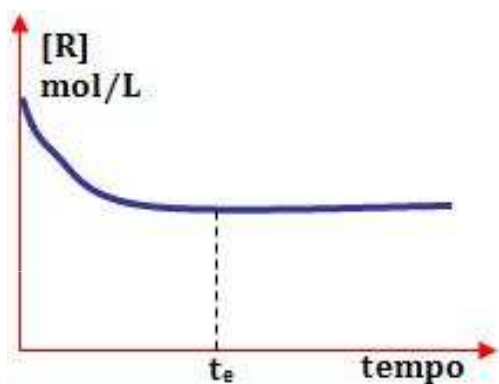
# CONCEITO

Tempo	<div> <div>Velocidade da reação direta</div> <div>Velocidade da reação inversa</div> </div>	<div> <div>● Reagentes</div> <div>● Produtos</div> </div>	Concentração	
			"Reagentes"	"Produtos"
0			20	0
10			12	8
20			8	12
30			6	14
40			6	14
50			6	14

} equilíbrio

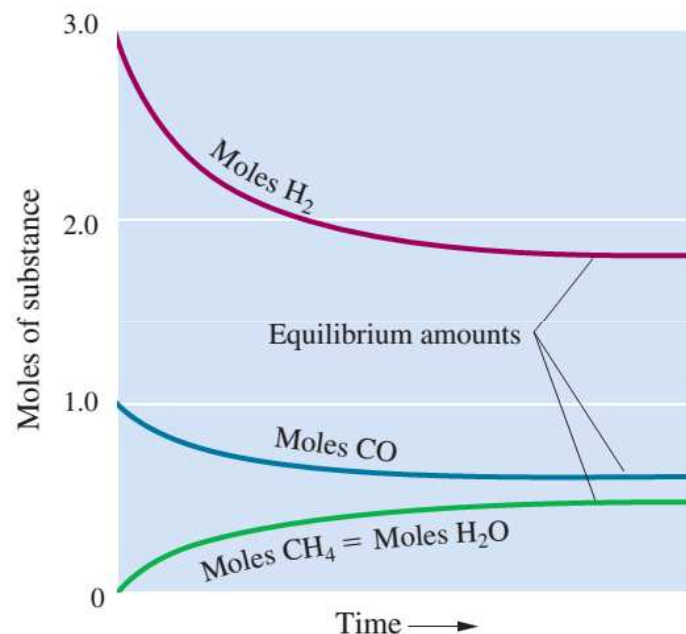
# CONCEITO

- Gráficamente:

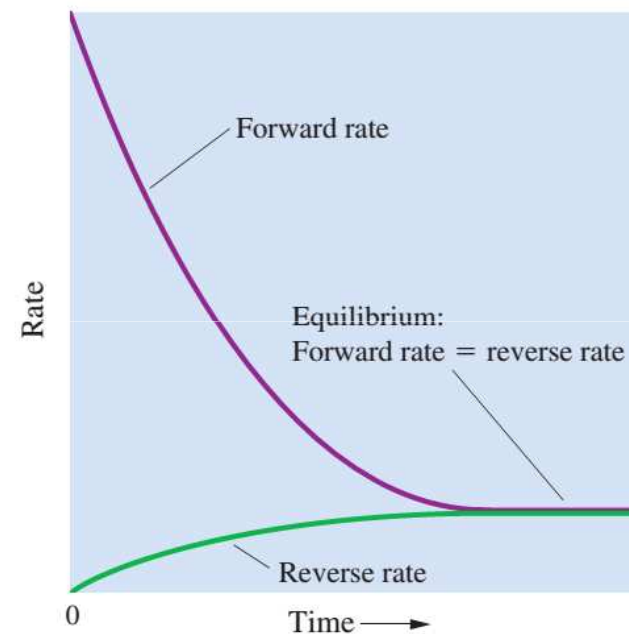


# CONCEITO

## Exemplo 3:



**A**

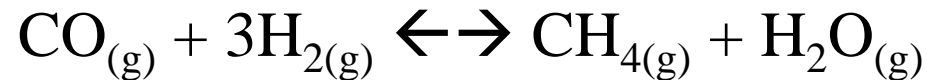


**B**

(A) O experimento inicia-se com 1,0 mol de CO e 3,0 mols de H<sub>2</sub> em um recipiente de 10,0 L. Note que as quantidades das substâncias tornam-se constante em equilíbrio. (B) A velocidade da reação direta é alta no começo, mas diminui, enquanto a velocidade da reação inversa começa em zero e aumenta. Eventualmente, ambas as taxas tornam-se iguais (em equilíbrio).

# CONCEITO

Exemplo 4: O monóxido de carbono e o hidrogênio reagem de acordo com a seguinte equação:



Quando 1,000 mol de CO e 3,000 moles H<sub>2</sub> são colocados num recipiente de 10,0 L a 927 °C (1200 K) e deixou-se entrar em equilíbrio, a mistura contém 0,387 mol de H<sub>2</sub>O. Qual é a composição molar da mistura de equilíbrio? Isto é, quantas moles de cada substância estão presentes?

*Resposta.: No equilíbrio haverá 0,613 mol de CO, 1,839 moles de H<sub>2</sub>, 0,387 mol de CH<sub>4</sub> e 0,387 mol de H<sub>2</sub>O.*

# Características do Equilíbrio Químico

- O equilíbrio só pode ser atingido em sistemas fechados (onde não há troca de matéria com o meio ambiente);
- Em sistemas fechados, toda reação química é reversível, em maior ou menor grau;
- Num equilíbrio químico, as propriedades microscópicas do sistema, como colisão entre partículas, formação de complexo ativado, transformação de uma substância em outra, permanecem em evolução, pois o equilíbrio é dinâmico;

# Características do Equilíbrio Químico

- Em um equilíbrio químico, as propriedades macroscópicas do sistema, como concentração, densidade, massa, cor, permanecem constantes;
- As velocidades das reações diretas e inversas são iguais;
- O equilíbrio químico de uma reação só se manterá estável enquanto o sistema em reação for mantido isolado (sem trocar matéria ou energia com o meio ambiente). Se houver troca de energia (variação de temperatura), o sistema irá se ajustar a um novo estado de equilíbrio e as propriedades macroscópicas desse sistema sofrerão alguma variação até se estabilizarem novamente.

# Tipos de Equilíbrio

- Homogêneo: os participantes do equilíbrio constituem uma única fase (monofásico).

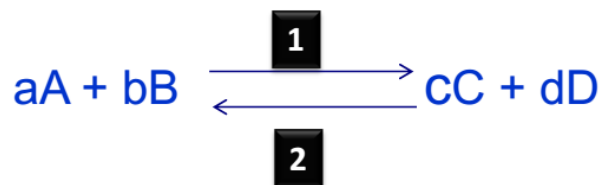


- Heterogêneo: quando os participantes do equilíbrio constituem mais de uma fase (polifásico). Neste caso, *a fase sólida não participa da expressão do equilíbrio.*



# CONSTANTE DE EQUILÍBRIO EM TERMOS DE CONCENTRAÇÃO ( $K_c$ )

- Razão entre o produto das concentrações em quantidade de matéria dos produtos e o produto das concentrações em quantidade de matéria dos reagentes, estando todas as concentrações elevadas a potências iguais aos respectivos coeficientes da equação química balanceada.



$$V_1 = V_2$$

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

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



# CONSTANTE DE EQUILÍBRIO EM TERMOS DE CONCENTRAÇÃO ( $K_c$ )

- Em equilíbrios heterogêneos, os participantes sólidos não são representados na expressão de  $K_c$ , pois suas concentrações são sempre constantes.

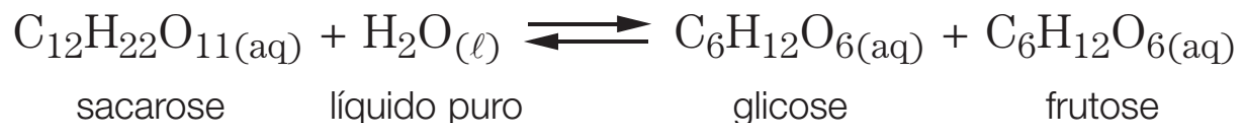


$$K_c = \frac{[\text{HI}]^2}{[\text{H}_2][\text{I}_2]}$$



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

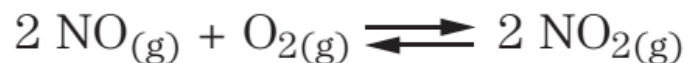
- Em equilíbrios que ocorrem em meio aquoso, no qual a água líquida é um dos participantes, a concentração da água em mol L<sup>-1</sup> não varia, logo ela não participa da expressão de  $K_c$ .



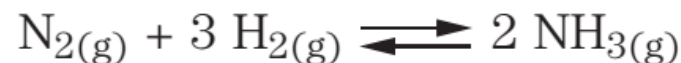
$$K_c = \frac{[\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6] \cdot [\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6]}{[\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}]}$$

# CONSTANTE DE EQUILÍBRIO EM TERMOS DE CONCENTRAÇÃO ( $K_c$ )

- $K_c \gg 1$ : a reação direta prevalece sobre a inversa; predominam os produtos
- $K_c \ll 1$ : a reação inversa prevalece sobre a direta; predominam os reagentes



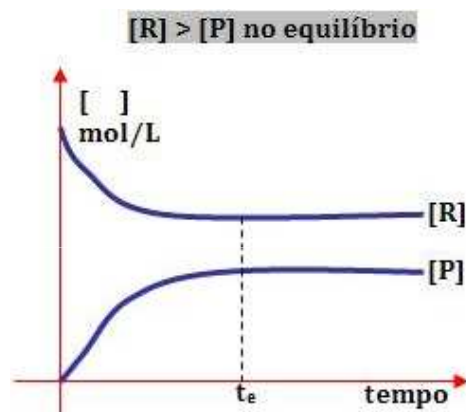
$$K_c = \frac{[\text{NO}_2]^2}{[\text{NO}]^2 \cdot [\text{O}_2]} \Rightarrow K_c = 6,45 \cdot 10^5$$



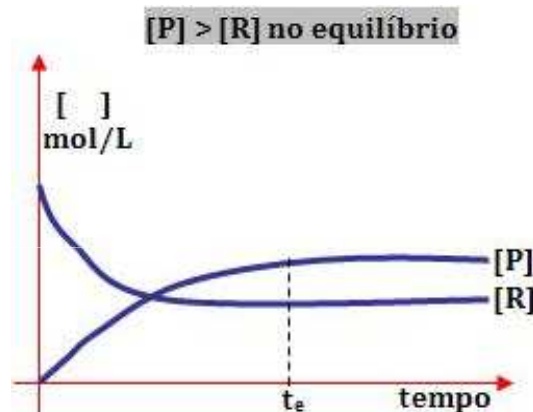
$$K_c = \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{N}_2] \cdot [\text{H}_2]^3} \Rightarrow K_c = 2,37 \cdot 10^{-3}$$

Quanto maior for o valor de  $K_c$ , maior será a extensão da ocorrência da reação direta.  
Quanto menor for o valor de  $K_c$ , maior será a extensão da ocorrência da reação inversa.

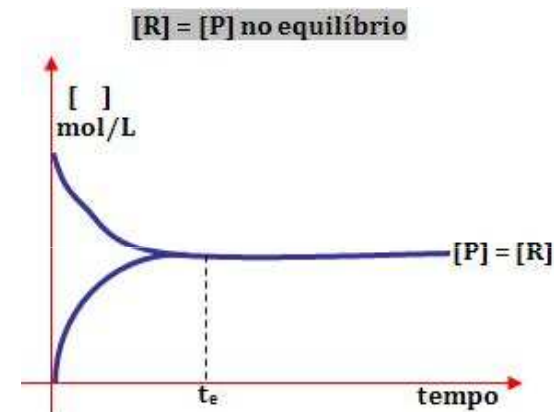
# CONSTANTE DE EQUILÍBRIO EM TERMOS DE CONCENTRAÇÃO ( $K_c$ )



A reação inversa ocorre com maior intensidade. O equilíbrio tende para a esquerda.



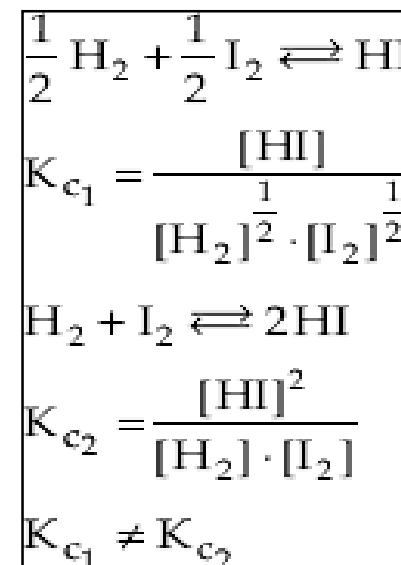
A reação direta ocorre com maior intensidade. O equilíbrio tende para a direita.



As reações direta e inversa ocorrem com a mesma intensidade.

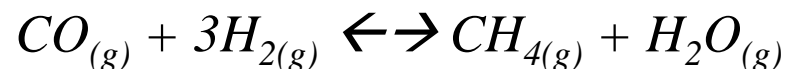
# CONSTANTE DE EQUILÍBRIO EM TERMOS DE CONCENTRAÇÃO ( $K_c$ )

- $K_c$  varia com a temperatura;
- Quanto maior o valor de  $K_c$ , maior o rendimento da reação ( $[P]$  no numerador e  $[R]$  no denominador);
- Comparando valores de  $K_c$  em diferentes temperaturas, é possível determinar em qual delas a reação direta apresenta maior rendimento;
- O valor numérico de  $K_c$  depende de como é escrita a equação química:

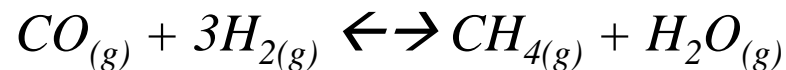


# CONSTANTE DE EQUILÍBRIO EM TERMOS DE CONCENTRAÇÃO ( $K_c$ )

- Exemplo 5: Escreva a expressão da constante de equilíbrio para a reação:

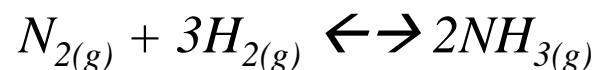


- Exemplo 6: Escreva a expressão da constante de equilíbrio para a reação inversa da seguinte equação reacional:

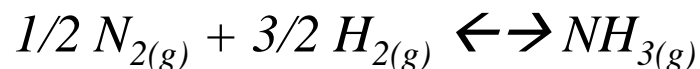


# CONSTANTE DE EQUILÍBRIO EM TERMOS DE CONCENTRAÇÃO ( $K_c$ )

- Exemplo 7: Escreva a expressão da constante de equilíbrio para a síntese da amônia:

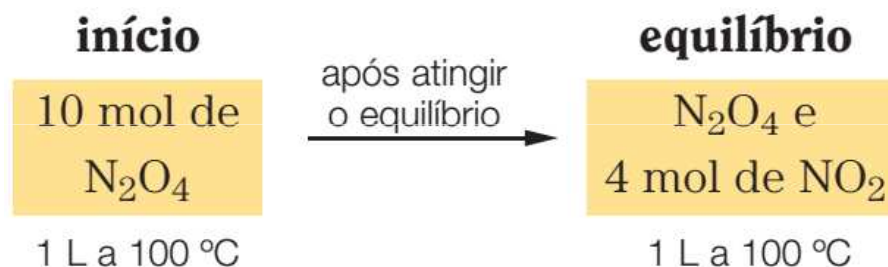


- Exemplo 8: Escreva a expressão da constante de equilíbrio para a reação:



# CONSTANTE DE EQUILÍBRIO EM TERMOS DE CONCENTRAÇÃO ( $K_c$ )

- Exemplo 9:** Em um frasco de 1,0 L, mantido a 100 °C, são introduzidos 10 moles de  $N_2O_4$ . Estabelecido o equilíbrio, nota-se a existência de 4,0 moles de  $NO_2$  e parte de  $N_2O_4$ . Determine o valor de  $K_c$  da reação.

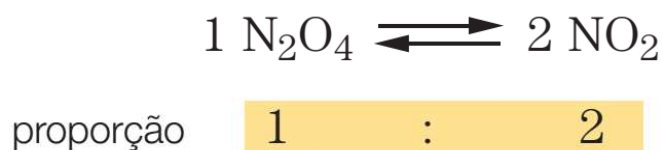


*Com base nestes dados, podemos construir a seguinte relação:*

	$N_2O_4 \rightleftharpoons 2 NO_2$	
início	10 mol	0
proporção	gasta <b>x</b> mol	forma <b>y</b> mol
equilíbrio	<b>z</b> mol	4 mol

# CONSTANTE DE EQUILÍBRIO EM TERMOS DE CONCENTRAÇÃO ( $K_c$ )

*Tendo em vista que a quantidade de  $\text{NO}_2$  no início era igual a zero e no equilíbrio há 4 moles, podemos concluir que ocorreu consumo de 2 moles de  $\text{N}_2\text{O}_4$ , pois a proporção estequiométrica é de:*



*Portanto:*

	<b><math>\text{N}_2\text{O}_4 \rightleftharpoons 2 \text{ NO}_2</math></b>	
início	10 mol	0
proporção	gasta 2 mol	forma 4 mol
equilíbrio	8 mol	4 mol

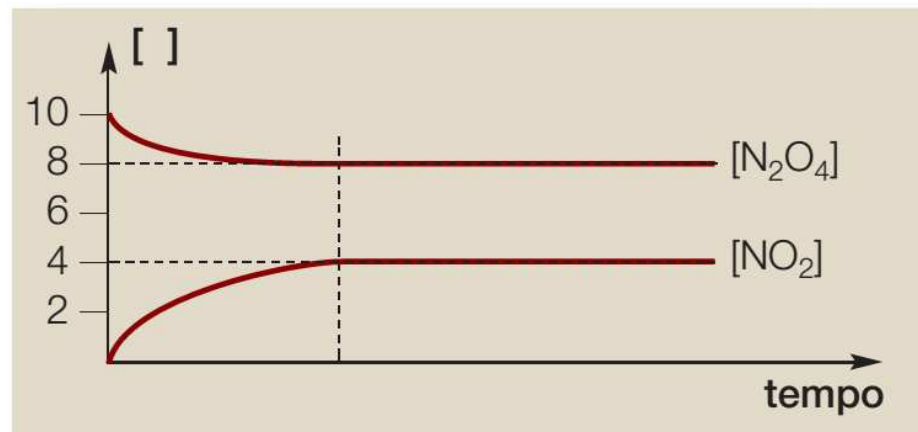


# CONSTANTE DE EQUILÍBRIO EM TERMOS DE CONCENTRAÇÃO ( $K_c$ )

*Logo, as concentrações em mol/L no equilíbrio são:*

$$[\text{N}_2\text{O}_4] = \frac{8 \text{ mol}}{1 \text{ L}} = 8 \text{ mol L}^{-1}$$

$$[\text{NO}_2] = \frac{4 \text{ mol}}{1 \text{ L}} = 4 \text{ mol L}^{-1}$$



# CONSTANTE DE EQUILÍBRIO EM TERMOS DE CONCENTRAÇÃO ( $K_c$ )

*No equilíbrio, as velocidades das reações direta e inversa são iguais:*

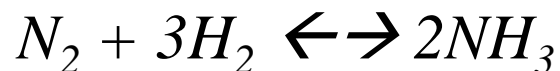
$$\left. \begin{array}{l} v_d = k_d [\text{N}_2\text{O}_4] \\ v_i = k_i [\text{NO}_2]^2 \end{array} \right\} v_d = v_i \Rightarrow k_d [\text{N}_2\text{O}_4] = k_i [\text{NO}_2]^2$$

$$\frac{k_d}{k_i} = \frac{[\text{NO}_2]^2}{[\text{N}_2\text{O}_4]} \therefore \frac{k_d}{k_i} = \frac{(4 \text{ mol L}^{-1})^2}{(8 \text{ mol L}^{-1})} = 2 \text{ mol L}^{-1}$$

$$K_c = \frac{k_d}{k_i} = K_c = \frac{[\text{NO}_2]^2}{[\text{N}_2\text{O}_4]} = 2 \text{ mol L}^{-1}$$

# CONSTANTE DE EQUILÍBRIO EM TERMOS DE CONCENTRAÇÃO ( $K_c$ )

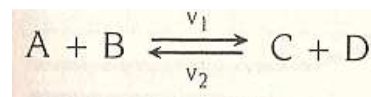
- Exercício 1: Nitrogênio e hidrogênio são colocados em um recipiente vazio de 5,00 L a 500 °C. Quando o equilíbrio é estabelecido, 3,01 mol de  $N_2$ , 2,10 mol de  $H_2$  e 0,565 mol de  $NH_3$  estão presentes. Calcular  $K_c$  para a reação, a 500 °C.



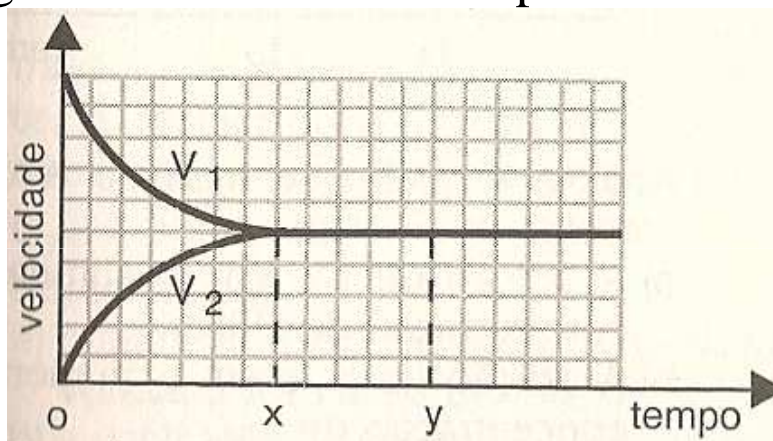
$$K_c = 0,286 L^2 mol^{-2}$$

# CONSTANTE DE EQUILÍBRIO EM TERMOS DE CONCENTRAÇÃO ( $K_c$ )

- Exercício 2: (UFMG) Considere a reação hipotética



Considere, também, o gráfico velocidade x tempo dessa reação.

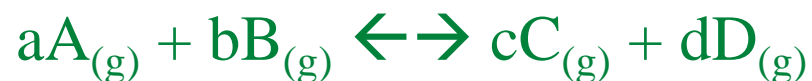


Com base nessas informações, todas as afirmativas estão corretas, exceto:

- No instante inicial, a velocidade  $v_1$  é máxima.
- No instante inicial, as concentrações de C e D são mínimas.
- No instante x, as concentrações dos reagentes e produtos são as mesmas.
- No instante x, a velocidade  $v_2$  é máxima.
- No instante x, as concentrações de A e B são as mesmas que no instante y.

# CONSTANTE DE EQUILÍBRIO EM TERMOS DE PRESSÕES PARCIAIS ( $K_p$ )

- Quando os componentes do equilíbrio são substâncias gasosas, além da constante  $K_c$ , podemos expressar a constante de equilíbrio em termos de pressões parciais ( $K_p$ ).



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

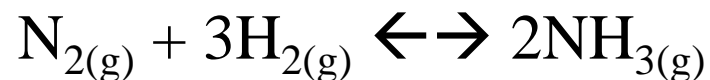
$$K_p = \frac{[p_C]^c [p_D]^d}{[p_A]^a [p_B]^b}$$

- Relação entre  $K_C$  e  $K_p$ :*

$$K_p = K_C (RT)^{(c+d)-(a+b)}$$

# CONSTANTE DE EQUILÍBRIO EM TERMOS DE PRESSÕES PARCIAIS ( $K_p$ )

Exemplo 10: Em uma mistura em equilíbrio, a 500 °C, encontramos  $P_{\text{NH}_3} = 0,147 \text{ atm}$ ,  $P_{\text{N}_2} = 6,00 \text{ atm}$  e  $P_{\text{H}_2} = 3,70 \text{ atm}$ . Calcule o valor numérico de  $K_p$  a 500 °C para a reação:



$$K_p = 7,11 \times 10^{-5} \text{ atm}^{-2}$$

# CONSTANTE DE EQUILÍBRIO EM TERMOS DE PRESSÕES PARCIAIS ( $K_p$ )

- Exemplo 11: O pentacloreto de fósforo se dissocia pelo aquecimento, conforme a equação reacional abaixo. Sendo  $K_c$  igual a  $3,26 \cdot 10^{-2} \text{ mol L}^{-1}$ , a  $191^\circ\text{C}$ , determine o valor de  $K_p$  a esta temperatura.



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

$$\Delta n = (1+1)-(1) = 1$$

$$R = 0,0821 \text{ L atm K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$$

$$T = 191^\circ\text{C} = 464 \text{ K}$$

$$K_p = 3,26 \cdot 10^{-2} (0,0821 \cdot 464)^1$$

$$K_p = 1,24 \text{ atm}$$

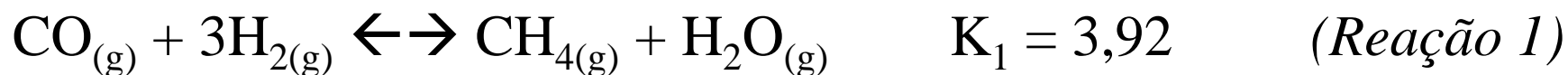
# **CONSTANTE DE EQUILÍBRIO PARA** **SOMA DE REAÇÕES**

- Se uma reação puder ser expressada como a soma de duas ou mais reações, o valor de K para a reação global é o produto das constantes de equilíbrio das reações individuais.
- Então, se: reação 3 = reação 1 + reação 2,
- $K_{\text{(reação 3)}} = K_{\text{(reação 1)}} \times K_{\text{(reação 2)}}$

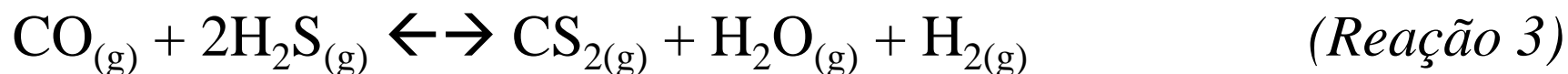


# CONSTANTE DE EQUILÍBRIO PARA SOMA DE REAÇÕES

- Exemplo 11: Considere as seguintes reações a 1200 K:



Equação global (somando as reações):



Sabendo que  $K_3 = K_1 K_2$ :

$$K_3 = 3,92 \times (3,3 \times 10^4)$$

$$K_3 = 1,3 \times 10^5$$

$$K_1 K_2 = \frac{[\text{CH}_4][\text{H}_2\text{O}]}{[\text{CO}][\text{H}_2]^3} \times \frac{[\text{CS}_2][\text{H}_2]^4}{[\text{CH}_4][\text{H}_2\text{S}]^2} = \frac{[\text{CS}_2][\text{H}_2\text{O}][\text{H}_2]}{[\text{CO}][\text{H}_2\text{S}]^2}$$

# CONSTANTE DE EQUILÍBRIO PARA SOMA DE REAÇÕES

- Exemplo 12: Supondo que o valor numérico do  $K_p$  é 30 para a decomposição do carbonato de cálcio uma dada temperatura, Qual é a pressão parcial de gás carbônico em um recipiente fechado no qual o seguinte sistema está em equilíbrio nesta mesma temperatura?



$$K_p = 30$$

# GRAU DE EQUILÍBRIO ( $\alpha$ )

- Relação entre o número de mols consumido de um reagente e o número de mols inicial desse reagente.

$$\alpha = \frac{\text{número de mols consumidos de um reagente}}{\text{número de mols inicial desse reagente}}$$

Para reações do tipo:  $AB \longrightarrow A + B$ , denominadas reações de dissociação, define-se o grau de dissociação  $\alpha$ .

$$\left\{ \begin{array}{l} \alpha = \frac{\text{número de mols dissociados}}{\text{número de mols inicial}} \end{array} \right.$$

- Adimensional
- Varia entre 0 e 1
- Pode ser expresso em %:  $0\% < \alpha < 100\%$

# GRAU DE EQUILÍBRIO ( $\alpha$ )

$$\alpha = \frac{\text{número de mols consumidos de um reagente}}{\text{número de mols inicial desse reagente}}$$

- Quanto maior o valor de  $\alpha$  no equilíbrio, encontramos menor sobra de reagentes em maior quantidade de produtos.
- Quanto menor o valor de  $\alpha$  no equilíbrio, encontramos muita sobra de reagentes e pouco produto.

# GRAU DE EQUILÍBRIO ( $\alpha$ )

Constante de Equilíbrio	Grau de Equilíbrio
Varia com a temperatura	Varia com a temperatura
Não varia com as concentrações das substâncias	Varia com as concentrações das substâncias
Não varia com a pressão, mesmo que no equilíbrio haja substâncias gasosas	Varia com a pressão, quando pelo menos uma das substâncias for gasosas

# GRAU DE EQUILÍBRIO ( $\alpha$ )

- Exemplo 13: 0,4 mol de  $\text{NH}_3$  é aquecido num tubo fechado a uma dada temperatura. Estabelecido o equilíbrio, verifica-se que há 0,30 mol de  $\text{H}_2$  no sistema. Qual é o grau de dissociação do  $\text{NH}_3$  nas condições da experiência?

$2\text{NH}_3 \rightleftharpoons \text{N}_2 + 3\text{H}_2$

no início	0,40 mol	0 mol	0 mol
no equilíbrio	?	?	0,30 mol

  
$$\left. \begin{array}{l} 2 \text{ mols de } \text{NH}_3 \text{ ————— } 3 \text{ mols de } \text{H}_2 \\ x \text{ mol de } \text{NH}_3 \text{ ————— } 0,30 \text{ mol de } \text{H}_2 \end{array} \right\} x = \frac{2 \cdot 0,30}{3} = 0,20$$
$$\alpha = \frac{n_{\text{NH}_3} \text{ dissociado}}{n_{\text{NH}_3} \text{ inicial}} = \frac{0,20 \text{ mol}}{0,40 \text{ mol}} = 0,50 = 50\%$$

Resposta:  $\alpha = 50\%$

# EXERCÍCIOS

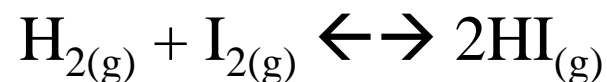
Exercício 3: Medidas de concentração para o sistema representado pela equação reacional abaixo, em equilíbrio, a uma certa temperatura, forneceram os seguintes resultados:

$$[\text{H}_2] = 0,10 \text{ mol L}^{-1}$$

$$[\text{I}_2] = 0,20 \text{ mol L}^{-1}$$

$$[\text{HI}] = 1,0 \text{ mol L}^{-1}$$

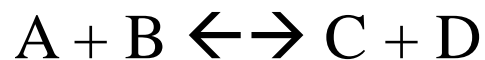
Determine a constante de equilíbrio da reação nestas condições.



*R:50*

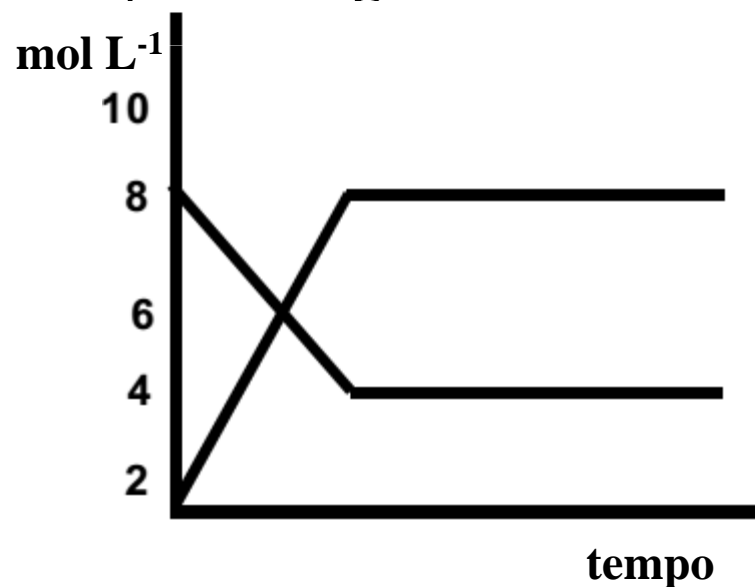
# EXERCÍCIOS

Exercício 4: Temos representado no gráfico abaixo as concentrações dos reagentes e dos produtos de uma mesma reação do tipo:



Ocorrendo no sentido à direita a partir do zero. Tem-se sempre  $[A] = [B]$  e  $[C] = [D]$ , estando estes valores representados no gráfico. A constante de equilíbrio da reação será igual a:

- a) 16
- b)  $\frac{1}{4}$
- c) 4
- d) 5
- e)  $\frac{1}{16}$



*R: c*



# EXERCÍCIOS

Exercício 5: O valor do  $K_c$  para a reação em equilíbrio químico:  $2\text{CO}_{(g)} + \text{O}_{2(g)} \rightleftharpoons 2\text{CO}_{2(g)}$

Utilizando os dados da tabela abaixo, é em mols/L:

- a) 2,22
- b) 0,22
- c) 3,22
- d) 0,32
- e) 0,44

	[CO]	[O <sub>2</sub> ]	[CO <sub>2</sub> ]
Início	0,8	0,6	0,0
Equilíbrio	x	Y	0,2

*R: b*

# DESLOCAMENTO DO EQUILÍBRIO QUÍMICO

- O deslocamento do equilíbrio será sempre no sentido da velocidade maior.
- **Princípio de Le Chatelier:** *Quando um sistema em equilíbrio sofre uma perturbação qualquer, ele se desloca espontaneamente no sentido que tende a anular esta perturbação, procurando se ajustar novamente ao equilíbrio.*
- Os fatores que provocam esta perturbação são:
  - concentração dos participantes (reagentes e produtos)
  - pressão
  - temperatura
- A fase sólida não desloca o equilíbrio, pois apresenta concentração constante.

# Concentração dos Participantes

- Num sistema em equilíbrio sob temperatura e pressão constantes, o aumento da quantidade de qualquer participante favorece a reação que transforma (consome) esse participante, e a diminuição da quantidade de um participante favorece a reação que forma esse participante.



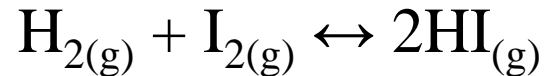
# Concentração dos Participantes



<i>Operação</i>	<i>Deslocamento</i>
Adição de reagente A ou B	No sentido de formação dos produtos C e D
Adição de produto C ou D	No sentido de formação dos reagentes A e B
Retirada de reagente A ou B	No sentido de formação dos reagentes A e B
Retirada de produto C ou D	No sentido de formação dos produtos C e D

# Concentração dos Participantes

- Exemplo 14:



Se adicionarmos  $\text{H}_2$  ao sistema em equilíbrio:

- a  $[\text{HI}]$  aumenta
- a  $[\text{I}_2]$  diminui.

Por outro lado, se retirar  $\text{H}_2$  do sistema, parte do  $\text{HI}$  se decompõe para formar  $\text{H}_2$ , para substituir o  $\text{H}_2$  que foi retirado, logo:

- a  $[\text{HI}]$  diminui

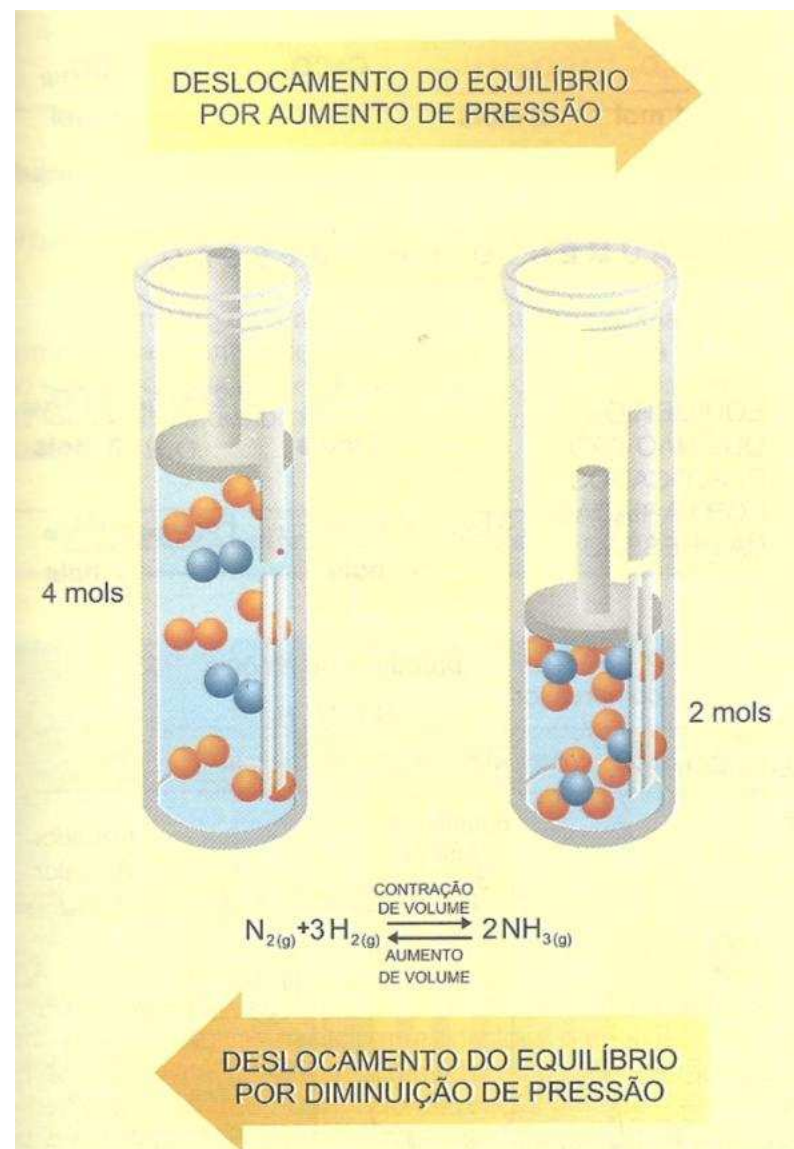
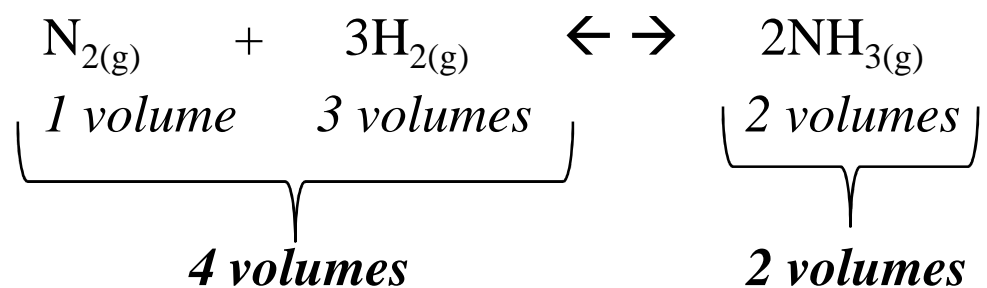
# Pressão

- Os participantes devem estar no estado gasoso.
- Os sólidos não sofrem alterações significativas com a variação da pressão.
- Quando o volume total do sistema permanecer constante, a variação da pressão não afetará o equilíbrio.



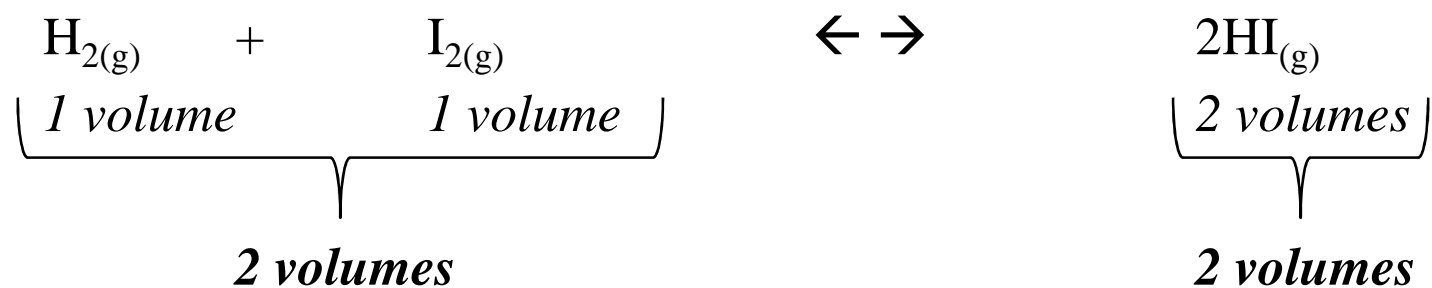
# Pressão

## Exemplo 15:



# Pressão

## Exemplo 16:

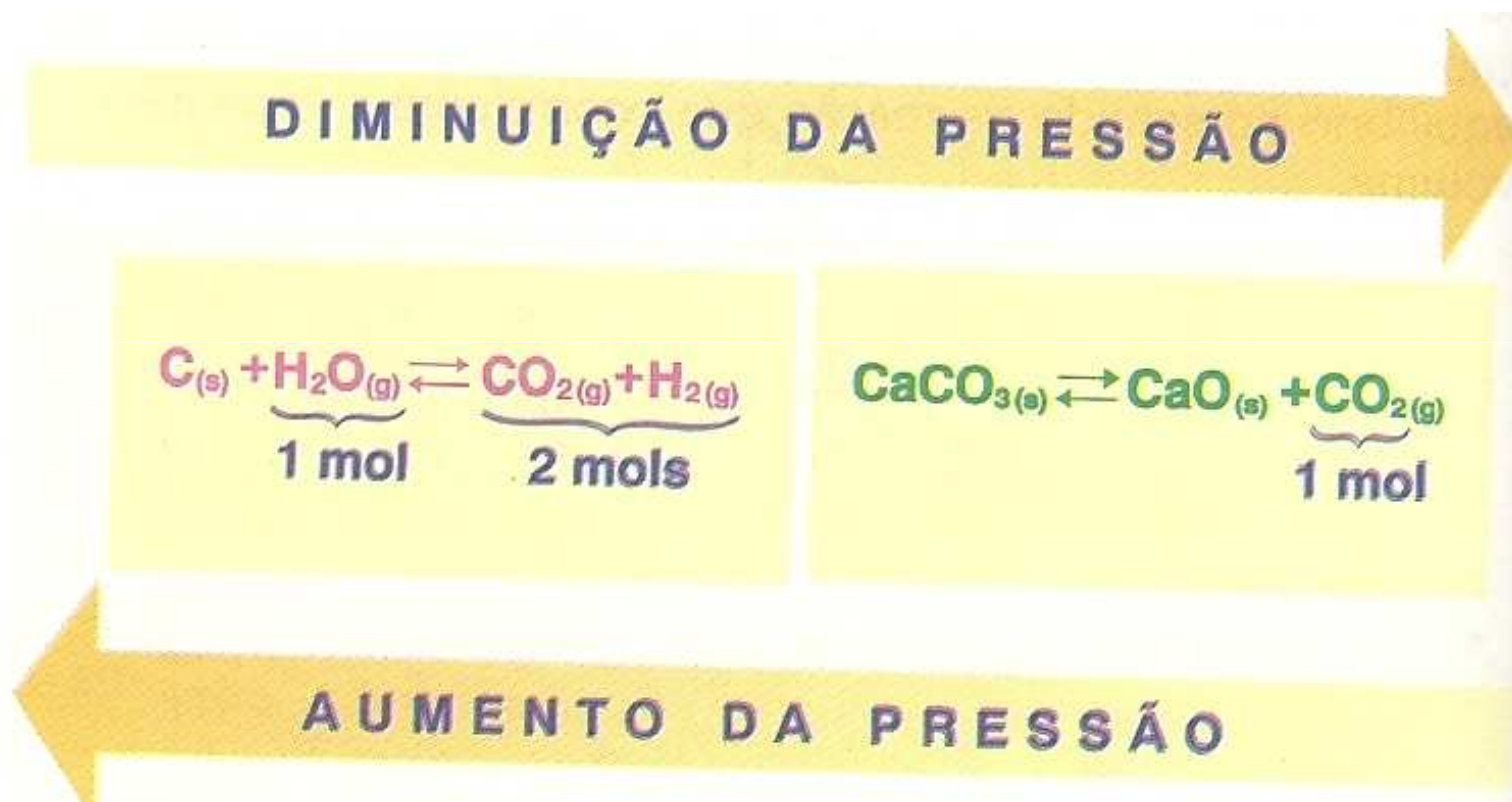


- Se aumentarmos a pressão do sistema, o equilíbrio não se altera.
- Se diminuirmos a pressão do sistema, o equilíbrio não se altera.



# Pressão

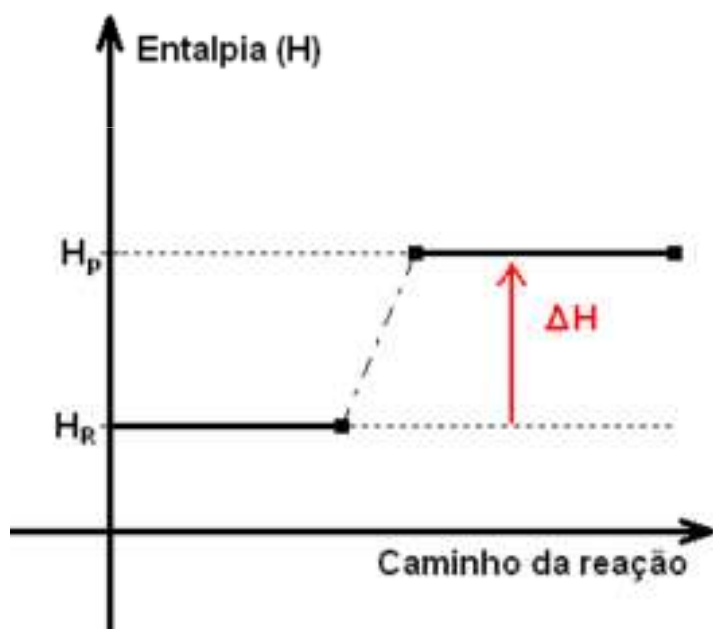
## Exemplo 17:



# Temperatura

## REAÇÃO ENDOTÉRMICA:

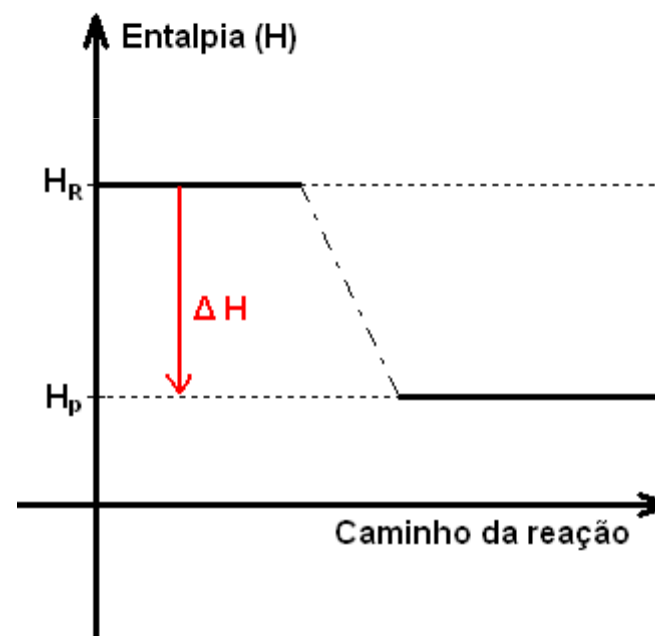
- Absorção de calor
- $\Delta H > 0$



$$\Delta H_P > \Delta H_R$$

## REAÇÃO EXOTÉRMICA:

- Liberação de calor
- $\Delta H < 0$



$$\Delta H_P < \Delta H_R$$

# Temperatura



- O  $\Delta H$  que acompanha a reação está relacionado com a reação direta.

## Exemplo 18:

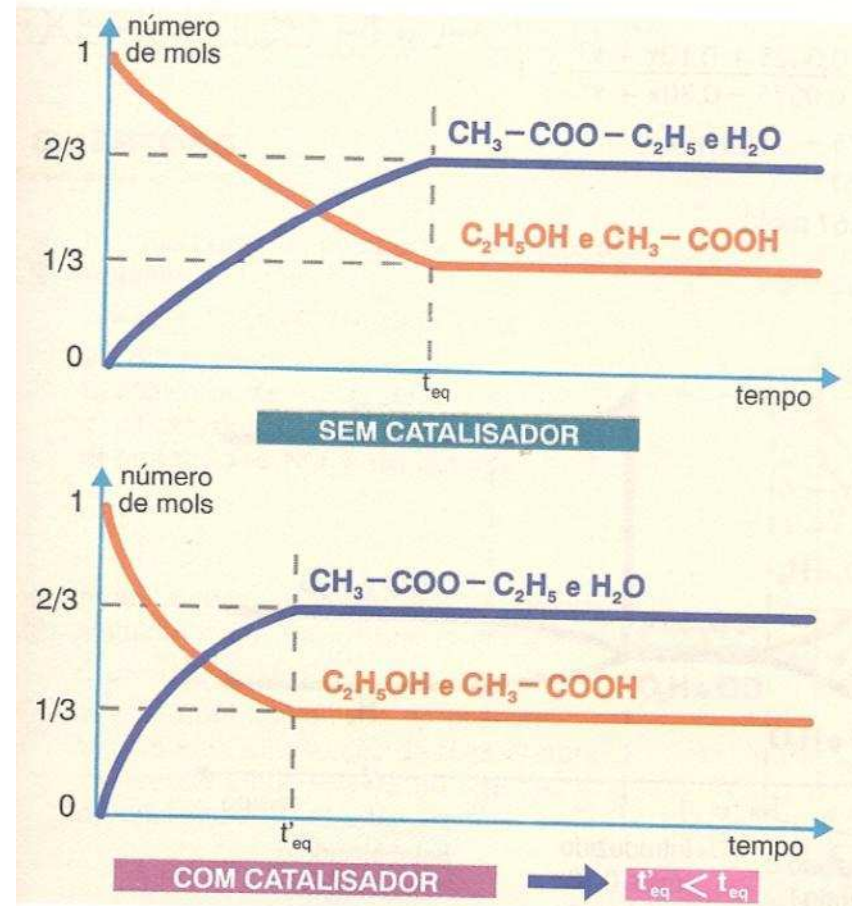
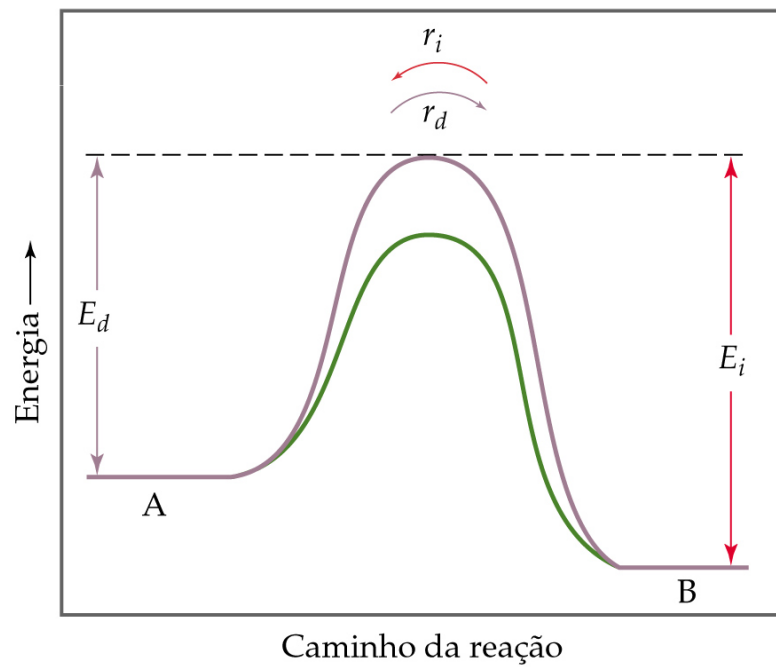


- Se aumentarmos a temperatura do sistema, o equilíbrio desloca p/ esquerda.
- Se diminuirmos a temperatura do sistema, o equilíbrio desloca p/ direita.

# Catalisador

- Aumenta a velocidade da reação para atingir o equilíbrio, mas **não altera a composição da mistura no equilíbrio.**

## Exemplo 19:



# Perturbações x Efeitos

Perturbação	Alteração quando o sistema reacional retorna ao equilíbrio	Efeito sobre o equilíbrio	Efeito sobre Kc
+ reagente	parte do reagente adicionado é consumido	Reagentes  Produtos	não há alteração
+ produto	parte do produto adicionado é consumido	Reagentes  Produtos	não há alteração
redução do volume	pressão aumenta	 menor # moléculas	não há alteração
expansão do volume	pressão diminui	 maior # moléculas	não há alteração
elevação da T	consumo de energia	 endotérmico	há alteração
diminuição da T	liberação de energia	 exotérmico	há alteração

# EXERCÍCIOS

Exercício 6: Nitrogênio e hidrogênio reagem para formar amônia segundo a equação:  $\text{N}_{2(\text{g})} + 3\text{H}_{2(\text{g})} \rightleftharpoons 2\text{NH}_{3(\text{g})}$   $\Delta H = -22 \text{ kcal}$

Se a mistura dos três gases estiver em equilíbrio e provocarmos:

- I. Compressão da mistura.
- II. Aumento de temperatura.
- III. Introdução de hidrogênio adicional.

O efeito sobre a quantidade de amônia, em cada situação, será:

	Em I	Em II	Em III
A	aumenta	aumenta	aumenta
B	diminui	aumenta	diminui
C	aumenta	aumenta	diminui
D	diminui	diminui	aumenta
E	aumenta	diminui	aumenta

# EXERCÍCIOS

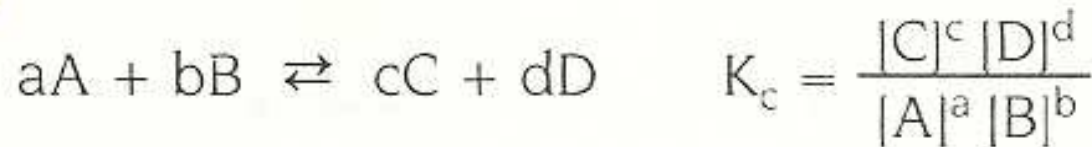
Exercício 7: Dado o sistema em equilíbrio, responda:



- a) Aumentando a temperatura, o que ocorrerá com a concentração de  $\text{CO}_{2(\text{g})}$ ?
- b) Diminuindo a temperatura, o que ocorrerá com a concentração de  $\text{O}_{2(\text{g})}$ ?

# RESUMINDO

- Equilíbrio Químico é uma reação reversível na qual a velocidade da reação direta é igual à velocidade da reação inversa e, conseqüentemente, as concentrações de todas as substâncias participantes permanecem constantes.
- Constante de equilíbrio



- $K_c$  não varia com a concentração nem com a pressão, mas varia com a temperatura.
- Quanto maior o  $K_c$ , maiores são as concentrações dos produtos em relação às dos reagentes, no equilíbrio. Quanto menor o  $K_c$ , menores são as concentrações dos produtos em relação às dos reagentes, no equilíbrio.

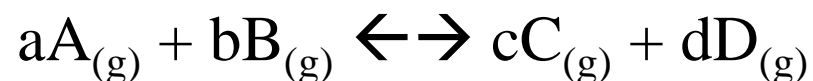


# RESUMINDO

- Grau de Equilíbrio ( $\alpha$ ):

$$\alpha = \frac{\text{número de mols consumidos de um reagente}}{\text{número de mols inicial desse reagente}}$$

- O grau de equilíbrio varia com a temperatura e com a concentração e, se o equilíbrio tiver participante gasoso, varia também com a pressão.
- Equilíbrios gasosos homogêneos:



$$K_p = \frac{(p_C)^c (p_D)^d}{(p_A)^a (p_B)^b}$$

$$K_p = K_c (RT)^{\Delta n} \quad \Delta n = (c + d) - (a + b)$$

# RESUMINDO

- Equilíbrios heterogêneos – os participantes sólidos não entram na expressão do  $K_c$  nem do  $K_p$  (se houver)
- Princípio de Le Chatelier – quando se exerce uma ação sobre um sistema em equilíbrio, ele se desloca no sentido que produz uma minimização da ação exercida.
- Um aumento da temperatura desloca o equilíbrio para a reação endotérmica e uma diminuição da temperatura para a reação exotérmica.

# **RESUMINDO**

- Um aumento da pressão desloca o equilíbrio para a reação que ocorre com contração de volume, a uma diminuição da pressão, para a reação que ocorre com expansão de volume.
- O aumento da concentração de um participante do equilíbrio desloca-o no sentido da reação em que ele é formado.
- O catalisador não desloca o equilíbrio, apenas diminui o tempo necessário para atingi-lo.

# **LISTA DE** **EXERCÍCIOS**

**LE-EQ 01**