

## AULA 2

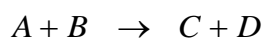
### Equilíbrio Químico

#### Objetivos

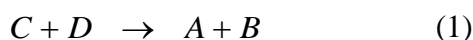
- ✓ Definir reações reversíveis.
- ✓ Definir equilíbrio químico.
- ✓ Escrever as expressões das constantes de equilíbrio.
- ✓ Conhecer os fatores que afetam o equilíbrio químico.

#### Introdução

Vocês já sabem que quando misturamos duas ou mais substâncias (reagentes) elas reagem entre si dando origem a substâncias diferentes, denominadas de produtos da reação. Na equação química,



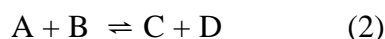
A e B são os reagentes que produzem os produtos C e D. Poderíamos ter, também, a reação inversa,



onde os, agora, reagentes C e D reagem tendo como produtos as espécies A e B. As reações químicas são, em sua maioria, reações reversíveis que se processam em maior ou menor extensão, conforme o caso.

O que são reações reversíveis? São reações químicas nas quais os reagentes se transformam em produtos e estes podem reagir entre si de maneira a regenerar os reagentes iniciais.

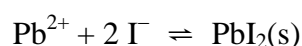
Como as reações reversíveis acontecem nos dois sentidos indicados, elas tendem para um estado de equilíbrio, chamado de Equilíbrio Químico.



A classificação das reações em reversíveis ou irreversíveis é convencional. Cada reação é mais ou menos reversível, porém, em muitos casos, essa reversibilidade é tão insignificante, que pode ser desprezada. Então, a reação é considerada praticamente irreversível.

Como o equilíbrio é estabelecido? A e B reagem a uma dada velocidade para formar C e D. À medida que as quantidades de A e B presentes no sistema reacional diminuem, uma vez que estes reagentes são consumidos na reação, a velocidade da reação direta entre A e B também diminui. No entanto, a quantidade dos produtos C e D formados gradativamente aumentam com o avanço da reação direta e, conseqüentemente, a velocidade da reação inversa  $C + D$  também aumenta. Para uma determinada relação entre as quantidades de A, B, C e D, as velocidades das duas reações serão exatamente as mesmas e, então, um equilíbrio dinâmico é estabelecido. Macroscopicamente, as quantidades de A, B, C e D não variam mais após o equilíbrio químico ter sido estabelecido.

O equilíbrio químico é um estado em que a velocidade da transformação dos reagentes em produtos é exatamente igual à velocidade da transformação dos produtos em reagentes. Nessas condições, não há transformação aparente do sistema, mas as reações direta e inversa se processam simultaneamente a uma mesma velocidade. Consideremos o exemplo da reação do íon chumbo,  $Pb^{2+}$ , com o íon iodeto,  $I^-$



Nesse caso, a reação direta é observada pela formação do precipitado amarelo de iodeto de chumbo,  $PbI_2$ . O término da formação do precipitado indica que o estado de equilíbrio foi alcançado. Uma vez estabelecido o equilíbrio químico, embora não se observe mais qualquer modificação macroscópica no sistema, as reações direta e inversa continuam a se processar com velocidades iguais.

“O equilíbrio químico é um processo dinâmico”

As reações químicas tendem espontaneamente para o estado de equilíbrio. Uma vez que um sistema atinge o equilíbrio químico somente fatores externos são capazes de afastá-lo

dessa posição. Tão logo a ação desses fatores seja interrompida, o sistema retornará, depois de transcorrido algum tempo, a um novo estado de equilíbrio.

## A Constante de Equilíbrio

O equilíbrio químico pode ser descrito em termos de considerações cinéticas ou termodinâmicas.

Cineticamente, como é definido o equilíbrio químico? O equilíbrio é um estado dinâmico, em que cada espécie participante da reação se forma exatamente na mesma taxa em que é consumida. Ou seja, as reações direta e inversa se processam simultaneamente com a mesma velocidade.

Considerando uma reação química genérica reversível do tipo:



onde  $a$ ,  $b$ ,  $c$  e  $d$  são os coeficientes estequiométricos referentes aos reagentes A e B e produtos C e D, respectivamente. De acordo com a “Lei da Ação das Massas”, a velocidade da reação é proporcional às concentrações em mol L<sup>-1</sup> dos reagentes elevadas aos seus coeficientes estequiométricos.

A “Lei da Ação das Massas” foi proposta pelos cientistas noruegueses G. M. Guldenberg e P. Waage e apresentada, pela primeira vez, em 1864. Essa lei se constitui no princípio básico para o estudo quantitativo de um sistema em equilíbrio. É aplicável a qualquer reação reversível, tanto na direção direta quanto na inversa.

Para o equilíbrio considerado, a velocidade da reação direta,  $v_d$ , pode ser expressa por:

$$v_d = k_d [A]^a [B]^b \quad (4a)$$

enquanto que, a velocidade da reação inversa,  $v_i$ , é escrita como:

$$v_i = k_i [C]^c [D]^d \quad (4b)$$

Nessas duas equações de velocidade,  $k_d$  e  $k_i$  são constantes de proporcionalidade que dependem, porém, de fatores externos como temperatura e pressão.

A velocidade de uma reação química mede a taxa de variação  $d[E]/dt$  da quantidade de alguma espécie E participante do processo reativo com o tempo. Desta forma, a velocidade de uma reação pode ser expressa de várias maneiras. Por exemplo, considerando a equação (3), podemos escrever a velocidade da reação direta em termos da quantidade do componente A consumida com o tempo,

$$v_d = -d[A]/dt \quad (5a)$$

ou em termos da quantidade do componente D, formado a partir de A e B:

$$v_d = +d[D]/dt \quad (5b)$$

O sinal negativo inserido na equação (5a) indica que a espécie A presente no sistema está sendo consumida (sua quantidade é reduzida) a medida que o tempo avança. Em (5b), a quantidade do componente D aumenta com o tempo e, por isso, temos o sinal positivo na expressão da velocidade da reação. Igualmente, poderíamos ter escrito as velocidades da reação representada pela equação (3) como  $v_d = -d[B]/dt$  ou  $v_d = +d[C]/dt$ .

O equilíbrio químico é alcançado quando as velocidades das reações direta e inversa em um processo reativo tornam-se iguais:

$$v_d = v_i$$

Desta igualdade, utilizando as expressões das velocidades das reações direta (4a) e inversa (4b), dadas pela lei da ação das massas, temos:

$$k_d [A]^a [B]^b = k_i [C]^c [D]^d \quad (6)$$

Rearranjando os termos dos lados direito e esquerdo desta equação, podemos escrever,

$$K_{eq} = \frac{k_d}{k_i} = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$$

A nova constante  $K_{eq}$  introduzida é a constante de equilíbrio da reação. Explicitamente, a constante de equilíbrio é definida em termos das concentrações das espécies no equilíbrio, como uma razão direta das concentrações dos produtos e inversa das concentrações dos reagentes, tendo os respectivos coeficientes estequiométricos como suas potências. As concentrações utilizadas em uma constante de equilíbrio são, mais frequentemente, expressas em mol L<sup>-1</sup>. Implicitamente, as constantes de equilíbrio são funções da temperatura e pressão utilizadas no experimento.

Um aspecto importante que deve ser apreciado, é que a constante de equilíbrio de qualquer reação química independe das concentrações iniciais  $[A]_0$  e  $[B]_0$  dos reagentes e  $[C]_0$  e  $[D]_0$  dos produtos. Na expressão da constante de equilíbrio,  $K_{eq}$ , aparecem apenas as concentrações dos reagentes e dos produtos medidas após o equilíbrio ter sido estabelecido. Não importa a quantidade inicial dos reagentes ou produtos adicionados: no equilíbrio haverá sempre uma proporção fixa das concentrações dessas espécies de tal forma a fazer  $K_{eq}$  uma constante numérica.

Termodinamicamente, como é definido o equilíbrio químico? Antes de mais nada a termodinâmica é a área da ciência que estuda os efeitos de trabalho e calor envolvidos em um processo físico e as limitações impostas pela natureza nas conversões de calor em trabalho. A termodinâmica tem como objetivos estabelecer os critérios para se determinar a estabilidade da matéria, as condições e a direção com que uma transformação física ou química espontânea ocorre. Com a definição acima, podemos estabelecer que o equilíbrio químico é um estado de máxima estabilidade termodinâmica para o qual um sistema químico tende espontaneamente, à temperatura e pressão fixas.

A termodinâmica nos ensina que a variação da quantidade denominada energia livre de Gibbs,  $\Delta G$ , (que combina os efeitos de troca de energia,  $\Delta H$ , e os estados de organização de um sistema físico,  $\Delta S$ ), é a quantidade chave que nos indica o sentido da estabilidade termodinâmica de uma transformação física ou química. A estabilidade termodinâmica é alcançada quando  $\Delta G(T, p) = 0$ , a uma dada temperatura  $T$  e pressão  $p$ .

Sabendo que  $\Delta G^\circ(T, p^\circ)$  é variação de energia livre de Gibbs à uma pressão padrão  $p^\circ$  de 0,98692 atm e uma temperatura  $T$ , e que,

$$\Delta G(T, p) = \Delta G^\circ(T, p^\circ) + RT \ln(K_{eq})$$

então,

$$\Delta G^\circ(T^\circ, p^\circ) = -RT \ln(K_{eq})$$

ou,

$$K_{eq} = e^{-\left(\frac{\Delta G^\circ(T, p^\circ)}{RT}\right)}$$

que é a expressão que relaciona quantidades da termodinâmica ( $\Delta G^\circ$ ) com a constante de equilíbrio  $K_{eq}$  de um processo químico analisado.

### Concentração *versus* Atividade

A lei da ação das massas foi originalmente formulada em termos das concentrações das espécies participantes de uma reação química. Para investigações ordinárias sobre a cinética ou o equilíbrio de processos químicos, onde um grande grau de precisão não é exigido, esta relação concorda muito bem com os resultados determinados experimentalmente para as velocidades de reação ou constantes de equilíbrio. Estas situações são denominações de situações *ideais*. Entretanto, para trabalhos que requerem um maior grau de precisão, pequenos desvios são normalmente observados. A lei da ação das massas torna-se uma relação falha para uma descrição útil da cinética ou do equilíbrio químico destes casos *reais*. Como este defeito pode ser corrigido?

A lei da ação das massas pode ainda ser uma relação correta para uso em problemas *reais* envolvendo grandes precisões se, mantida a sua forma, uma nova quantidade for utilizada no lugar das concentrações das espécies químicas participantes do processo. Esta nova quantidade, denominada de *atividade* tem a mesma natureza física de uma concentração (podemos tê-la como uma concentração efetiva da espécie em um determinado solvente), e dela difere por um fator de correção  $f$ , denominado *coeficiente de atividade*. Com essa definição, escrevemos,

$$a_A = f_A \times [A]$$

para a atividade  $a_A$  da espécie A como o produto do coeficiente de atividade  $f_A$  e a concentração  $[A]$  da espécie A, geralmente expressa em  $\text{mol L}^{-1}$ .

A partir dessa nova definição a constante de equilíbrio  $K_{\text{eq}}$  deve ser expressa mais corretamente em função das atividades das espécies no equilíbrio:

$$K_{\text{eq}} = \frac{a_C^c \times a_D^d}{a_A^a \times a_B^b}$$

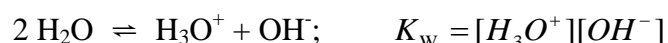
Quando se trabalha com atividade é comum adotarmos certos estados padrões como os que estabelecem que:

- i) a atividade de sólidos e líquidos puros (por exemplo, água pura) é igual a 1.
- ii) a atividade de um soluto é igual a sua concentração em  $\text{mol L}^{-1}$ , em uma solução diluída. Esta última condição admite o comportamento ideal de uma solução ou, reciprocamente, define uma solução como tendo um comportamento ideal.

### **Expressões para as constantes de equilíbrio de alguns processos químicos mais comuns**

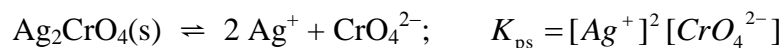
Vamos ilustrar, com exemplos, algumas reações químicas e as expressões para as suas respectivas constantes de equilíbrio, que serão frequentemente usadas no decorrer do nosso estudo. Vários problemas químicos que envolvem estas reações são frequentes em trabalhos analíticos nas indústrias química, metalúrgica, farmacêutica, assim como em laboratórios de análises clínicas. Para cada caso exemplificado, uma denominação própria será dada à constante de equilíbrio associada. Procure se inteirar e acostumar com esta prática desde o primeiro momento que você for apresentado à essas novas terminologias e denominações.

Exemplo 1: Ionização da água e a constante do produto iônico,  $K_w$ .



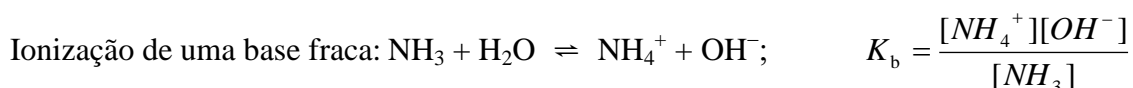
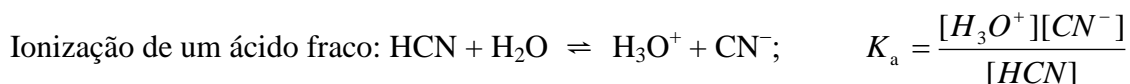
Observe que a concentração da água não aparece na expressão da constante do produto iônico,  $K_w$ . O motivo é que a água participa neste processo como solvente e reagente. Como solvente, a água está presente em uma quantidade muito grande comparada com a quantidade que irá ionizar e, portanto, sua concentração é praticamente constante. Por ser constante, esta concentração é omitida na definição de  $K_w$  e, assim, não aparece explicitamente na expressão da constante de equilíbrio.

Exemplo 2: Equilíbrio heterogêneo entre uma substância pouco solúvel e seus íons em uma solução aquosa saturada e a constante do produto de solubilidade,  $K_{ps}$ .



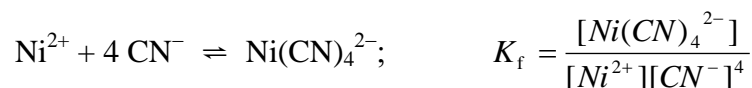
Neste exemplo, uma quantidade do sólido cromato de prata,  $\text{Ag}_2\text{CrO}_4$ , é adicionada a um volume de água (este solvente não está indicado explicitamente na equação do equilíbrio químico) e apenas uma fração da quantidade inicial adicionada deste sal é dissolvida em água. A fração dissolvida é representada pelos íons prata,  $\text{Ag}^+$ , e pelos íons cromato,  $\text{CrO}_4^{2-}$ , que são produzidos e estabilizados por um processo de solvatação pelas moléculas do solvente. Os íons dissolvidos (em água) são representados por  $\text{Ag}^+$  e  $\text{CrO}_4^{2-}$ . Observe, finalmente, que a expressão da constante de equilíbrio, a constante do produto de solubilidade,  $K_{ps}$ , não depende da quantidade do sólido residual não dissolvido no solvente.

Exemplo 3: Ionização de um ácido ou de uma base fracos e a constante de ionização,  $K_a$  ou  $K_b$ .

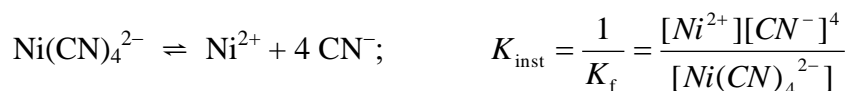


Como visto no exemplo 1, a água, por ser o solvente para o processo tratado, está presente em uma grande quantidade (relativo à quantidade de água que reage com o ácido ou a base) e, portanto, sua concentração não aparece na expressão das constantes de ionização  $K_a$  ou  $K_b$ .

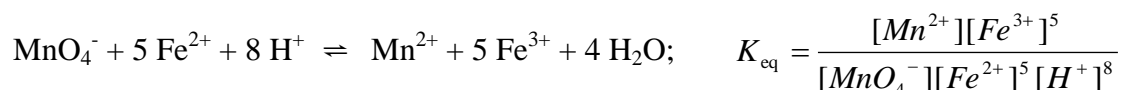
Exemplo 4: Formação ou dissociação de um complexo inorgânico (ou organometálico) e a constante de formação,  $K_f$  ou constante de instabilidade,  $K_{inst}$ .







Exemplo 5: Equilíbrio de oxirredução e a constante de equilíbrio,  $K_{\text{eq}}$ .

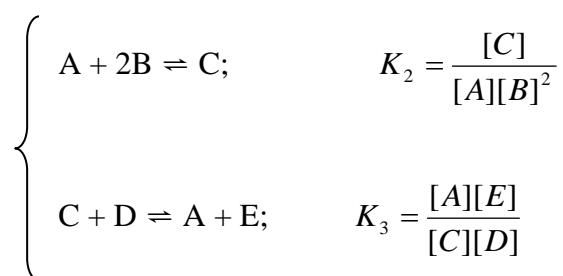


Como já visto nos exemplos 1 e 3, a água, por ser o solvente na reação de oxirredução considerada, sua concentração não aparece na expressão das constantes de equilíbrio  $K_{\text{eq}}$ .

Em todos os exemplos anteriores, observamos que as expressões das constantes de equilíbrio dependem de como escrevemos a equação química da reação tratada. É importante deixar bem representados os reagentes e os produtos da reação química. É fundamental que as equações químicas estejam corretamente balanceadas e que o sentido da reação esteja bem definido. Vejamos algumas situações gerais e as expressões de suas constantes de equilíbrio:

- Para a reação:  $\text{A} \rightleftharpoons \text{B}$ ;  $K = \frac{[\text{B}]}{[\text{A}]}$
- Para a reação inversa:  $\text{B} \rightleftharpoons \text{A}$ ;  $K_1 = \frac{1}{K} = \frac{[\text{A}]}{[\text{B}]}$
- Para a reação múltipla:  $n \text{A} \rightleftharpoons n \text{B}$ ;  $K_n = \frac{[\text{B}]^n}{[\text{A}]^n}$

- Para um sistema de reações consecutivas:



ou,



A constante de equilíbrio, como já apontado anteriormente, depende implicitamente de fatores externos como temperatura e a pressão. Também depende do solvente empregado. Assim, exceto que seja dito o contrário, no que se segue, usaremos apenas os valores das constantes de equilíbrio determinados em solução aquosa, para uma temperatura de 25 °C e pressão de 1 atm.

### Interpretação física para uma constante de equilíbrio

O valor numérico da constante de equilíbrio nos fornece a informação do grau com que uma reação química reversível se completa.

Para um valor elevado da constante de equilíbrio, entendemos que o estado de equilíbrio das reações químicas recíprocas está deslocado para o lado dos produtos. Isto quer dizer que o equilíbrio é alcançado quando uma grande parte dos reagentes é convertida em produtos, ou seja, reagem entre si. Alternativamente, quando a constante de equilíbrio tem um valor numérico pequeno, o equilíbrio é alcançado para um pequeno progresso da reação química no sentido da produção dos produtos desejados para a reação.

Para exemplificar, a dissolução do cloreto de prata, AgCl, em água é representada pela equação



O baixo valor da constante de equilíbrio, a constante do produto de solubilidade,  $K_{ps}$ , mostra que os íons  $Ag^+$  e  $Cl^-$  aparecem em pequena quantidade na solução; isto confirma o fato do  $AgCl$  ser um sal pouco solúvel em água.

### **Fatores que afetam o equilíbrio químico**

Uma vez estabelecido o equilíbrio de um processo químico, apenas fatores externos podem alterar a posição alcançada deste equilíbrio. Por posição de um equilíbrio químico devemos entender as concentrações relativas dos reagentes e produtos encontrados no sistema analisado. Duas classes de fatores externos podem afetar os equilíbrios químicos:

1) a variação relativa das concentrações de uma ou mais substâncias participantes do processo, e 2) fatores externos como temperatura e pressão, que não dependem das concentrações das substâncias.

Para o primeiro caso, um tratamento termodinâmico simples permite o cálculo rigoroso do efeito da variação da temperatura e/ou pressão sobre o valor numérico de uma constante de equilíbrio. Tendências qualitativas podem, porém, ser avaliadas para as mudanças sofridas em um equilíbrio químico causadas por variações destes parâmetros externos, como veremos a seguir.

Em geral, o princípio de Le Chatelier permite fazer previsões qualitativas acerca dos efeitos de variações gerais sobre um equilíbrio químico.

### **O princípio de Le Chatelier**

“Sempre que uma perturbação é introduzida em um sistema em equilíbrio químico, a posição do equilíbrio será deslocada na direção que minimiza ou anula a perturbação introduzida”. Esta é uma das formas para o enunciado do princípio de Le Chatelier. Este princípio guarda uma grande semelhança com a “Lei da Ação e Reação” introduzida por Newton para problemas mecânicos da física.

Diferentes tipos de perturbação podem afetar a posição de um equilíbrio químico pré-estabelecido: variação da concentração de uma ou mais espécies químicas — reagentes e/ou produtos — participantes do equilíbrio, variação da pressão parcial de um gás presente no sistema, variação da pressão total aplicada ao sistema e a variação da temperatura. Vamos

analisar o efeito no equilíbrio químico para cada um desses tipos de perturbação. Para tal, consideremos o equilíbrio genérico dado pela equação química e a constante de equilíbrio,  $K_{eq}$ :

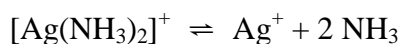


### 1) Efeito da concentração

Pelo Princípio de Le Chatelier podemos obter as informações necessárias para descrever qualitativamente como um equilíbrio químico se desloca pelas alterações nas concentrações das várias espécies que nele atuam.

Pela equação genérica (7), com o equilíbrio químico estabelecido, se a concentração do reagente A for reduzida, então, para que  $K_{eq}$  permaneça uma constante, as concentrações dos produtos [C] e [D] devem ser reduzidas de tal forma que o novo equilíbrio seja deslocado para a “esquerda”. O novo equilíbrio procura compensar a redução da concentração do reagente A. Um efeito inverso, “equilíbrio deslocado para a direita” pode ser induzido pelo aumento na(s) concentração(ões) do(s) reagente(s) A ou B (ou ambos) ou pela redução na(s) concentração(ões) do(s) produto(s) C ou D (ou ambos).

Um exemplo real pode ser visto na dissociação do complexo diaminop prata em meio aquoso:



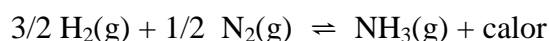
No primeiro caso, vamos supor que ânions cloreto,  $Cl^-$ , são adicionados ao sistema. Estes íons combinam com os cátions  $Ag^+$  formando o cloreto de prata  $AgCl$ , um composto pouco solúvel em água. Desta forma, efetivamente temos íons  $Ag^+$  retirados da solução, o que implica na diminuição da concentração de  $Ag^+$ . Pelo princípio de Le Chatelier, o equilíbrio químico será restabelecido com a reposição dos íons  $Ag^+$  consumidos. Isto pode ser conseguido por uma maior dissociação do complexo de prata originalmente adicionado. Desta maneira, ao se adicionar íons  $Cl^-$  no equilíbrio estabelecido para o  $[Ag(NH_3)_2]^+$  em solução aquosa, devemos observar uma maior quantidade do complexo dissociado.

No segundo caso, se adicionarmos mais íons  $\text{Ag}^+$  ao sistema, o equilíbrio será deslocado no sentido de consumir esses íons, resultando uma maior formação do complexo, até que o equilíbrio seja novamente restabelecido.

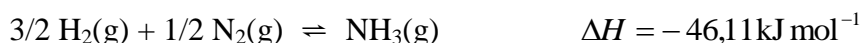
## 2) Efeito da temperatura

A variação da temperatura modifica o valor numérico da constante de equilíbrio. Qualitativamente, entretanto, a influência da temperatura sobre a posição de um equilíbrio químico pode ser prevista com a ajuda do Princípio de Le Chatelier.

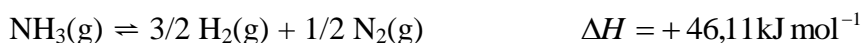
Consideremos, por exemplo, a reação exotérmica, em um sistema fechado:



Mais corretamente, devemos escrever a equação termoquímica para essa reação como,



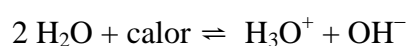
Por ter uma variação de entalpia,  $\Delta H$ , negativa esta é uma reação exotérmica (energia é liberada). Ainda nesse exemplo, a reação inversa deve ser lida como,



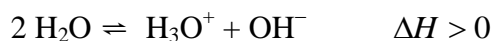
que, tendo um  $\Delta H$  agora positivo, torna-se uma reação endotérmica.

Pelo princípio de Le Chatelier, um aumento da temperatura (energia térmica entregue ao sistema) deve induzir um deslocamento do equilíbrio no sentido a ter a energia fornecida parcialmente consumida, ou seja, favorecendo o aumento da concentração das espécies químicas  $\text{H}_2(\text{g})$  e  $\text{N}_2(\text{g})$ .

Em um segundo exemplo, para a reação endotérmica:



ou, mais corretamente,

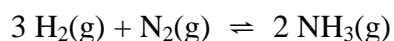


o aumento na temperatura favorece a formação dos produtos. Naturalmente, a diminuição da temperatura favorece a formação dos reagentes.

### 3) Efeito da pressão

Variações de pressão afetam acentuadamente apenas os equilíbrios químicos que envolvem reações nas quais são produzidos ou consumidos gases. Para sistemas em equilíbrio onde apenas líquidos e/ou sólidos estão presentes, o efeito da variação de pressão é, em geral, desprezível (exceto se altas pressões são requeridas).

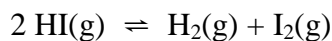
O aumento na pressão de um sistema gasoso em equilíbrio (para uma temperatura constante) equivale a uma diminuição no volume total da mistura de gases. Desse modo, o equilíbrio será deslocado para o lado da reação que tiver menor quantidade molar total de reagente(s) ou produto(s) gasoso(s). Por exemplo, no equilíbrio



um aumento na pressão externa desloca o equilíbrio no sentido da formação da amônia. Isto por que temos 2 (dois) mols do gás de amônia sendo formados a partir de 4 (quatro) mols (3 de hidrogênio e 1 de nitrogênio) dos reagentes gasosos. Uma diminuição na pressão desloca, de acordo com a regra estabelecida, o equilíbrio no sentido da formação de hidrogênio e nitrogênio moleculares.

Deve-se notar que nem sempre uma variação na pressão externa aplicada à um sistema químico em equilíbrio irá efetivamente provocar um deslocamento no equilíbrio alcançado. Este é o caso para a situação em que há o mesmo número total de espécies gasosas nos reagentes e nos produtos que estabelecem um equilíbrio químico. Um exemplo típico deste

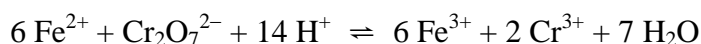
caso é o equilíbrio existente em um sistema fechado contendo ácido iodídrico, hidrogênio e iodo moleculares:



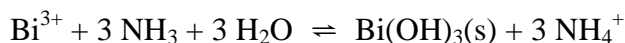
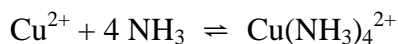
### Autoavaliação

1. O que são reações reversíveis?
2. Como você define o conceito de equilíbrio químico?
3. As equações mostradas a seguir representam equilíbrios químicos importantes na Química Analítica. Para cada uma delas identifique o tipo de reação envolvida e escreva a respectiva expressão da constante de equilíbrio.

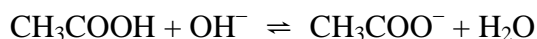
a) Determinação dicromatométrica de ferro



b) Separação de cobre e bismuto em solução



c) Determinação do teor de ácido acético no vinagre



- 4) Considere a dissolução do composto  $\text{CaCO}_3$  em meio aquoso.
  - a) Escreva a equação da reação química que representa essa dissolução.
  - b) Escreva a expressão da constante de equilíbrio para essa reação.
  - c) Explique como a adição de uma certa quantidade de carbonato de sódio a água afetaria esse equilíbrio.