

CCM0114 – Química I

Aspectos gerais do Equilíbrio Químico

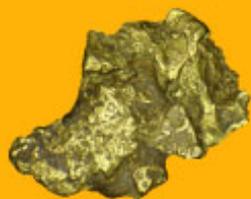
Transformações químicas

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 Cl₂ (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 Cl₂ (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 H₂O 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:
 - CO_2 : Massa de oxigênio que se combina com 1g de C = 2,67g
 - 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 CCl_2F_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 CCl_2F_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 CClF_3 ou CCl_3F ?

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

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

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

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



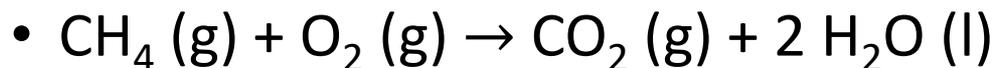
Reações químicas

Reações em fase aquosa,
componentes da reação

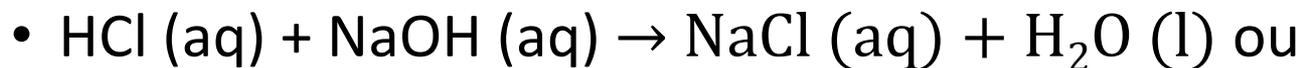
Reações que “chegam ao fim”...

- Exemplos:

- Combustão:



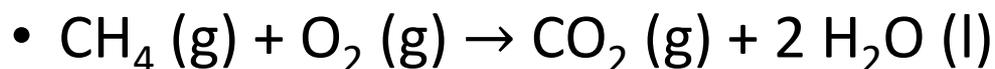
- Neutralização:



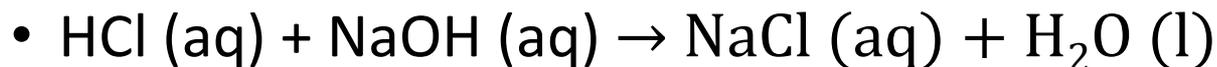
Reações que “chegam ao fim”...

- Exemplos:

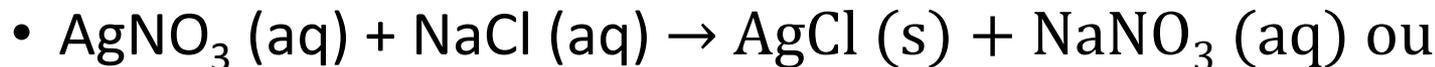
- Combustão:



- Neutralização:



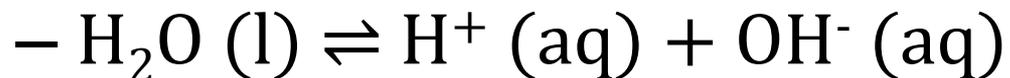
- Precipitação:



Mas muitas vezes elas não chegam ao fim...

Estado de equilíbrio químico

- Exemplos:

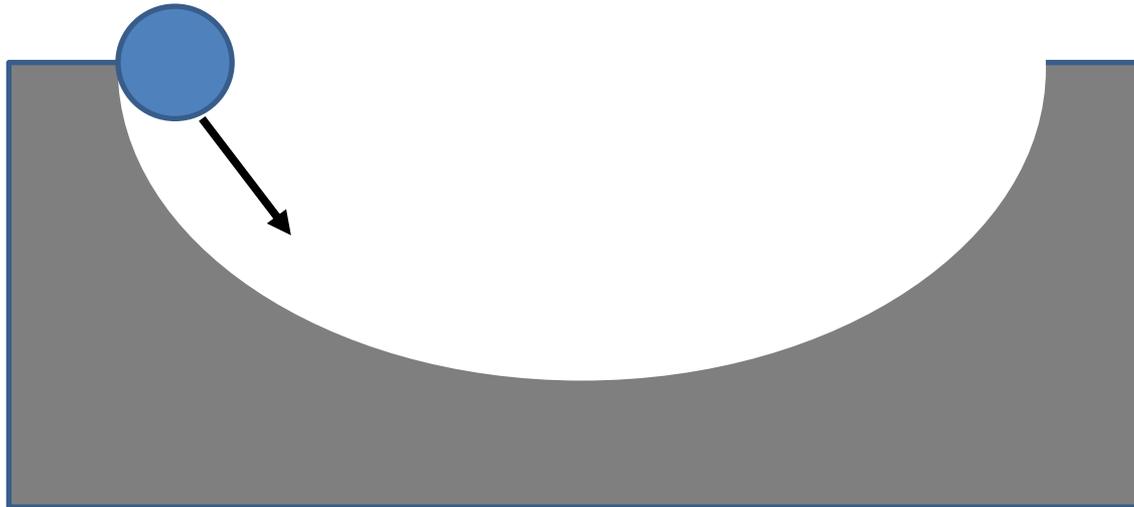


Equilíbrio Químico

Principais conceitos, definições

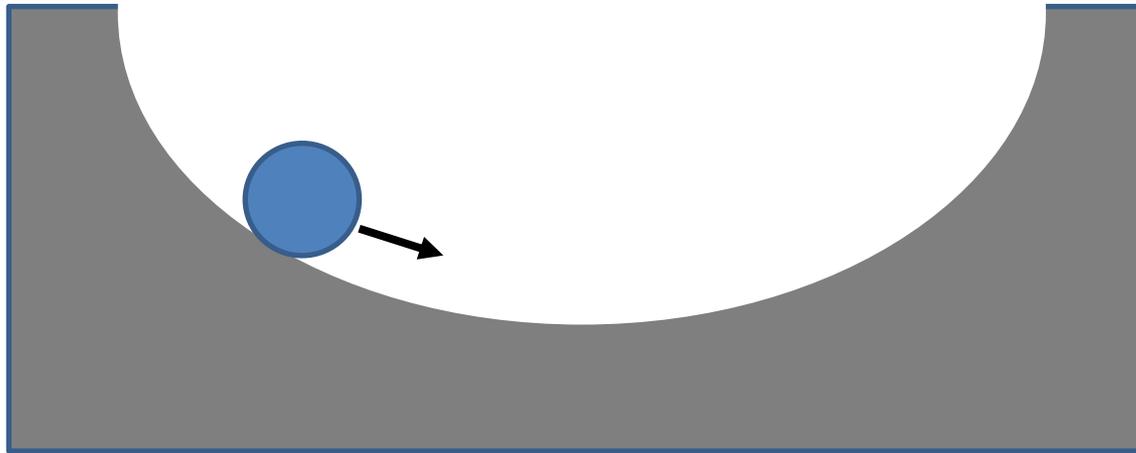
Exemplos de equilíbrio

Objeto esférico em movimento



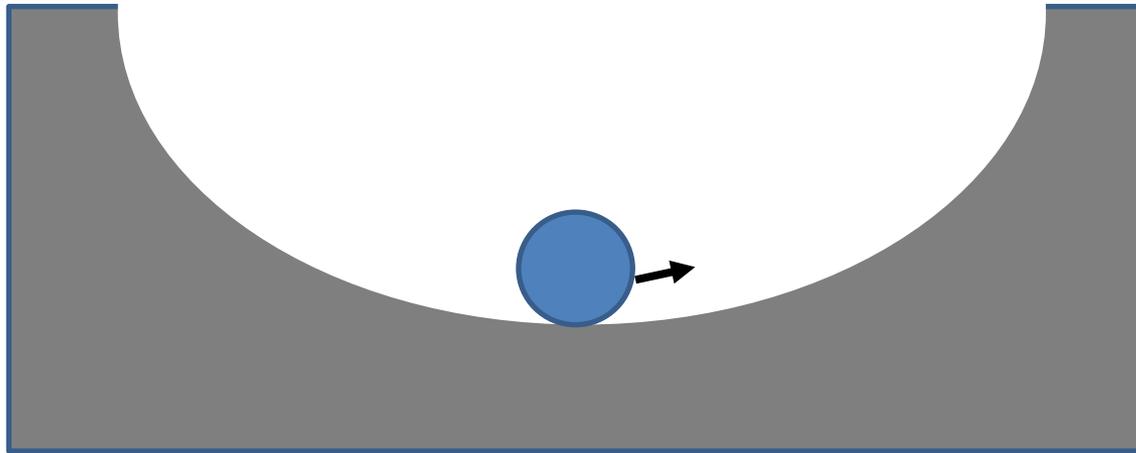
Fora do Equilíbrio

Exemplos de equilíbrio



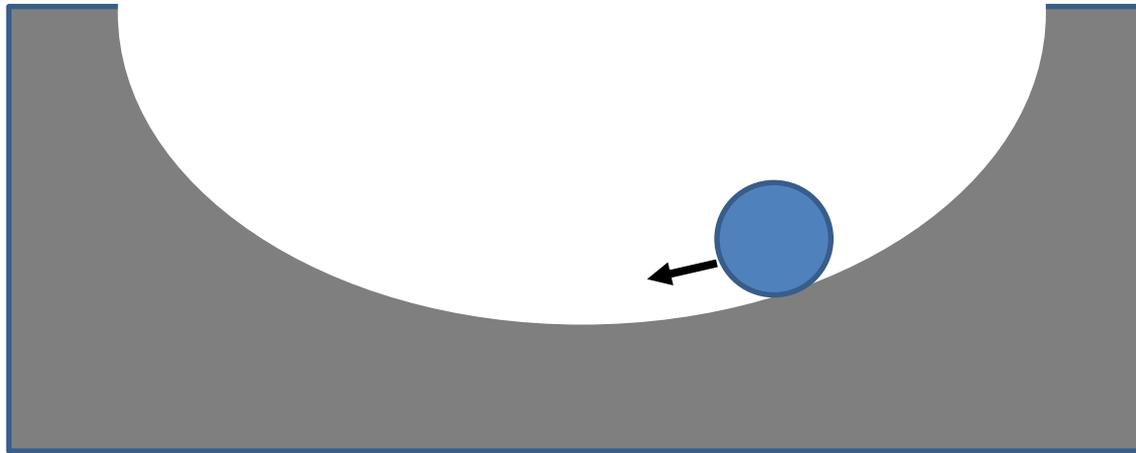
Fora do Equilíbrio

Exemplos de equilíbrio



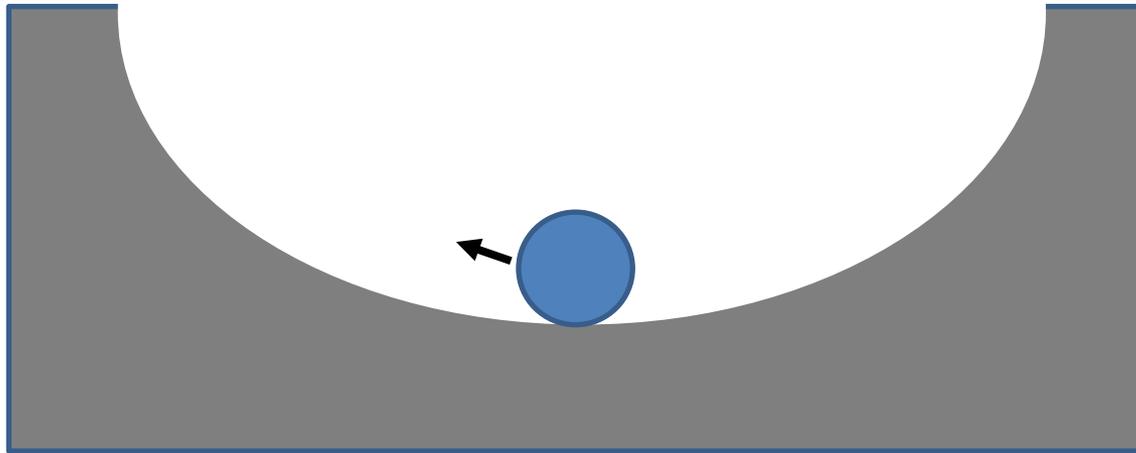
Fora do Equilíbrio

Exemplos de equilíbrio



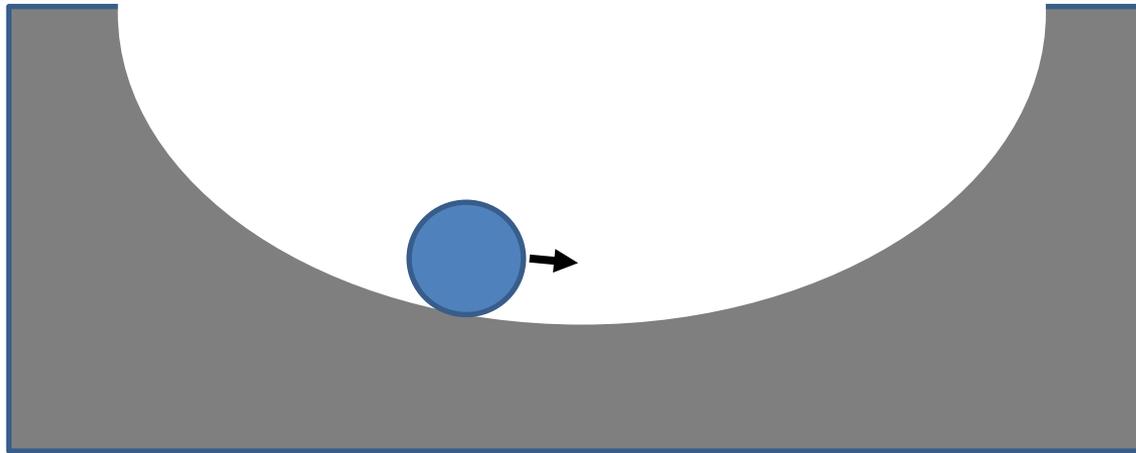
Fora do Equilíbrio

Exemplos de equilíbrio



Fora do Equilíbrio

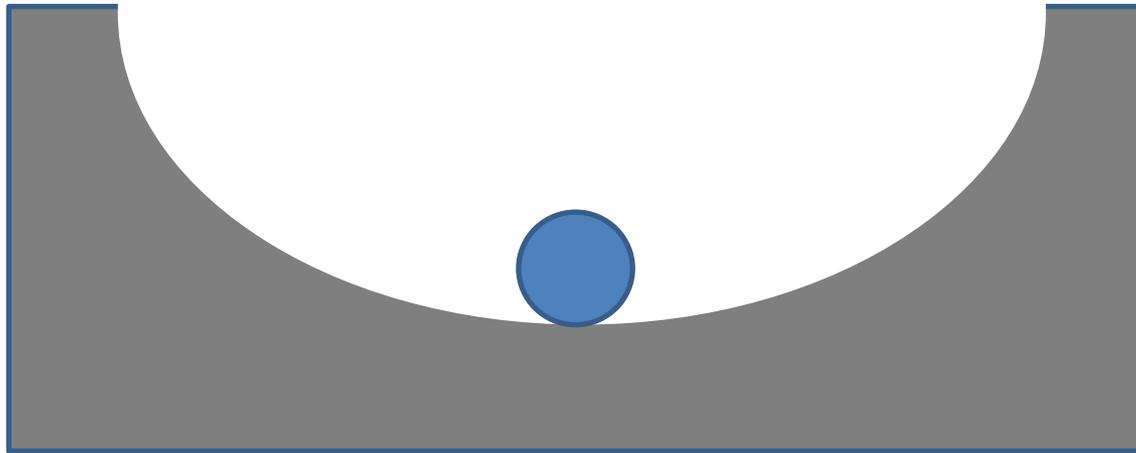
Exemplos de equilíbrio



Fora do Equilíbrio

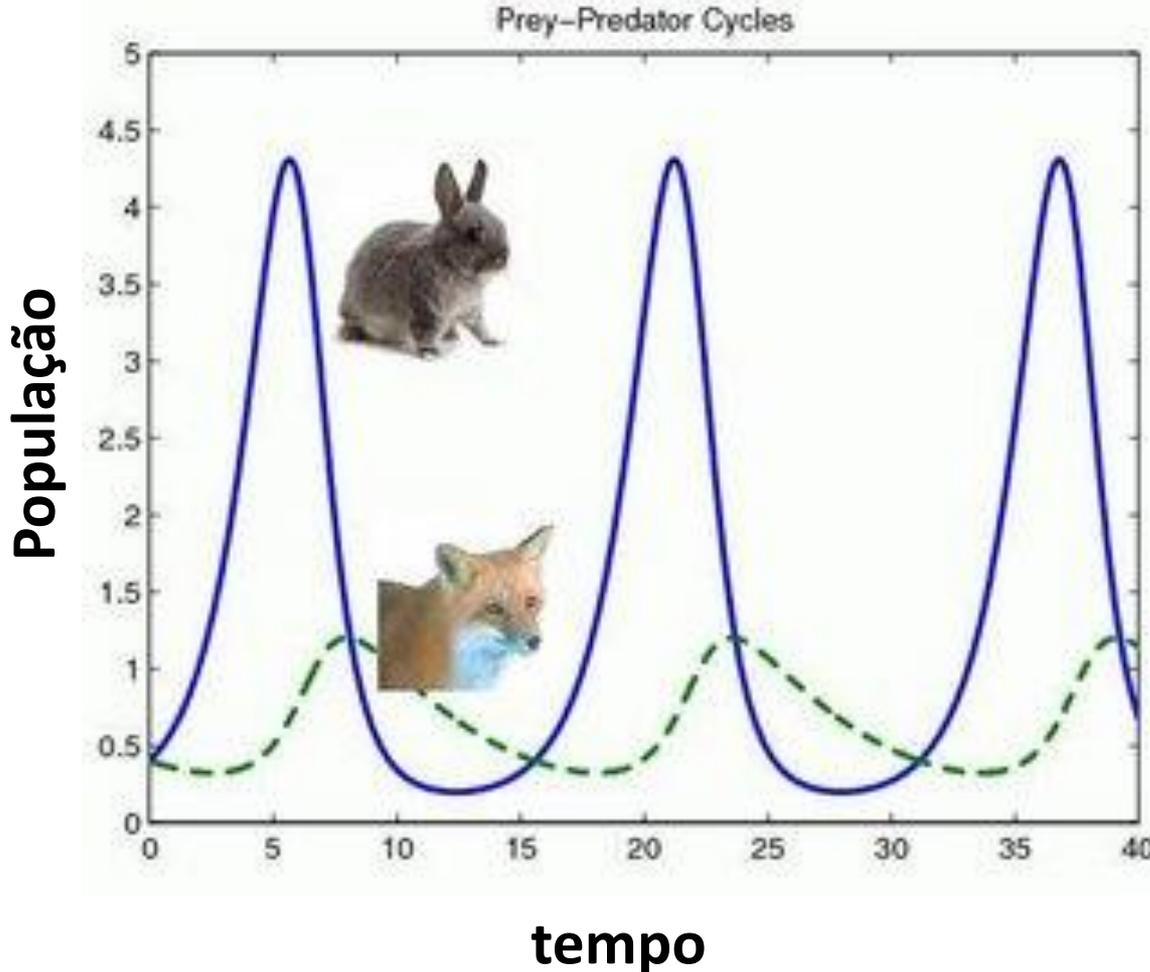
Exemplos de equilíbrio

Equilíbrio estático



No Equilíbrio

Exemplos de equilíbrio

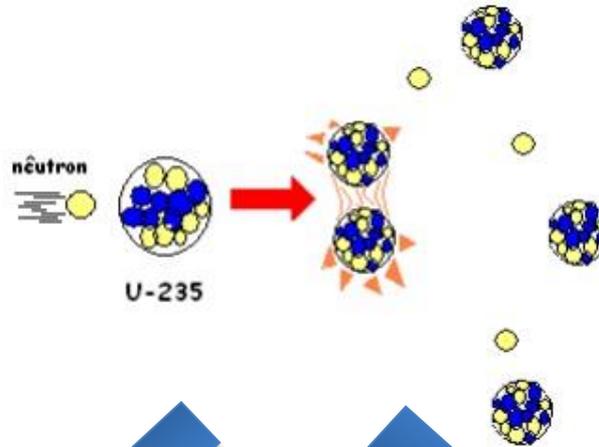


Sistema ecológico simples: Predador-Presa

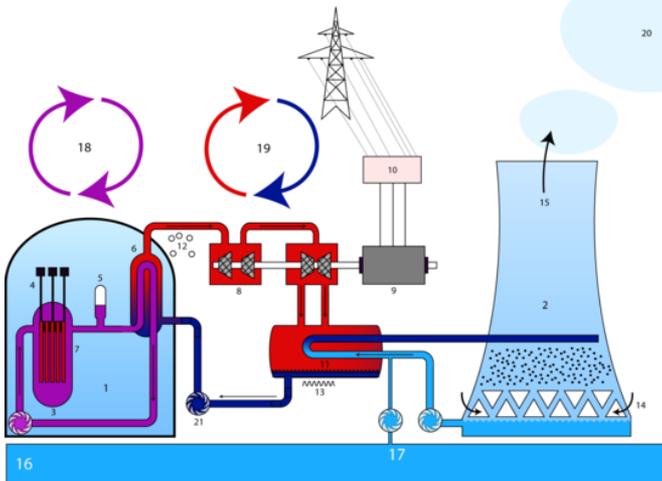
Equilíbrio dinâmico

Exemplos de equilíbrio

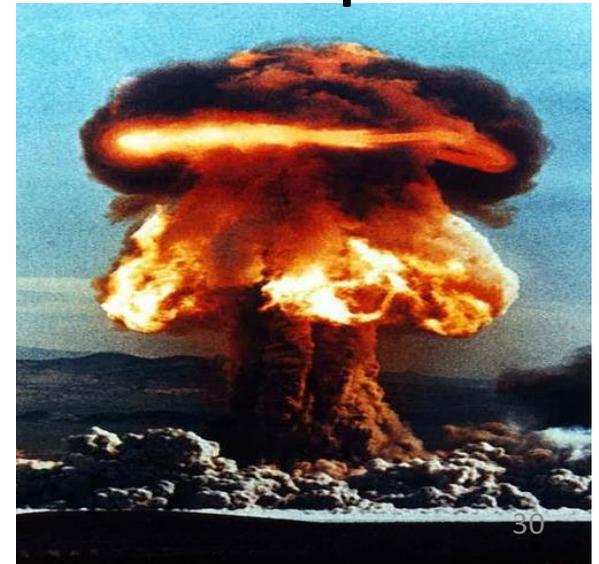
Reações nucleares



Equilíbrio

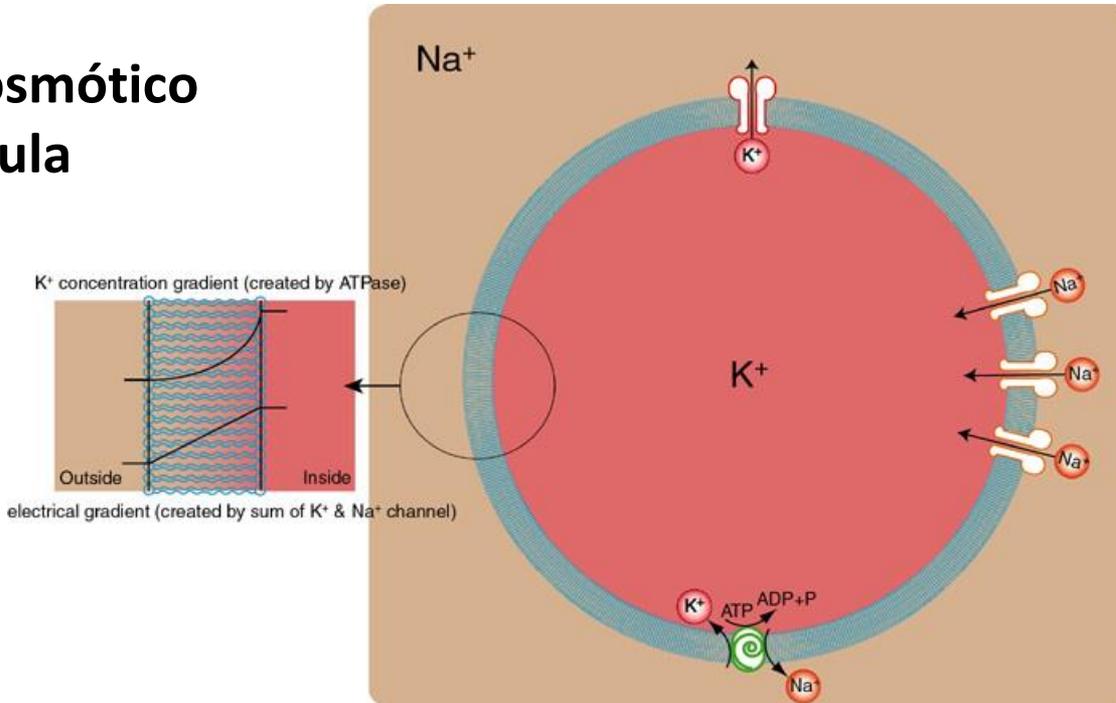


Desequilíbrio



Exemplos de equilíbrio

Equilíbrio osmótico da célula

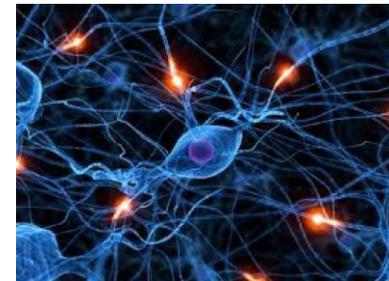


Equilíbrio



morte celular

Desequilíbrio

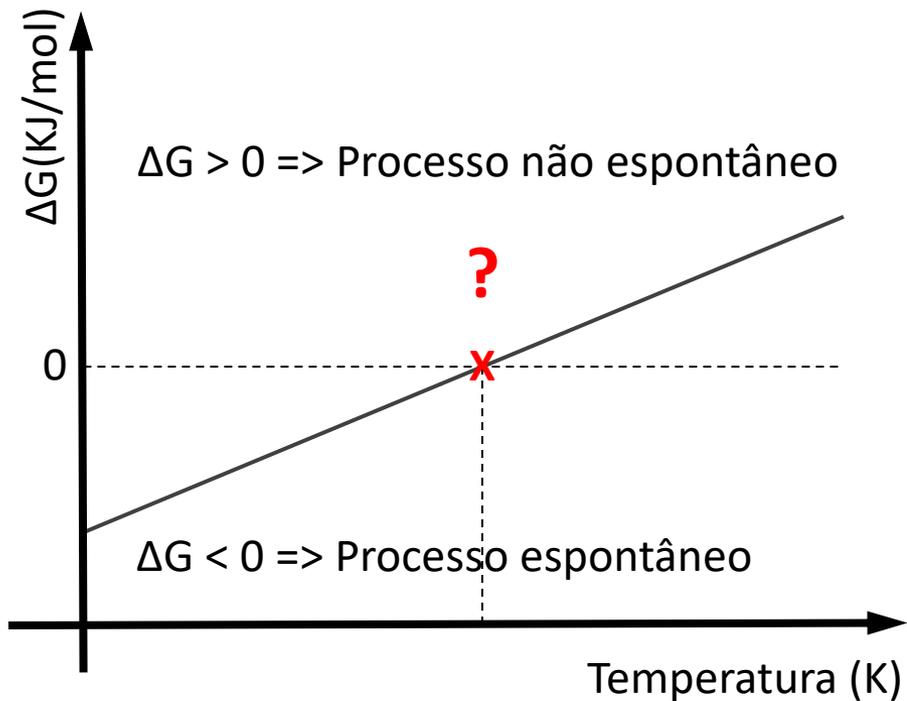


impulso nervoso

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 $\Delta S < 0$

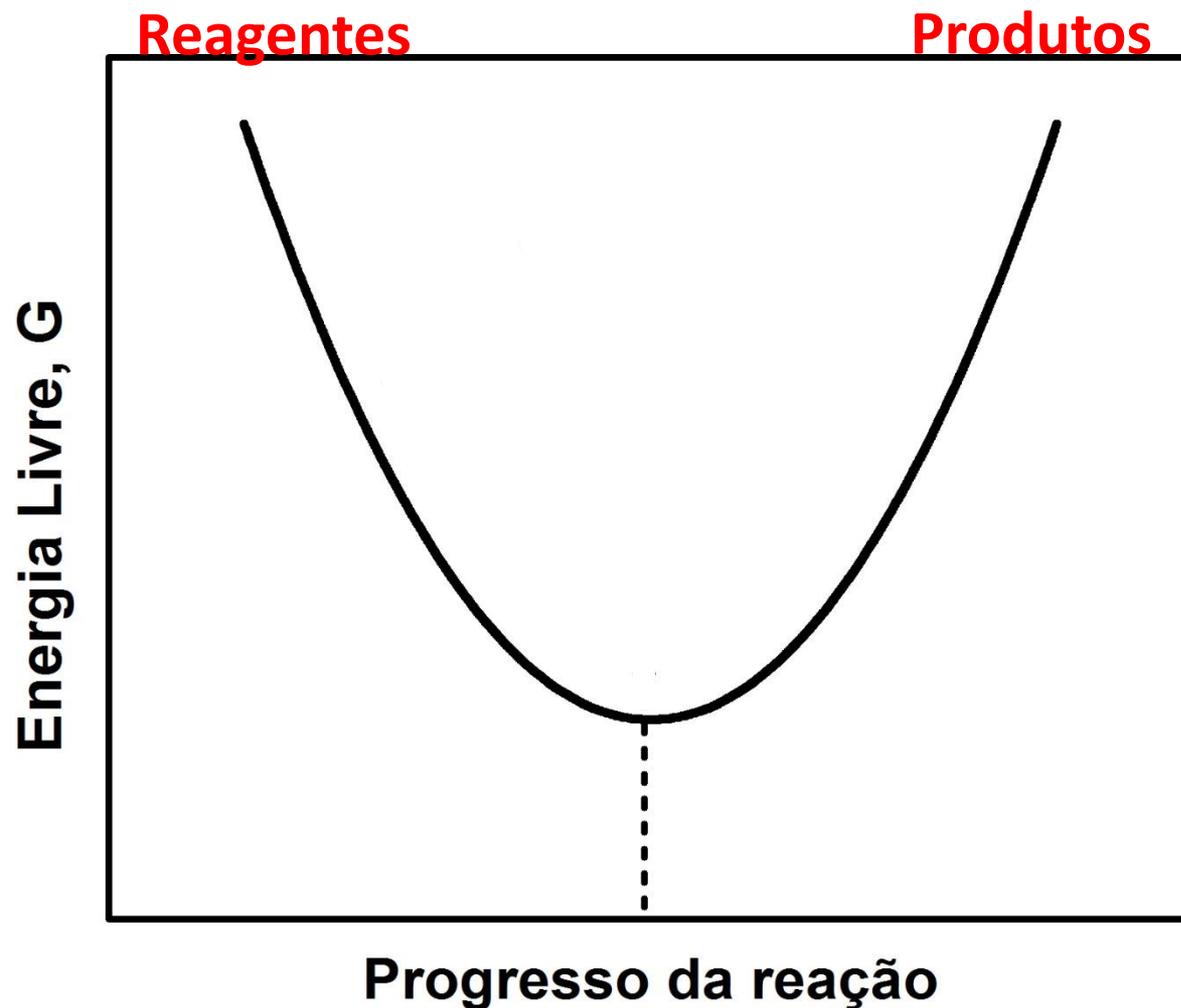
c) $\Delta H < 0$ e $\Delta S > 0$

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

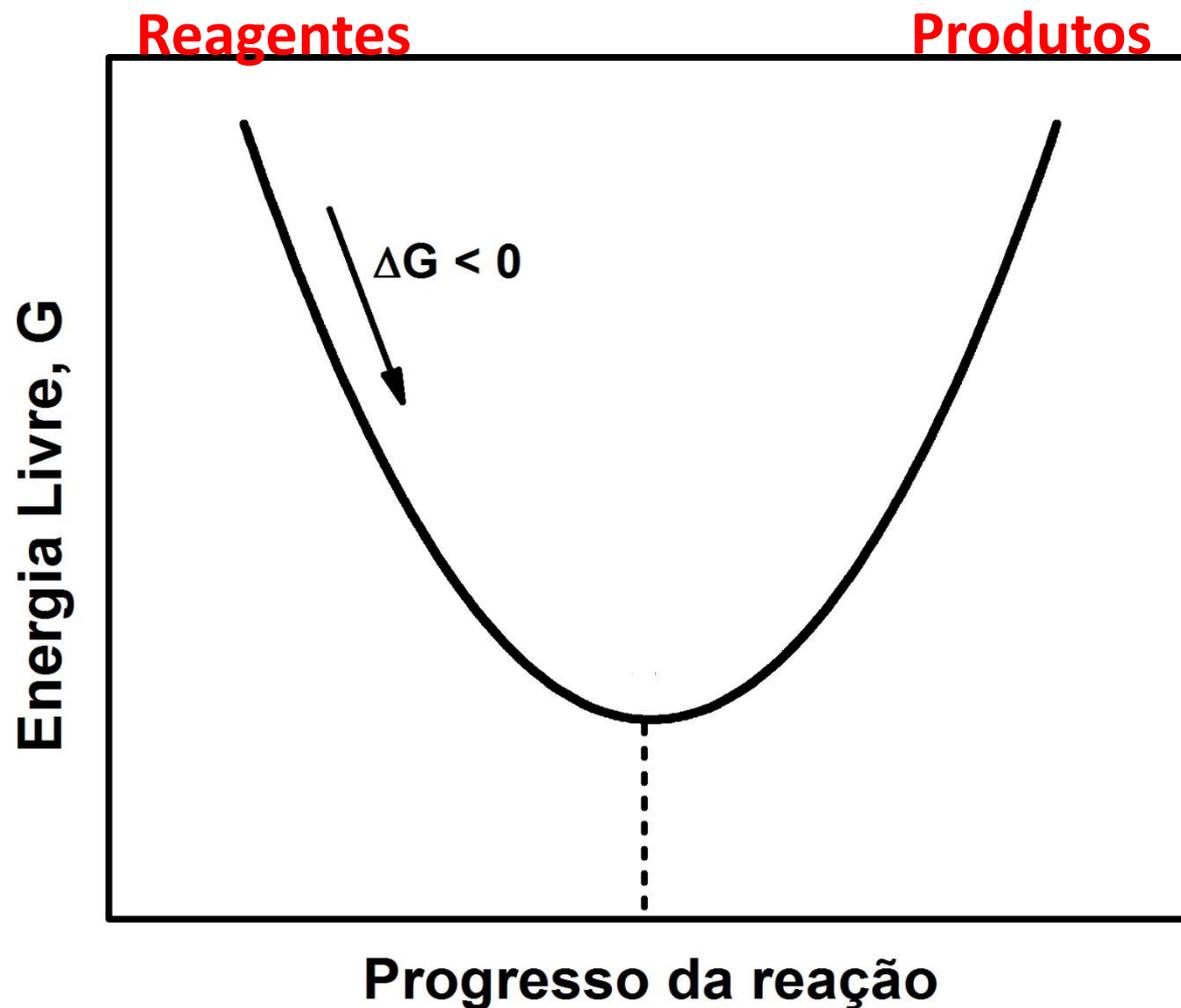
$$y = ax + b$$

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

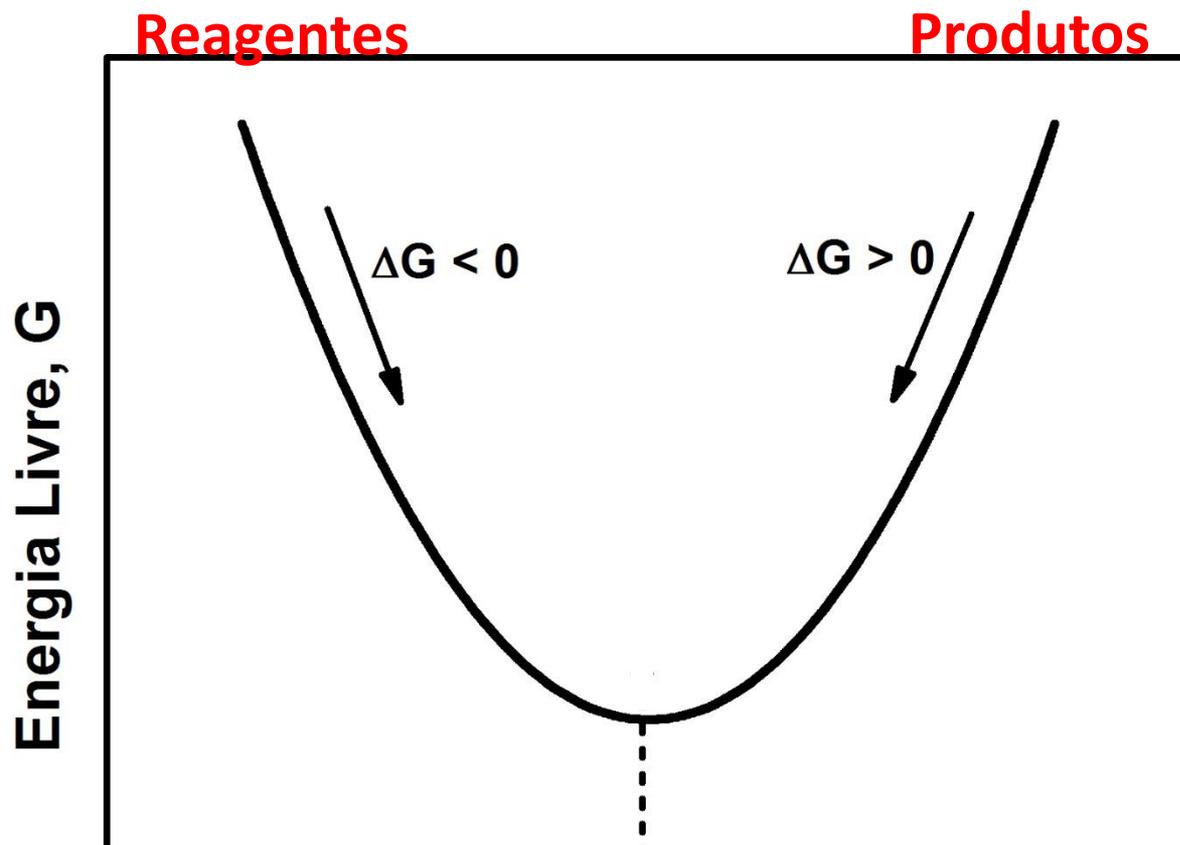
Olhando de outra maneira...



Olhando de outra maneira...



Olhando de outra maneira...



ΔG muda conforme a composição de reagentes e produtos muda, no curso de uma reação química!

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

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

ΔG = Energia livre da reação em uma determinada condição (fixa) das misturas;

ΔG^0 = Diferença das energia livre molar dos produtos e reagentes em seus estados padrão.

Q = quociente de reação!

Em função das pressões parciais:

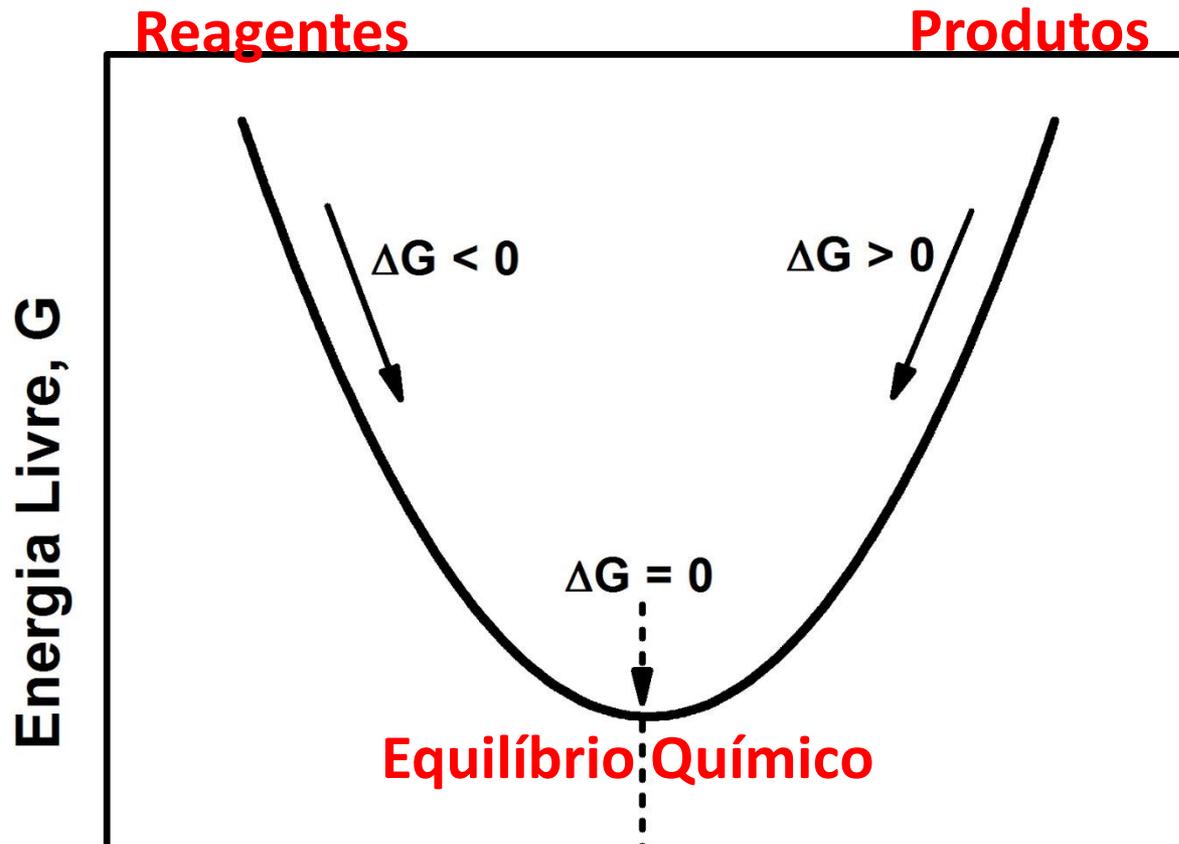
$$Q = \frac{(P_C)^c (P_D)^d}{(P_A)^a (P_B)^b}$$



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)!

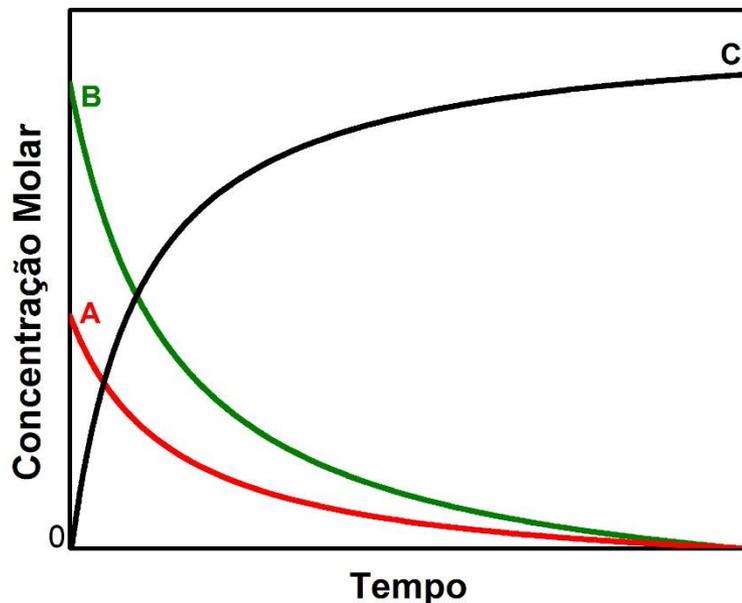
Em função das pressões parciais:

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

Em função das concentrações:

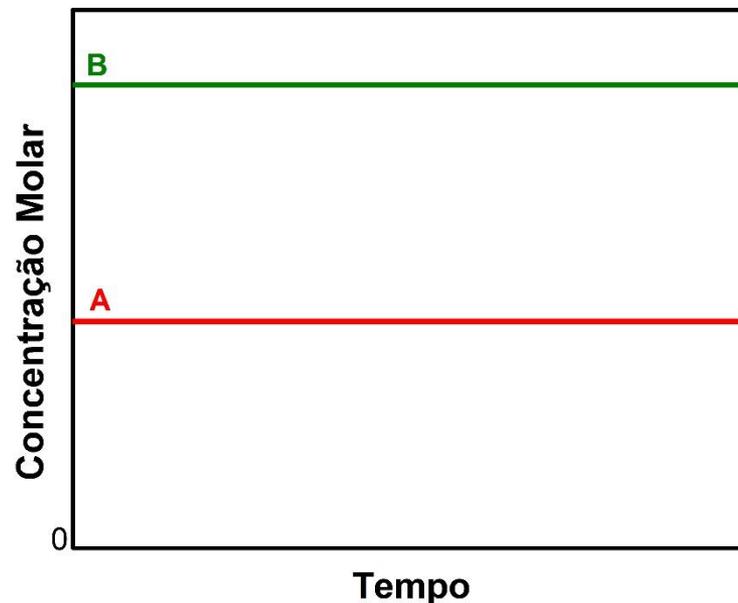
$$K_c = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$$

Reação hipotética:



Situação observada:

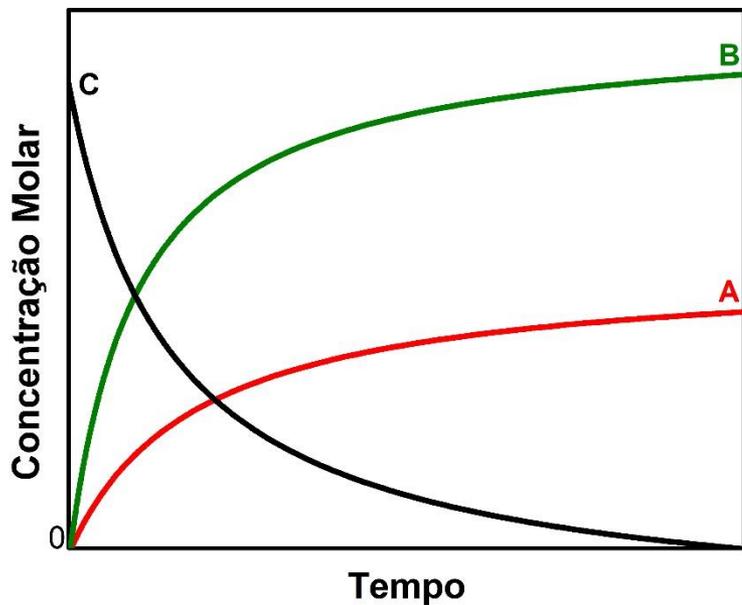
- Consumo total dos reagentes A e B;
- Formação do Produto C;
- $\Delta G < 0$.



Situação observada:

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

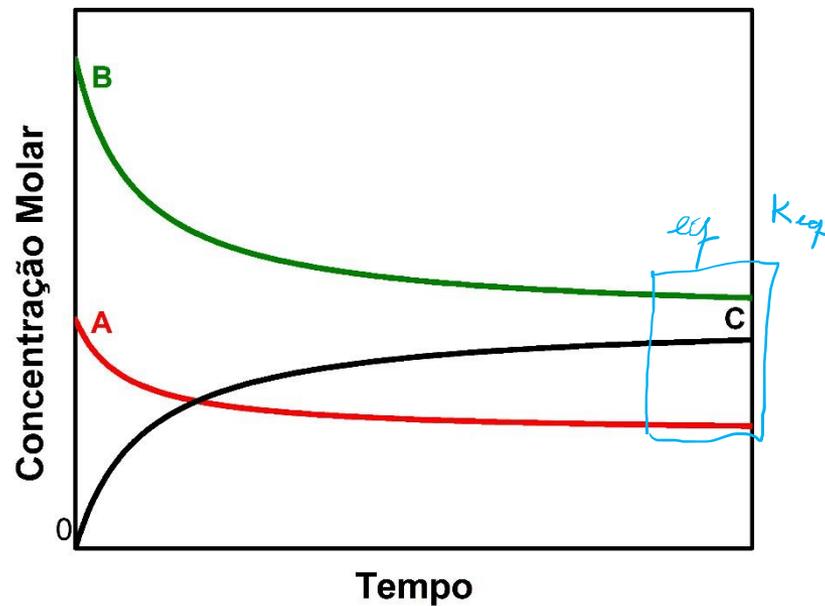
Reação hipotética:



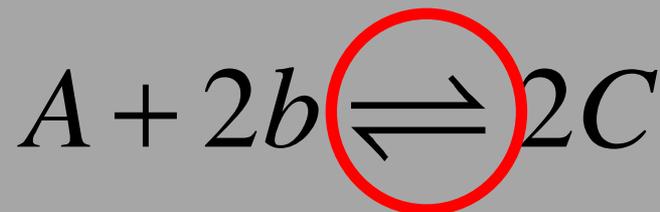
Reação inversa!



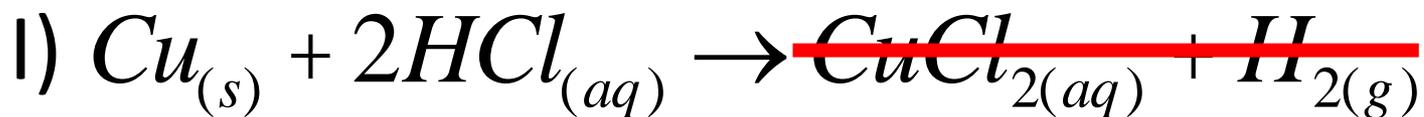
Q



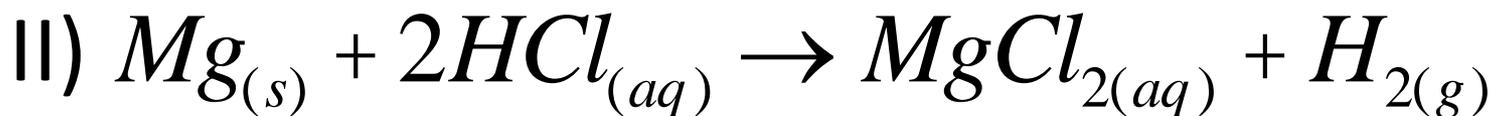
Reação em equilíbrio!



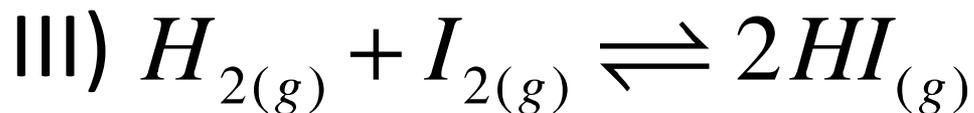
Exemplos de reações



Não reage!!

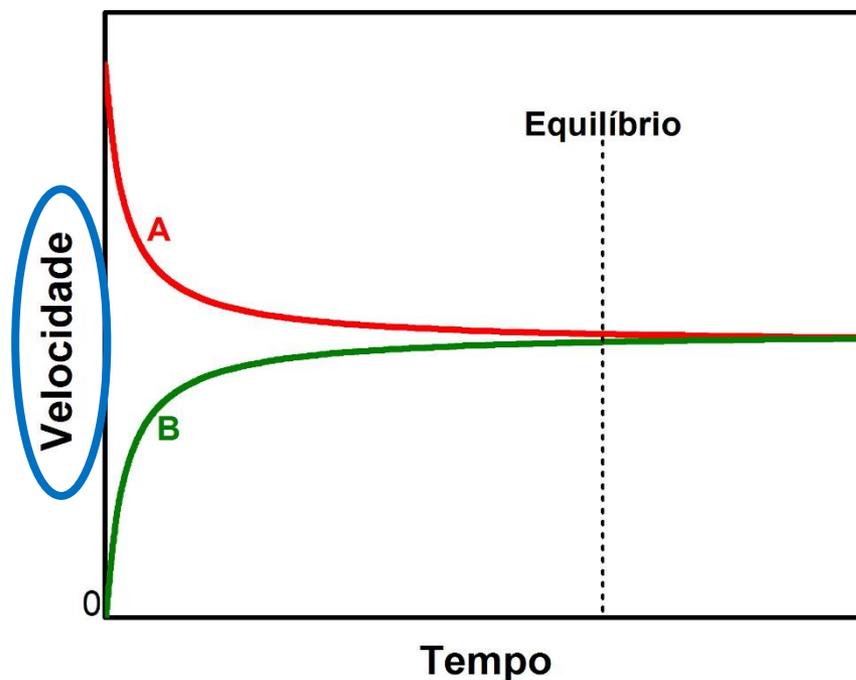
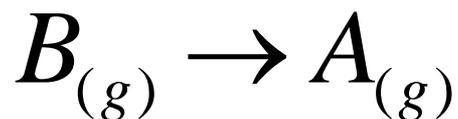
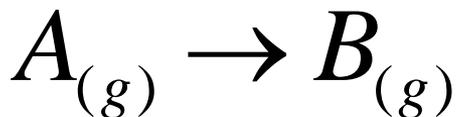
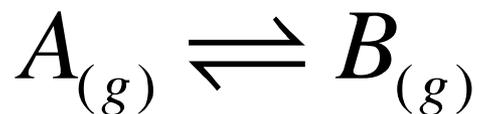


Reage completamente!!

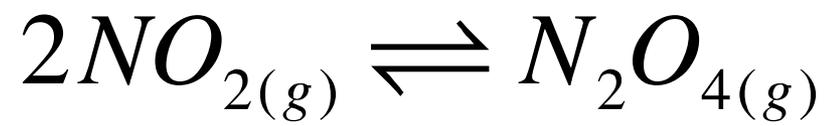


Reage parcialmente!!

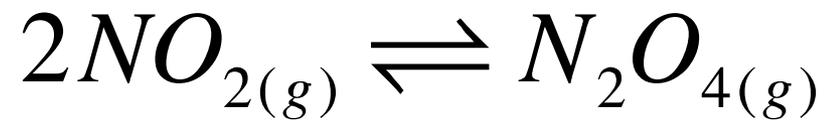
Reação em equilíbrio



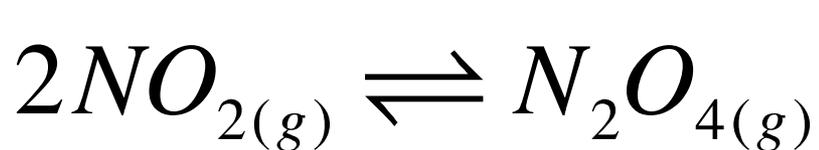
Importante: No equilíbrio, as quantidades dos reagentes e produtos não precisam ser as mesmas. As velocidades das reações direta e inversa é que devem ser iguais!



$$K_{eq} = ?$$



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

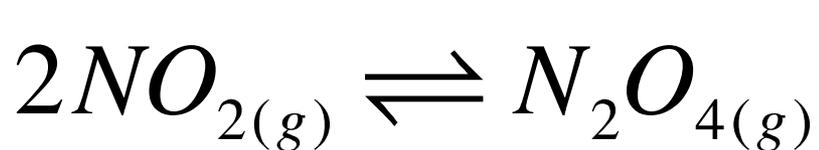


$$K_p = \frac{(P_{N_2O_4})}{(P_{NO_2})^2}$$

Experimento (T=373K)	P _{inicial} N ₂ O ₄ (atm)	P _{inicial} NO ₂ (atm)	P _{equilíbrio} N ₂ O ₄ (atm)	P _{equilíbrio} NO ₂ (atm)	K _{eq}
1	0,0	0,612	0,0429	0,526	6,45

P_{inicial} = Pressão Parcial inicial do componente (reagente ou produto);

P_{equilíbrio} = Pressão Parcial do componente (reagente ou produto) no equilíbrio.

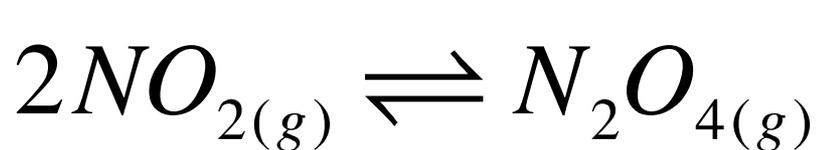


$$K_p = \frac{(P_{N_2O_4})}{(P_{NO_2})^2}$$

Experimento (T=373K)	P _{inicial} N ₂ O ₄ (atm)	P _{inicial} NO ₂ (atm)	P _{equilíbrio} N ₂ O ₄ (atm)	P _{equilíbrio} NO ₂ (atm)	K _{eq}
1	0,0	0,612	0,0429	0,526	6,45
2	0,0	0,919	0,0857	0,744	6,46

P_{inicial} = Pressão Parcial inicial do componente (reagente ou produto);

P_{equilíbrio} = Pressão Parcial do componente (reagente ou produto) no equilíbrio.

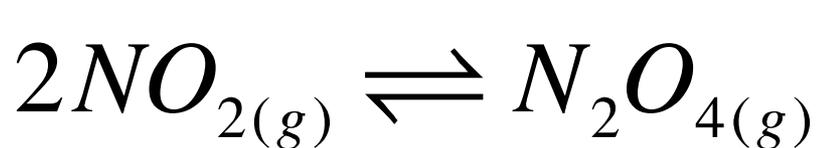


$$K_p = \frac{(P_{N_2O_4})}{(P_{NO_2})^2}$$

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

P_{inicial} = Pressão Parcial inicial do componente (reagente ou produto);

P_{equilíbrio} = Pressão Parcial do componente (reagente ou produto) no equilíbrio.



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

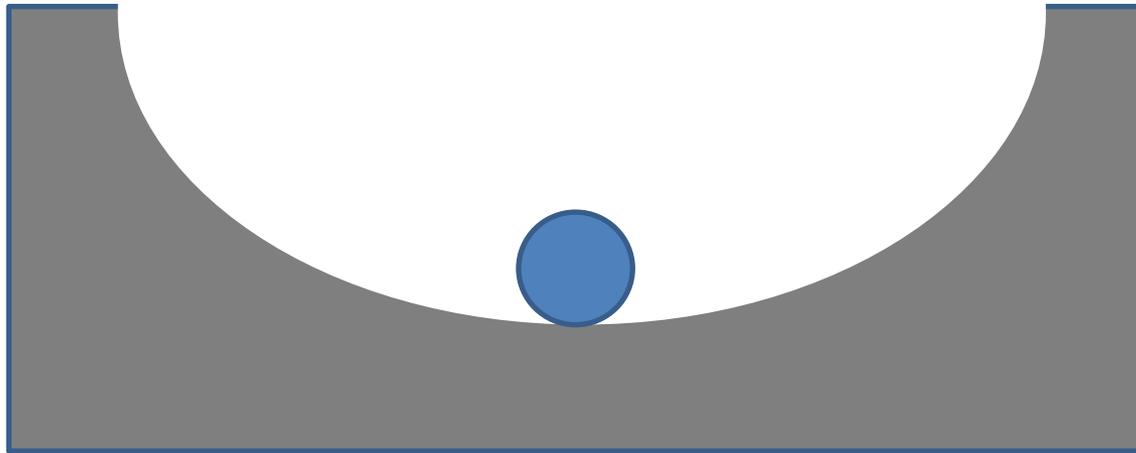
Experimento (T=373K)	P _{inicial} N ₂ O ₄ (atm)	P _{inicial} NO ₂ (atm)	P _{equilíbrio} N ₂ O ₄ (atm)	P _{equilíbrio} NO ₂ (atm)	K _{eq}
1	0,0	0,612	0,0429	0,526	6,45
2	0,0	0,919	0,0857	0,744	6,46
3	0,0	1,22	0,138	0,944	6,46
4	0,612	0,0	0,138	0,944	6,46

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 Δn a variação no número de mols.

Exemplos de equilíbrio

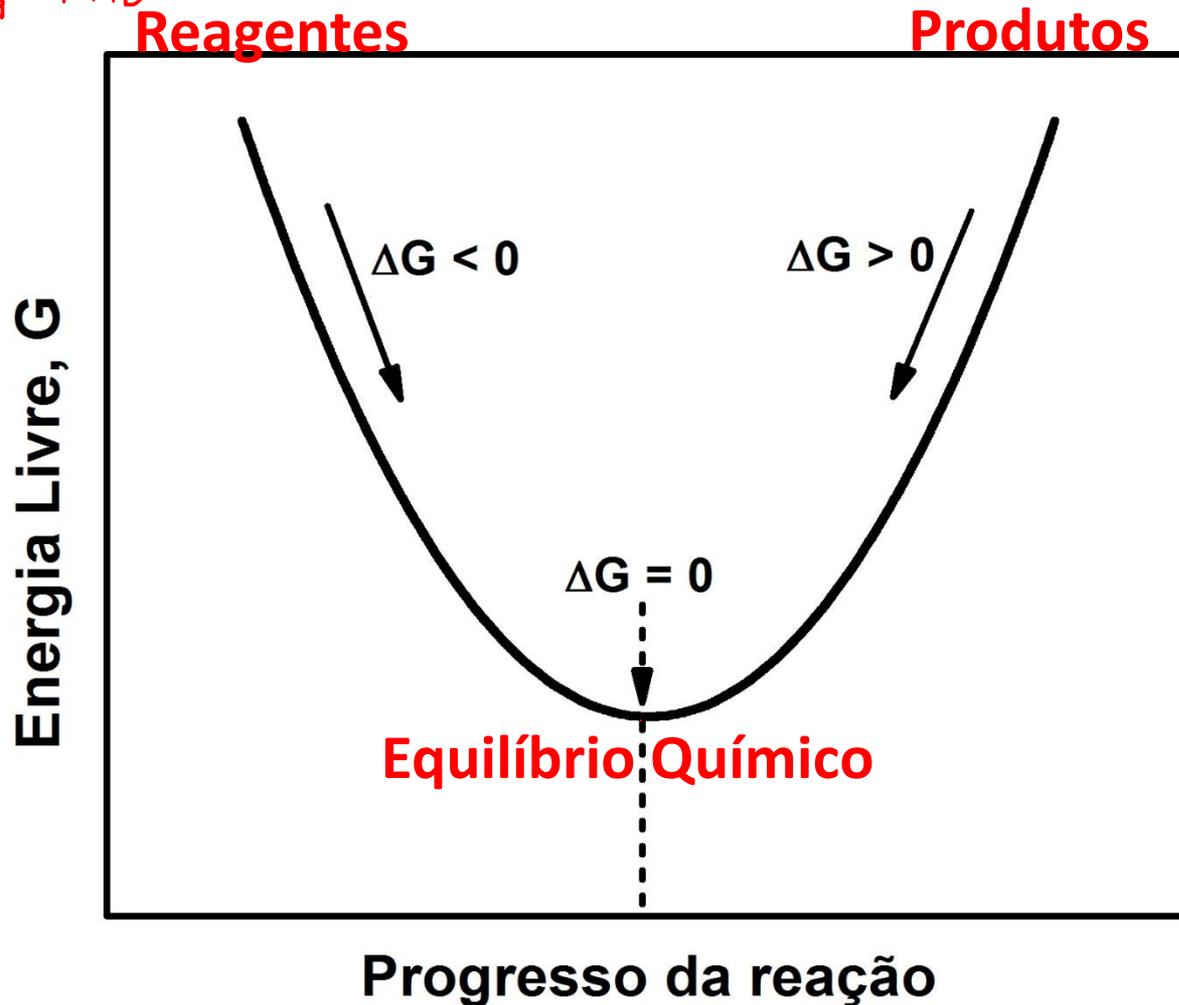


No Equilíbrio

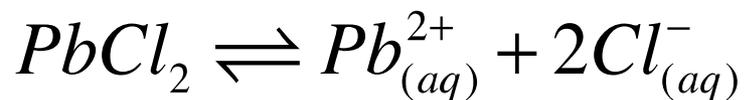
Pela termodinâmica...

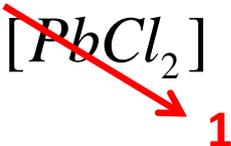


$$[HA_c]_{eq}$$



Equilíbrio heterogêneo

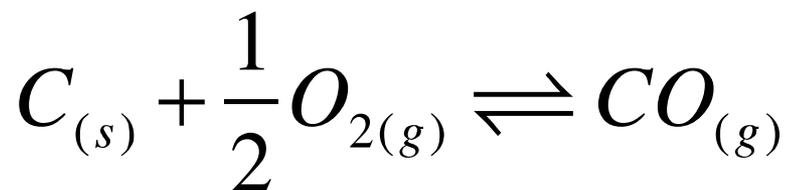


$$K_{eq} = \frac{[Pb^{2+}][Cl^{-}]^2}{[PbCl_2]}$$


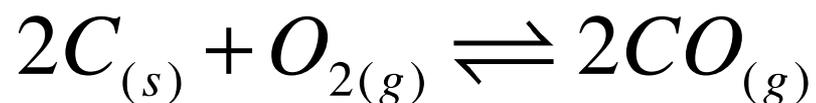
$$K_{eq} = P_{CO_2}$$

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



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

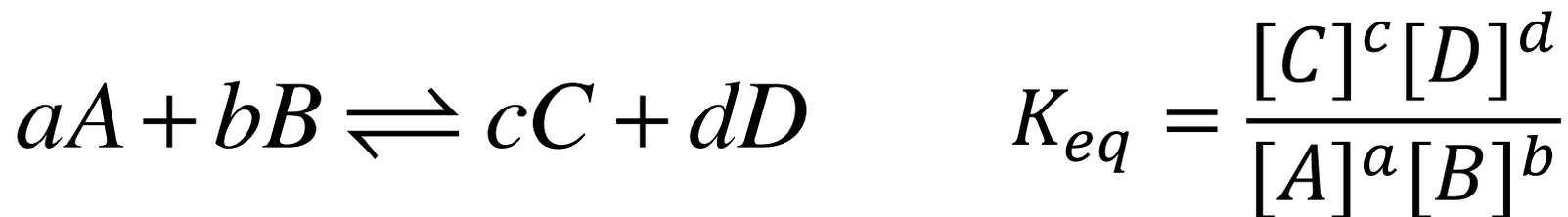


$$K_2 = \frac{[CO]^2}{[O_2]} = 2,1 \cdot 10^{47}$$



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

O significado de K_{eq}

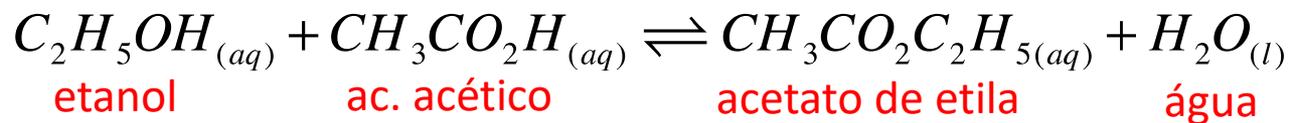


$K_{eq} \gg 1 \Rightarrow$ Maior quantidade de produtos (equilíbrio deslocado para a direita);

$K_{eq} \ll 1 \Rightarrow$ 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		

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

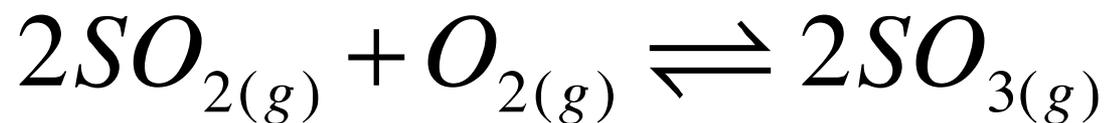
Princípio de Le Chatelier

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



$$V = 10L$$

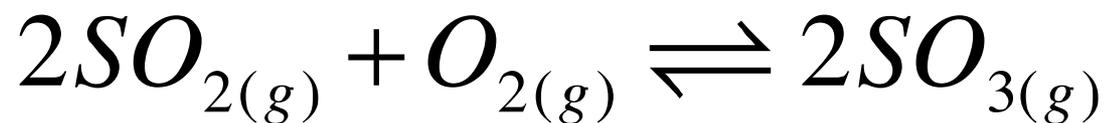
$$T = 1000K$$

+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.

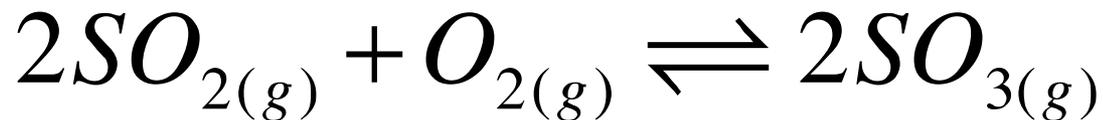
Efeito do volume e pressão no equilíbrio

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



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

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

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

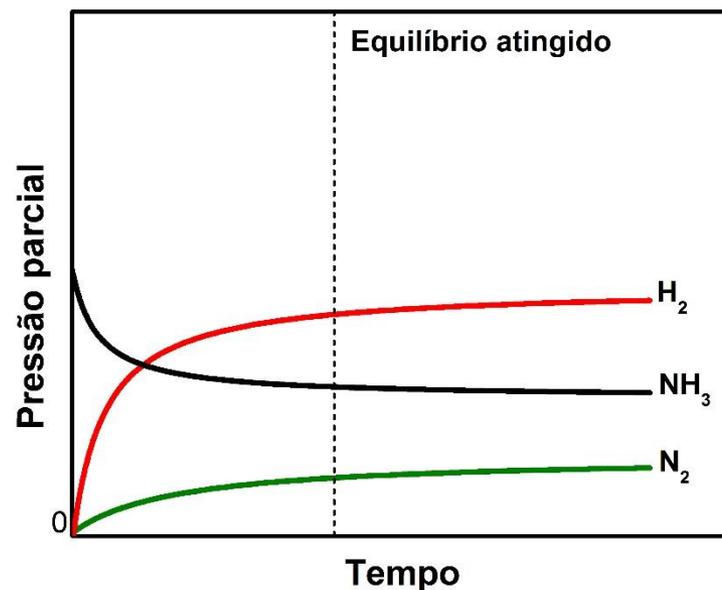
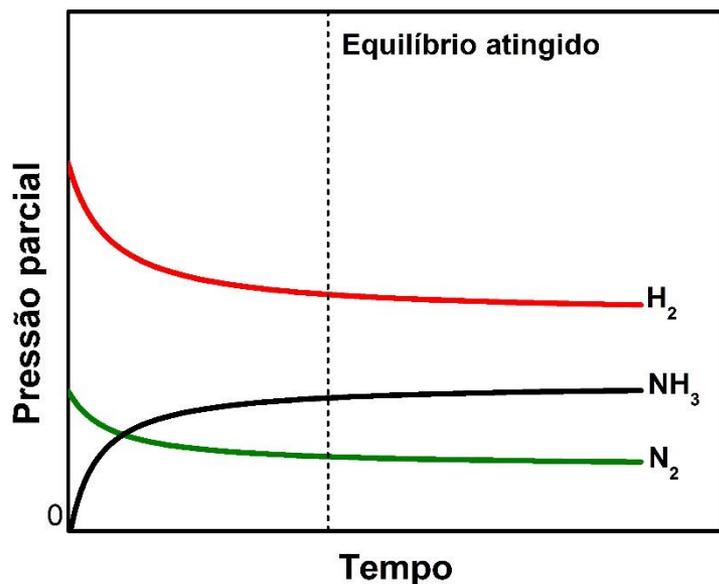
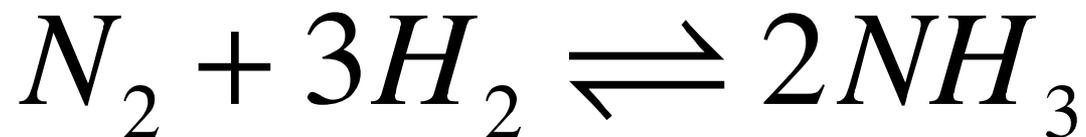
A constante de equilíbrio é uma variável termodinâmica que depende da temperatura.

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 NH₃
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°C , $1,00$ mol de H_2 e $1,00$ mol de I_2 foram postos para reagir em um frasco de $0,50$ L. Quais as concentrações de H_2 , I_2 e 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°C , $1,00$ mol de H_2 e $1,00$ mol de I_2 foram postos para reagir em um frasco de $0,50$ L. Quais as concentrações de H_2 , I_2 e 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)