

O Equilíbrio Químico num processo reversível

O equilíbrio químico é um processo dinâmico. Num equilíbrio químico os reagentes e os produtos são substâncias diferentes.

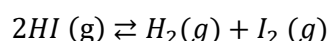
Quando as velocidades das reações direta e inversa forem iguais e as concentrações dos reagentes e dos produtos não variarem com o tempo, atinge-se o equilíbrio químico.

Os termos “reagentes” e “produtos” por vezes podem parecer confusos/trocados num contexto em que qualquer substância pode ser reagente numa reação direta e funcionar como produto na reação inversa. De modo a evitar estas barreiras semânticas, devemos chamar às substâncias do lado direito das setas de equilíbrio “produtos” e às substâncias do lado esquerdo “reagentes”.

Existem duas regras importantes sobre a forma de escrever constantes de equilíbrio:

- 1) Quando a equação química da reação reversível for escrita no sentido oposto, a constante de equilíbrio é o inverso da constante de equilíbrio original.

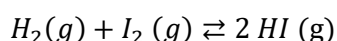
Assim se escrevermos o equilíbrio de **A–B**, onde $A = (H_2 + I_2)$ e $B = 2HI$, como:



Temos a seguinte expressão do equilíbrio químico:

$$K_c = \frac{[H_2][I_2]}{[HI]^2} = 1,99 \times 10^{-2}$$

Contudo, também podemos representar o equilíbrio pela reação:



e desta forma a constante de equilíbrio será dada por:

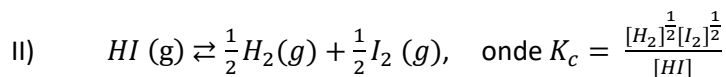
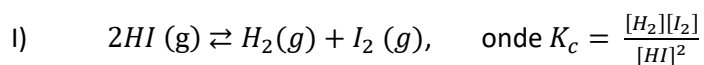
$$K'_c = \frac{[HI]^2}{[H_2][I_2]} = \frac{1}{K_c} = \frac{1}{1,99 \times 10^{-2}} = 50,25$$

Podemos identificar que:

$$K'_c = \frac{1}{K_c} \text{ ou } K'_c K_c = 1,0$$

Tanto K_c como K'_c são constantes válidas. No entanto não tem o mesmo significado dizer que a constante do equilíbrio **A–B** é $1,99 \times 10^{-2}$, ou 50,25, a não ser que seja especificado da forma como escrevemos a equação de equilíbrio.

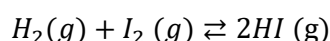
O valor de K_c também depende da forma como se acertou a equação de equilíbrio. Vejamos os dois seguintes exemplos:



De acordo com a lei da ação das massas, cada concentração na expressão da constante de equilíbrio é elevada a um expoente igual ao seu coeficiente estequiométrico. Desta forma, se multiplicarmos dois uma equação química, a constante de equilíbrio correspondente será o quadrado do valor original. Se multiplicarmos por três a equação, a constante será o cubo do valor original, e assim por diante. O exemplo acima ilustra a necessidade de escrever a equação química quando nos referimos ao valor numérico da constante de equilíbrio.

No caso do exercício 9 da AF3, este refere que: “no equilíbrio existem 0,78 moles de iodeto de hidrogénio.” Parte do princípio que o sistema está em equilíbrio. Neste caso, e tratando-se de um sistema reversível, a forma como se apresenta os produtos e os reagentes está correta. Contudo e recorrendo mais uma vez ao enunciado este descreve: “fazem-se reagir 0,5 moles de hidrogénio com 0,5 moles de iodo”, identificando assim os reagentes.

A forma correta de escrever a reação seria:



Recorde-se que a seta dupla indica que o processo é reversível.

É curioso, pelo resultado da constante de equilíbrio rapidamente se descobre que K_c é inferior a 1. Esta constante de equilíbrio refere um sistema onde a mistura $H_2 + I_2$ e HI em equilíbrio a uma determinada temperatura, contém mais $H_2 + I_2$ do que HI . Esta razão deve-se ao facto do cálculo da constante de equilíbrio ter sido calculada no sentido em que o processo tem uma menor extensão. Podem verificar que no sentido direto o valor de K_c será de 50,25.

Vejamos a Figura 1, que ilustra 3 casos da ordem de grandeza da constante de equilíbrio, considerando o sistema expresso equação química:

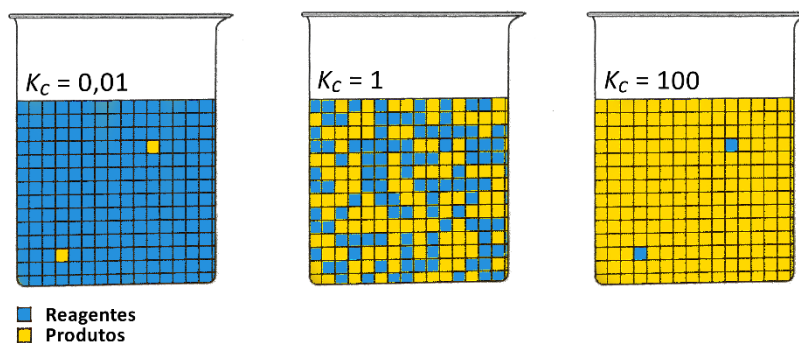
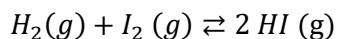


Figura 1. Exemplos distintos de constantes de equilíbrio. Adaptado da referência 2.

- 1) Se K_c for superior a 1, então a mistura $H_2 + I_2$ e HI em equilíbrio a uma determinada temperatura, contém menos $H_2 + I_2$ do que HI .
- 2) Se K_c for inferior a 1, então verifica-se o oposto de 1).
- 3) Se K_c não for muito superior a 1, nem muito inferior, então as quantidades de reagentes e produtos presentes no equilíbrio, a uma dada temperatura, são da mesma ordem de grandeza.

Referências bibliográficas aconselhadas:

[1] R. Chang, Química, 5ª Edição, McGraw-Hill, 1994.

[2] L. Jones, P. Atkins, Chemistry – Molecules, Matter, and Change, 4ª Edição, W.H. Freeman and Company, 1999.