

# CCM0114 – Química I

Aspectos gerais do Equilíbrio Químico

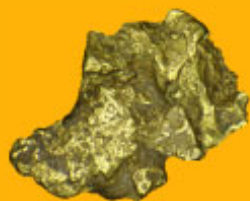
# Transformações químicas

Soluções: o que são? Como se formam?

1) Pensando em escalas microscópicas, quais são as etapas desde a adição do sólido num solvente até sua completa solubilização. Descreva como ocorre a quebra da estrutura do sólido para se iniciar esse processo.

2) Vocês já devem ter visto a descrição de um sal pouco solúvel em água como um equilíbrio químico. Por exemplo:  $M_xA_y(s) \rightleftharpoons M^{y+}(aq) + A^{x-}(aq)$ . A constante de equilíbrio mostra para qual dos lados esse equilíbrio está deslocado. Entretanto, já pararam para pensar como esse processo ocorre em escala microscópica? Imagine uma solução aquosa de  $AgNO_3$  e outra de  $NaCl$ , ambos os sais com solubilidade alta, sendo misturados e precipitando  $AgCl(s)$ . Macroscopicamente dizemos que a constante de equilíbrio muda, mas microscopicamente, o que está ocorrendo? Por que o solvente não consegue mais manter os íons separados?

3) Vocês já devem ter ouvido a diferença entre o conceito de dissolução e diluição. Dissolução é usado para um sólido em um líquido e diluição para dois líquidos / soluções. Qual a diferença em termos microscópicos?



# IUPAC GOLD BOOK

 search

structure search

goldify

## Indexes

alphabetical

chemistry

math/physics

general

source documents

## Download

Gold Book PDF

IUPAC > Gold Book

## IUPAC Compendium of Chemical Terminology - the Gold Book

Welcome to the interactive version of IUPAC Compendium of Chemical Terminology, informally known as the Gold Book. On these pages you will find a browsable, interactive version of this publication.

You may start:

- by browsing the [alphabetical index](#),
- by using one of the many [thematic indexes](#),
- or by using the search entry in the navigation sidebar.

To learn more about the Gold Book and this interactive version see the [about page](#).

### Browsing tips:

#### Popup structures

Underlined linear structures display the actual structure of the molecule when you put a

#### Interactive link maps

Each entry contains interactive maps of its references and referees, thus making navigation through related

#### Ring index

All ring-containing structures in the Gold Book were split to individual rings and these were organized in a

# Transformações da matéria

- Definições usuais:
- **Físicas:** mudança de estado, sem mudar a natureza dos componentes
- **Químicas:** alteração na natureza dos componentes daquele sistema.

# Transformações químicas - IUPAC

- Transformação:
  - The conversion of a [substrate](#) into a particular product, irrespective of reagents or [mechanisms](#) involved. For example, the transformation of aniline ( $C_6H_5NH_2$ ) into *N*-phenylacetamide ( $C_6H_5NHCOCH_3$ ) may be effected by use of acetyl chloride or acetic anhydride or ketene. A transformation is distinct from a reaction, the full description of which would state or imply all the reactants and all the products.
- Reagente:
  - A substance that is consumed in the course of a chemical reaction. It is sometimes known, especially in the older literature, as a [reagent](#), but this term is better used in a more specialized sense as a test substance that is added to a system in order to bring about a reaction or to see whether a reaction occurs (e.g. an analytical [reagent](#)).
- Produto:
  - A substance that is formed during a chemical reaction.



# Transformação física - IUPAC

- Transição de fase:
  - A change in the nature of a phase or in the number of phases as a result of some variation in externally imposed conditions, such as temperature, pressure, activity of a component or a magnetic, electric or stress field.

# Transformações químicas

Leis básicas e ideias por trás delas

# Transformações químicas

- Na segunda parte do curso veremos as ideias que levaram ao conhecimento do modelo atômico atual. Por enquanto, vamos relembrar as primeiras ideias sobre as transformações químicas.

# As primeiras ideias sobre transformações químicas:

- Lei da Conservação das Massas - Lavoisier, 1789.
  - Em uma reação química, a matéria nunca é criada ou destruída.
  - Ex: 7,7 g de Na (s) ao reagir com 11,9 g de Cl<sub>2</sub> (g) formam 19,6 g de NaCl (s).

# As primeiras ideias sobre transformações químicas:

- Lei da Conservação das Massas - Lavoisier, 1789.
  - Em uma reação química, a matéria nunca é criada ou destruída.
  - Ex: 7,7 g de Na (s) ao reagir com 11,9 g de Cl<sub>2</sub> (g) formam 19,6 g de NaCl (s).
- Lei das proporções definidas – Proust, 1797.
  - Todas as amostras de um dado composto, independente da sua fonte ou de como foram preparadas, têm as mesmas proporções dos seus elementos constituintes.
  - Exemplo: a decomposição de 18g de H<sub>2</sub>O gera 16 g de Oxigênio e 2 g de Hidrogênio = 8:1.

# As primeiras ideias sobre transformações químicas:

- Lei das Proporções múltiplas – Dalton, 1804.
  - Quando dois elementos (chamados A e B) formam dois compostos diferentes, as massas de elemento B que se combinam com 1g do elemento A podem ser expressas na forma de uma proporção entre números inteiros pequenos.
  - Exemplo:
    - $\text{CO}_2$ : Massa de oxigênio que se combina com 1g de C = 2,67g
    - $\text{CO}$ : Massa de Oxigênio que se combina com 1g de C= 1,33g
  - Essas observações de Dalton serviram para embasar o conceito de átomo que ele propôs.

Hoje esses conceitos são bem intuitivos e se apresentam em todos os momentos que tratamos de reações químicas:

- Ex: Qual a porcentagem em massa de Cloro na molécula de  $\text{CCl}_2\text{F}_2$  (di-cloro-di-fluoro-metano)?
  - MM do C = 12 g/mol // MM do Cl = 35,5 g/mol // MM do F = 19 g/mol

1 mol de  $\text{CCl}_2\text{F}_2$  tem massa = 121g

$$\frac{\text{M Cloro}}{\text{M Total}} = \frac{71\text{g}}{121\text{g}} \approx 58,7\%$$

Ou seja, as proporções são constantes!  
E para as moléculas de  $\text{CClF}_3$  ou  $\text{CCl}_3\text{F}$ ?

Hoje esses conceitos são bem intuitivos e se apresentam em todos os momentos que tratamos de reações químicas:

- Ex2: Fórmula mínima – O mercúrio forma um composto com o cloro que tem 73,9% de Hg e 26,1% de Cl em massa. Qual é esse composto?Cl2

$$(73,9 \text{ g de Hg}) \left( \frac{1 \text{ mol de Hg}}{200,6 \text{ g de Hg}} \right) = 0,368 \text{ mol de Hg}$$

$$(26,1 \text{ g de Cl}) \left( \frac{1 \text{ mol de Cl}}{35,5 \text{ g de Cl}} \right) = 0,735 \text{ mol de Cl}$$

$$\frac{\text{mols de Cl}}{\text{mols de Hg}} = \frac{0,735 \text{ mols}}{0,368 \text{ mols}} = \frac{1,99}{1} \quad (2:1)$$





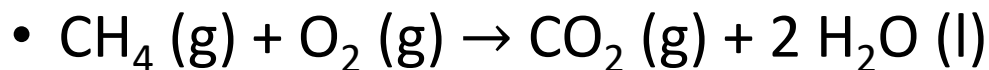
# Reações químicas

Reações em fase aquosa,  
componentes da reação

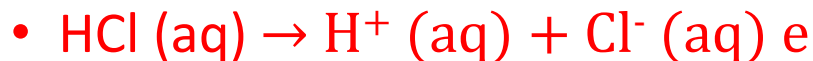
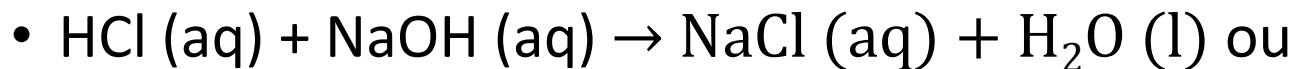
# Reações que “chegam ao fim”...

- Exemplos:

- Combustão:



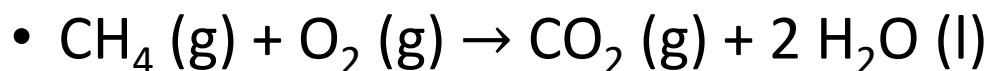
- Neutralização:



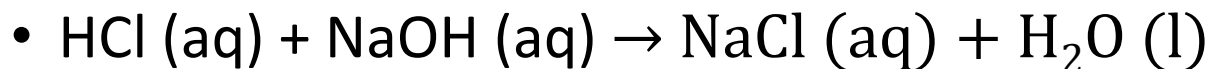
# Reações que “chegam ao fim”...

- Exemplos:

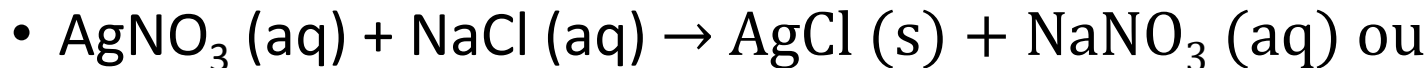
- Combustão:



- Neutralização:



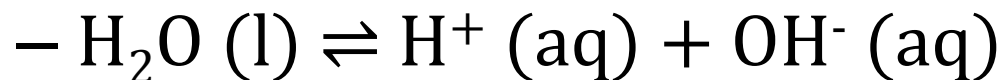
- Precipitação:



Mas muitas vezes elas não chegam ao fim...

## Estado de equilíbrio químico

- Exemplos:

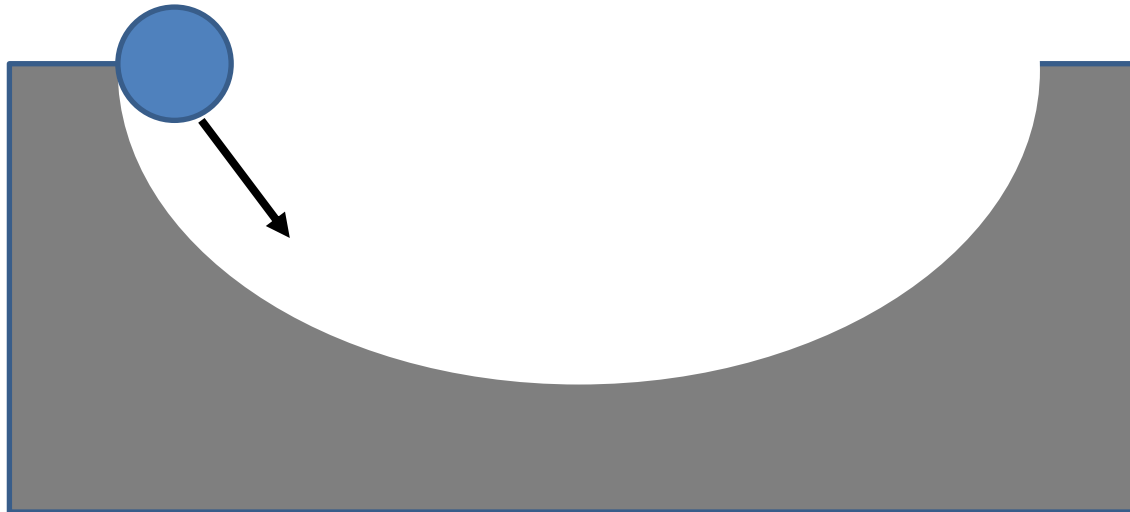


# Equilíbrio Químico

Principais conceitos, definições

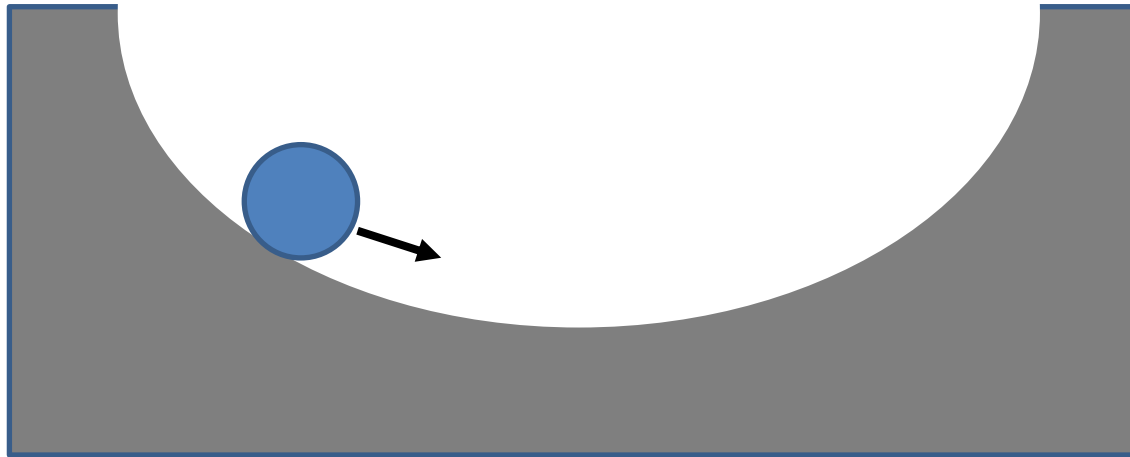
# Exemplos de equilíbrio

Objeto esférico em movimento



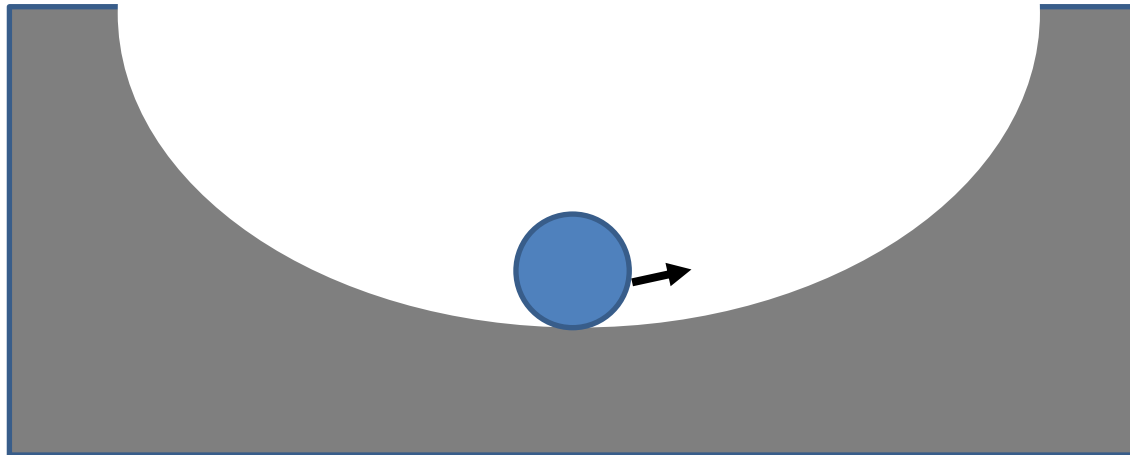
**Fora do Equilíbrio**

# Exemplos de equilíbrio



**Fora do Equilíbrio**

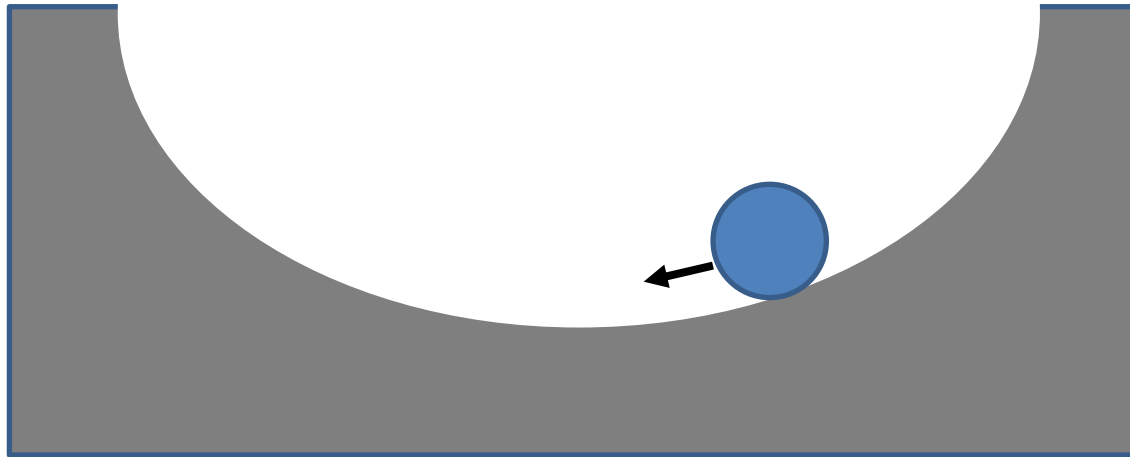
# Exemplos de equilíbrio



**Fora do Equilíbrio**

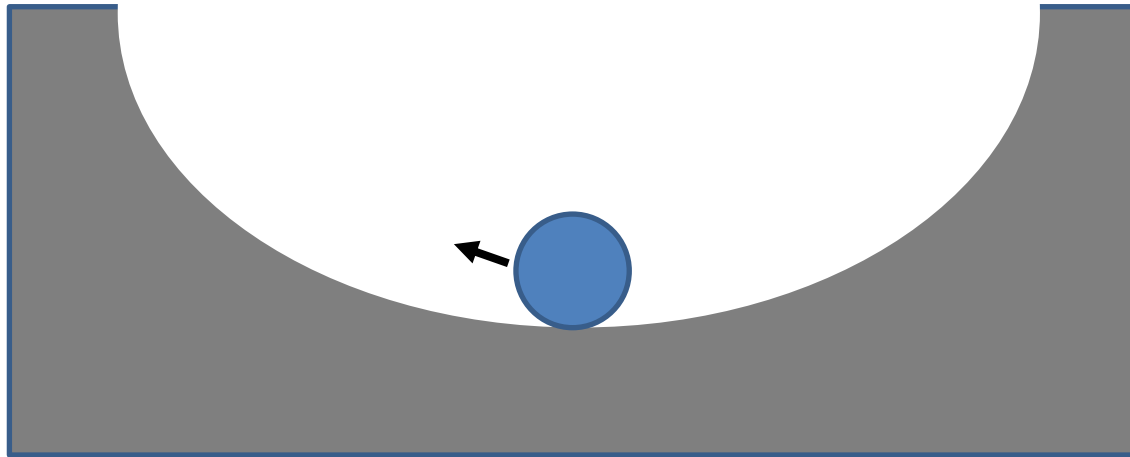


# Exemplos de equilíbrio



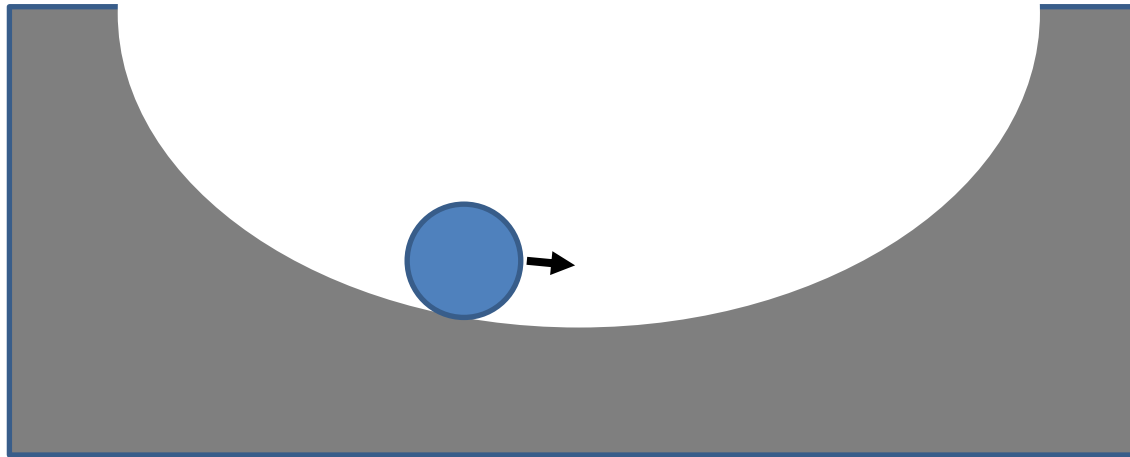
**Fora do Equilíbrio**

# Exemplos de equilíbrio



**Fora do Equilíbrio**

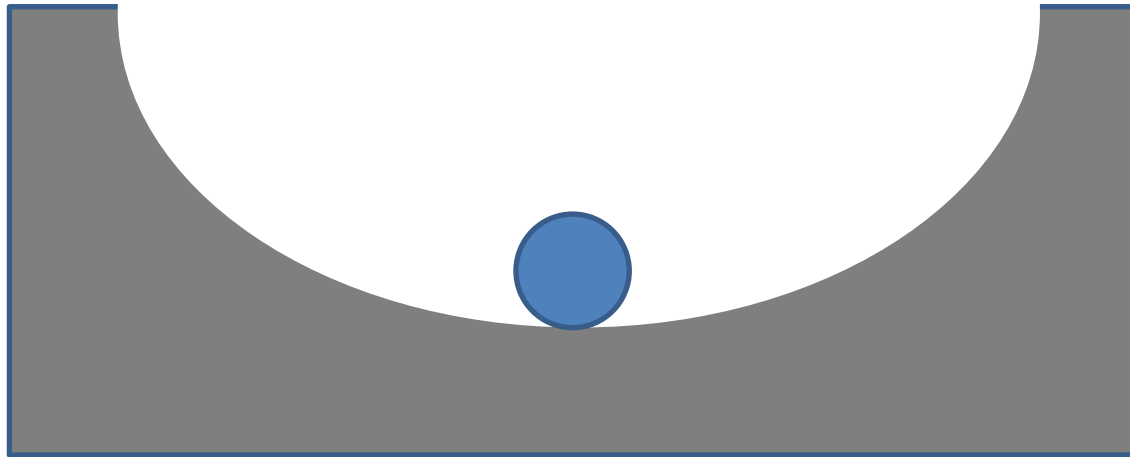
# Exemplos de equilíbrio



**Fora do Equilíbrio**

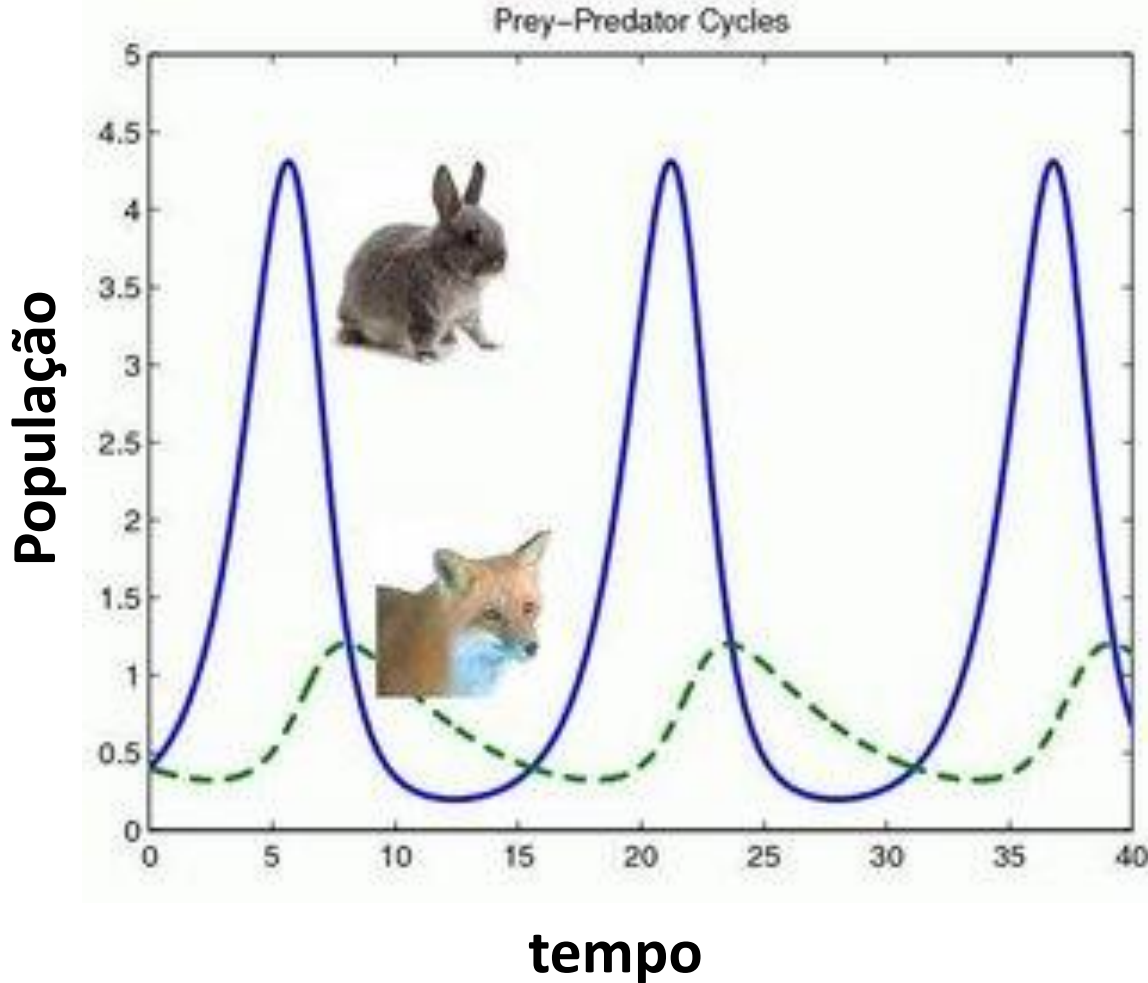
# Exemplos de equilíbrio

## Equilíbrio estático



**No Equilíbrio**

# Exemplos de equilíbrio

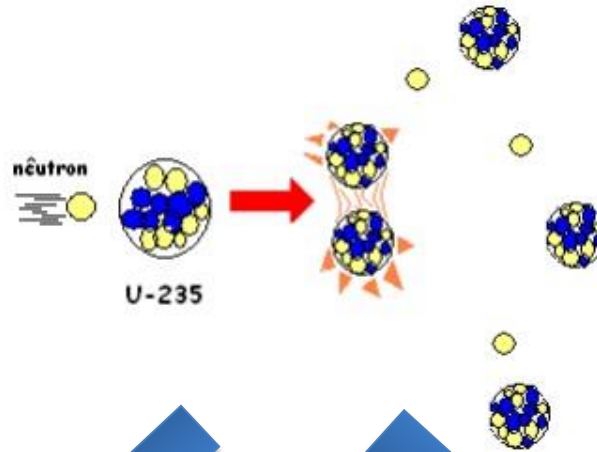


Sistema ecológico simples: Predador-Presa

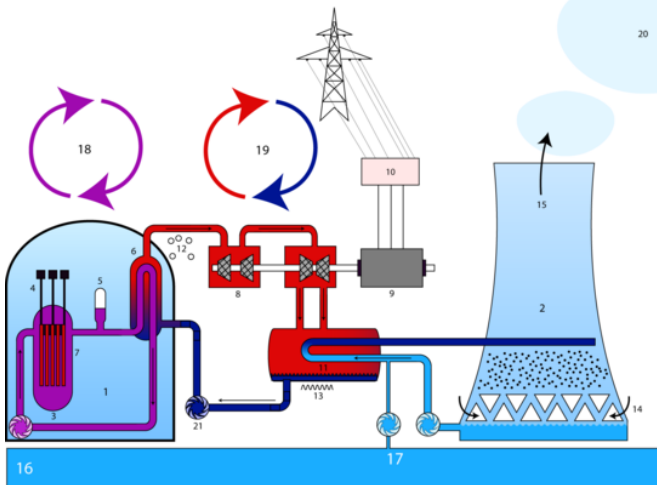
**Equilíbrio dinâmico**

# Exemplos de equilíbrio

Reações nucleares



Equilíbrio

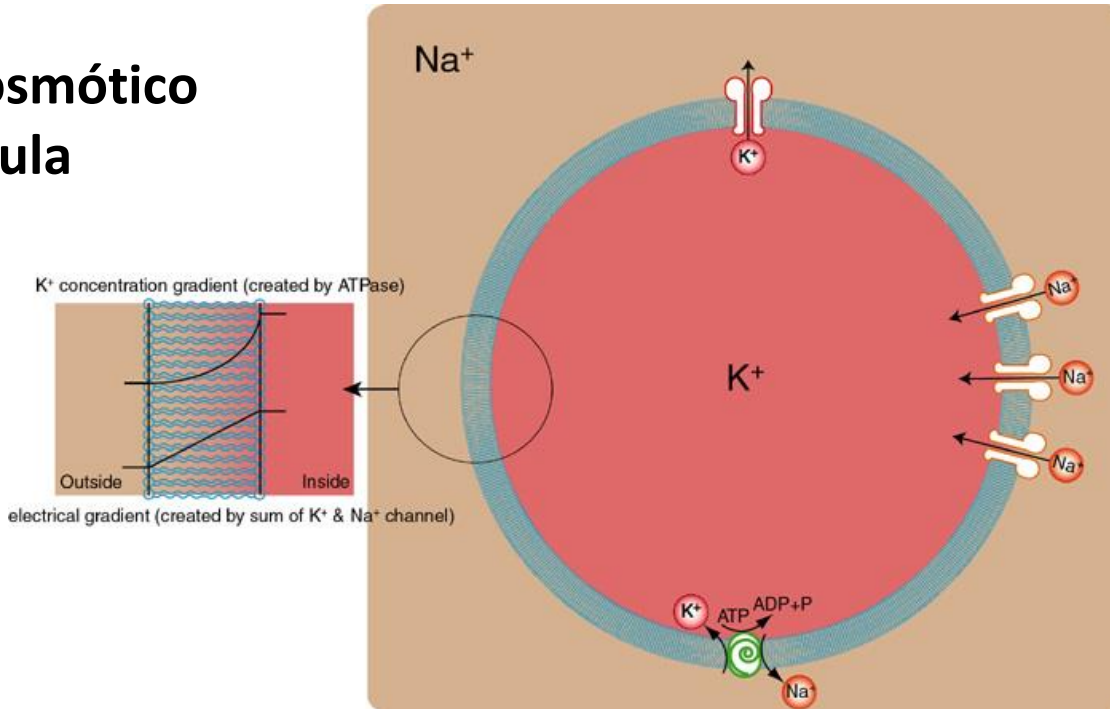


Desequilíbrio



# Exemplos de equilíbrio

## Equilíbrio osmótico da célula

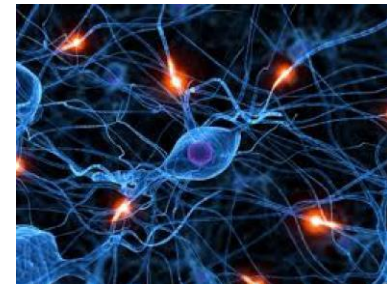


Equilíbrio



*morte celular*

Desequilíbrio



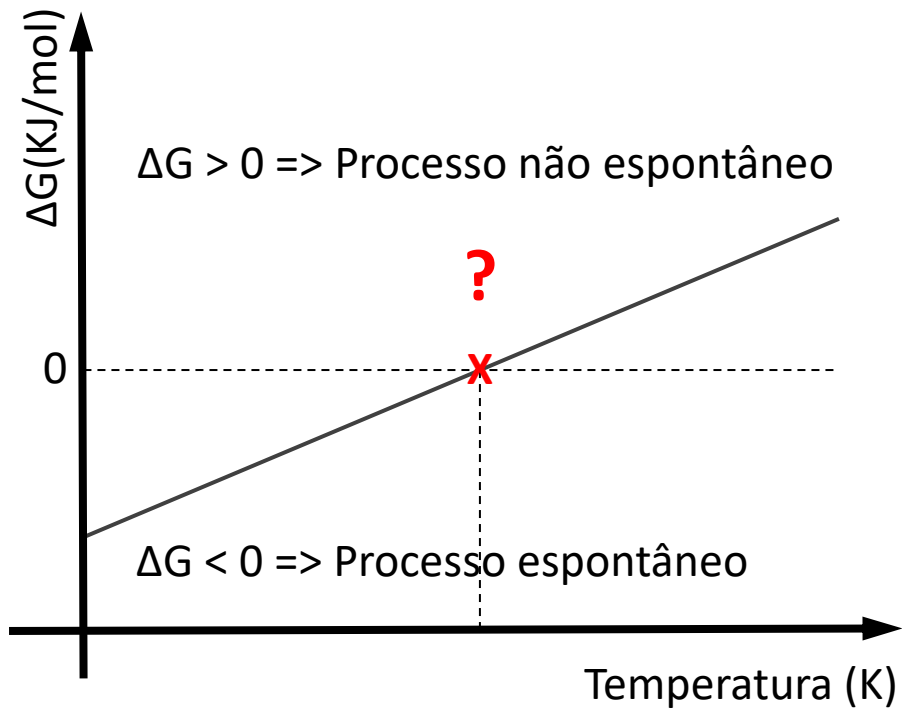
*impulso nervoso*

# Equilíbrio de Fase





# Breve explicação: Termodinâmica



**Pergunta:**

Considerando  $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$ , o gráfico ao lado descreve:

a)  $\Delta H > 0$  e  $\Delta S > 0$

**b)  $\Delta H < 0$  e  $\Delta S < 0$**

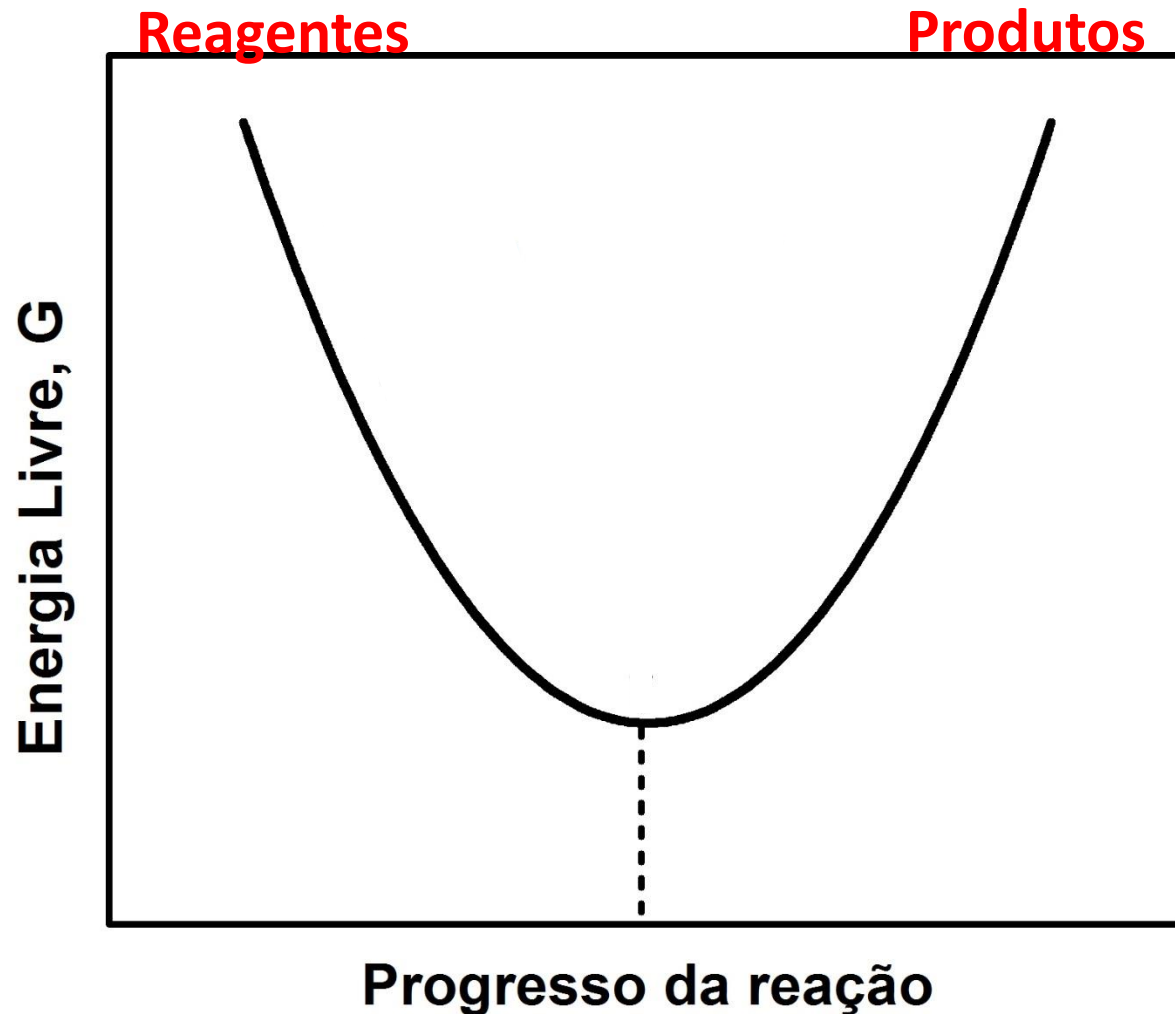
c)  $\Delta H < 0$  e  $\Delta S > 0$

d)  $\Delta H > 0$  e  $\Delta S < 0$

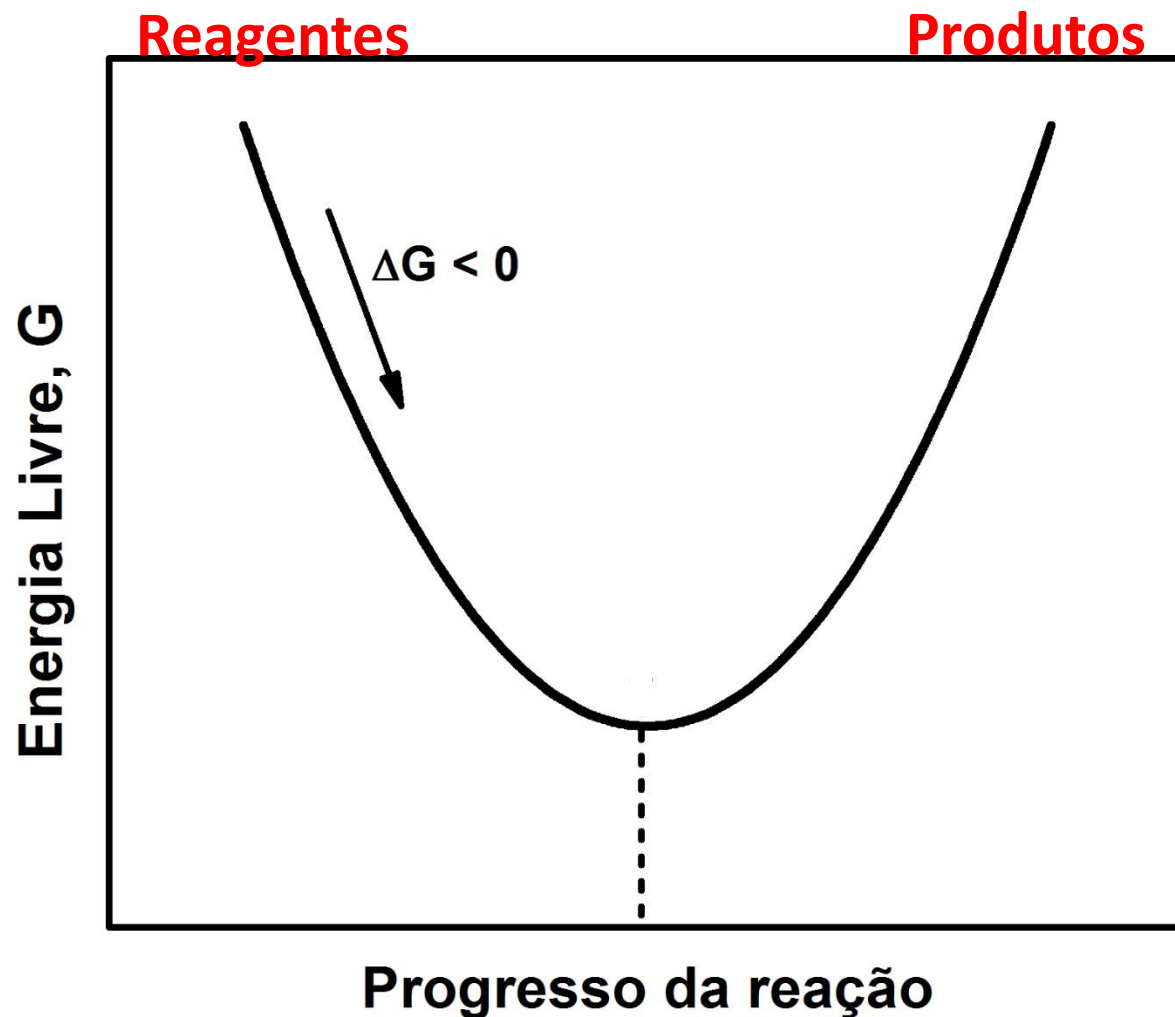
$$y = ax + b$$

$\Delta G \Rightarrow$  Energia livre de Gibbs, nos mostra a espontaneidade dos processos químicos

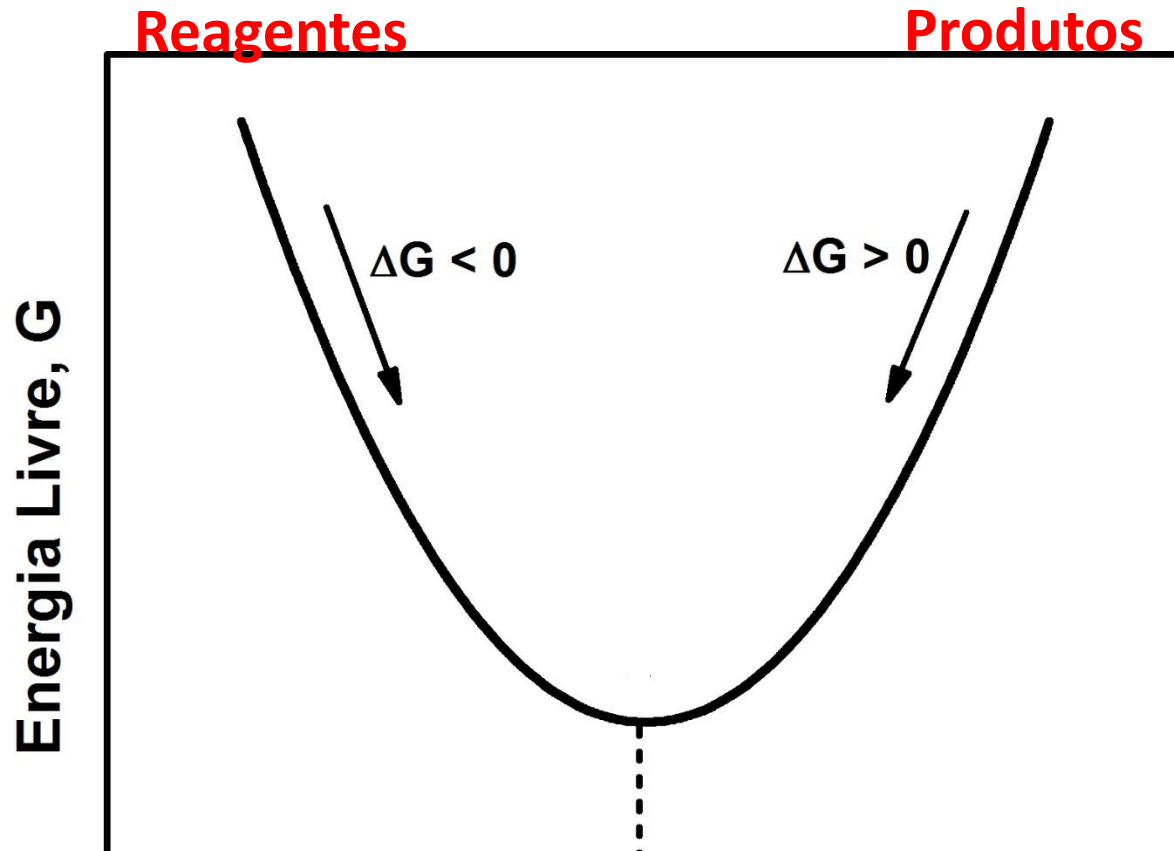
# Olhando de outra maneira...



# Olhando de outra maneira...



# Olhando de outra maneira...



$\Delta G$  muda conforme a composição de reagentes e produtos muda, no curso de uma reação química!

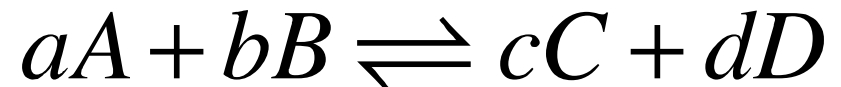
$$\Delta G = \Delta G^\circ + RT \ln Q$$

$$\Delta G = \Delta G^0 + RT \ln Q$$

$\Delta G$  = Energia livre da reação em uma determinada condição (fixa) das misturas;

$\Delta G^0$  = Diferença das energia livre molar dos produtos e reagentes em seus estados padrão.

Q = quociente de reação!



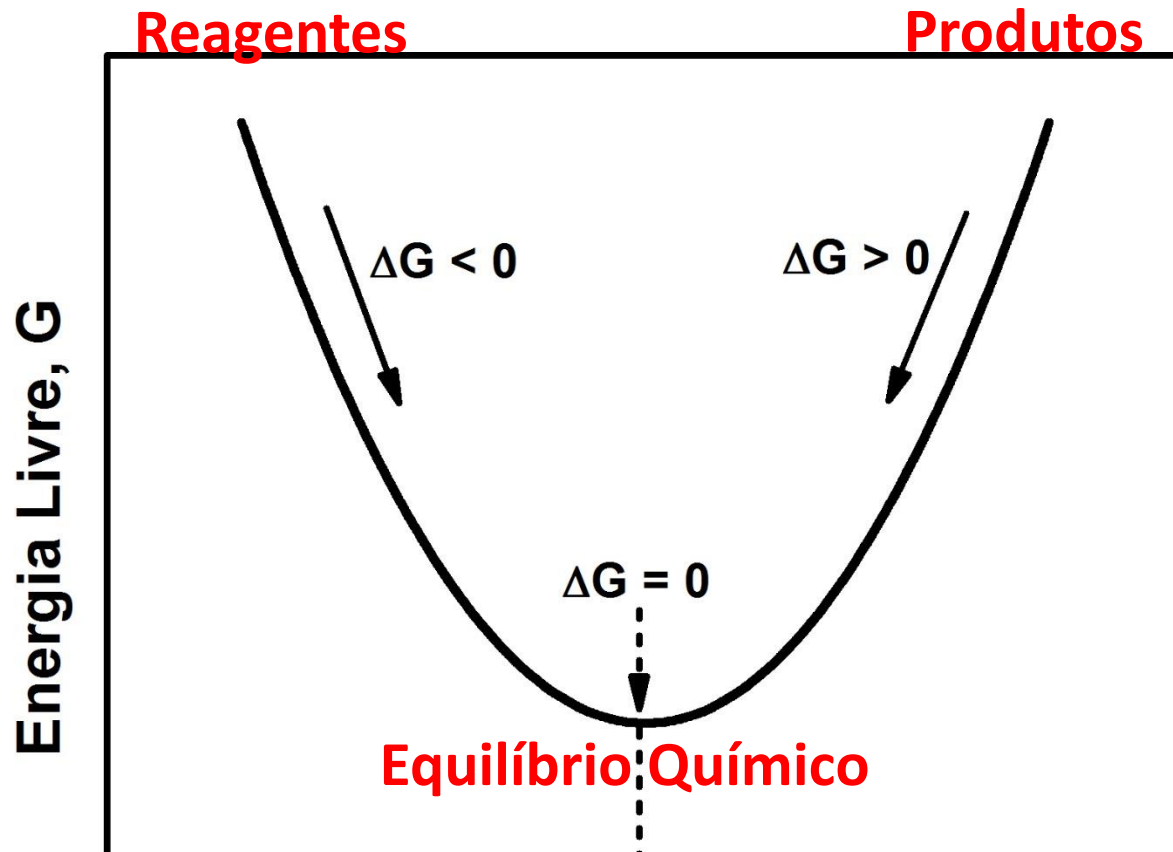
Em função das pressões parciais:

$$Q = \frac{(P_C)^c (P_D)^d}{(P_A)^a (P_B)^b}$$

Em função das concentrações:

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

# Olhando de outra maneira...



**Importante:** Pela termodinâmica, o equilíbrio químico ocorre quando o processo não é espontâneo para nenhuma das direções!

$$0 \swarrow \cancel{DG} = DG^0 + RT \ln Q$$

$$DG^0 = -RT \ln K_{eq}$$

$K_{eq}$  é o quociente da reação na condição de equilíbrio (ou seja, com as pressões parciais ou concentrações de reagentes e produto do equilíbrio)!

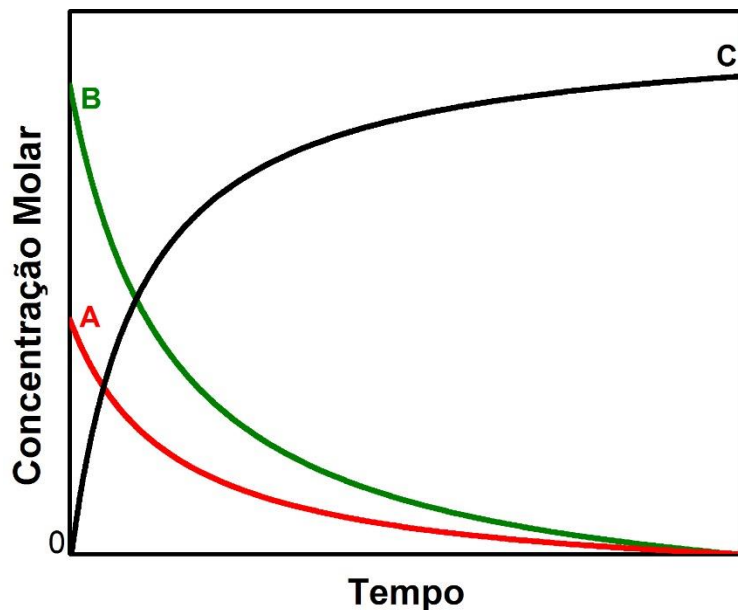
Em função das pressões parciais:

$$K_p = \frac{(P_C)^c (P_D)^d}{(P_A)^a (P_B)^b}$$

Em função das concentrações:

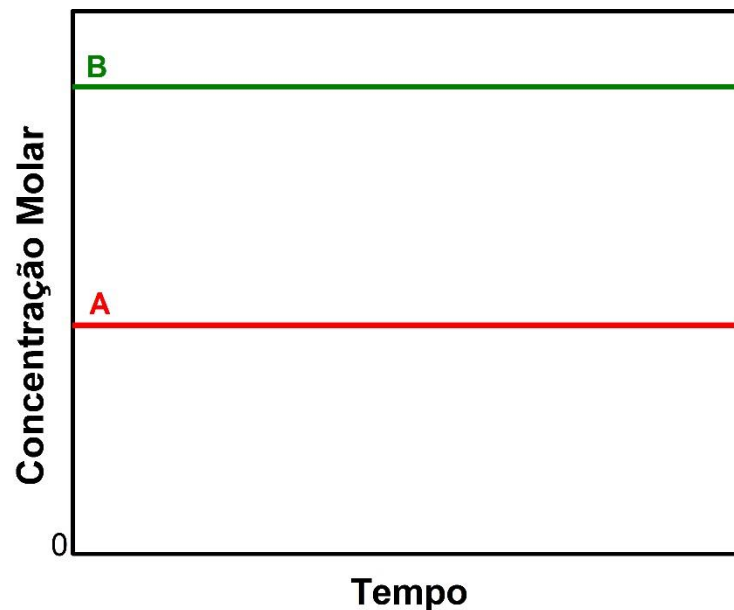
$$K_c = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$$

# Reação hipotética:



**Situação observada:**

- Consumo total dos reagentes A e B;
- Formação do Produto C;
- $\Delta G < 0$ .

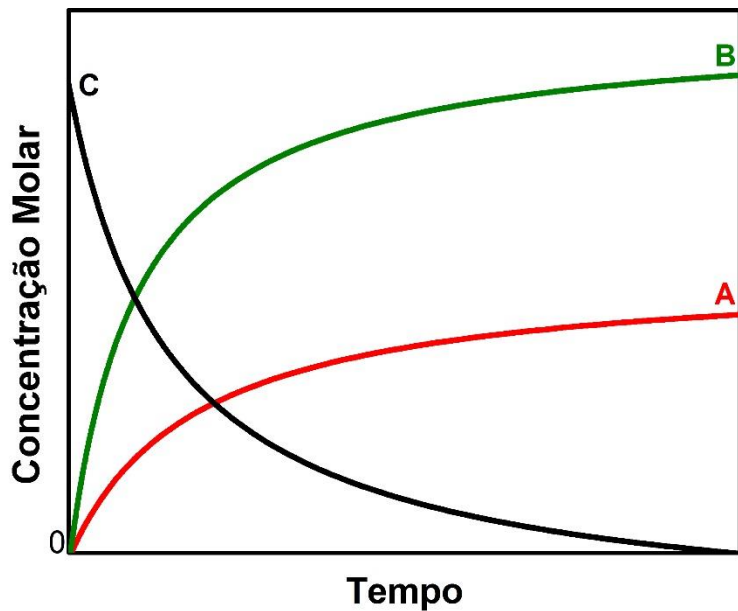


**Situação observada:**

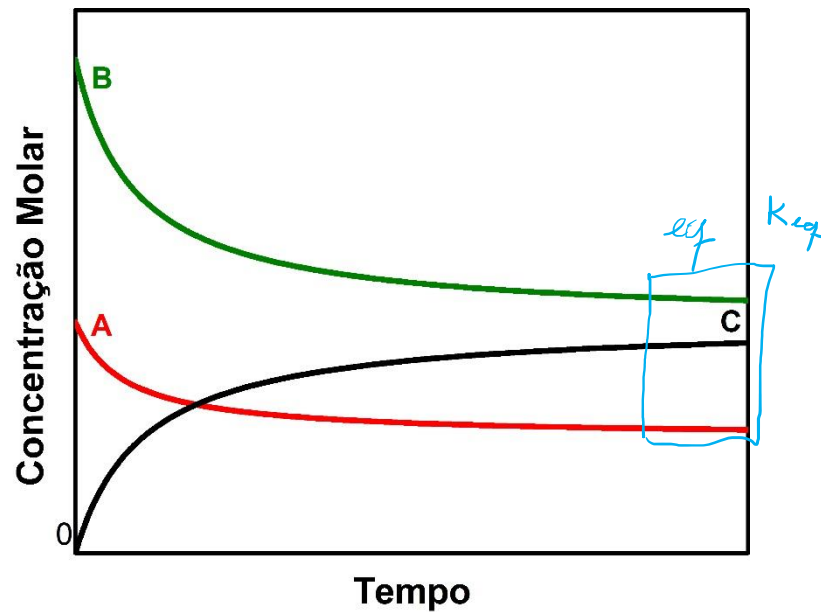
- Não houve consumo de A ou B;
- $\Delta G > 0$  ou a reação é muito lenta.



Reação hipotética:



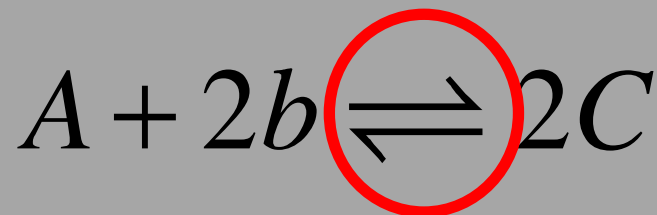
Q



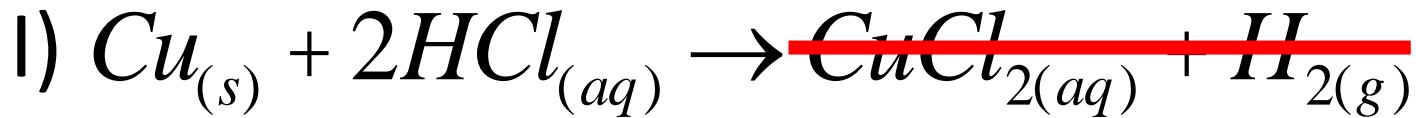
Reação inversa!



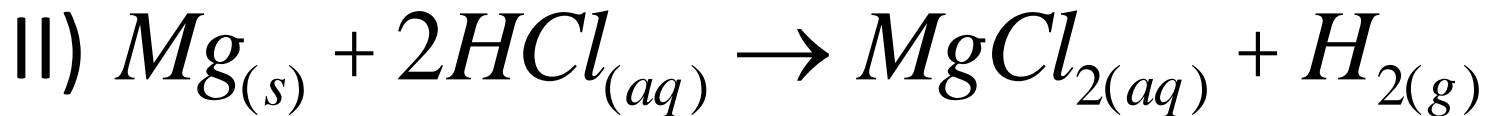
Reação em equilíbrio!



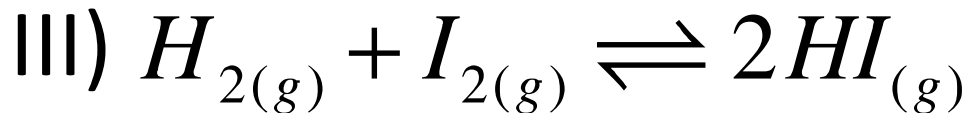
# Exemplos de reações



Não reage!!

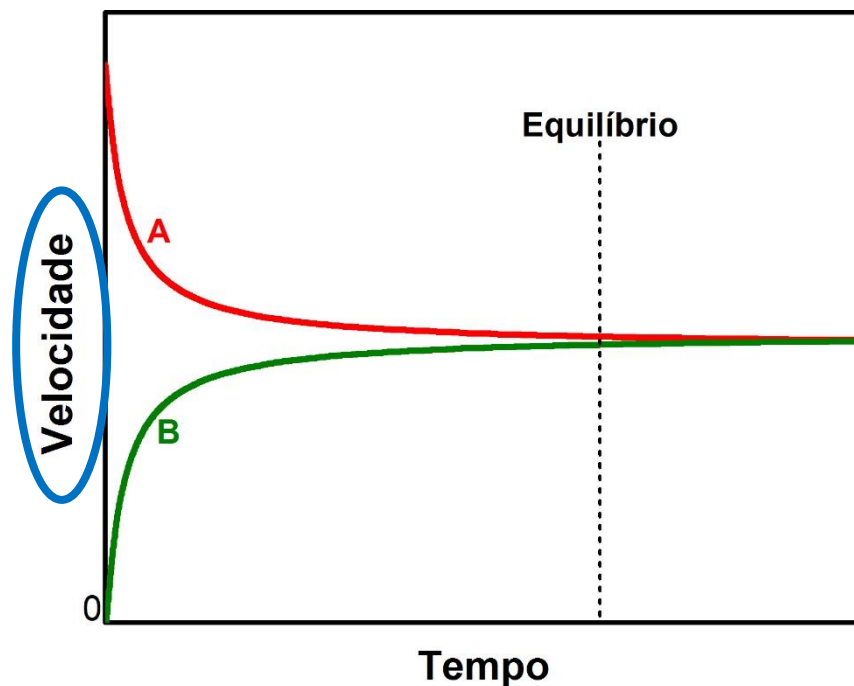
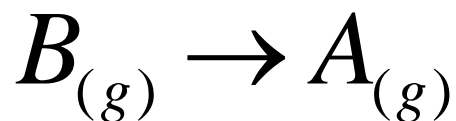
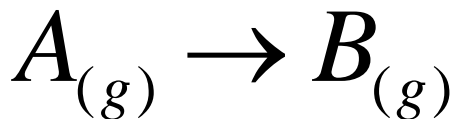
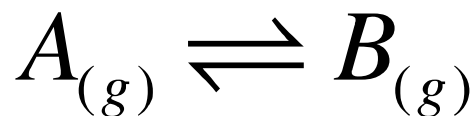


Reage completamente!!

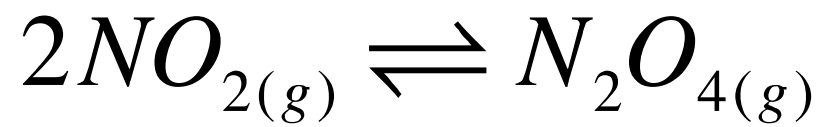


Reage parcialmente!!

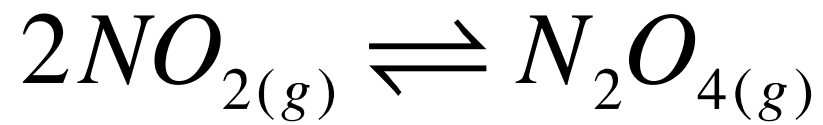
# Reação em equilíbrio



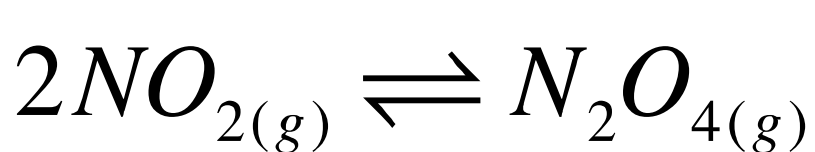
**Importante:** No equilíbrio, as quantidades dos reagentes e produtos não precisam ser as mesmas. As velocidades das reações direta e inversa é que devem ser iguais!



$$K_{eq} = ?$$



$$K_p = \frac{(P_{N_2O_4})}{(P_{NO_2})^2}$$

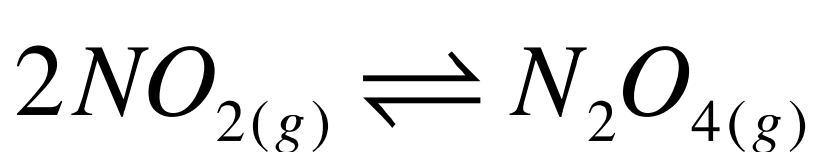


$$K_p = \frac{(P_{N_2O_4})}{(P_{NO_2})^2}$$

Experimento (T=373K)	P <sub>inicial</sub> N <sub>2</sub> O <sub>4</sub> (atm)	P <sub>inicial</sub> NO <sub>2</sub> (atm)	P <sub>equilíbrio</sub> N <sub>2</sub> O <sub>4</sub> (atm)	P <sub>equilíbrio</sub> NO <sub>2</sub> (atm)	K <sub>eq</sub>
<b>1</b>	0,0	0,612	0,0429	0,526	6,45

P<sub>inicial</sub> = Pressão Parcial inicial do componente (reagente ou produto);

P<sub>equilíbrio</sub> = Pressão Parcial do componente (reagente ou produto) no equilíbrio.

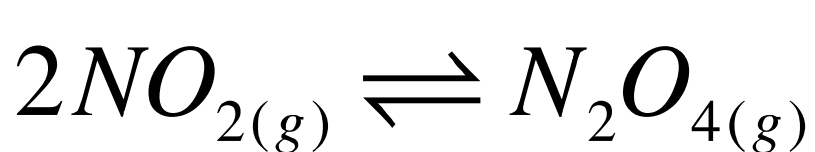


$$K_p = \frac{(P_{N_2O_4})}{(P_{NO_2})^2}$$

Experimento (T=373K)	P <sub>inicial</sub> N <sub>2</sub> O <sub>4</sub> (atm)	P <sub>inicial</sub> NO <sub>2</sub> (atm)	P <sub>equilíbrio</sub> N <sub>2</sub> O <sub>4</sub> (atm)	P <sub>equilíbrio</sub> NO <sub>2</sub> (atm)	K <sub>eq</sub>
<b>1</b>	0,0	0,612	0,0429	0,526	6,45
<b>2</b>	0,0	0,919	0,0857	0,744	6,46

P<sub>inicial</sub> = Pressão Parcial inicial do componente (reagente ou produto);

P<sub>equilíbrio</sub> = Pressão Parcial do componente (reagente ou produto) no equilíbrio.



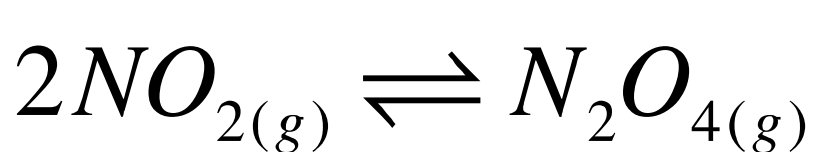
$$K_p = \frac{(P_{N_2O_4})}{(P_{NO_2})^2}$$

Experimento (T=373K)	P <sub>inicial</sub> N <sub>2</sub> O <sub>4</sub> (atm)	P <sub>inicial</sub> NO <sub>2</sub> (atm)	P <sub>equilíbrio</sub> N <sub>2</sub> O <sub>4</sub> (atm)	P <sub>equilíbrio</sub> NO <sub>2</sub> (atm)	K <sub>eq</sub>
<b>1</b>	0,0	0,612	0,0429	0,526	6,45
<b>2</b>	0,0	0,919	0,0857	0,744	6,46
<b>3</b>	0,0	1,22	0,138	0,944	6,46

P<sub>inicial</sub> = Pressão Parcial inicial do componente (reagente ou produto);

P<sub>equilíbrio</sub> = Pressão Parcial do componente (reagente ou produto) no equilíbrio.





$$K_p = \frac{(P_{N_2O_4})}{(P_{NO_2})^2}$$

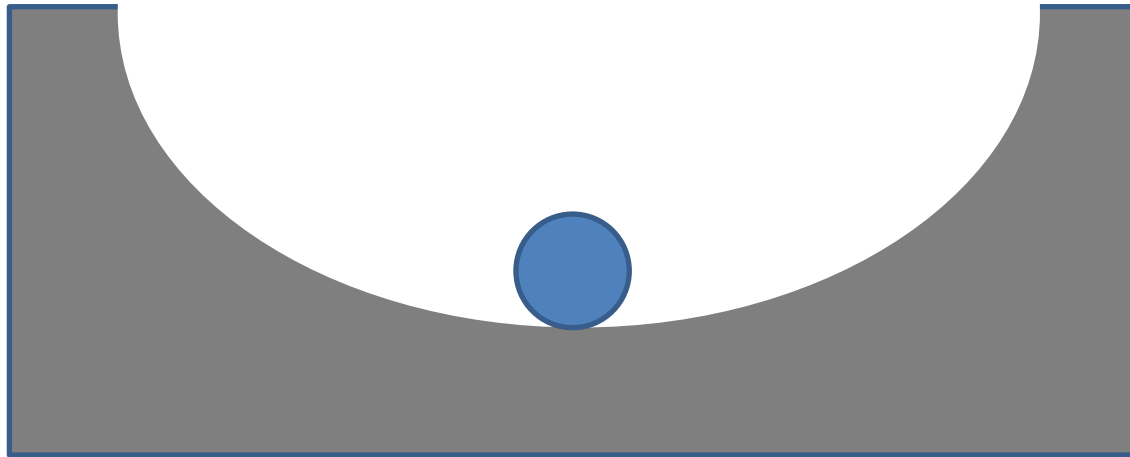
Experimento (T=373K)	P <sub>inicial</sub> N <sub>2</sub> O <sub>4</sub> (atm)	P <sub>inicial</sub> NO <sub>2</sub> (atm)	P <sub>equilíbrio</sub> N <sub>2</sub> O <sub>4</sub> (atm)	P <sub>equilíbrio</sub> NO <sub>2</sub> (atm)	K <sub>eq</sub>
<b>1</b>	0,0	0,612	0,0429	0,526	6,45
<b>2</b>	0,0	0,919	0,0857	0,744	6,46
<b>3</b>	0,0	1,22	0,138	0,944	6,46
<b>4</b>	0,612	0,0	0,138	0,944	6,46

Para reações em fase gasosa,  $K_p$  e  $K_c$  não necessariamente têm o mesmo valor. Usa-se a relação:

$$K_P = (RT)^{\Delta n} K_C$$

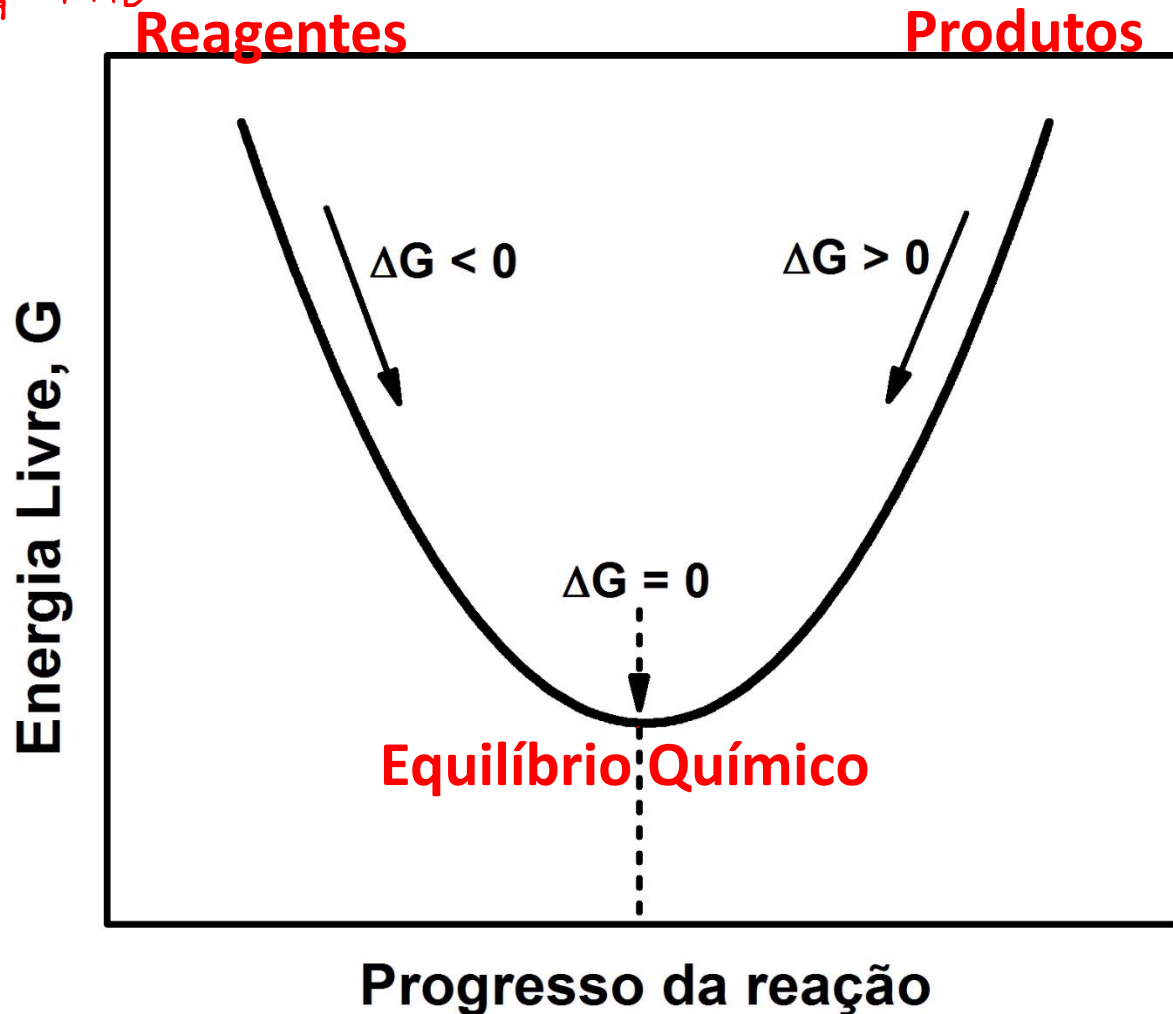
com  $\Delta n$  a variação no número de mols.

# Exemplos de equilíbrio

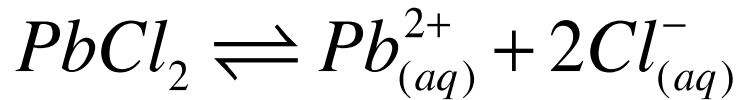


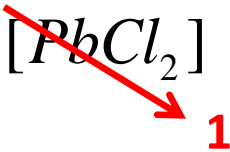
**No Equilíbrio**

# Pela termodinâmica...



# Equilíbrio heterogêneo

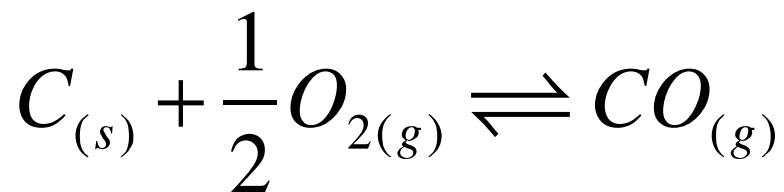


$$K_{eq} = \frac{[Pb^{2+}][Cl^{-}]^2}{[PbCl_2]}$$


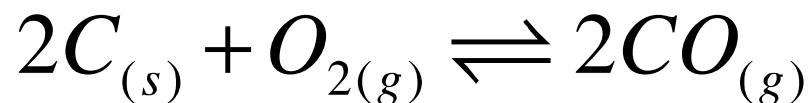
$$K_{eq} = P_{CO_2}$$

Espécies sólidas (ou líquidas, quando se está trabalhando com gases), assim como o solvente, apesar de entrarem na reação química, não entram no cálculo da constante de equilíbrio, pois sua atividade química vale 1.

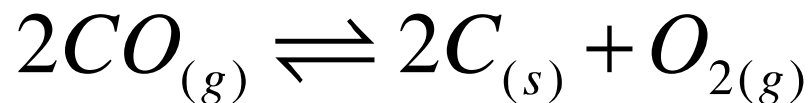
# Balanceamento das equações



$$K_1 = \frac{[CO]}{[O_2]^{1/2}} = 4,6 \cdot 10^{23}$$



$$K_2 = \frac{[CO]^2}{[O_2]} = 2,1 \cdot 10^{47}$$



$$K_3 = \frac{[O_2]}{[CO]^2}$$

# O significado de $K_{eq}$

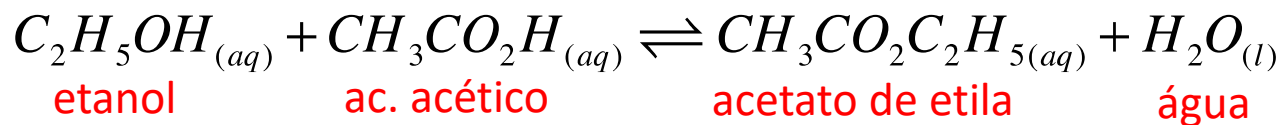


$K_{eq} \gg 1 \Rightarrow$  Maior quantidade de produtos (equilíbrio deslocado para a direita);

$K_{eq} \ll 1 \Rightarrow$  Maior quantidade de reagentes (equilíbrio deslocado para a esquerda);

$K_{eq} \approx 1 \Rightarrow$  Quantidade similar de reagentes e produtos.

**Exercício 1:** Uma solução aquosa de etanol e ácido acético, ambos com concentração de 0,810M, é aquecida a 100°C. Em equilíbrio, a concentração de ácido acético é de 0,748M. Calcule o K para a reação.



## Solução

A quantidade de ácido acético consumida é de  $0,810M - 0,748M = 0,062M$ , o mesmo para o etanol consumido e acetato de etila produzido:

Equação:	$C_2H_5OH$	+ $CH_3CO_2H$	$\rightleftharpoons CH_3CO_2C_2H_5 + H_2O$
Inicial (M)	0,810	0,810	0
Varição	-0,062		
Equilíbrio	0,748		

$$K = \frac{[CH_3CO_2C_2H_5]}{[C_2H_5OH][CH_3CO_2H]} = \frac{0,062}{(0,748)(0,748)} = 0,11$$

# Princípio de Le Chatelier

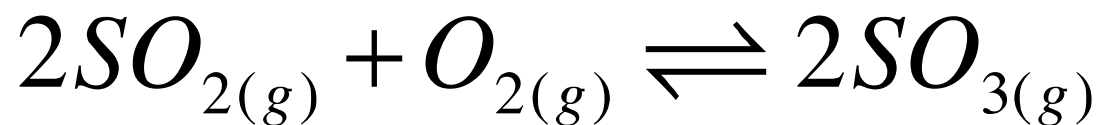
Se um sistema em equilíbrio é perturbado por uma alteração na concentração, temperatura ou pressão de um dos componentes, o sistema deslocará a sua posição de equilíbrio de forma a contrabalancear o efeito da perturbação.

Henry Louis Le Chatelier  
(1850-1936)  
Químico francês





# Efeito da concentração no equilíbrio



$$V = 10L$$

$$T = 1000K$$

No equilíbrio:

$$[SO_2] = 0,032 \text{ mol} / L$$

$$[O_2] = 0,016 \text{ mol} / L$$

$$[SO_3] = 0,068 \text{ mol} / L$$

$$K_{eq} = \frac{(0,068)^2}{(0,032)^2(0,016)} = 2,8 \cdot 10^2$$

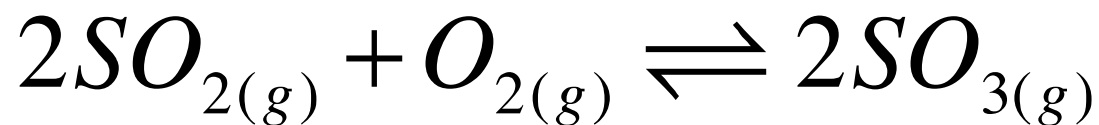
Perturbando o sistema:  
adicionar 1,0 mol de  $SO_3$

$$[SO_2] = 0,032 \text{ mol} / L$$

$$[O_2] = 0,016 \text{ mol} / L$$

$$[SO_3] = \underline{0,168 \text{ mol} / L}$$


# Efeito da concentração no equilíbrio



$$V = 10L$$

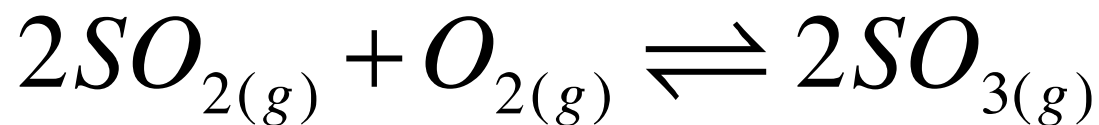
$$T = 1000K$$

+1mol  $SO_3$   $\rightarrow$  1,68mol  $\rightarrow$  0,168mol / L


$$Q = \frac{[SO_3]^2}{[SO_2]^2[O_2]} = \frac{(0,168)^2}{(0,032)^2(0,016)} = 1,7 \cdot 10^3$$

Quociente da reação logo após a adição do  $SO_3$ , e antes de atingir o equilíbrio!

# Efeito da concentração no equilíbrio



$$V = 10L$$

$$T = 1000K$$

**Após estabelecido o equilíbrio:**

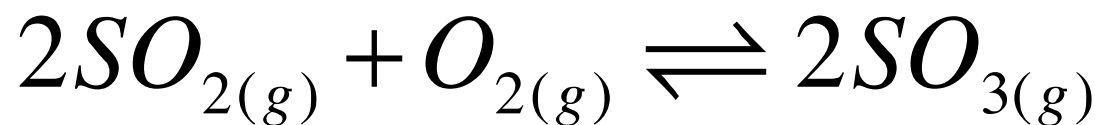
$$[SO_2] = 0,54 \text{ mol} / L$$

$$[SO_3] = 1,46 \text{ mol} / L$$

$$[O_2] = 0,27 \text{ mol} / L$$

$$Q = \frac{(0,146)^2}{(0,054)^2 (0,027)} = 2,8 \cdot 10^2$$

# Efeito da concentração no equilíbrio



$$V = 10L$$

$$T = 1000K$$

**Após estabelecido o equilíbrio:**

$$[SO_2] = 0,54 \text{ mol} / L$$

$$[SO_3] = 1,46 \text{ mol} / L$$

$[O_2]$ =	Magnitude relativa	Direção da reação
	$Q < K_{eq}$	Reagente $\rightarrow$ Produto
	$Q = K_{eq}$	Reação em equilíbrio
	$Q > K_{eq}$	Reagente $\leftarrow$ Produto

**A Constante de equilíbrio é a mesma da inicial, independente da perturbação causada pela variação da concentração.**

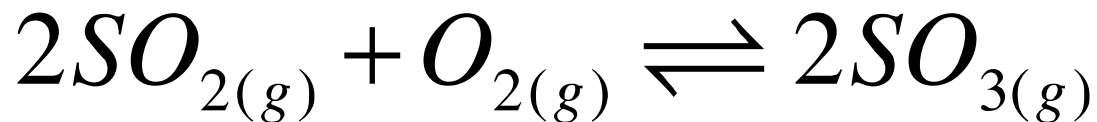
# Efeito do volume e pressão no equilíbrio

Caso 1) Colocar mais reagente ou produto no sistema: consiste na mudança de concentração;

Caso 2) Adicionar um gás inerte ao sistema: não altera o equilíbrio;

Caso 3) Reduzir o volume do recipiente: consiste na variação da concentração.

# Efeito da temperatura no equilíbrio



$$T = 1000K \quad K_{eq} = \frac{(0,068)^2}{(0,032)^2(0,016)} = 2,8 \cdot 10^2$$

$$T = 852K \quad [SO_2] = 3,61 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L} \quad [SO_3] = 1,01 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$$
$$[O_2] = 6,11 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$$

$$K_{eq} = \frac{[SO_3]^2}{[SO_2]^2[O_2]} = \frac{(1,01 \cdot 10^{-2})^2}{(3,61 \cdot 10^{-3})^2(6,11 \cdot 10^{-4})} = 1,28 \cdot 10^4$$

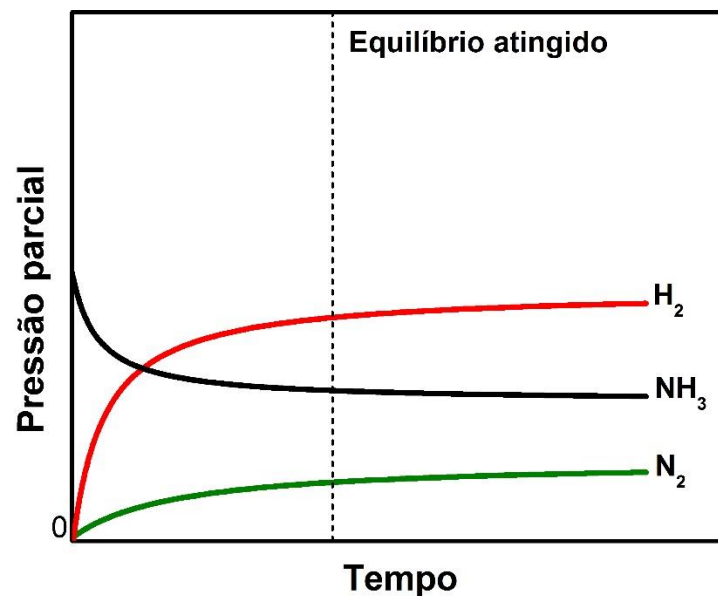
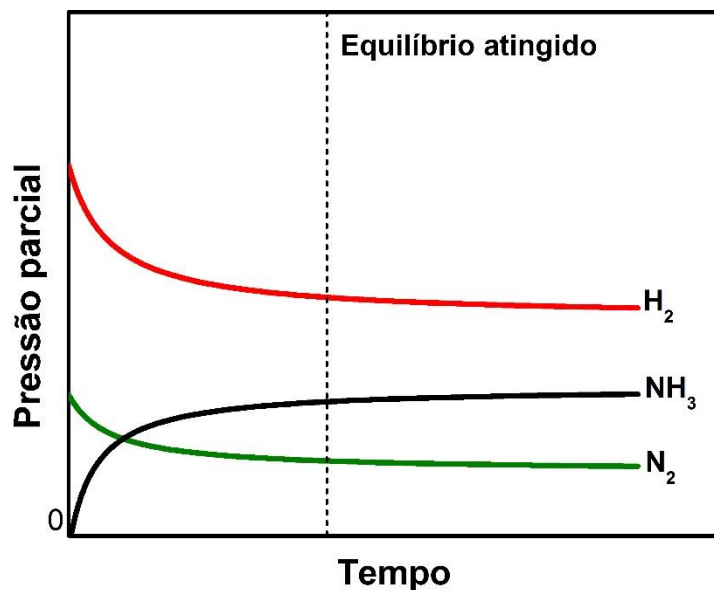
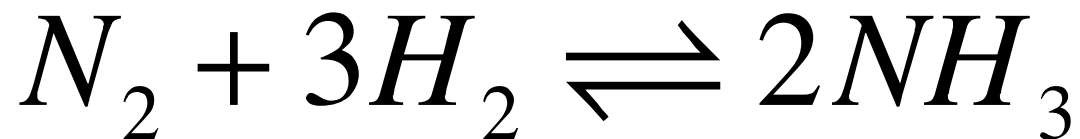
A constante de equilíbrio é uma variável termodinâmica que depende da temperatura.

# Efeito da temperatura no equilíbrio

Se  $K_{eq}$  aumenta com a temperatura e o processo é endotérmico, favorece o produto.

Se  $K_{eq}$  diminui com a temperatura e o processo é exotérmico, favorece o reagente.

$$DG^0 = -RT \ln K_{eq} \qquad K_{eq} = e^{-\frac{DG^0}{RT}}$$



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

Processo de Haber  
para síntese de  $NH_3$   
Fritz Haber – Nobel  
de Química 1918.



# Resumo das perturbações em um sistema

Perturbação	Varição à Medida que a Mistura Retorna ao Equilíbrio	Efeito sobre o Equilíbrio	Efeito sobre $K$
<i>Reações que envolvem sólidos, líquidos ou gases</i>			
Aumento da temperatura	Energia térmica é consumida pelo sistema	Deslocamento na direção endotérmica	Varia
Queda da temperatura	Energia térmica é gerada pelo sistema	Deslocamento na direção exotérmica	Varia
Adição de reagente*	Parte do reagente adicionado é consumida	Aumenta a concentração de produto	Não varia
Adição de produto*	Parte do produto adicionado é consumida	Aumenta a concentração de reagente	Não varia
<i>Reações que envolvem gases</i>			
Diminuição de volume, aumento da pressão	Diminuição da pressão	Varição da composição para diminuir o número total de moléculas	Não varia
Aumento de volume, diminuição da pressão	Aumento da pressão	Varição da composição para aumentar o número total de moléculas	Não varia
* Não se aplica quando se adiciona um reagente líquido puro ou um sólido insolúvel. Lembre-se de que suas “concentrações” não aparecem no quociente de reação.			

**Exercício 2:** Considerando a reação abaixo, cuja constante  $K=55,64$  para  $425^{\circ}\text{C}$ ,  $1,00$  mol de  $\text{H}_2$  e  $1,00$  mol de  $\text{I}_2$  foram postos para reagir em um frasco de  $0,50$  L. Quais as concentrações de  $\text{H}_2$ ,  $\text{I}_2$  e  $\text{HI}$  no equilíbrio?



## Solução

Equação:	$\text{H}_2(\text{g})$	+ $\text{I}_2(\text{g})$	$\rightleftharpoons$ $2 \text{HI}(\text{g})$
Inicial (M)	$1,00\text{mol} / 0,5\text{L}$ $= 2,00\text{M}$	$1,00\text{mol} / 0,5\text{L}$ $= 2,00\text{M}$	0
Variação	-x	-x	+2x
Equilíbrio	$2,00 - x$	$2,00 - x$	$2x$

$$55,64 = \frac{(2x)^2}{(2,00 - x)(2,00 - x)} = \frac{(2x)^2}{(2,00 - x)^2}$$

$$\sqrt{K} = 7,459 = \frac{2x}{2,00 - x}$$

$$7,459(2,00 - x) = 14,9 - 7,459x = 2x$$

$$14,9 = 9,459x$$

$$x = 1,58$$



$$[\text{H}_2] = [\text{I}_2] = 2,00 - x = 0,42\text{M}$$

$$[\text{HI}] = 2x = 3,16\text{M}$$

**Exercício 2:** Considerando a reação abaixo, cuja constante  $K=55,64$  para  $425^\circ\text{C}$ ,  $1,00$  mol de  $\text{H}_2$  e  $1,00$  mol de  $\text{I}_2$  foram postos para reagir em um frasco de  $0,50$  L. Quais as concentrações de  $\text{H}_2$ ,  $\text{I}_2$  e  $\text{HI}$  no equilíbrio?



## Solução

Equação:	$\text{H}_2(\text{g})$	+ $\text{I}_2(\text{g})$	$\rightleftharpoons$ $2 \text{HI}(\text{g})$
Inicial (M)	$1,00\text{mol} / 0,5\text{L}$ $= 2,00\text{M}$	$1,00\text{mol} / 0,5\text{L}$ $= 2,00\text{M}$	0
Variação	-x	-x	+2x
Equilíbrio	$2,00 - x$	$2,00 - x$	2x

$$55,64 = \frac{(2x)^2}{(2,00 - x)(2,00 - x)} = \frac{(2x)^2}{(2,00 - x)^2}$$

$$\sqrt{K} = 7,459 = \frac{2x}{2,00 - x}$$

$$7,459(2,00 - x) = 14,9 - 7,459x = 2x$$

$$14,9 = 9,459x$$

$$x = 1,58$$



$$[\text{H}_2] = [\text{I}_2] = 2,00 - x = 0,42\text{M}$$

$$[\text{HI}] = 2x = 3,16\text{M}$$

# Principais tipos de equilíbrio

- Equilíbrio reagente – produto ( $K_c$  ou  $K_p$ );
- Equilíbrio ácido-base ( $K_w$ ,  $K_a$  e  $K_b$ );
- Equilíbrio de solubilidade ( $K_{ps}$ );
- Equilíbrio de fase (sólido, líquido, gás)