

ESCOLA BÁSICA E SECUNDÁRIA DA CALHETA

Física e Química A – 11.º Ano

Resumo Q1.2

Domínio 1: Equilíbrio Químico / 1.2: Equilíbrio químico e extensão das reações químicas

1.2.1. Reações incompletas e equilíbrio químico

1.2.2. Extensão das reações químicas

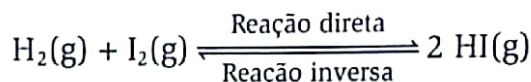
1.2.3. Fatores que alteram o equilíbrio químico

I REAÇÕES INCOMPLETAS E EQUILÍBRIO QUÍMICO

Reação completa – reação em que pelo menos um dos reagentes se esgota; quando, num sistema fechado, os reagentes originam os produtos e estes não reagem entre si dando origem aos reagentes. Como estas reações ocorrem apenas num sentido, são representadas por uma seta de sentido único ($\rightarrow$).

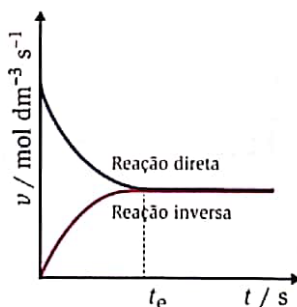
Reação incompleta – quando num sistema fechado, os reagentes originam os produtos (reação direta) e estes reagem entre si dando origem aos reagentes (reação inversa). São reações que ocorrem nos dois sentidos e, por isso, representam-se por duas semisetas de sentido contrário ($\rightleftharpoons$).

EXEMPLO

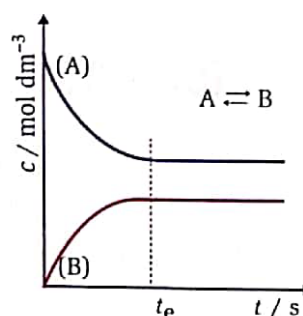


No momento em que se encerram os reagentes no sistema reacional, a velocidade da reação direta é máxima e, como ainda não existem produtos da reação, a velocidade da reação inversa é nula. Ao longo do tempo, a velocidade da reação direta vai diminuindo e a velocidade da reação inversa vai aumentando, até que, num dado instante, se igualam (Figura 1). Nesse instante, atingiu-se o equilíbrio químico. Assim, a partir desse instante, as concentrações dos reagentes e dos produtos permanecem constantes (Figura 2).

(1)



(2)



Variação da velocidade de uma reação e da concentração dos intervenientes até ser estabelecido o equilíbrio químico.

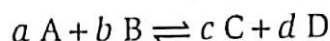
Quando um sistema atinge o equilíbrio químico, verifica-se que:

- a velocidade da reação direta é igual à velocidade da reação inversa (equilíbrio dinâmico);
- as concentrações das substâncias presentes no sistema reacional permanecem constantes;
- não se verificam alterações nas propriedades físicas e químicas do sistema reacional (cor, pressão, concentração, temperatura, volume, etc.).

Equilíbrio químico homogéneo – refere-se a uma situação de equilíbrio em que a mistura reacional apresenta uma só fase, ou seja, todos os componentes do sistema reacional se encontram no mesmo estado físico.

2 EXTENSÃO DAS REAÇÕES QUÍMICAS

No caso geral de uma reação incompleta,



em que a , b , c e d são coeficientes estequiométricos, verifica-se que para **uma dada temperatura** quando se atingiu o equilíbrio químico, existe uma relação que se mantém constante, a **constante de equilíbrio** (K_c).

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

Assim, num sistema em equilíbrio químico, a razão entre o produto das concentrações dos produtos da reação e o produto das concentrações dos reagentes, elevadas aos respetivos coeficientes estequiométricos, é constante.

O valor de K_c é uma grandeza adimensional

Para uma dada reação, mantendo constante a temperatura, a constante de equilíbrio tem sempre o mesmo valor, independentemente das concentrações iniciais. Se a temperatura variar, o valor da constante de equilíbrio também varia, para a mesma reação.

	$T (^{\circ}\text{C})$	K_c
Pode calcular-se um valor de K_c para cada valor de temperatura.	25	$6,0 \times 10^5$
	200	$6,5 \times 10^{-1}$
	300	$6,5 \times 10^{-2}$

A **extensão de uma reação química** relaciona-se com o grau de conversão dos reagentes nos produtos de reação quando se atinge o equilíbrio químico e varia com a temperatura a que se atinge o equilíbrio e com as concentrações iniciais das substâncias presentes inicialmente no sistema reacional.

Por isso, para uma dada temperatura, o valor do K_c relaciona-se com a extensão de uma reação. Assim, e usando a equação genérica, tem-se que:

Se K_c muito elevado ($K_c \gg 1$);	$[\text{produtos}] > [\text{reagentes}] \rightarrow$ A reação é muito extensa no sentido direto.
Se $K_c \approx 1$	$[\text{produtos}] \approx [\text{reagentes}] \rightarrow$ A extensão da reação direta é semelhante à da reação inversa.
Se K_c muito baixo ($K_c \ll 1$);	$[\text{reagentes}] > [\text{produtos}] \rightarrow$ A reação é muito pouco extensa no sentido direto, sendo mais extensa no sentido inverso.

Quanto maior for o valor de K_c de uma reação química, mais extensa é a reação no sentido direto, logo, é menos extensa no sentido inverso. Assim, quanto maior for o valor de K_c de uma reação no sentido direto, menor é o valor da constante de equilíbrio dessa reação no sentido inverso, K'_c .

K_c e K'_c relacionam-se da seguinte forma:

$$K_c = \frac{1}{K'_c}$$

Para avaliar se um sistema reacional se encontra ou não num estado de equilíbrio químico e, caso não se encontre, prever de que forma irá evoluir até atingir um estado de equilíbrio, determina-se o quociente da reação, comparando-se, posteriormente, com o valor de K_c para essa reação, à mesma temperatura.

O valor do quociente da reação é calculado com base numa expressão semelhante à da constante de equilíbrio, utilizando valores de concentrações que podem ou não ser as concentrações de equilíbrio. Assim:

Se $Q_c < K_c$	O sistema não está em equilíbrio; a reação vai evoluir no sentido direto, promovendo a formação de produtos, até atingir o equilíbrio, ou seja, até o Q_c igualar K_c ;
Se $Q_c = K_c$	O sistema está em equilíbrio;
Se $Q_c > K_c$	O sistema não está em equilíbrio; a reação vai evoluir no sentido inverso, promovendo a formação de reagentes, até atingir o equilíbrio, ou seja, até o Q_c igualar o K_c .

3 FATORES QUE ALTERAM O EQUILÍBRIO QUÍMICO

O caráter dinâmico de um equilíbrio químico torna-o sensível a qualquer alteração das condições de que depende, como sejam:

- a alteração da concentração de um dos reagentes ou dos produtos;
- a alteração da pressão em sistemas com componentes gasosos;
- a alteração da temperatura.

A previsão da evolução de um sistema químico em equilíbrio como resposta à alteração de um dos fatores pode ser feita por comparação com a respetiva constante de equilíbrio para a mesma temperatura, usando o **Princípio de Le Châtelier**:

“Se num sistema em equilíbrio se introduzir uma perturbação, o sistema vai reagir no sentido de contrariar essa perturbação.”

VARIAÇÃO DA CONCENTRAÇÃO

A alteração da concentração de um dos componentes do sistema reacional pode ser avaliada de duas formas:

- Por comparação do Q_c com o valor de K_c :

Adição de reagente ou remoção de produto	$Q_c < K_c$	A reação evolui no sentido direto , no sentido da formação dos produtos e do consumo dos reagentes, até Q_c igualar K_c .
Adição de produto ou remoção de reagente	$Q_c > K_c$	A reação evolui no sentido inverso , no sentido da formação dos reagentes e do consumo dos produtos, até Q_c igualar K_c .

- Através do Princípio de Le Châtelier:

- A **adição de um reagente ou de um produto** desloca o equilíbrio no sentido de os consumir parcialmente, evoluindo no sentido direto ou no sentido inverso, respetivamente, até ser atingido um novo estado de equilíbrio;
- A **remoção de um reagente ou de um produto** desloca o equilíbrio no sentido de os repor parcialmente, evoluindo no sentido inverso ou no sentido direto, respetivamente, até se atingir um novo estado de equilíbrio.

VARIAÇÃO DA PRESSÃO EM SISTEMAS GASOSOS

A variação do volume só afeta o estado de equilíbrio químico de um sistema quando este contém reagentes ou produtos no estado gasoso. Os sólidos e os líquidos são praticamente incompressíveis. Quando ocorre uma variação de volume verifica-se sempre uma variação de pressão.

- O **aumento da pressão** desloca o sistema no sentido de diminuir a pressão, logo, o sistema evolui no sentido da reação que origina **menor número de moles de componentes gasosos**, até se atingir um novo estado de equilíbrio;
- A **diminuição da pressão** desloca o sistema no sentido de aumentar a pressão, logo, o sistema evolui no sentido da reação que origina **maior número de moles de componentes gasosos**, até se atingir um novo estado de equilíbrio.

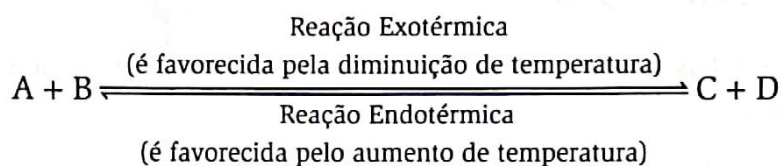
Se o número de componentes gasosos for igual nos reagentes e nos produtos da reação, a alteração da pressão não influencia o estado de equilíbrio químico.

Nota

VARIAÇÃO DA TEMPERATURA

Quando se verifica um **aumento da temperatura** no sistema, a sua energia aumenta e o sistema tende a evoluir no sentido da absorção dessa energia. Por isso, o sistema **evoluiu no sentido endotérmico** até atingir um novo estado de equilíbrio.

Quando se verifica uma **diminuição da temperatura** no sistema, a sua energia diminui e o sistema tende a evoluir no sentido da libertação de energia. Por isso, o sistema **evoluiu no sentido exotérmico** até ser atingido um novo estado de equilíbrio.



A variação da temperatura é o único fator que faz alterar a constante de equilíbrio de uma reação química. Assim:

- Numa **reação endotérmica**, o aumento de temperatura leva a um aumento do valor da constante de equilíbrio;
- Numa **reação exotérmica**, o aumento de temperatura leva a uma diminuição do valor da constante de equilíbrio.

UTILIZAÇÃO DE CATALISADORES

Os catalisadores são substâncias que não reagem com nenhum dos intervenientes da reação. A sua utilização não influencia o estado de equilíbrio químico, não alterando o valor da constante de equilíbrio. Recorre-se a catalisadores para aumentar a velocidade com que o estado de equilíbrio químico é atingido. Assim, consegue-se o mesmo rendimento, mas em menos tempo.

EQUILÍBRIO QUÍMICO EM PROCESSOS INDUSTRIAIS

As variações de temperatura, pressão e concentração podem levar a um aumento do rendimento de uma reação. Assim, a aplicação do Princípio de Le Châtelier a processos industriais permite concluir quais são os valores de temperatura, pressão e o uso de catalisadores, otimizando a produção industrial de compostos químicos importantes para o dia a dia. Exemplos disso são a síntese do amoníaco e do ácido sulfúrico.