



# VELOCIDADE MÉDIA

Na Física, a velocidade média de um corpo é definida como a razão entre a distância total percorrida por um intervalo de tempo.

$$V_m = \frac{\Delta S}{\Delta t}$$

→ Variação do espaço  
→ Variação do tempo

Porém, não faz sentido falar de distância total percorrida quando se trata de uma reação química. Nesse caso, temos que analisar e entender o que está **variando no decorrer do tempo**.

Em uma reação química temos um processo de **transformação** de **reagentes** em **produtos**. Logo, de acordo que uma reação ocorre, reagentes são consumidos e produtos formados. Tendo isso em vista, é possível acompanhar a taxa de consumo dos reagentes e formação dos produtos.

## Velocidade Média em Função dos Reagentes e Produtos

Partindo de uma equação química balanceada, é possível escrever como se processa a rapidez de uma reação em **função** dos **reagentes** e dos **produtos**.

Considera a equação genérica abaixo:



Sabemos que no momento inicial, a quantidade de reagentes é máxima, e os produtos ainda não foram formados. Com o decorrer da reação, a quantidade dos reagentes diminui, e a quantidade de produtos aumenta, até que o ponto de equilíbrio da reação seja atingido.

A **velocidade média em função dos reagentes (ou produtos)** é a razão da quantidade de substância consumida (ou formada) pelo intervalo de tempo em que a reação ocorre.

É possível escrever a velocidade média de cada reagente e produto para a equação genérica anterior:



### Consumo de reagentes

$$V_{Am} = \frac{\text{quantidade de A consumido}}{\Delta t}$$

OU

$$V_{Bm} = \frac{\text{quantidade de B consumido}}{\Delta t}$$

### Formação de produtos

$$V_{Cm} = \frac{\text{quantidade de C consumido}}{\Delta t}$$

OU

$$V_{Dm} = \frac{\text{quantidade de D consumido}}{\Delta t}$$

As **quantidades** que foram consumidas ou formadas ao longo da reação química, são expressas em sua grande maioria em mol/L, representado por  $\Delta$ [reagente] ou  $\Delta$ [produto]. É possível também expressar por uma variação em massa ( $\Delta m$ ), mol ( $\Delta n$ ) ou volume ( $\Delta v$ , no caso de gases)

O **tempo** está relacionado com a reação química, pois quando o processo é extremamente rápido a unidade de medida mais apropriada é o **segundo**, porém quando o desenvolvimento é lento, talvez **dias** ou até **anos** seja uma referência para o tempo. As principais unidades de medida para expressar  $\Delta t$  são: segundos (s), minutos (min), horas (h), dias (d) entre outras

### Velocidade Média da Reação

Na seção anterior explicou-se a respeito da variação de reagentes e produtos em relação a um certo intervalo de tempo. Porém, o reagente **A** pode ter uma velocidade de consumo diferente do reagente **B**, ou da formação dos produtos **C** e **D**, e isso se deve pois a velocidade de consumo e formação irá variar de acordo com a **proporção estequiométrica** de cada reagente e produto.

Para calcular a **velocidade média para uma reação**, devemos levar em consideração a **proporção** na equação química, pois a quantidade de matéria têm influência na velocidade da reação.

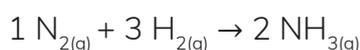
Para a reação genérica:



A fim de se obter a velocidade média da reação a partir da velocidade média dos reagentes e produtos, os coeficientes estequiométricos devem ser considerados. Veja a relação a seguir:

$$V_m = \frac{V_{mA}}{a} = \frac{V_{mB}}{b} = \frac{V_{mC}}{c} = \frac{V_{mD}}{d}$$

Por exemplo:



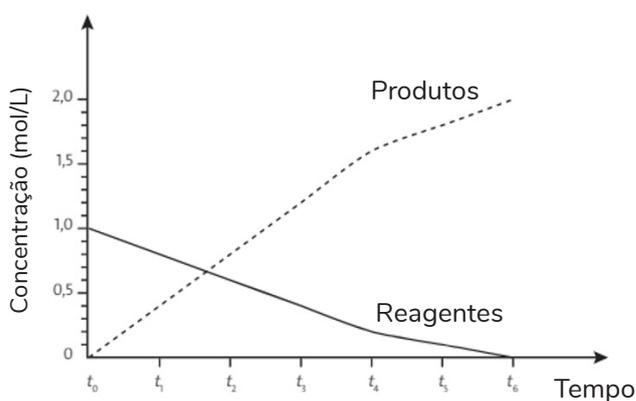


Para a representação acima, quando consideramos apenas o hidrogênio molecular, sua velocidade é 3 vezes maior em relação ao nitrogênio molecular e 1,5 vezes maior em relação ao gás amônia. Para escrever a velocidade média da reação de formação da amônia, temos que:

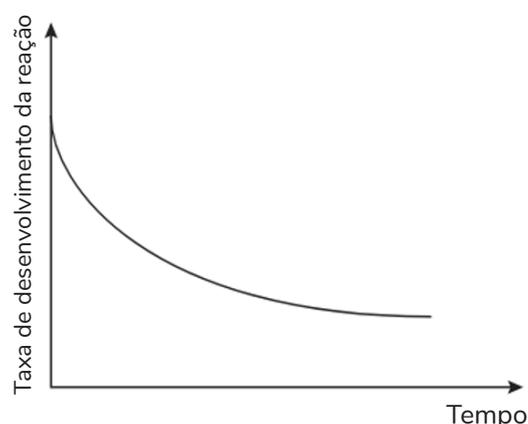
$$V_{m \text{ reação}} = \left| -\frac{V_{N_2}}{\Delta t \cdot 1} \right| = \left| -\frac{V_{H_2}}{\Delta t \cdot 3} \right| = \left| +\frac{V_{NH_3}}{\Delta t \cdot 2} \right|$$

O sinal **negativo**, representa que reagentes estão sendo **consumidos** e o sinal **positivo**, produtos estão sendo **formados**. É possível acompanhar o processamento da reação química em termos de gráficos.

### ESTUDO GRÁFICO



Concentração em mol/L x tempo



Taxa de desenvolvimento da reação x tempo

De acordo com o primeiro gráfico, à medida que se desenvolve a reação química, a quantidade de reagentes diminui (linha contínua). Em contrapartida, a quantidade de produtos aumenta (linha tracejada).

No segundo gráfico, é possível observar que a reação química tende para um equilíbrio após um certo tempo, por esse motivo a linha contínua tende a linearidade. Importante ressaltar que a velocidade média da reação depende do intervalo do tempo escolhido.



#### EXERCÍCIO RESOLVIDO: Cálculo de velocidade média

(PUCRS) Amostras de magnésio foram colocadas em soluções aquosas de ácido clorídrico de diversas concentrações e temperaturas, havendo total consumo do metal e desprendimento do hidrogênio gasoso. Observaram-se os seguintes resultados:



Amostra	Massa de magnésio consumida (g)	Tempo de reação (min)
I	0,20	1
II	2,00	5
III	4,00	10
IV	4,00	20

Pela análise dos dados contidos na tabela anterior, é correto afirmar que

- a) a velocidade média da reação na amostra I é maior que na amostra II.
- b) a quantidade de hidrogênio desprendida na amostra II é maior do que na amostra IV.
- c) a velocidade média da reação na amostra III é igual à da amostra IV.
- d) a velocidade média de reação na amostra IV é a metade da velocidade média de reação na amostra II.
- e) a quantidade de hidrogênio desprendido na amostra III é menor do que na amostra IV.

#### Resolução:

[D]

a) Falso

$$V_{mI}: 0,20\text{g}/1\text{min} = 0,20\text{g}/\text{min}$$

$$V_{mII}: 2,00\text{g}/5\text{min} = 0,40\text{g}/\text{min}$$

$$V_{mII} > V_{mI}$$

b) Falso. A concentração de magnésio na amostra II é menor que na amostra IV, logo a quantidade final de  $\text{H}_{2(g)}$  será menor também.

c) Falso

$$V_{mIII}: 4,00\text{g}/10\text{min} = 0,40\text{g}/\text{min}$$

$$V_{mIV}: 4,00\text{g}/20\text{min} = 0,20\text{g}/\text{min}$$

$$V_{mIII} > V_{mIV}$$

d) Verdadeiro.  $V_{mIV} = V_{mII}/2$

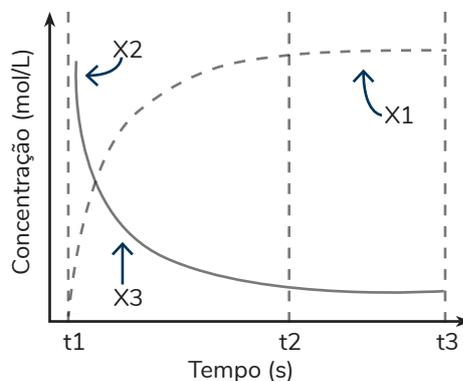
$$V_{mIV}: 4,00\text{g}/20\text{min} = 0,20\text{g}/\text{min}$$

$$V_{mII}: 2,00\text{g}/5\text{min} = 0,40\text{g}/\text{min}$$

e) Falso. A quantidade de magnésio na amostra III e IV é a mesma, e sabendo que todas as reações tiveram consumo total do metal, a produção de gás hidrogênio será a mesma. A única diferença é o tempo que irá levar para reação ser concluída.

**EXERCÍCIO RESOLVIDO: Interpretando gráficos**

(UFSC) Considere uma reação química na qual estão envolvidas três substâncias distintas, identificadas como X1, X2 e X3. A reação tem início no instante  $t_1$  e é dada por completa quando o tempo  $t_3$  é atingido. O diagrama que representa a variação nas concentrações das substâncias envolvidas na reação é mostrado abaixo:



Com base nos dados acima, é CORRETO afirmar que:

- 01)** X1 e X2 são reagentes, ao passo que X3 é o produto da reação.
- 02)** X3 é um catalisador para a reação.
- 04)** X1 é produto da reação.
- 08)** se fosse utilizado um catalisador para a reação, a concentração de X1 diminuiria com o tempo.
- 16)** a reação em questão apresenta molecularidade um.
- 32)** o uso de um catalisador reduziria a energia de ativação da reação entre X2 e X3, promovendo a formação mais rápida de X1.

**Resolução:**

$$04 + 32 = 36.$$

[01] Incorreta. X1 é produto, pois a curva que o representa é crescente (formação) e X2 e X3 são reagentes, pois as curvas que os representam são decrescentes (consumo).

[02] Incorreta. X3 é reagente da reação, pois é consumido com o passar do tempo.

[04] Correta. X1 é produto da reação, pois a curva que o representa é crescente.

[08] Incorreta. Se fosse utilizado

um catalisador para a reação, a concentração de X1 aumentaria com o tempo, pois a reação seria acelerada.

[16] Incorreta. Tem-se dois reagentes diferentes (X2 e X3), conclui-se que a molecularidade é maior do que um.

[32] Correta. O uso de um catalisador reduziria a energia de ativação da reação entre X2 (reagente; curva decrescente) e X3 (reagente; curva decrescente), promovendo a formação mais rápida de X1, ou seja, o catalisador acelera a reação.