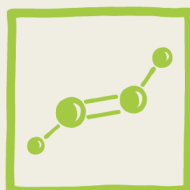


meSalva!



## EQUILÍBRIO QUÍMICO I



MESOPOTÂMIA  
ASPECTOS CULTURAIS

Afixos

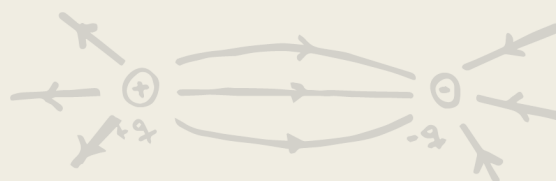
Controlado

mente

Sufixo

Qual de  
ligação

caféteria



## MÓDULOS CONTEMPLADOS

- ✓ IEQU - Introdução ao Equilíbrio Químico
- ✓ CAEQ - Cálculos de Equilíbrio Químico
- ✓ DEEQ - Deslocamento de Equilíbrio
- ✓ POHP - Equilíbrio Iônico da Água - pH e pOH
- ✓ EION - Exercícios de Equilíbrio Químico
- ✓ TAEQ - Tópicos Avançados em Equilíbrio Químico



meSalva!

CURSO

EXTENSIVO 2017

DISCIPLINA

QUÍMICA

CAPÍTULO

EQUILÍBRIO QUÍMICO

PROFESSORES

LAURA OURIQUE E GUSTAVA MACHADO



## EQUILÍBRIO QUÍMICO

Fala, povo do Me Salva! Tudo certo?

A apostila que vem por aí fala sobre **equilíbrio químico**! :D

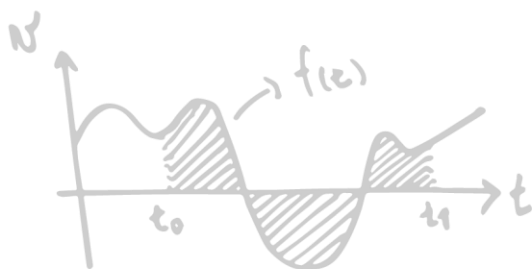
O conceito de **equilíbrio** está muito presente em nossa rotina: na escolha de nossas atividades profissionais, sociais e físicas. Equilíbrio remete somente a coisas boas, não é mesmo? Passa a ideia de harmonia, igualdade... De alguma maneira, estamos sempre buscando o equilíbrio em nossas vidas, embora alcançá-lo não seja tarefa fácil.

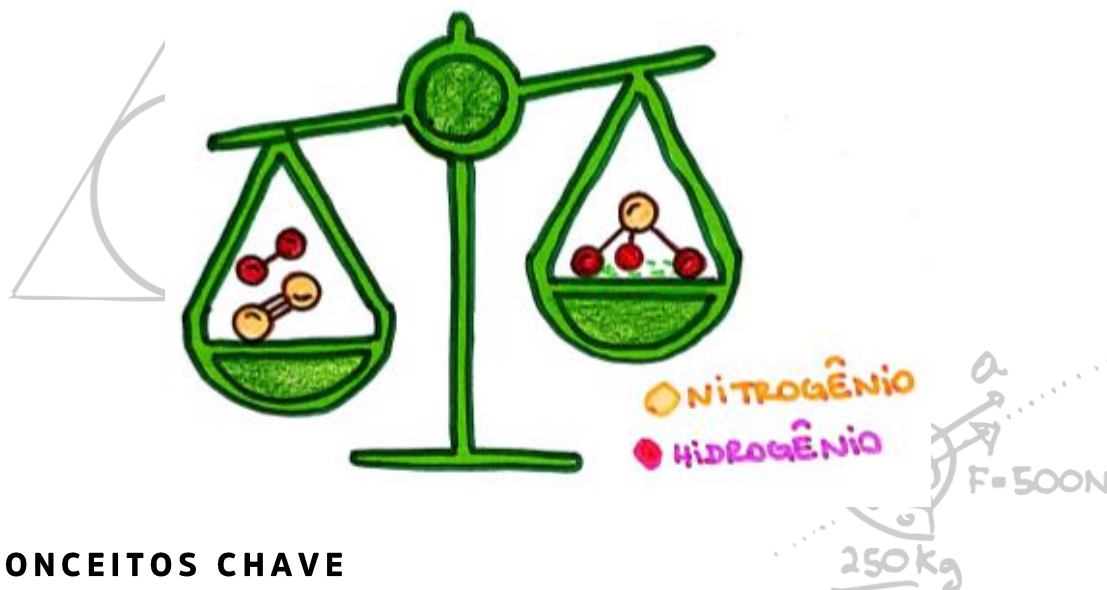
Nas ciências da natureza, a concepção de equilíbrio é muito importante e pode ser aplicada a fenômenos físicos, biológicos e químicos. Em particular, **na química certos sistemas** inicialmente contendo apenas reagentes **podem atingir o equilíbrio** se, a partir de determinado momento, **reagentes e produtos existirem simultaneamente**, de modo que **suas concentrações não variem mais ao longo do tempo**. O equilíbrio químico só existirá quando certas condições forem satisfeitas, o que estudaremos mais adiante.

O estudo do equilíbrio químico é tão importante que essa apostila foi dividida em duas partes: na primeira, vamos estudar o equilíbrio químico geral; na segunda, equilíbrios em que íons participam, chamados de equilíbrios iônicos. Beleza?

Um exemplo de aplicação do equilíbrio químico são as lentes de óculos capazes de escurecer ou clarear de acordo com a radiação UV (em sua maior parte emitida pelo Sol) do ambiente em que se encontram. Ainda, os refrigerantes que soltam aquelas bolhinhas de gás ao serem abertos também são exemplos de uma reação em equilíbrio. Por fim, a produção de amônia, um importante fertilizante usado mundialmente, é um exemplo de processo industrial de uma reação que ocorre em equilíbrio, também conhecido como processo Haber-Bosch.

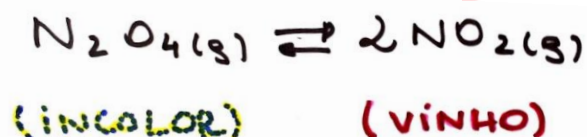
Já conseguiu ver que o equilíbrio químico está super presente no nosso cotidiano? Bora entendê-lo, então?!



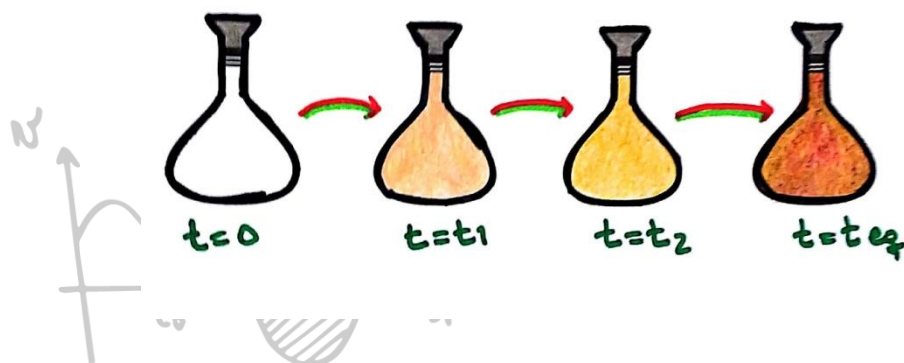


## CONCEITOS CHAVE

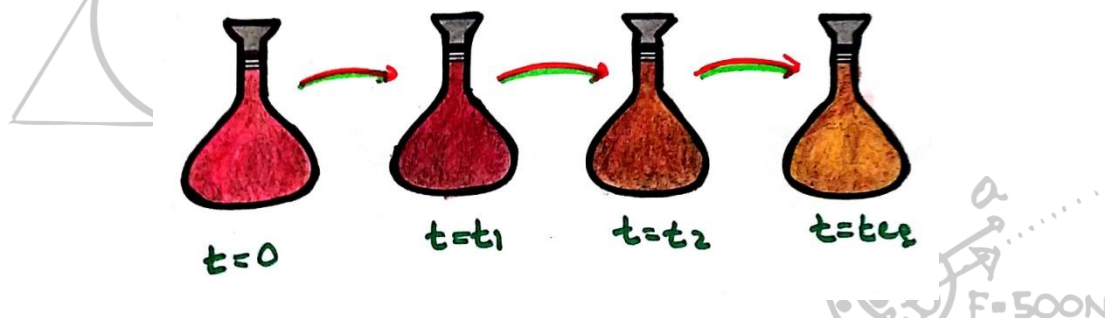
À primeira vista, após misturar reagentes em condições otimizadas de temperatura e pressão, seria esperado observar a reação ocorrer até o consumo total de um ou mais reagentes (situação em que o rendimento obtido seria 100 %). Contudo, nem sempre é isso que encontramos na realidade. Veja por exemplo a reação do gás  $\text{N}_2\text{O}_4$  (incolor), que gera o gás  $\text{NO}_2$  (de intensa cor vinho):



Se confinarmos uma amostra de  $\text{N}_2\text{O}_4$  em um frasco fechado e isolado, de início teremos uma amostra translúcida. No entanto, à medida que o tempo passar, observaremos o aparecimento de uma cor castanha, até a sua estabilização em um tom claro.



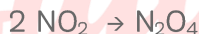
De forma análoga, caso aprisionássemos o gás  $\text{NO}_2$ , primeiramente obteríamos uma amostra de cor intensa que, gradativamente, enfraqueceria até a estabilidade em um tom mais fraco.



Como explicar esses dois fenômenos? Se o frasco está fechado, não é a perda de  $\text{NO}_2$  para o ambiente que causa a mudança de cor, não é mesmo? Na verdade, na primeira situação ocorre a formação de  $\text{NO}_2$  a partir do  $\text{N}_2\text{O}_4$ :



No entanto, ela ocorre sem total consumo do  $\text{N}_2\text{O}_4$ . Dessa forma, a cor final da amostra é clara. Já no segundo contexto, acontece a síntese de  $\text{N}_2\text{O}_4$  a partir do  $\text{NO}_2$  - o que justifica a diminuição da cor intensa:



Contudo, nem todo o  $\text{NO}_2$  é consumido. Por isso, ao final ainda teríamos uma amostra com cor, ainda que mais clara que a inicial.

Dessa forma, no primeiro caso ocorre a **reação direta** (no sentido da esquerda para a direita da equação química) e no segundo, a **reação inversa** (da direita para a esquerda). O caso da reação de formação do  $\text{NO}_2$  a partir do  $\text{N}_2\text{O}_4$  é um exemplo de **reação reversível**: pode ser processada nos dois sentidos. Quando a reação é reversível, a notação " $\rightleftharpoons$ " é usada.

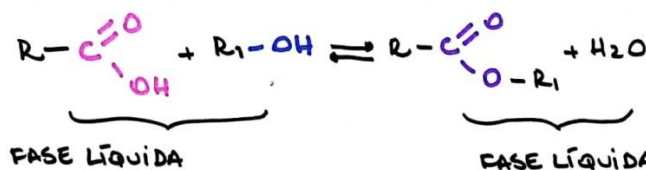
Assim que a reação direta é iniciada, a inversa também ocorre sem que haja, contudo, esgotamento de algum dos reagentes. A reação reversível parece "parar" em um **ponto intermediário**, chamado **estado de equilíbrio**. É nessa condição que observamos, então, o equilíbrio químico.

O equilíbrio químico é um estado dinâmico, em que as reações direta e inversa ocorrem com velocidades iguais, sem que haja mudança na concentração dos participantes da reação.



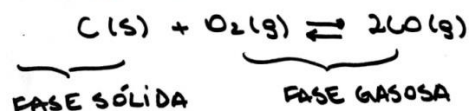
Reações em equilíbrio podem ser classificadas de acordo com o **número de fases** que participam da reação. Quando reagentes e produtos constituem apenas uma fase, ele é chamado **homogêneo**. Já quando eles ocupam mais de uma fase, ele é nomeado **heterogêneo**. O número de fases afeta a cinética da reação (estudaremos mais adiante como). Veja exemplos de equilíbrios homogêneos e heterogêneos abaixo:

#### REAÇÃO DE ESTERIFICAÇÃO:



#### EQUILÍBRIO HOMOGÊNEO (1 FASE)

#### REAÇÃO DE SÍNTESE DO CO:



#### EQUILÍBRIO HETEROGÊNEO (+ DE 1 FASE)

## REPRESENTAÇÃO MATEMÁTICA DO EQUILÍBRIO

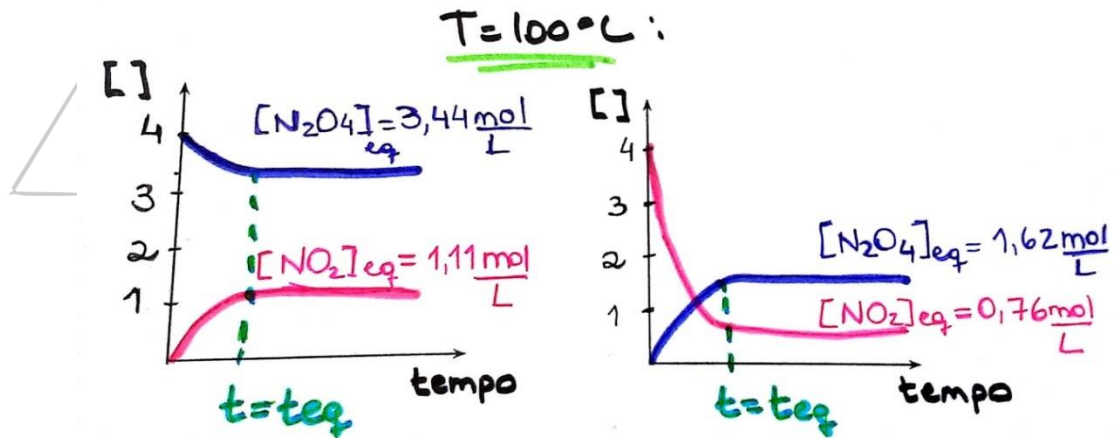
Dentro do conteúdo de equilíbrio químico, questões envolvendo raciocínio matemático são muito comuns. Vamos avaliar como resolvê-las?

## CURVAS DE CONCENTRAÇÃO E VELOCIDADE

Uma das formas de identificar o quanto a reação demora para atingir o equilíbrio é verificar a concentração das espécies no sistema para diferentes tempos de reação. Embora a velocidade da reação direta seja sempre igual a da inversa no equilíbrio (condições de temperatura e pressão iguais), a concentração de reagentes e produtos depende das

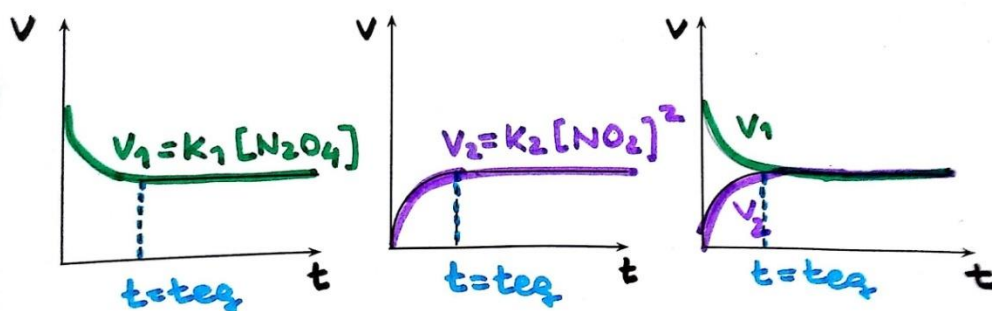


concentrações iniciais dos mesmos no sistema. É o que mostram os gráficos abaixo:

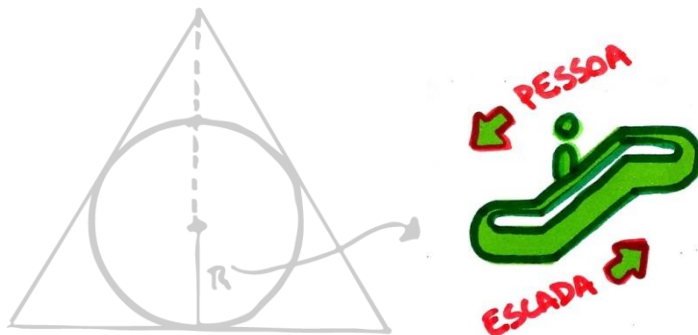


Já sabemos que a síntese do  $\text{NO}_2$  a partir do  $\text{N}_2\text{O}_4$  tende ao equilíbrio, certo? Imagine que, em uma aula de laboratório, essa reação tenha sido conduzida. Mesmo sem medir a concentração dos reagentes ao longo do tempo do experimento, podemos prever o comportamento das curvas de velocidade da reação direta e da inversa, pois temos a equação (já balanceada) que descreve a reação.

Como de início só tínhamos reagente no frasco, a velocidade da reação inversa é nula. No entanto, à medida que o tempo passa, a velocidade direta da reação diminui, enquanto a da inversa aumenta. Quando o equilíbrio é atingido, as velocidades das reações direta e inversa são iguais.



Uma boa analogia para entender o comportamento das velocidades na condição de equilíbrio é pensar em alguém tentando descer uma escada rolante que se move no sentido da subida. No ponto de equilíbrio, a velocidade da pessoa terá módulo igual a da escada rolante, resultando no aparente repouso da pessoa.

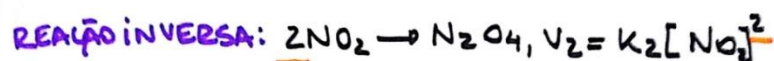
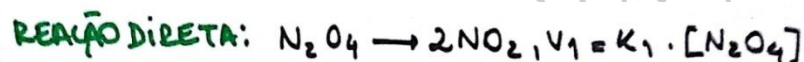


No equilíbrio químico, ocorre um fenômeno semelhante: em nível microscópico, as substâncias permanecem reagindo no sentido direto e inverso, de modo que quando olhamos o sistema inteiro (nível macroscópico) a reação aparenta estar parada. É por isso que esse estado é considerado dinâmico.

## ENTENDENDO A EXPRESSÃO DA CONSTANTE DE EQUILÍBRIO

Uma propriedade interessante do equilíbrio químico é que podemos calcular as concentrações de reagentes e produtos em equilíbrio tendo somente a concentração inicial de reagentes e as condições em que a reação é conduzida. Esse tratamento matemático permite o dimensionamento de diversos equipamentos da indústria e nos ajuda até a calcular a quantidade de princípio ativo que os medicamentos devem ter. Útil, não? Mas não se preocupe que é tranquilo de entender!

Partindo da mesma experiência que envolve a formação do  $\text{NO}_2$  a partir do  $\text{N}_2\text{O}_4$ , podemos escrever a expressão da velocidade da reação direta e da inversa. Ora, isso é moleza, né? Assumindo que essa reação é elementar (ocorre em apenas uma etapa; nesse caso pode-se empregar o coeficiente estequiométrico como expoente na lei de velocidade), podemos escrever:



CUIDE SEMPRE OS EXPOENTES QUANDO ESCREVER A EQUAÇÃO DA VELOCIDADE!





Mas já sabemos que no equilíbrio, a velocidade direta é igual a da inversa:

SE :  $v_1 = v_2$

$$k_1 \cdot [N_2O_4] = k_2 [NO_2]^2$$

MAS  $k_1$  e  $k_2$  SÃO CONSTANTES:

$$\frac{k_1}{k_2} = \frac{[NO_2]^2}{[N_2O_4]} \longrightarrow K_c = \frac{[NO_2]^2}{[N_2O_4]}$$

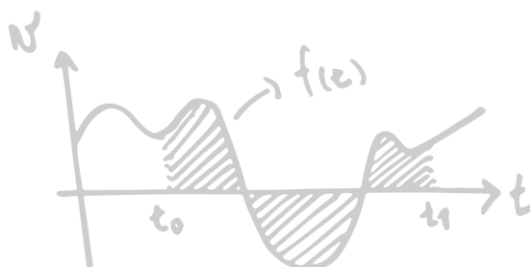
Já que  $k_1$  e  $k_2$  são valores constantes, o resultado dessa divisão tem um nome especial: constante de equilíbrio ( $K_c$ ). Observe que ela só pode ser calculada a partir das concentrações de equilíbrio. **Não confunda** com a expressão do **grau de equilíbrio**, que estudaremos mais adiante.

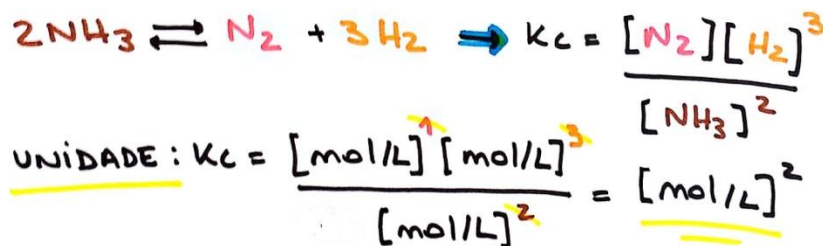
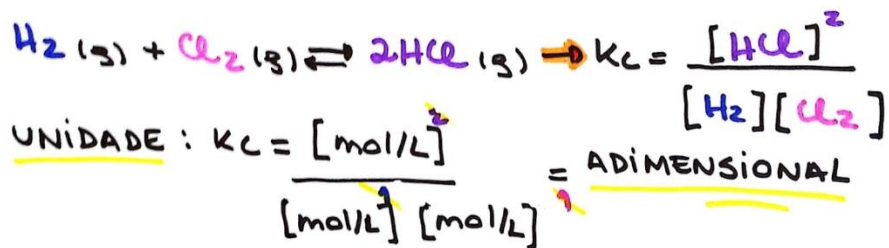
Podemos agora generalizar a expressão de  $K_c$  para qualquer reação em **equilíbrio homogêneo** (quando reagentes e produtos ocupam a mesma fase):



$$K_c = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b} \longrightarrow \frac{[\text{PRODUTOS}]^{\text{COEFICIENTES}}}{[\text{REAGENTES}]^{\text{COEFICIENTES}}}$$

Lembre-se que essa grandeza é usualmente representada como um número sem unidade (também dito adimensional). No entanto, a unidade de  $K_c$  dependerá da sua equação correspondente. Para qualquer reação, podemos escrever a expressão de  $K_c$ : basta termos a equação química balanceada! Olha só:





Agora, vamos supor que, no experimento envolvendo a obtenção de NO<sub>2</sub>, foram medidas as concentrações de reagentes e produtos para diversas condições iniciais de reação, todas conduzidas à **mesma temperatura**. Teríamos ao final uma tabela como esta, se a reação fosse conduzida a 100 °C:

| Condição no Equilíbrio                                                            |                                                                                 |                                      |                                               | Condição Inicial           |                                     |
|-----------------------------------------------------------------------------------|---------------------------------------------------------------------------------|--------------------------------------|-----------------------------------------------|----------------------------|-------------------------------------|
| $\frac{[\text{NO}_2]_{\text{eq}}^2}{[\text{N}_2\text{O}_4]_{\text{eq}}}$<br>mol/L | $\frac{[\text{NO}_2]_{\text{eq}}}{[\text{N}_2\text{O}_4]_{\text{eq}}}$<br>mol/L | $[\text{NO}_2]_{\text{eq}}$<br>mol/L | $[\text{N}_2\text{O}_4]_{\text{eq}}$<br>mol/L | $[\text{NO}_2]_i$<br>mol/L | $[\text{N}_2\text{O}_4]_i$<br>mol/L |
| 0,36                                                                              | 0,70                                                                            | 0,52                                 | 0,74                                          | 2                          | 0                                   |
| 0,36                                                                              | 0,47                                                                            | 0,76                                 | 1,62                                          | 4                          | 0                                   |
| 0,36                                                                              | 0,47                                                                            | 0,76                                 | 1,62                                          | 0                          | 2                                   |
| 0,36                                                                              | 0,32                                                                            | 1,11                                 | 3,44                                          | 0                          | 4                                   |
| 0,36                                                                              | 0,70                                                                            | 0,52                                 | 0,74                                          | 2                          | 2                                   |



|      |      |      |      |   |   |
|------|------|------|------|---|---|
| 0,36 | 0,47 | 0,76 | 1,62 | 4 | 4 |
|------|------|------|------|---|---|

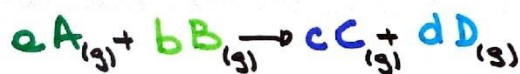
Observe que, embora as concentrações de equilíbrio variem de acordo com as concentrações iniciais, a constante de equilíbrio é sempre a mesma, ou seja, **pode haver diversos estados para a mesma constante de equilíbrio se a temperatura da reação para esses estados for a mesma**. Em outras palavras, observaremos mudança no valor de  $K_c$  se mudarmos a temperatura em que a constante é medida.

### QUANDO PELO MENOS UM DOS REAGENTES ESTÁ EM FASE GASOSA

Nesse caso nós podemos usar, além de  $K_c$  - que já foi estudada - a constante de equilíbrio em função das pressões parciais de reagentes e produtos gasosos. Para ela, é usado o símbolo  $K_p$ . Basta substituir a concentração (expressa em mol/L) pela pressão parcial do componente correspondente.

Mas não esqueça: na expressão de  $K_p$  só entram componentes gasosos! A omissão da pressão parcial dos componentes sólidos e líquidos pode ser feita porque, em relação à pressão dos elementos em fase gasosa, sua variação é infinitamente pequena, ou seja, a **pressão parcial de sólidos e líquidos em uma reação química é praticamente constante**.

Desse modo, para uma reação qualquer:



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

$\frac{[\text{PRODUTOS}]^{\text{COEFICIENTES}}}{[\text{REAGENTES}]^{\text{COEFICIENTES}}}$

A lógica de cálculo em questões envolvendo  $K_p$  é a mesma apresentada na seção b. No entanto, dessa vez precisamos trabalhar com pressões parciais ao invés de concentrações. Para isso, vale lembrar que para gases ideais:



$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

PRESSÃO (atm) →  $P$   
 VOLUME (L) →  $V$   
 TEMPERATURA (K) →  $T$   
 CONSTANTE DOS GASES →  $R = 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}}$   
 NÚMERO DE MOLS ADIMENSIONAL (MOLS) →  $n$

Sendo que, nesses casos, podemos aplicar também a lei de Dalton:

$$P_A = y \cdot P_T$$

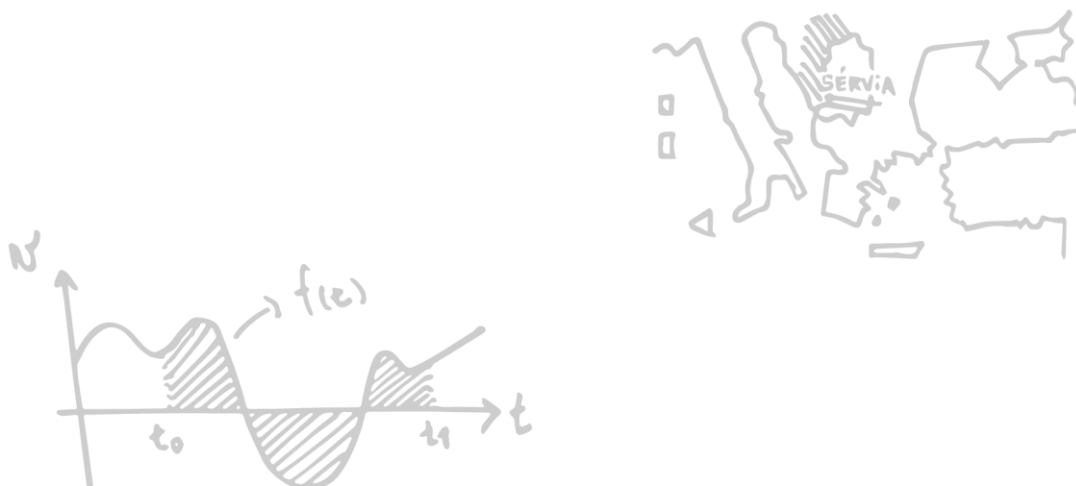
PRESSÃO PARCIAL DO COMPONENTE "A" →  $P_A$   
 PRESSÃO TOTAL DO SISTEMA →  $P_T$   
 FRAÇÃO MOLAR DE "A":  $y = \frac{n_A}{n_T}$   
 MOL DE "A" →  $n_A$   
 SOMA DO N° DE MOLS →  $n_T$

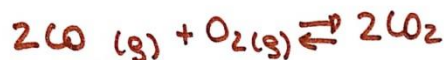
A relação entre  $K_c$  e  $K_p$  é dada pela expressão:

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

VARIAÇÃO DO N° DE MOLS DA REAÇÃO →  $\Delta n$

Assim, os equilíbrios abaixo tem as seguintes expressões de  $K_c$  e  $K_p$ :

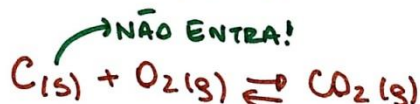




$$\Delta h = 2 - 3 = -1$$

$$K_p = \frac{(P_{\text{CO}_2})^2}{(P_{\text{CO}})^2 (P_{\text{O}_2})}$$

$$K_c = \frac{[\text{CO}_2]^2}{[\text{CO}]^2 [\text{O}_2]}$$



$$\Delta h = 1 - 1 = 0$$

$$K_p = \frac{(P_{\text{CO}_2})}{(P_{\text{O}_2})}$$

$$K_c = \frac{[\text{CO}_2]}{[\text{O}_2]}$$



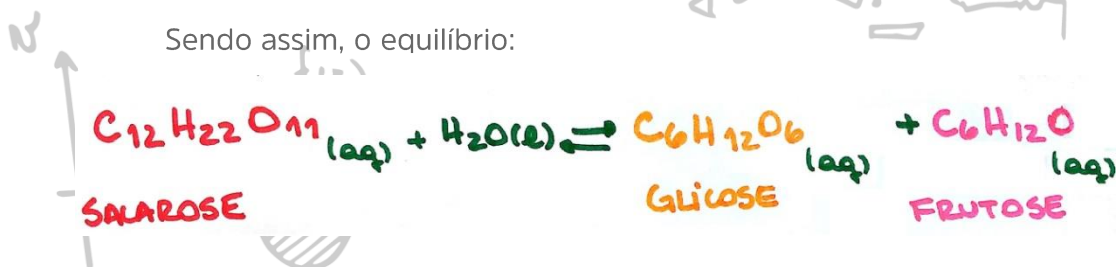
Note que, na segunda reação em equilíbrio, temos um reagente sólido (carbono) e um gasoso (oxigênio). Nesse caso, a expressão de  $K_p$  não deve conter a pressão parcial do carbono (já que nela só entram reagentes gasosos). Ainda, a expressão de  $K_c$  também não leva em consideração a concentração de carbono sólido. No capítulo sobre equilíbrios heterogêneos estudaremos o porquê dessa consideração, ok?

Na lista de exercícios, há alguns que focam nos cálculos envolvendo sistemas nos quais todos os componentes são gases. Confira lá! ;)

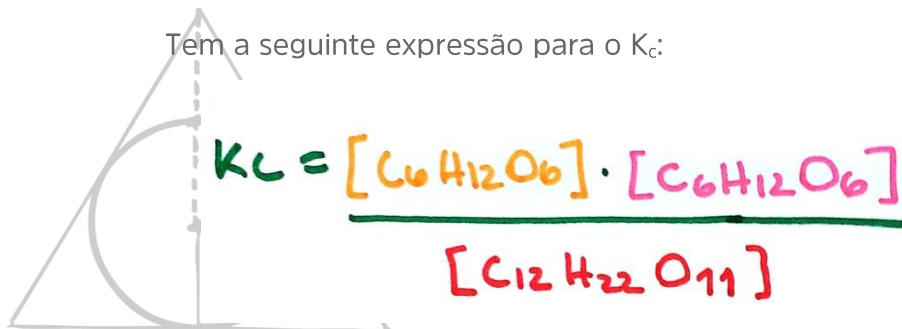
## EQUILÍBRIOS EM SOLUÇÃO AQUOSA

Quando o equilíbrio químico ocorre em meio aquoso, no qual um dos participantes é a água líquida, pode-se dizer que sua concentração no meio não varia (já que sua quantidade, em relação aos demais componentes, é infinitamente maior). Portanto, a concentração de água não fará parte da expressão da constante de equilíbrio.

Sendo assim, o equilíbrio:



Tem a seguinte expressão para o  $K_c$ :



## GRAU DE EQUILÍBRIO E ESPONTANEIDADE DA REAÇÃO

De modo objetivo, o grau de equilíbrio ( $\alpha$ ) é o quociente entre a quantidade de reagente que já reagiu - até atingir o equilíbrio - e a quantidade inicial de mols desse reagente. Ele pode ser expresso como número puro ou como porcentagem:

$$\alpha = \frac{\text{mols de reagente que já reagiram}}{\text{mols de reagente iniciais}}$$

note que:  $0 \leq \alpha \leq 1$  ou  $0 \leq \alpha \leq 100\%$

Note que todas as reações inicialmente tem  $\alpha = 0$ , pois não há produtos. No entanto, ao longo do tempo o reagente é consumido até que sua concentração não varie mais. É nesse ponto que o equilíbrio químico é atingido. Assim, quanto mais  $\alpha$  é próximo de 1 (100 %), maior o **rendimento** - ou extensão - da reação. Note também que, para reações reversíveis, o valor de  $\alpha$  nunca será 1.

Podemos ter uma ideia de qual será o grau de equilíbrio de uma reação analisando o valor de seu  $K_c$  para a temperatura correspondente. Como sua grandeza é o quociente entre a concentração de produtos e reagentes no equilíbrio, podemos dizer que quanto maior o valor de  $K_c$ , mais espontânea será a reação, ou seja, o valor de  $K_c$  é proporcional ao valor de  $\alpha$  sendo que ambos remetem ao rendimento da reação:



| REAÇÃO DE ↓ RENDIMENTO         | REAÇÃO DE ↑ RENDIMENTO               |
|--------------------------------|--------------------------------------|
| NÃO ESPONTÂNEA                 | MUITO ESPONTÂNEA                     |
| POUCO PRODUTO                  | MUITO PRODUTO                        |
| BAIXO $\alpha$ ( $\approx 0$ ) | ALTO $\alpha$ ( $\approx 1$ OU 100%) |
| $K_c \rightarrow 0$            | $K_c$ GRANDE                         |

Poderíamos, por exemplo, calcular o grau de equilíbrio da reação:



Para a condição inicial de 2 mol/L de  $\text{N}_2\text{O}_4$  e 0 de  $\text{NO}_2$ , sendo a reação conduzida a 100 °C:

DA TABELA DA SEÇÃO b:

início:  $\begin{cases} [\text{N}_2\text{O}_4] = 2 \text{ mol/L} \\ [\text{NO}_2] = 0 \text{ mol/L} \end{cases}$

NO EQ.:  $\begin{cases} [\text{N}_2\text{O}_4] = 1,62 \text{ mol/L} \\ [\text{NO}_2] = 0,76 \text{ mol/L} \end{cases}$

$$\alpha = \frac{\text{mols de } \text{N}_2\text{O}_4 \text{ que reagiram}}{\text{mols de } \text{N}_2\text{O}_4 \text{ iniciais}}$$

$$\alpha = \frac{2 - 1,62}{2} = 0,19 \text{ ou } 19\%$$

QUOCIENTE DE REAÇÃO



Essa grandeza, representada por  $Q_c$ , é a relação entre as concentrações (em mol/L) dos membros da reação em qualquer momento, inclusive naqueles em que o equilíbrio ainda não esteja estabelecido. Sua grandeza é representada da mesma maneira que a constante de equilíbrio ( $K_c$ ). Assim, podemos verificar se o sistema atingiu o equilíbrio ou não através da relação entre  $Q_c$  e  $K_c$ , da seguinte forma:

se  $\frac{Q_c}{K_c} = 1$ , o sistema está em equilíbrio.

se  $\frac{Q_c}{K_c} \neq 1$ , o sistema está em desequilíbrio.

Exemplo: Supondo que, para temperatura de reação correspondente a 100 °C, foram medidas as concentrações de reagentes e produtos para o equilíbrio:



| $[\text{NO}_2]$<br>mol/L | $[\text{N}_2\text{O}_4]$<br>mol/L | Tempo |
|--------------------------|-----------------------------------|-------|
| 0,36                     | 0,85                              | t1    |
| 0,45                     | 0,96                              | t2    |
| 0,76                     | 1,62                              | t3    |



em qual dessas condições o equilíbrio estava estabelecido?

Dados:  $K_c$  (100 °C) = 0,36





$$Q_c = \frac{[NO_2]^2}{[N_2O_4]} \rightarrow \text{PARA QUALQUER TEMPO DE REAÇÃO!}$$

$$t_1 \rightarrow Q_c = \frac{[0,36]^2}{[0,85]} = 0,15 \neq K_c$$

$$t_2 \rightarrow Q_c = \frac{[0,45]^2}{[0,86]} = 0,21 \neq K_c$$

$$t_3 \rightarrow Q_c = \frac{[0,76]^2}{[1,62]} = 0,36 = K_c \checkmark$$



Como somente em  $t_3$  conferimos que  $Q_c = K_c$ , esse é o único entre os três momentos em que o sistema estava em equilíbrio.

## CÁLCULOS ENVOLVENDO $K_c$

Além de calcular o valor de  $K_c$  a partir das concentrações em equilíbrio, podemos encontrar mais 2 tipos de questões em provas de vestibular: encontrar a quantidade em equilíbrio a partir do  $K_c$  e perguntas envolvendo grau de equilíbrio. Em todos os casos, a elaboração de uma tabela simples como a abaixo praticamente resolve a questão!

| Produtos (cada produto terá sua própria coluna)                                                                                                                                                               | Reagentes (cada reagente terá sua própria coluna) | Variáveis                                     |
|---------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|---------------------------------------------------|-----------------------------------------------|
| Insira aqui os dados do problema!<br><br>Dicas: lembre-se de que a constante é escrita em função das concentrações em mol/L dos elementos (cuidar as unidades fornecidas no problema). Para encontrar os mols |                                                   | Quantidade inicial em mols                    |
|                                                                                                                                                                                                               |                                                   | Quantidade de mols que reagem/é obtida        |
|                                                                                                                                                                                                               |                                                   | Quantidade de mols após atingido o equilíbrio |



formados/que reagiram, use a relação estequiométrica da reação!

Concentrações em equilíbrio

Partiu estudar como aplicar essa tabela em questões de vestibular envolvendo cálculos de equilíbrio?

## CÁLCULO DE $K_c$ A PARTIR DAS CONCENTRAÇÕES EM EQUILÍBRIO

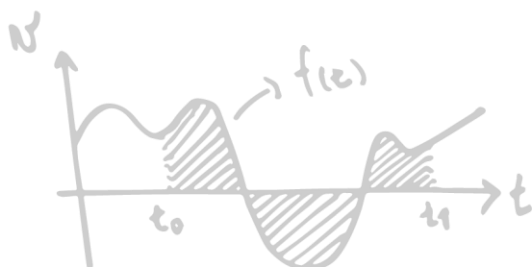
Olha só essa questão da PUCRS que foi adaptada:

(PUC-RS) Um equilíbrio envolvido na formação da chuva ácida está representado pela equação:



Em um recipiente de 1 litro, foram misturados 6 mols de dióxido de enxofre e 5 mols de oxigênio. Depois de algum tempo, o sistema atingiu o equilíbrio; o número de mols de trióxido de enxofre medido foi 4. Qual é o valor aproximado da constante de equilíbrio?

Para encontrar a constante de equilíbrio, precisamos descobrir as concentrações de  $\text{SO}_2$  e  $\text{O}_2$  no equilíbrio. Uma vez que temos quantos mols de produto são formados no equilíbrio, basta montar a tabela respeitando a estequiometria da reação:



| DADOS (*)                   | REAGENTES       | PRODUTOS       |                 |
|-----------------------------|-----------------|----------------|-----------------|
|                             | SO <sub>2</sub> | O <sub>2</sub> | SO <sub>3</sub> |
| QUANT. INICIAL              | 6               | 5              | 0               |
| QUANT. REAGIDA<br>É FORMADA | 6-2x            | 5-x            | 2x              |
| QUANT. NO EQ                | 6-2x ?          | 5-x ?          | 4=2x            |

O valor de  $x$  corresponde à extensão da reação. Ela permite relacionarmos a variação na quantidade de determinada substância com a variação na quantidade de uma outra substância. Cada unidade de  $x$  (corrigida pelo seu coeficiente estequiométrico) corresponde à quantidade (em mols) de substância que é:

- ✓ Consumida, no caso dos reagentes;
- ✓ Produzida, no caso dos produtos.

Devemos respeitar as relações estequiométricas de coeficientes e produtos. Assim, para descobrir a quantidade de mols consumida ou gerada por determinado componente, o valor de  $x$  sempre será multiplicado pelo coeficiente estequiométrico associado a ele.

Note que, de acordo com a equação da reação balanceada, o número de mols consumidos de SO<sub>2</sub> é o dobro do número de mols de O<sub>2</sub>. Ainda, o número de mols de SO<sub>3</sub> formados é duas vezes o número de mols de O<sub>2</sub> consumidos. Com auxílio da tabela, podemos afirmar que:

$$2x = 4$$

$$x = 2 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

Dessa forma, as concentrações de reagente no equilíbrio são:



$$[O_2]_{eq} = 5 - x$$

$$[O_2]_{eq} = 3 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

$$[SO_2]_{eq} = 6 - 2x$$

$$[SO_2]_{eq} = 2 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

Agora fica fácil calcular  $K_c$ :

$$K_c = \frac{[SO_3]^2}{[SO_2]^2 [O_2]} = \frac{[4]^2}{[2]^2 [3]} = 1,33$$

### CÁLCULO DAS QUANTIDADES EM EQUILÍBRIO A PARTIR DO $K_c$

Questões desse tipo envolvem a mesma lógica apresentada anteriormente. Olha só essa aqui:

(Fuvest-SP) A altas temperaturas,  $N_2$  reage com  $O_2$  produzindo NO, um poluente atmosférico:



À temperatura de 2.000 K, a constante do equilíbrio acima é igual a  $4,0 \cdot 10^{-4}$ . Nessa temperatura, se as concentrações de equilíbrio de  $N_2$  e  $O_2$  forem, respectivamente,  $4,0 \cdot 10^{-3}$  e  $1,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$ , qual será a de NO?

A primeira coisa a fazer é pensar na tabela, certo? Nesse caso, a única variável que não conhecemos é a concentração de NO na expressão de  $K_c$  - que é justamente o "x" da questão! A tabela fica assim (as linhas em branco foram omitidas):



|               | REAGENTES         |                   | PRODUTOS |
|---------------|-------------------|-------------------|----------|
| DADOS (4)     | $N_2$             | $O_2$             | $NO$     |
| QUANT. NO EQ. | $4 \cdot 10^{-3}$ | $1 \cdot 10^{-3}$ | $? = x$  |

Onde a expressão de  $K_c$  é:

$$K_c = \frac{[NO]^2}{[N_2][O_2]} = \frac{x^2}{[4 \cdot 10^{-3}][1 \cdot 10^{-3}]} = 4 \cdot 10^4$$

Finalmente, o valor de  $x$  - a concentração de  $NO$  no equilíbrio - é:

$$x^2 = 16 \cdot 10^{-10} \rightarrow x = 4 \cdot 10^{-5} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

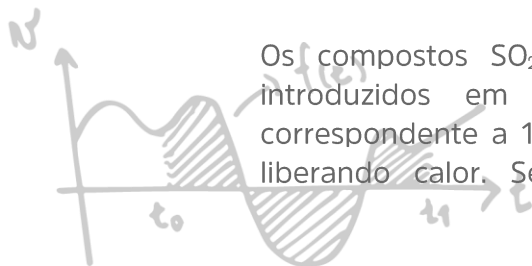
### CÁLCULOS ENVOLVENDO GRAU DE EQUILÍBRIO

Esse tipo de questão envolve um pouquinho mais de atenção. Olha esse exemplo:

(UFPI) Um método proposto para coletar energia solar consiste na utilização dessa energia para aquecer a  $800^\circ\text{C}$  trióxido de enxofre —  $SO_3$  — ocasionando a reação:



Os compostos  $SO_2 (g)$  e  $O_2 (g)$ , assim produzidos, são introduzidos em um trocador de calor de volume correspondente a 1,0 L e se recombina produzindo  $SO_3$  e liberando calor. Se 5,0 mols de  $SO_3$  sofrem 60 % de



dissociação nessa temperatura, identifique o valor correto de  $K_c$ .

Foi nos dado o valor do grau de equilíbrio (é a dissociação do  $SO_3$ , onde  $\alpha = 0,6$ ), não é? A chave para resolver a questão é entender que:

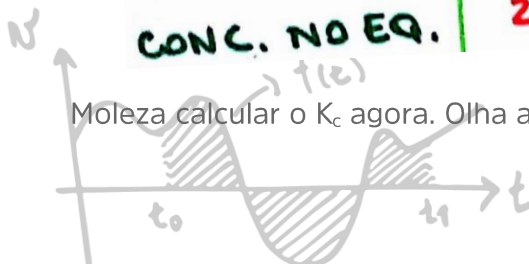
$$\alpha = \frac{\text{mols de reag. que já reagiram}}{\text{mols de reagente iniciais}} \times \left( \frac{\text{mols de reag. iniciais}}{\text{mols de reag. que já reagiram}} \right)$$

$$\text{ou seja: } \alpha \times (\text{mols de reag. iniciais}) = (\text{mols de reag. que já reagiram})$$

Assim, multiplicando a quantidade inicial de  $SO_3$  (que nos foi fornecida) por  $\alpha$  obtemos o número de mols de  $SO_3$  que reagiram. A tabela completa então fica:

| DADOS (4)<br>$\alpha = 0,6$ | REAGENTES                              |         | PRODUTOS            |
|-----------------------------|----------------------------------------|---------|---------------------|
|                             | $SO_3$                                 | $SO_2$  | $O_2$               |
| QUANT. INICIAL              | 5                                      | 0       | 0                   |
| QUANT. REAGE/É FORMADA      | $5\alpha = 5 \cdot 0,6 = 3$<br>$x = 3$ | $x = 3$ | $\frac{x}{2} = 1,5$ |
| QUANT. NO EQ.               | $5 - 3 = 2$                            | 3       | 1,5                 |
| CONC. NO EQ.                | 2                                      | 3       | 1,5                 |

Moleza calcular o  $K_c$  agora. Olha aí:



$$K_c = \frac{[3]^2 [1,5]}{[2]^2} \approx 3,4 //$$

## AGENTES EXTERNOS QUE AFETAM O EQUILÍBRIO QUÍMICO HOMOGÊNEO

Uma vez que um sistema atinja o equilíbrio, ele permanecerá nessa situação enquanto não houver ação de um agente externo sobre ele que gere alterações nas condições de equilíbrio. Se, no entanto, o sistema em equilíbrio sofrer uma perturbação, ele reagirá de modo a minimizar seus efeitos. De acordo com o Princípio de Le Chatelier:

Quando um sistema em equilíbrio sofre uma perturbação causada por um agente externo, ele se desloca, procurando minimizar o efeito do fator aplicado.

Quando a velocidade da reação direta aumenta, dizemos que o equilíbrio está se deslocando para a direita - ou no sentido dos produtos. Já quando aumenta a velocidade da reação inversa, dizemos que o equilíbrio está se deslocando para a esquerda - no sentido dos reagentes. Ambos acontecimentos, porém, são temporários, pois o sistema sempre convergirá para um novo estado de equilíbrio.

Para avaliar a influência das perturbações sobre o equilíbrio, podemos pensar no funcionamento de uma gangorra: quando adicionamos uma carga no lado direito, ele se torna mais pesado e tende a perder altura. Desse modo, para equilibrá-la, uma carga deve ser também adicionada ao lado esquerdo. A retirada da carga de um dos lados tem efeito análogo: para garantir o equilíbrio, devemos remover a carga no lado oposto também.



**DESEQUILÍBRIO: CARGA**

**NO LADO OPOSTO  
TAMBÉM DEVE  
SER RETIRADA**



Vamos estudar quais são os fatores capazes de deslocar o equilíbrio, então? Primeiramente, vamos estudar as alterações possíveis em equilíbrios homogêneos. Já no capítulo 4, estudaremos as particularidades de equilíbrios heterogêneos, beleza? :)

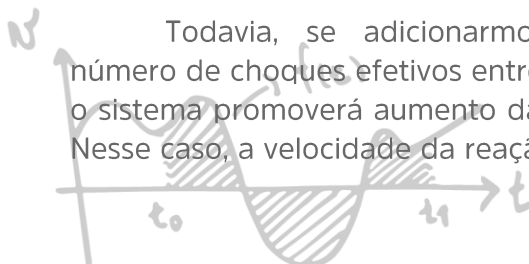
### **ALTERAÇÃO DA CONCENTRAÇÃO DE PELO MENOS UM DOS ELEMENTOS DO EQUILÍBRIO**

O efeito da concentração será estudado em sistemas nos quais a temperatura permanece constante. Considere o equilíbrio de síntese de amônia, um importante fertilizante:



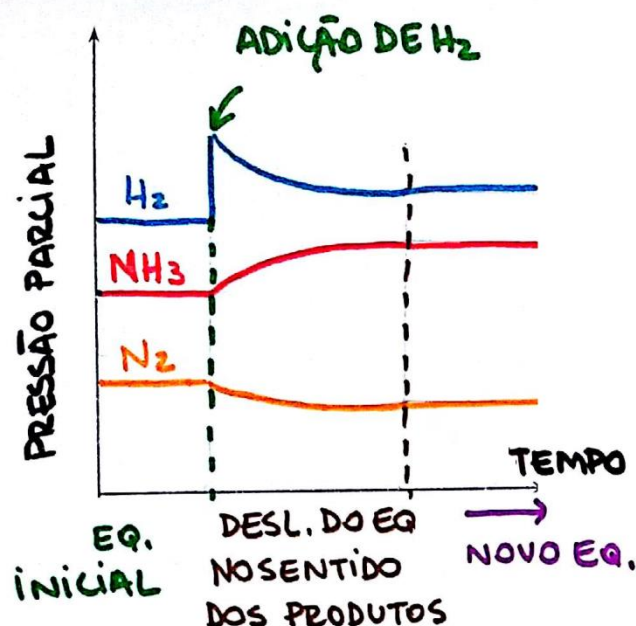
Se adicionarmos ao meio reacional  $\text{N}_2$  ou  $\text{H}_2$ , aumentaremos o número de choques efetivos entre esses reagentes. Desse modo, o sistema favorecerá a formação de  $\text{NH}_3$ , de modo a minimizar a perturbação gerada pela adição. Em outras palavras, a velocidade da reação direta será aumentada.

Todavia, se adicionarmos  $\text{NH}_3$ , estaremos promovendo maior número de choques efetivos entre moléculas de produtos. Então, dessa vez o sistema promoverá aumento da concentração de  $\text{N}_2$  ou  $\text{H}_2$  em equilíbrio. Nesse caso, a velocidade da reação inversa será privilegiada.



Generalizando, a adição de reagentes a qualquer sistema em equilíbrio o desloca no sentido dos produtos. Já a adição de produtos a um sistema em equilíbrio o desloca no sentido dos reagentes.

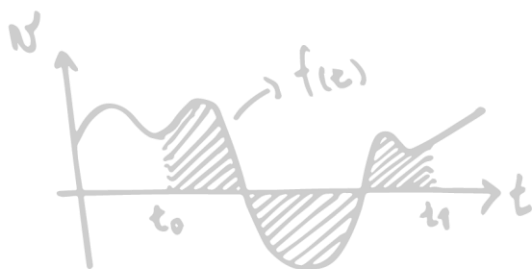
Podemos também retirar  $N_2$  ou  $H_2$  do meio reacional. Nesse caso, o aumento dos choques efetivos seria entre as moléculas de  $NH_3$ . Assim, o sistema facilitará a formação de  $N_2$  e  $H_2$ , uma vez que o  $NH_3$  em excesso precisa ser consumido.



Contudo, se for diminuída a concentração de  $NH_3$ , o efeito será o oposto: a formação de  $NH_3$  será favorecida. Note que dessa vez são os reagentes que estão em maior quantidade.

Universalizando, a remoção de reagentes de qualquer sistema em equilíbrio o desloca no sentido dos próprios reagentes. Por outro lado, a remoção de produtos de um sistema em equilíbrio o desloca no sentido dos respectivos produtos.

O estudo do efeito da concentração no deslocamento do equilíbrio também pode ser feito através da análise no valor de  $K_c$ . Olha só:



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

AUMENTANDO A [ ] DE  $NH_3$ , DEVEMOS ESPERAR AUMENTO DA CONCENTRAÇÃO DE  $N_2$  E  $H_2$ , POIS O VALOR DE  $K_c$  SÓ VARIA COM A TEMPERATURA.

### ALTERAÇÃO DA PRESSÃO TOTAL SOBRE O SISTEMA

O efeito da variação de pressão é sentido apenas em sistemas com um ou mais reagentes em fase gasosa. Quando aumentamos a pressão sobre um sistema em equilíbrio dessa natureza, à temperatura constante, ele reage no sentido da reação capaz de diminuir esse aumento e vice-versa. Voltando ao equilíbrio de síntese da amônia, por exemplo:



4 mols gasosos

2 mols gasosos

Se houver aumento na pressão desse sistema, ocorrerá deslocamento do equilíbrio para o lado dos produtos, já que esse sentido tem um número de mols de gás menor. Dessa forma, a pressão final no novo equilíbrio será diminuída, de modo a minimizar o efeito da perturbação:

$$P = \frac{n \cdot R \cdot T}{V} \rightarrow \text{NESSE CASO, } T \text{ E } V \text{ SÃO CONSTANTES}$$

Assim:  $P \propto n$



Entretanto, se houver diminuição na pressão total, o deslocamento será no sentido dos reagentes. Assim, a pressão final no novo equilíbrio será aumentada. Generalizando:

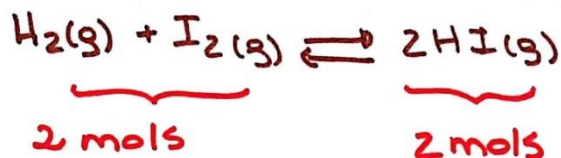
↑ P: DESLOCA NO SENTIDO DE MENOR VOLUME DE GÁS

↓ P: DESLOCA NO SENTIDO DE MAIOR VOLUME DE GÁS

Para que a variação na pressão exerça efeito sobre o sistema em equilíbrio, duas condições devem ser satisfeitas:

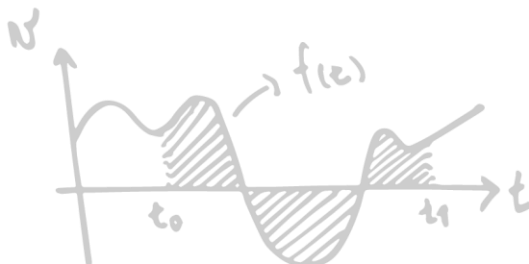
- ✓ Pelo menos um reagente deve estar na forma de gás;
- ✓ Na fase gasosa, a soma do número de mols de reagentes deve ser diferente da soma do número de mols de produtos.

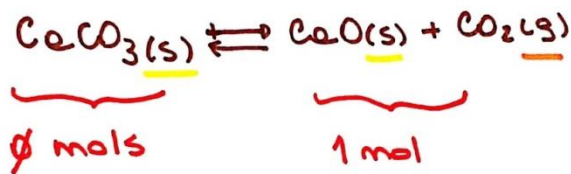
Então, para o seguinte equilíbrio, por exemplo:



Como  $n_{\text{REAG}} = n_{\text{PROD}}$ , A VARIAÇÃO DE PRESSÃO NÃO AFETA O EQUILÍBRIO.

Lembre-se que a variação na pressão total só afeta reagentes na forma de gás. Assim, no caso de equilíbrios heterogêneos em que temos sólidos e gases ou líquidos e gases, para avaliar o efeito da pressão contamos apenas as quantidades de elementos gasosos. Observe o exemplo abaixo:





**SOMENTE A VARIACÃO NA PRESSÃO PARCIAL DE  $\text{CO}_2$  AFETA O EQUILÍBRIO.**

No capítulo 4, estudaremos mais particularidades do equilíbrio heterogêneo, ok?

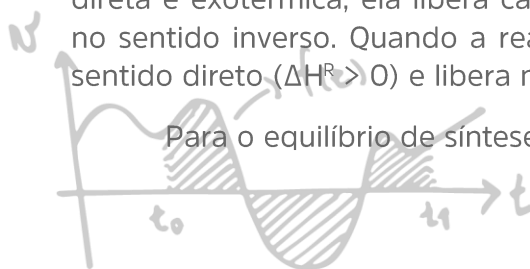
**Observação importante:** se em um recipiente fechado existir um equilíbrio gasoso e for introduzido um novo gás inerte (que não reage com nenhum dos participantes do equilíbrio), a pressão total no interior do recipiente irá aumentar. Entretanto, não haverá deslocamento do equilíbrio, pois as pressões parciais de reagentes e produtos não são afetadas.

### ALTERAÇÃO DA TEMPERATURA DO SISTEMA

A variação de temperatura é o único fator externo que, além de provocar deslocamento no equilíbrio químico, também altera o valor de  $K_c$ . Em um sistema em equilíbrio sempre temos duas reações: a endotérmica, que pode ser o sentido direto ou o inverso, dependendo do valor de entalpia da reação, ( $\Delta H^R$ ) e a exotérmica, que será o sentido oposto.

Por convenção, o valor de  $\Delta H^R$  sempre se refere ao sentido direto da reação (lembre-se de que ele pode ser calculado a partir da subtração entre a entalpia de formação de produtos e reagentes). Quando a reação direta é exotérmica, ela libera calor no sentido direto ( $\Delta H^R < 0$ ) e absorve no sentido inverso. Quando a reação é endotérmica, ela absorve calor no sentido direto ( $\Delta H^R > 0$ ) e libera no sentido inverso.

Para o equilíbrio de síntese da amônia, por exemplo, temos:



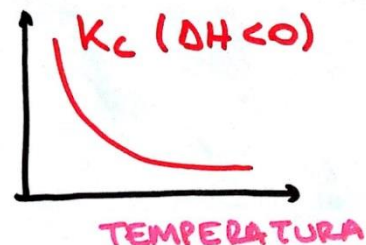
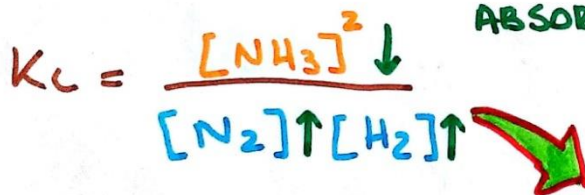


REAÇÃO DIRETA

É EXOTÉRMICA

O aumento da temperatura desloca a reação no sentido que absorve calor (endotérmico). Nesse caso, esse é o lado dos reagentes. Todavia, a diminuição da temperatura desloca a reação no sentido que libera calor (exotérmico). Para esse exemplo, esse é o lado dos produtos. Podemos também analisar o efeito da temperatura sobre o  $K_c$  desse equilíbrio:

AUMENTO DE TEMPERATURA: FAVORECE LADO QUE ABSORVE CALOR!

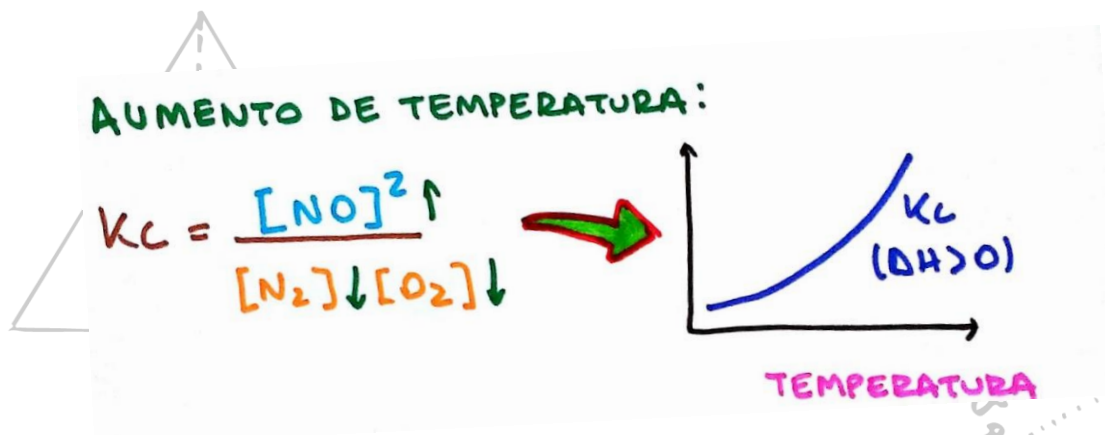


Olhe só como fica a influência da temperatura para esse outro exemplo:

REAÇÃO DIRETA  
É ENDOTÉRMICA

Essa reação é endotérmica no sentido direto. Assim, o aumento de temperatura favorece o lado dos produtos enquanto seu decréscimo favorece o dos reagentes. Podemos também prever a influência da temperatura sobre o valor de  $K_c$  nesse caso:



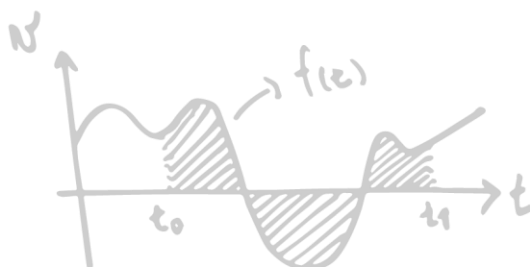


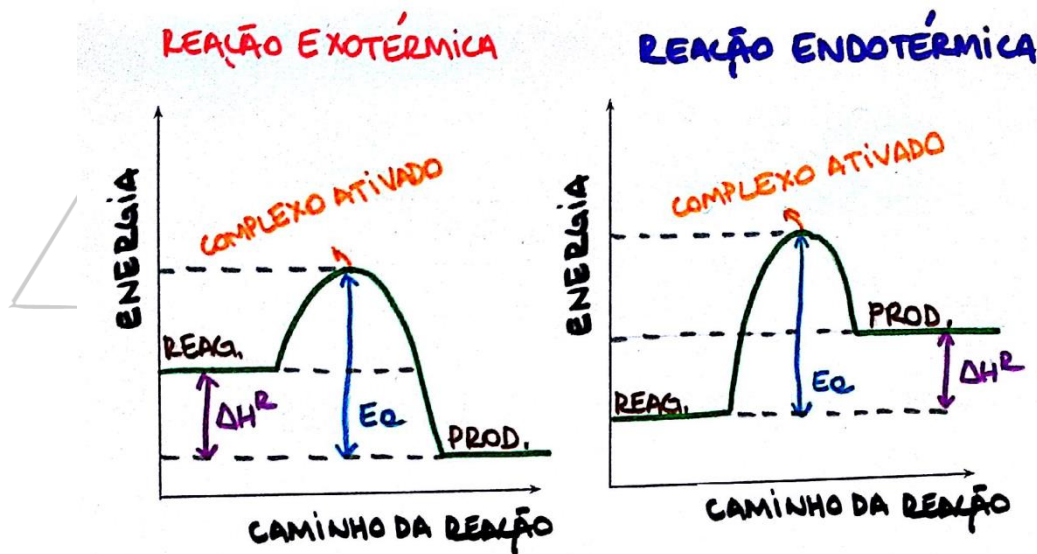
### ADIÇÃO DE CATALISADOR AO SISTEMA EM EQUILÍBRIO

Para que uma reação química ocorra, reagentes devem romper a “barreira energética” - chamada de Energia de Ativação ( $E_A$ ) - que os separa dos produtos. Quanto maior a  $E_A$ , mais lenta é a reação. Quando o obstáculo energético é vencido, forma-se **primeiramente o complexo ativado** - uma estrutura instável e intermediária entre reagentes e produtos, na qual as ligações químicas entre reagentes são enfraquecidas e as entre produtos estão em formação. *Cuidado:* não confunda as grandezas  $\Delta H^R$  e  $E_A$ :

- ✓  $E_A$  corresponde à menor energia necessária aos reagentes para a formação do complexo ativado;
- ✓  $\Delta H^R$  representa uma medida da diferença energética entre reagentes e produtos.

Assim, para reações exotérmicas e endotérmicas, podemos fazer a seguinte representação do caminho de reação:





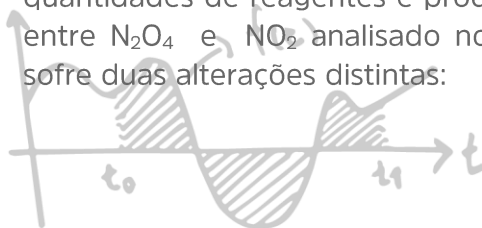
O catalisador possibilita um novo caminho para a reação. Quando adicionado, ele forma com o reagente um novo intermediário de reação que exige menor energia de ativação, fazendo com que a reação se processe de maneira mais rápida. No final do processo, o catalisador é regenerado sem sofrer alteração permanente, ou seja, ele não é consumido.

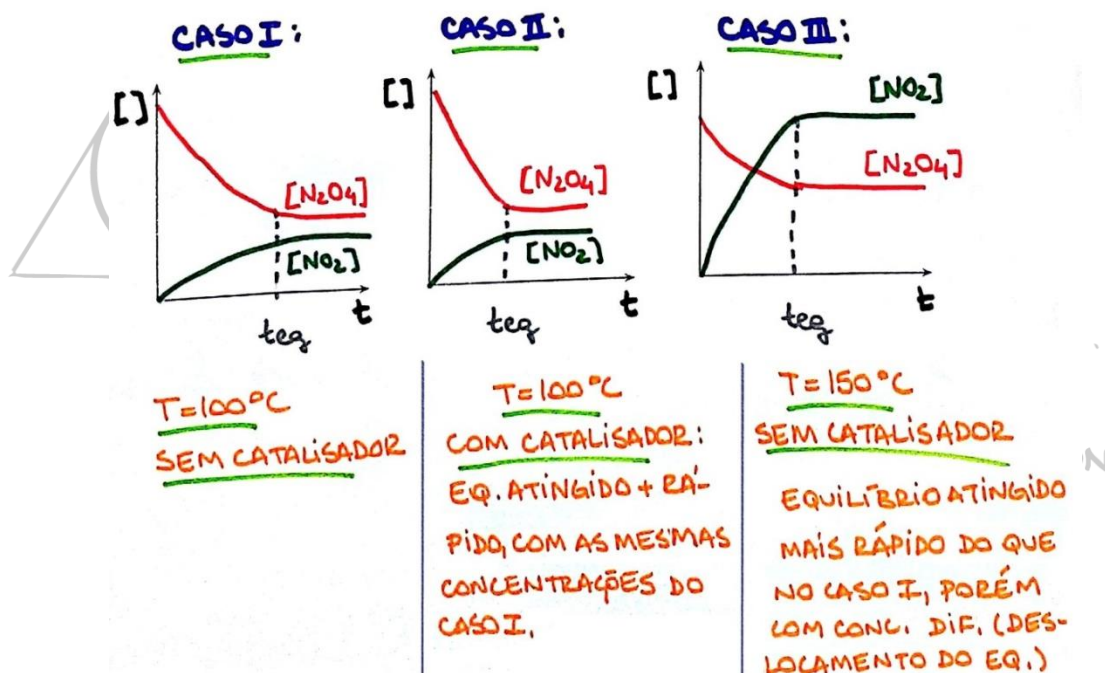
Dessa maneira, sua concentração não sofre alteração ao longo da reação química. Como o catalisador aumenta a velocidade das reações direta e inversa igualmente, a sua adição provoca a diminuição do tempo necessário para que esse equilíbrio seja atingido.

**Importante:** Catalisadores não deslocam o equilíbrio! Ou seja, não alteram as concentrações em equilíbrio (valor de  $K_c$  e  $K_p$ ) ou o rendimento obtido no processo.

Devemos ter cuidado para não confundir o efeito da variação de temperatura e do catalisador: Ambos diminuem o tempo — energia — necessários para atingir o equilíbrio químico.

No entanto, o uso do catalisador acarretará em um equilíbrio com as mesmas concentrações obtidas se ele não for usado. Enquanto isso, a variação da temperatura desloca o equilíbrio, gerando alteração nas quantidades de reagentes e produtos — no valor de  $K_c$ . Repare o equilíbrio entre  $N_2O_4$  e  $NO_2$  analisado no primeiro capítulo de nosso estudo, que sofre duas alterações distintas:





Por diminuir a energia necessária para que reações em equilíbrio ocorram, catalisadores são amplamente usados na indústria química, por vezes combinados com condições de reação severas. Por exemplo, o processo de Haber-Bosch, que realiza a síntese da amônia, utiliza três condições para obter máximo rendimento: catalisador, alta temperatura e alta pressão.

## EQUILÍBRIOS HETEROGÊNEOS

Essas reações em equilíbrio correspondem àquelas que têm mais de uma fase, lembra? Para elas, temos que estar ligados em alguns detalhes especiais. Vamos estudá-los juntos?

### CONSTANTE DE EQUILÍBRIO PARA SISTEMAS HETEROGÊNEOS

À temperatura constante, em relação à fase gasosa, as concentrações dos sólidos e líquidos são praticamente constantes. Dessa forma, de maneira análoga ao que foi mostrado para  $K_p$ , quando

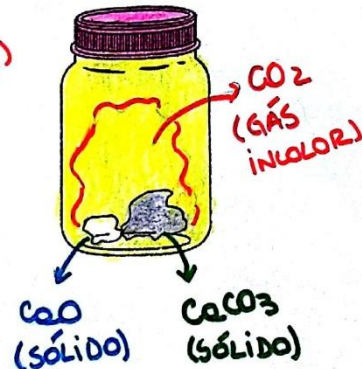


escrevermos a expressão de  $K_c$  em sistemas onde temos pelo menos um componente gasoso, devemos "omitir" a concentração de sólidos e líquidos eventualmente presentes na reação.

No entanto, perceba que não estamos de fato omitindo esses valores, mas sim os incorporando à constante  $K_c$ . Assim, por exemplo, para a reação de dissociação térmica do carbonato de cálcio, temos:

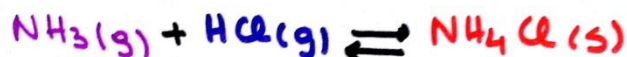


$$K_p = \frac{P_{\text{CaO}} \cdot P_{\text{CO}_2}}{P_{\text{CaCO}_3}} \rightarrow \text{CONSTANTES}$$



$$K_p \cdot \frac{P_{\text{CaCO}_3}}{P_{\text{CaO}}} = P_{\text{CO}_2} \rightarrow K_p' = P_{\text{CO}_2}$$

Outro exemplo é a reação que ocorre entre a amônia e o ácido clorídrico, ambos em fase gasosa:



$$K_p = \frac{1}{P_{\text{NH}_3} \cdot P_{\text{HCl}}}$$

## DESLOCAMENTO DO EQUILÍBRIO HETEROGÊNEO

De modo geral, o princípio de Le Chatelier vale também para equilíbrios heterogêneos. Nós já vimos a ressalva para questões envolvendo a variação na pressão total do sistema, certo? (estudado no capítulo 3). Entretanto, devemos ter cuidado também com questões



envolvendo alteração na concentração de sistemas heterogêneos: lembra que a concentração de sólidos e líquidos é constante com a temperatura?

Por conta dessa propriedade deles, a **adição ou retirada** de um participante **sólido ou líquido não afeta o equilíbrio** (desde que esse elemento continue existindo no sistema). **Somente** quando houver adição ou retirada de um **participante gasoso** ocorrerá **deslocamento do equilíbrio**. Nesse caso, o deslocamento seguirá as mesmas tendências que foram vistas para o equilíbrio homogêneo (analisado no capítulo 3):

- ✓ A **adição** de um componente gasoso desloca o equilíbrio no sentido que **vai consumi-lo**.
- ✓ A **retirada** de um componente gasoso desloca o equilíbrio no sentido que **irá reconstitui-lo**.

O efeito dos agentes externos sobre o equilíbrio químico, para sistemas homogêneos e heterogêneos, está resumido na tabela abaixo.

| Modificação<br>o no<br>rendiment<br>o | Mudança<br>em $K_c$ (ou<br>$K_p$ ) | Efeito no<br>equilíbrio                  | Aumento<br>(+) ou<br>diminuição<br>(-) | Variável                                                 |
|---------------------------------------|------------------------------------|------------------------------------------|----------------------------------------|----------------------------------------------------------|
| Sim                                   | Não                                | No sentido<br>oposto ao c.<br>adicionado | +                                      | Concentração<br>(hetero: só<br>componentes<br>gasosos!)  |
| Sim                                   | Não                                | No sentido do<br>c. adicionado           | -                                      |                                                          |
| Sim                                   | Não                                | No sentido de<br>menor volume<br>gasoso  | +                                      | Pressão Total<br>(hetero: só<br>componentes<br>gasosos!) |
| Sim                                   | Não                                | No sentido de<br>maior volume<br>gasoso  | -                                      |                                                          |
| Sim                                   | Sim                                | No sentido<br>endotérmico                | +                                      | Temperatura                                              |



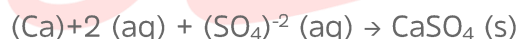
|     |     |                         |                        |             |
|-----|-----|-------------------------|------------------------|-------------|
| Sim | Sim | No sentido exotérmico   | -                      |             |
| Não | Não | Não altera o equilíbrio | Só pode ser adicionado | Catalisador |

### PRODUTO DE SOLUBILIDADE ( $K_{ps}$ )

Essa grandeza se refere a reações de dissolução de sólidos em água. Por exemplo, a reação de dissolução do sulfato de cálcio ( $\text{CaSO}_4$ ) em solução aquosa é:

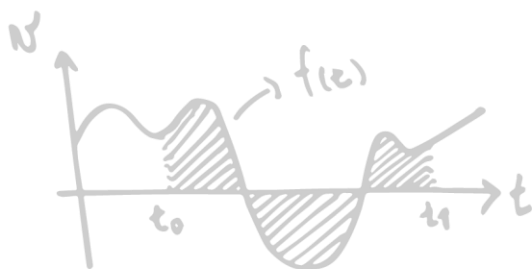


No entanto, quando ela ocorre, a reação de precipitação do  $\text{CaSO}_4$  também acontece, o que consiste na reação inversa à de dissolução:



Ambas ocorrem no sistema ao mesmo tempo. Contudo, inicialmente a velocidade da reação direta (de dissolução) é maior que a da inversa (de precipitação). Com o passar do tempo vai diminuir e vai aumentar, até o momento em que as duas se igualam. Esse é o instante em que a solução se torna saturada e no qual é atingido o equilíbrio da dissolução.

No equilíbrio de dissolução do  $\text{CaSO}_4$ , a constante cinética fica:



$$K_c = \frac{[Ca^{+2}][SO_4^{-2}]}{[CaSO_4]}$$

QUANDO A SOLUÇÃO ESTÁ SATURADA (EQUILÍBRIO QUÍMICO) A CONCENTRAÇÃO DE  $CaSO_4$  É CONSTANTE

Como o  $CaSO_4$  forma o precipitado no equilíbrio, enquanto a solução for saturada, a sua concentração em fase aquosa não irá variar. Desse modo, pode-se simplificar a expressão para:

$$K_c \cdot [CaSO_4] = [Ca^{+2}][SO_4^{-2}]$$

$$K_{ps} = [Ca^{+2}][SO_4^{-2}]$$

Essa expressão simplificada é chamada produto de solubilidade ( $K_{ps}$ ). Generalizando para qualquer sólido, a expressão fica:



$$K_{ps} = [B^{b+}]^a \cdot [A^{a-}]^b$$

Assim como vimos para o valor de  $K_c$ , quanto maior o valor de  $K_{ps}$ , maior o rendimento (espontaneidade) da reação. Ou seja, menor será a quantidade de corpo de fundo "sobrando" no momento em que a solução aquosa se tornar saturada - maior será a solubilidade em água do soluto em questão.

**Importante:** Assim como  $K_c$ , o valor de  $K_{ps}$  só depende da temperatura em que a solução se encontra.

PARA SABER MAIS!



Sites:



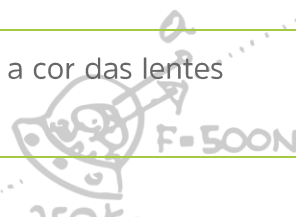
✓ Mundo

<http://mundoeducacao.bol.uol.com.br/quimica/equilibrio-quimico-lentes-fotossensiveis.html>

Educação

$$\frac{1}{3}h$$

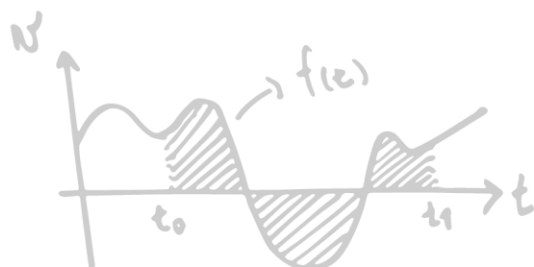
Para saber o que é o mecanismo que muda a cor das lentes fotossensíveis :)



✓ Mundo Educação - <http://brasilecola.uol.com.br/quimica/equilibrio-quimico-refrigerante-no-estomago.htm>

Para entender o equilíbrio químico dos refrigerantes!

meSalva!



mesalva.com

Todos os direitos reservados © Me Salva! 2017.

## REFERÊNCIAS

FELTRE, R. Química: volume 2. 6ª edição. São Paulo: Moderna, 2004.

USBERCO, J. SALVADOR, E. Química: volume único. São Paulo: Saraiva, 2002.

PERUZZO, F. CANTO, E. Química na abordagem do cotidiano: volume 2. São Paulo : Moderna, 2003



meSalva!

