



**FILOSCHOOL**

Bem-vindo(a) à nossa aplicação de preparação para exames! Chegou a hora de se destacar nos seus testes e conquistar o sucesso acadêmico que você merece. Apresentamos o "Guião de Exames Resolvidos": a sua ferramenta definitiva para uma preparação eficaz e resultados brilhantes! Aqui, encontrará uma vasta coleção de exames anteriores cuidadosamente selecionados e resolvidos por especialistas em cada área. Nossa aplicação é perfeita para estudantes de todos os níveis acadêmicos, desde o ensino médio até a graduação universitária.

## **RESUMO DE MATRIZ DE QUIMICA 12<sup>a</sup> CLASSE DE 2024**

### **SUMÁRIO**

- ✓ CINÉTICA QUÍMICA
- ✓ EQUILÍBRIO QUÍMICO I
- ✓ EQUILÍBRIO QUÍMICO II
- ✓ REACÇÕES REDOX E ELECTROQUÍMICA
- ✓ QUÍMICA ORGÂNICA

Olá! Estou aqui para ajudar com qualquer dúvida ou informação de que você precise. Se você tiver alguma pergunta ou precisar de assistência, sinta-se à vontade para entrar em contato comigo no WhatsApp. Estou disponível para conversar e ajudar no que for necessário. Aguardo o seu contato! 879369395

## CINÉTICA QUÍMICA

É a parte da química que se preocupa pelo estudo da velocidade das reações químicas e os fatores que a influenciam.

### REAÇÕES RÁPIDAS E LENTAS

Verificamos, no nosso dia-a-dia, que há reações químicas que ocorrem lentamente, chegando a levar dias, meses ou mesmo anos, enquanto outras são rápidas chegando a levar poucos minutos ou mesmo alguns segundos.

**Reações rápidas** - são aquelas reações que caracterizam-se por ocorrer (acontecer) em questões poucos minutos ou segundos, ou seja, em menor tempo.

**Exemplo de reações rápidas:** Explosão de uma bomba, Queima de cigarro, vela ou papel, Uso de panela de pressão para cozer alimentos, Congelamento da água no frigorífico; Cozer um ovo ou um bolo, Descongelamento de pedras de gelo, etc.

**Reações lentas** - são aquelas reações que caracterizam-se por ocorrer (acontecer) com maior gasto de tempo. Essas reações podem levar várias horas, dias, semanas, meses ou vários anos para ocorrer.

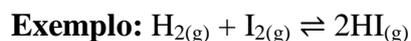
**Exemplo de reações lentas:** Enferrujamento do ferro, Crescimento de uma planta, amadurecimento de frutas, etc.

### TEORIA DAS COLISÕES

A teoria das colisões, busca responder a questão: **Como as reações químicas ocorrem?**

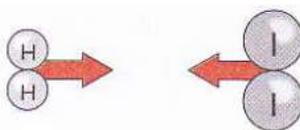
Portanto, para que uma reação química ocorra é necessário:

1. **É necessário que haja contacto eficaz entre as partículas reagentes;**
2. **É necessário que as partículas a reagir tenham afinidade química entre elas, ou seja, os reagentes devem ser capazes de reagir quando entram em contato um com outro, ou melhor ainda, os reagentes devem cada um querer casar (reagir) com o outro reagente.**



De acordo com a teoria das colisões:

1. **Uma molécula de  $\text{H}_2$  e uma molécula de  $\text{I}_2$ , aproximam-se com muita velocidade.**



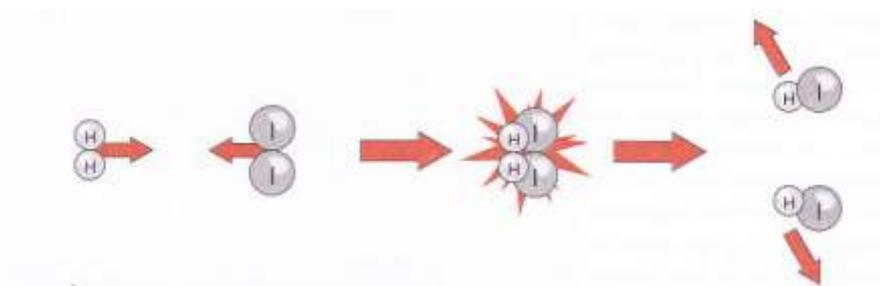
2. Em seguida, as duas moléculas chocam-se violentamente;



3. Por fim, as duas moléculas formam (2HI), que por sua vez as moléculas formadas, afastam-se rapidamente.



Resumindo temos:



### COMPLEXO ACTIVADO E ENERGIA DE ATIVAÇÃO

#### Complexo activado (CA)

é um estado intermediários entre os produtos e os reagentes, ou seja, em uma reação química a fase que fica no meio entre o termino dos reagentes e o inicio da formação dos produtos, é denominada **Complexo activado**.

**Exemplo:** Tomando como exemplo da reação  $H_{2(g)} + I_{2(g)} \rightleftharpoons 2HI_{(g)}$  teremos:



**NB:** O complexo activado, possui maior energia que os reagentes e os produtos.

## Energia de ativação ( $E_{at}$ )

É a energia mínima necessária para formação do complexo ativado, ou seja, é a energia mínima necessária para que uma reação química ocorra.



## FATORES QUE AFETAM UMA REAÇÃO QUÍMICA

Os fatores que afetam a velocidade de uma reação química são:

1. **Natureza dos reagentes;**
2. **Concentração dos reagentes;**
3. **Temperatura;**
4. **Superfície de contacto;**
5. **Catalisadores.**

### Natureza dos reagentes

É necessário que as partículas a reagir tenham afinidade química entre elas, ou seja, os reagentes devem ser capazes de reagir quando entram em contato um com outro, ou melhor ainda, os reagentes devem cada um querer casar (reagir) com o outro reagente.

**Exemplo envolvendo a Natureza dos reagentes:** Dissolver sal da cozinha na água.

### Concentração

A velocidade das reações depende do nível ou grau de aproximação (concentração) das partículas reagentes, no geral, quanto mais concentrado estiverem os reagentes, maior será a velocidade das reações químicas, ou seja, quanto mais próximos os reagentes estiverem, maior será a velocidade das reações químicas.

**Exemplo envolvendo a Concentração:** Para que a banana amadureça rápido, é necessário que concentremo-la em um único lugar (um saco), e assim amadurece com mais facilidade e ao mesmo tempo.

### Temperatura

De modo geral, quanto maior for a temperatura, maior será a velocidade da reação química.

**Exemplo envolvendo a Temperatura:** Ao cozer feijão, quanto mais o fogo for intenso, mais rápido coze o feijão.

### Superfície de contacto

Quanto maior for a superfície de contacto maior será a velocidade da reação química.

**Exemplo envolvendo a Superfície de Contacto:** a serradura queima com mais facilidade, do que um troco ou madeira; Um comprimido em pó dissolve-se (derreter) mais rápido que um comprimido inteiro.

### Catalisadores

Os catalisadores são substâncias que aceleram a velocidade de uma reação química, mas sem serem consumidas durante a reação.

**Exemplo envolvendo Catalisadores:** quando desejamos que a comida esfrie mais rápido, podemos simplesmente coloca-la por alguns minutos no congelador, fazendo que o mesmo esfrie mais rápido, o congelador age, portanto como **CATALISADOR**, acelerando a velocidade da reação (arrefecimento da comida).

### VELOCIDADE MEDIA

Velocidade media é a razão entre a variação da concentração dos reagentes ou do produto ( $\Delta[Reagente\ ou\ Produto]$ ) e o intervalo de tempo ( $\Delta t$ ) multiplicado pelo coeficiente estequiométrico ( $q$ ) no qual ocorreu essa variação. Matematicamente temos:

$$\mathbf{Vm} = \frac{\text{Variação da Concentração}}{q \times \text{Variação do Tempo}} \text{ ou seja, } \mathbf{Vm} = \frac{\Delta[Reagente\ ou\ Produto]}{q \times \Delta t}$$

Quando a velocidade media e extraída a partir do reagente a formula é acompanhada pelo sinal negativo, indicando o consumo dos reagente:  $\mathbf{Vm} = - \frac{\Delta[Reagente]}{q \times \Delta t}$

Quando a velocidade media e extraída a partir do produtos a formula é acompanhada pelo sinal positivo (mas não há necessidade de se escrever), indicando a formação dos produtos:  $\mathbf{Vm} = \frac{\Delta[Produto]}{q \times \Delta t}$

A velocidade media é medida em: **mol/l/s**

Olá! Estou aqui para ajudar com qualquer dúvida ou informação de que você precise. Se você tiver alguma pergunta ou precisar de assistência, sinta-se à vontade para entrar em contato comigo no WhatsApp. Estou disponível para conversar e ajudar no que for necessário. Aguardo o seu contato! 879369395

### Exemplo de calculo da velocidade media:

Na reacção de uma solução de ácido clorídrico com ferro produziu-se cloreto de ferro (II) e gás hidrogénio; um químico mediu a concentração molar do ácido clorídrico ao fim de vários minutos de reacção.



Tempo (min)	Concentração (moles por litro)
1	0,115
5	0,060
9	0,033
10	0,010

A velocidade média no intervalo de tempo de 1 a 5 minutos é:

- a) 14 mol/l·min
- b) 0,1 mol/l·min
- c) 0,014 mol/l·min

**Dados:**

$$q = 1$$

$$[\text{HCl}]_{\text{Inicial}} = 0,115 \text{ mol/l}$$

$$[\text{HCl}]_{\text{Final}} = 0,060 \text{ mol/l}$$

$$t_{\text{inicial}} = 1 \text{ minuto}$$

$$t_{\text{Final}} = 5 \text{ minuto}$$

**Formula:**

$$V_m = - \frac{\Delta[\text{HCl}]}{q \times \Delta t}$$

Na formula usou-se o sinal negativo, porque o HCl, encontra-se nos reagentes, o sinal negativo, representa, portanto o seu consumo.

**Resolução:**

$$V_m = - \frac{(0,060 - 0,115)}{1 \times (5 - 1)}$$

$$V_m = - \frac{-0,055}{1 \times 4}$$

$$V_m = \frac{0,055}{4}$$

$$V_m = 0,01375 \approx 0,014 \text{ mol/l.min.}$$

Opção correcta: C

## Lei de velocidade

A uma determinada temperatura, a velocidade de uma reação química é diretamente proporcional ao produto das concentrações molares dos reagentes.

Matematicamente, teremos:

$$v = k [R_1]^x [R_2]^y$$

Esta equação traduz a Lei de Acção de Massas ou Lei de Guldberg-Waage, em honra aos cientistas noruegueses C.M. Guldberg (1836 – 1902) e Peter Waage (1833 – 1900).

- Quando  $x = 0$ , a equação é de ordem zero, ou seja, a velocidade da reacção não depende da concentração do reagente «R<sub>1</sub>».
- Quando  $x = 1$ , a equação é de 1.<sup>a</sup> ordem ou ordem um, ou seja, a velocidade da reacção é directamente proporcional à concentração do reagente «R». Isto significa que se a concentração do reagente aumenta duas, três, quatro vezes, a velocidade da reacção também aumenta duas, três e quatro vezes, respectivamente.
- Quando  $x = 2$ , a equação é de 2.<sup>a</sup> ordem ou de ordem dois, ou seja, a velocidade da reacção é directamente proporcional ao quadrado da concentração do reagente «R». Isto significa que se a concentração do reagente aumenta duas, três, quatro vezes, a velocidade da reacção aumenta quatro, nove e dezasseis vezes, respectivamente. A figura 1.7, dá-nos os gráficos correspondentes a uma reacção de ordem zero, 1.<sup>a</sup> e 2.<sup>a</sup> ordens.



Fig. 1.7 Gráfico de uma reacção de ordem zero, 1.<sup>a</sup> e 2.<sup>a</sup> ordens.

Os expoentes «x» e «y» da equação da velocidade, são determinados experimentalmente.

- No caso de uma *reacção elementar* (reacção que ocorre apenas num processo elementar), os expoentes x e y, coincidem com os valores dos *coeficientes estequiométricos* dos respectivos reagentes.
- No caso de um reacção não elementar, o processo mais lento determina a lei da velocidade da reacção, pois a reacção só termina quando termina a etapa mais lenta.

## Ordem da reacção

Para determinar a ordem da reacção é necessário, conhecer a expressar da lei da velocidade que hipoteticamente determina-se através da expressão:

$$V = k \cdot [A]^a \cdot [B]^b, \text{ isto é para a reacção genérica } aA + bB \rightarrow cC + dD$$

Onde: a, b e k – são determinados experimentalmente; a e b – representam a ordem total da reacção; a – representa a ordem da substancia A, e b – representa a ordem da substancia B.

A ordem geral da reação é determinada pela soma dos coeficiente das substancias A e B, neste caso a e b.

Uma reação pode ser da ordem zero, 1ª ordem, 2ª ordem, 3ª ordem, etc.

### **Exemplo:**

Para a reação



Esta reação diz-se que é da primeira ordem, em relação ao átomo de N<sub>2</sub> e de terceira ordem em relação ao átomo de H<sub>2</sub>, e da terceira ordem olhando a equação global, isto é, soma-se os valores 3 do hidrogênio (H<sub>2</sub>) e 1 do nitrogênio (N<sub>2</sub>) e diz-se que a ordem da reação é 4.

A ordem da reação é obtida a partir dos reagentes e não nos produtos.

## **EQUILÍBRIO QUÍMICO I**

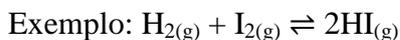
### **Reações irreversíveis**

São aquelas reações que ocorrem em um único sentido ate ao fim, isto é, são reações que ocorrem ate o esgotamento completo dos reagentes. As reações irreversíveis ocorrem representadas por um seta, indicando o sentido reagente-produto (→).



### **Reações reversíveis**

São aquelas reações que ocorrem em dois sentido, isto é, os reagentes transformam-se em produtos e os produtos também transforma-se em reagentes. As reações reversíveis ocorrem representadas por duas seta opostas, indicando o sentido reagente-produto e produto-reagente (⇌).



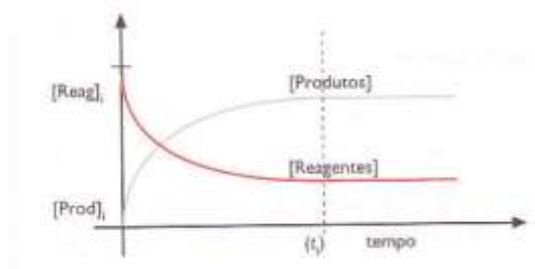
### **Características do estado de equilíbrio**

1. O equilíbrio químico acontece em sistema fechado e a temperatura constante (sistema fechado, é todo aquele sistema que permite a troca de energia com o meio ambiente, mas não troca matéria, podemos considerar sistema fechado, uma exemplo uma garrafa de água fechada).
2. Numa reação em equilíbrio químico, A velocidade reação directa é igual a velocidade da reação inversa, ou seja,  $V_{\text{Directa}} = V_{\text{Inversa}}$ .
3. Ao se atingir o equilíbrio, as concentrações das substancias intervenientes na reação permanecem constantes.

4. As concentrações do estado de equilíbrio, chamam-se Concentrações de Equilíbrio.

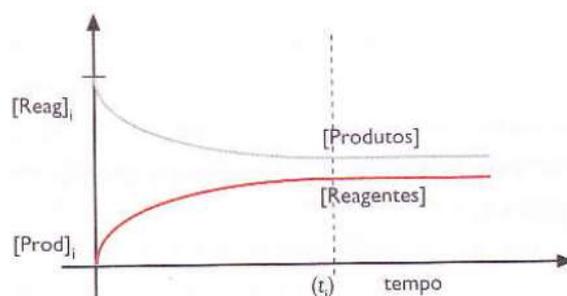
### Representação Gráfica de um sistema em equilíbrio

**Caso 1:** quando a concentração do produto é maior que a concentração do reagente



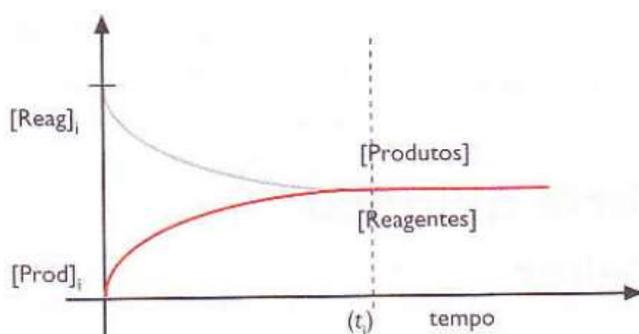
Neste caso, quando equilíbrio, a concentração do produto é maior que a concentração do reagente, diz-se que a constante de equilíbrio é maior que 1, ou seja,  $K_c > 1$ . Logo, o equilíbrio desloca-se para a direita.

**Caso 2:** quando a concentração do produto é menor que a concentração do reagente



Neste caso, quando no equilíbrio, a concentração do produto é menor que a concentração do reagente, diz-se que a constante de equilíbrio é menor que 1, ou seja,  $K_c < 1$ . Logo, o equilíbrio desloca-se para a esquerda.

**Caso 3:** quando a concentração do produto é menor que a concentração do reagente



Neste caso, quando no equilíbrio, a concentração do produto é igual a concentração do reagente, diz-se que a constante de equilíbrio é a 1, ou seja,  $K_c = 1$ . Logo, o equilíbrio está no meio.

### Princípio de Le Châtelier

O princípio de Le Châtelier diz que: **“Se um sistema está em equilíbrio, quando sofre uma perturbação externa, o sistema reage contra a perturbação, formando um novo equilíbrio”**.

Este princípio diz em outras palavras que sempre que se agita sistema que já se encontra em equilíbrio (consideremos equilíbrio 1), o mesmo tende a atingir um novo equilíbrio (que passaremos a considerar como equilíbrio 2).

Por exemplo quando se agita uma garrafa contendo água, a água vai movimentando de um lado para o outro, passado algum tempo a água volta a ficar calma, isto é, atingiu um novo equilíbrio.

### Valor da constante de equilíbrio ( $K_c$ ) em função das concentrações

A constante de equilíbrio ( $K_c$ ), pode ser determinada, através da fórmula:

$$K_c = \frac{\text{Concentração dos Produtos elevado aos seus coeficientes estequiométricos}}{\text{Concentração dos Reagentes elevado aos seus coeficientes estequiométricos}}$$

Exemplificando pela reação hipotética  $aA_{(g)} + bB_{(aq)} \rightleftharpoons cC_{(aq)} + dD_{(g)}$  teremos:

$$K_c = [C]^c \times [D]^d / [A]^a \times [B]^b \quad \text{Exemplo (1)}$$

Exemplificando pela reação hipotética  $hH_{(g)} + rR_{(s)} \rightleftharpoons gG_{(l)} + zZ_{(aq)}$  teremos:

$$K_c = [Z]^z / [H]^h \quad \text{Exemplo (2)}$$

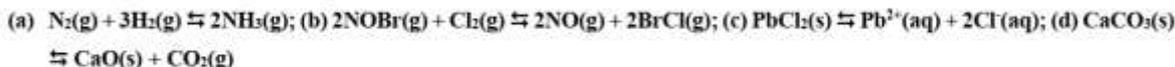
Importa dizer que, para o equilíbrio químico, considera-se SOMENTE substâncias no estado **GASOSO (g)** e **AQUOSO (Aq)**, as demais substâncias no estado Líquido (l) e Sólido (s), não devem ser considerados. Por essa razão as substâncias R e G no exemplo (2) não foram incluídas na equação, por estarem no estado Sólido e Líquido, respectivamente.

### **!IMPORTANTE**

**CHAMA-SE ATENÇÃO AO CONTROLE DOS ESTADOS DE AGREGAÇÃO NA RESOLUÇÃO DE EXERCÍCIOS SOBRE EQUILÍBRIO QUÍMICO.**

## Cálculo envolvendo Kc

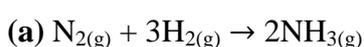
Dadas as seguintes reacções de equilíbrio:



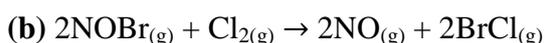
As expressões das constantes de equilíbrio serão:

A. (a) $K_c = \frac{[NH_3]^2}{[N_2][H_2]^3}$	(b) $K_c = \frac{[NO]^2[BrCl]^2}{[NOBr]^2[Cl_2]}$	B. (a) $K_c = \frac{[NH_3]^2}{[N_2][H_2]^3}$	(b) $K_c = \frac{[NO]^2[BrCl]^2}{[NOBr]^2[Cl_2]}$
(c) $K_c = \frac{[Pb^{2+}][Cl^-]^2}{[PbCl_2]}$	(d) $K_c = [CaO][CO_2]$	(c) $K_c = [Pb^{2+}][Cl^-]^2$	(d) $K_c = [CO_2]$
C. (a) $K_c = \frac{[NH_3]^2}{[N_2]^2[H_2]^3}$	(b) $K_c = \frac{[NO]^2[BrCl]^2}{[NOBr]^2[Cl_2]}$	D. (a) $K_c = \frac{[NH_3]^2}{[N_2][H_2]^3}$	(b) $K_c = \frac{[NO]^2[BrCl]^2}{[NOBr]^2[Cl_2]}$
(c) $K_c = [Pb^{2+}][Cl^-]^2$	(d) $K_c = [CaO][CO_2]$	(c) $K_c = [Pb^{2+}][Cl^-]^2$	(d) $K_c = [CaO][CO_2]^2$
E. (a) $K_c = \frac{[NH_3]^2}{[N_2][H_2]^3}$	(b) $K_c = \frac{[NO]^2[BrCl]^2}{[NOBr]^2[Cl_2]^2}$		
(c) $K_c = [Pb^{2+}][Cl^-]^2$	(d) $K_c = [CO_2]$		

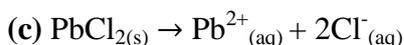
Olhando as equações teremos:



$$K_c = \frac{[NH_3]^2}{[N_2]^1 \times [H_2]^3}$$

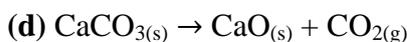


$$K_c = \frac{[NO]^2 \times [BrCl]^2}{[NOBr]^2 \times [Cl_2]^1}$$



$$K_c = [Pb^{2+}]^1 \times [Cl^-]^2$$

Logo, a opção correta é B.



$$K_c = [CO_2]^1$$

25. Analise o diagrama a seguir que mostra as variações de concentração em mol/L de  $NO_2$  e  $N_2O_4$  até atingirem o equilíbrio, dado pela reacção  $2 NO_2 \leftrightarrow N_2O_4$ . Determine a alternativa que indica o valor correcto de Kc nessas condições:

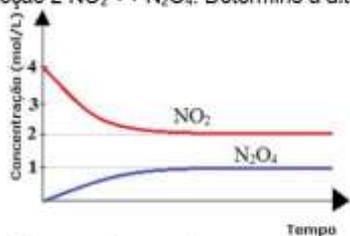


Diagrama de reacção em equilíbrio químico

A. 0,25

B. 0,5

C. 2,5

D. 2

Dados:

$$[NO_2] = 2 \text{ mol/L}$$

$$[N_2O_4] = 1 \text{ mol/L}$$

Formula:

$$K_c = \frac{[N_2O_4]^1}{[NO_2]^2}$$

Ou

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

Resolução:

$$K_c = \frac{[1]}{[2]^2}$$

$$K_c = 1 / 4$$

$$K_c = 0,25 \text{ mol/L}$$

Quando o coeficiente estequiométrico for 1 não há necessidade de escrever.

## Constante de equilíbrio químico em função das pressões parciais ( $K_p$ )

A constante de equilíbrio químico em função das pressões parciais ( $K_p$ ) é uma grandeza que expressa a relação entre as pressões parciais dos gases em um sistema químico que atingiu o equilíbrio. O valor de  $K_p$  é específico para reações envolvendo gases e depende diretamente das pressões parciais dos reagentes e produtos no equilíbrio, pode ser calculado a partir da equação:

$$K_p = \frac{\text{Pressões Parciais dos Produtos elevado aos seus coeficientes estequiométricos}}{\text{Pressões Parciais dos Reagentes elevado aos seus coeficientes estequiométricos}}$$

Exemplificando pela reação hipotética  $aA_{(g)} + bB_{(aq)} \rightleftharpoons cC_{(aq)} + dD_{(g)}$  teremos:

$$K_p = (P_C)^c \times (P_D)^d / (P_A)^a \times (P_B)^b \quad \text{Exemplo (1)}$$

Onde  $(P_A)$ ,  $(P_B)$ ,  $(P_C)$ , e  $(P_D)$  são as pressões parciais dos reagentes A e B, e dos produtos C e D, e os expoentes (a), (b), (c), e (d) correspondem aos coeficientes estequiométricos da reação química balanceada.

Exemplificando pela reação hipotética  $hH_{(g)} + rR_{(s)} \rightleftharpoons gG_{(l)} + zZ_{(aq)}$  teremos:

$$K_c = (P_Z)^z / (P_H)^h \quad \text{Exemplo (2)}$$

Considerar se também as mesmas condições de estado de agregação descritas anteriormente, considerando apenas Gasoso e Aquoso; os estados Líquido e sólido não podem ser considerados.

A constante  $K_p$  é diretamente relacionada à constante de equilíbrio em termos de concentração ( $K_c$ ) por meio da equação:

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

Onde  $R$  é a constante universal dos gases,  $T$  é a temperatura em Kelvin, e  $\Delta n$  é a variação do número de mols de gases entre produtos e reagentes.

### Características de $K_p$ :

1. O valor de  $K_p$  é dependente da temperatura, ou seja, mudanças na temperatura alteram o equilíbrio e, conseqüentemente, o valor de  $K_p$ .
2. O  $K_p$  não depende das quantidades iniciais de reagentes ou produtos, mas sim da razão das pressões parciais no equilíbrio.
3. O  $K_p$ , serve para prever a extensão de uma reação, indicando se há uma maior formação de produtos ou reagentes em um equilíbrio gasoso.

## EQUILÍBRIO QUÍMICO II

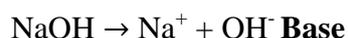
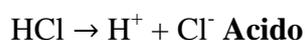
### TEORIA ÁCIDO/BASE SEGUNDO BRONSTED-LOWRY

#### Teoria de Ácido/Base de Arrhenius

##### Segundo Arrhenius:

- **Ácido** é uma substância que, ao dissolver-se em água, libera íons  $\text{H}^+$  (prótons).
- **Base** é uma substância que, ao dissolver-se em água, libera íons  $\text{OH}^-$  (hidróxido).

Essa definição limita os ácidos e bases às soluções aquosas e considera somente substâncias que liberam  $\text{H}^+$  ou  $\text{OH}^-$  na água. Um exemplo é o HCl (ácido clorídrico) que, ao dissolver-se em água, libera  $\text{H}^+$ , e o NaOH (hidróxido de sódio) que libera  $\text{OH}^-$ .

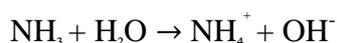


#### Teoria de Ácido/Base de Brønsted-Lowry

Brønsted-Lowry propôs uma definição mais geral:

- **Ácido** é uma substância capaz de **doar um próton ( $\text{H}^+$ )**.
- **Base** é uma substância capaz de **aceitar um próton ( $\text{H}^+$ )**.

Aqui, a definição não está restrita ao meio aquoso e amplia as possibilidades de reações ácido-base. Por exemplo, na reação entre amônia ( $\text{NH}_3$ ) e água:



- A água ( $\text{H}_2\text{O}$ ) atua como ácido, pois doa um próton para a amônia.
- A amônia ( $\text{NH}_3$ ) atua como base, pois aceita o próton, formando  $\text{NH}_4^+$  (ião amônio).

#### Relação entre as Teorias:

A teoria de Brønsted-Lowry inclui a de Arrhenius. Todos os ácidos e bases de Arrhenius são também ácidos e bases de Brønsted-Lowry, mas nem todos os ácidos e bases de Brønsted-Lowry são de Arrhenius. Por exemplo, a amônia ( $\text{NH}_3$ ) é uma base na teoria de Brønsted-Lowry, mas não na de Arrhenius, pois não libera  $\text{OH}^-$  diretamente.

## Pares conjugados ácido/base

Na **Teoria Ácido/Base de Brønsted-Lowry**, cada reação ácido-base envolve dois pares de espécies chamadas de **pares conjugados ácido/base**. Um ácido, ao doar um próton ( $H^+$ ), forma a sua base conjugada, e uma base, ao aceitar um próton, forma o seu ácido conjugado. Vamos representar alguns exemplos para entender melhor:

### Exemplo 1: Reação de HCl e H<sub>2</sub>O

Na reação do ácido clorídrico (HCl) com água (H<sub>2</sub>O):



- **HCl** é o ácido porque doa um próton, formando o íon **Cl<sup>-</sup>**, que é sua **base conjugada**.
- **H<sub>2</sub>O** é a base porque aceita o próton, formando **H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>**, que é o **ácido conjugado** da água.

**Logo, os pares ácido e bases conjugados ficam: HCl/Cl<sup>-</sup> e H<sub>2</sub>O/H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>**

### Exemplo 2: Reação de NH<sub>3</sub> e H<sub>2</sub>O

Na reação da amônia (NH<sub>3</sub>) com água (H<sub>2</sub>O):

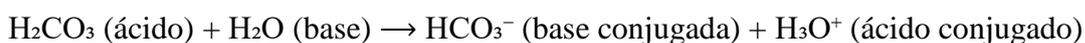


- **NH<sub>3</sub>** é a base, pois aceita um próton de H<sub>2</sub>O, formando **NH<sub>4</sub><sup>+</sup>**, que é seu **ácido conjugado**.
- **H<sub>2</sub>O** é o ácido, pois doa um próton, formando **OH<sup>-</sup>**, que é sua **base conjugada**.

**Logo, os pares ácido e bases conjugados ficam: NH<sub>3</sub>/NH<sub>4</sub><sup>+</sup> e H<sub>2</sub>O/OH<sup>-</sup>**

### Exemplo 3: H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> e H<sub>2</sub>O

Na ionização do ácido carbônico (H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>):



- **H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>** é o ácido, pois doa um próton, formando **HCO<sub>3</sub><sup>-</sup>**, que é sua **base conjugada**.
- **H<sub>2</sub>O** é a base, pois aceita um próton, formando **H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>**, que é seu **ácido conjugado**.

**Logo, os pares ácido e bases conjugados ficam: H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>/HCO<sub>3</sub><sup>-</sup> e H<sub>2</sub>O/H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>**

### Resumindo:

- Um **ácido** e sua **base conjugada** diferem por um protão ( $H^+$ ).
- Uma **base** e seu **ácido conjugado** também diferem por um protão( $H^+$ ).

### Representação Geral:

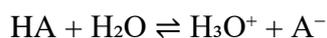


### Constantes de ácidos ( $K_a$ ) e de bases ( $K_b$ )

As constantes de acidez (  $K_a$  ) e de basicidade (  $K_b$  ) são usadas para medir a força relativa de ácidos e bases em soluções aquosas. Quanto maior o valor de  $K_a$  ou  $K_b$  , mais forte o ácido ou a base.

### Fórmulas Importantes:

Para um ácido genérico **HA** que se ioniza parcialmente na água:



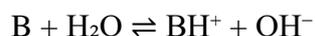
A constante de acidez  $K_a$  é dada por:

$$K_a = \frac{[H_3O^+][A^-]}{[HA]}$$

### Onde:

- $[H_3O^+]$  = concentração de íões hidrônio,
- $[A^-]$  = concentração da base conjugada,
- $[HA]$  = concentração do ácido.

Para uma base genérica **B** que se ioniza parcialmente na água:



A constante de basicidade  $K_b$  é dada por:

$$K_b = \frac{[BH^+][OH^-]}{[B]}$$

### Onde:

- $[BH^+]$  = concentração do ácido conjugado;
- $[B]$  = concentração da base.
- $[OH^-]$  = concentração de íões hidroxila,

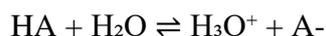
### Relação entre $K_a$ e $K_b$ :

$$K_a \times K_b = K_w = 1 \times 10^{-14} \text{ a } 25^\circ\text{C}$$

### Exercícios

#### *Exemplo 1: Cálculo de $K_a$ de um ácido fraco*

Um ácido fraco **HA** tem uma concentração inicial de 0,1 M e se ioniza parcialmente de acordo com a reação:



A concentração de  $\text{H}_3\text{O}^+$  sem equilíbrio é 0,001 M. Qual é o valor de  $K_a$ ?

Passos:

1. A equação para  $K_a$  é:

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

2. Sem equilíbrio, a concentração de  $\text{H}_3\text{O}^+$  é igual à de  $\text{A}^-$ , então  $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{A}^-] = 0,001 \text{ M}$ .
3. A concentração de **HA** no equilíbrio é  $[\text{HA}] = 0,1 - 0,001 = 0,099 \text{ M}$  (porque uma pequena parte de **HA** se ionizou).
4. Agora substituímos os valores na fórmula.

$$K_a = (0,001)(0,001) / 0,099$$

$$K_a = 0,000001 / 0,099$$

$$K_a = 1,01 \times 10^{-5}$$

Portanto,  $K_a$  é aproximadamente  $1,01 \times 10^{-5}$ .

### **Exemplo 2: Cálculo de $K_b$ de uma base fraca**

A metilamina ( $\text{CH}_3\text{NH}_2$ ) é uma base fraca, e sua concentração inicial é 0,2 M. A concentração de  $\text{OH}^-$  sem equilíbrio é 0,001 M. Qual é o valor de  $K_b$ ?

Passos:

1. A equação para  $K_b$  é:

$$K_b = \frac{[\text{CH}_3\text{NH}_3^+][\text{OH}^-]}{[\text{CH}_3\text{NH}_2]}$$

2. Sem equilíbrio, a concentração de  $\text{CH}_3\text{NH}_3^+$  é igual à de  $\text{OH}^-$  então  $[\text{CH}_3\text{NH}_3^+] = [\text{OH}^-] = 0,001 \text{ M}$ .
3. A concentração de  $\text{CH}_3\text{NH}_2$  sem equilíbrio é  $[\text{CH}_3\text{NH}_2] = 0,2 - 0,001 = 0,199 \text{ M}$ .
4. Agora substituímos os valores na fórmula.

$$K_b = (0,001)(0,001) / 0,199$$

$$K_b = 0,000001 / 0,199$$

$$K_b = 5,03 \times 10^{-6}$$

Portanto,  $K_b$  é aproximadamente  $5,03 \times 10^{-6}$ .

### **Resumo dos Passos para Resolver Exercícios de $K_a$ e $K_b$ :**

1. Escrever a equação de dissociação.
2. Determinar as concentrações sem equilíbrio.
3. Substituir as concentrações na fórmula de  $K_a$  ou  $K_b$  .
4. Resolver para encontrar o valor da constante  $K_a$  e  $K_b$ .

### **Grau de ionização ( $\alpha$ ) e a constante de ionização ( $K_i$ )**

O grau de ionização ( $\alpha$ ) mede a fração de moléculas de um ácido ou base que se ionizam em solução, enquanto a constante de ionização ( $K_i$ ) reflete a força do ácido ou base, ou seja, a tendência dessas moléculas se ionizarem.

### **Grau de Ionização ( $\alpha$ )**

O grau de ionização ( $\alpha$ ) é a fração de moléculas de um ácido ou base que se ionizam em relação à quantidade inicial presente em solução. Ele pode ser expresso pela fórmula:

$$\alpha = \frac{\text{moléculas ionizadas}}{\text{moléculas totais}} = \frac{\text{número de moléculas ionizadas no equilíbrio}}{\text{número total de moléculas inicialmente presentes}}$$

- Para ácidos ou bases fracos,  $\alpha$  é normalmente pequeno (menor que 1), pois eles não se ionizam completamente.
- Para ácidos ou bases fortes,  $\alpha$  é próximo de 1, indicando ionização quase completa.

### Constante de Ionização ( $K_a$ ou $K_b$ ):

A constante de ionização é uma medida quantitativa da força de um ácido ou base. Para ácidos, a constante de ionização é  $K_a$ , e para bases,  $K_b$ . Quanto maior o valor de  $K_a$  ou  $K_b$ , maior a força do ácido ou da base, significando que a substância ioniza mais.

A constante de ionização é dada pelas seguintes equações para ácidos e bases:

**Para um ácido genérico  $H\acute{A} \rightarrow H_3O^+ + A^-$ :**

$$K_a = [H_3O^+] [A^-] / [H\acute{A}]$$

**Para uma base genérica  $B \rightarrow BH + OH^-$ :**

$$K_b = [BH] [OH^-] / [B]$$

### Relação entre Grau de Ionização ( $\alpha$ ) e Constante de Ionização ( $K_a$ ou $K_b$ )

O grau de ionização  $\alpha$  está relacionado à constante de ionização por meio da concentração da solução do ácido ou base. Essa relação pode ser expressa pela seguinte fórmula para ácidos:

$$K_a = \alpha^2 \cdot [HA]_{\text{inicial}}$$

**Onde:**

**$K_a$**  é a constante de acidez;

**$\alpha$**  é o grau de ionização;

**$[H\acute{A}]_{\text{inicial}}$**  é a concentração inicial do ácido.

Essa equação mostra que, para ácidos fracos,  $K_a$  depende do quadrado do grau de ionização ( $\alpha^2$ ) multiplicado pela concentração inicial. Para bases fracas, uma fórmula semelhante é usada para relacionar  $K_b$  ao grau de ionização.

### Exemplo de Cálculo:

Dado que a concentração inicial de um ácido é 0,1 M e o grau de ionização ( $\alpha$ ) é 0,01, podemos calcular a constante de acidez  $K_a$ :

Olá! Estou aqui para ajudar com qualquer dúvida ou informação de que você precise. Se você tiver alguma pergunta ou precisar de assistência, sinta-se à vontade para entrar em contato comigo no WhatsApp. Estou disponível para conversar e ajudar no que for necessário. Aguardo o seu contato! 879369395

$$K_a = \alpha^2 \cdot [HA]_{\text{inicial}}$$

$$K_a = (0,01)^2 \cdot 0,1$$

$$K_a = 0,0001 \cdot 0,1$$

$$K_a = 1 \times 10^{-5}$$

**Exemplo 1:** Determina a constante de ionização de um ácido HA, sabendo que está 3% ionizado numa solução 0,4 M.

**Resolução:**

Dados:  $K_a = ?$   $M = 0,4$   $\alpha = 0,03$

$$K_a = M \cdot \alpha^2$$

$$K_a = 4 \times 10^{-1} \times (3 \times 10^{-2})^2$$

$$K_a = 4 \times 10^{-1} \times 9 \times 10^{-4}$$

$$K_a = 36 \times 10^{-5}$$

$$K_a = 3,6 \times 10^{-6}$$

### Calculo de pH e pOH

A formula para o calculo de pH é dada por:

$$pH = -\log[H^+]$$

**Onde:**

**pH** – é o potencial hidrogenionico do acido

**[H<sup>+</sup>]** – é a concentração do acido

**Exemplo de calculo:**

1. Qual o pH de uma solução de HCl de concentração igual a  $10^{-5}$  mol/l.

**Resolução:**

$$pH = -\log [10^{-5}]$$

$$pH = 5$$

2. Qual é o pH de uma solução 0,0075 M de HCl?

**Resolução:**

Calcula-se o pH usando a expressão:  $pH = -\log[H^+]$ , onde  $[H^+]$  é a concentração de iões hidrogénio. A concentração de HCl é 0,0075 mol/l. Na dissociação:  $HCl \rightarrow H^+ + Cl^-$  vemos que a concentração de  $H^+$  será também de 0,0075 mol/l, pois o HCl está completamente dissociado. Então, aplicando a fórmula do pH:  $pH = -\log 0,0075$   $pH = 2,12$ .

A formula para o calculo de pOH é dada por:

$$pOH = -\log[OH^-]$$

**Onde:**

**pOH** – é o potencial hidroxilônico da base

**[OH<sup>-</sup>]** – é a concentração da base

### **Relação entre pH e pOH**

A relação entre pH e pOH é dada por:

$$\mathbf{pH + pOH = 14}$$

1. Calcule o pH e pOH de uma solução de Hidróxido de sódio sabendo que a concentração é de 0,001 mol/l

**NaOH** → **Na<sup>+</sup> + OH<sup>-</sup>** o hidróxido de sódio é portanto uma base, visto que liberta o íon OH<sup>-</sup>, calcularemos primeiro o pOH.

$$pOH = -\log[OH^-]$$

$$pOH = -\log 0,001$$

$$pOH = 3$$

Para achar o valor de pH, recorremos a equação que relaciona o pH e o pOH.

$$\mathbf{pH + pOH = 14}$$

Como o valor do pOH já é conhecido (pOH = 3), substituímos na fórmula.

$$pH + pOH = 14$$

$$pH + 3 = 14$$

$$pH = 14 - 3$$

$$pH = 11$$

### **Cálculo de pH e pOH de ácidos fortes e fracos**

Para determinação do pH e pOH de ácidos e bases fracos, usamos as fórmulas:

$$pH = -\lg \sqrt{K_a \cdot [HA]}$$

**Para pH:**

$$pOH = -\lg \sqrt{K_b \cdot [B^-]}$$

Para pOH:

### Exemplo

Calcule o pH e o POH de uma solução de 0,02 mol/l de hidróxido de amônio (NH<sub>3</sub>OH) sabendo que  $K_b = 1,8 \cdot 10^{-5}$ .

### Resolução

Tratando-se de uma base fraca usamos a equação:

$$pOH = -\lg \sqrt{K_b \cdot [B^-]}$$

$$pOH = -\lg \sqrt{1,8 \cdot 10^{-5} \cdot 0,02} = -\lg (6 \cdot 10^{-4}) = 3,22$$

### Cálculo de pH de soluções tampão

Para o calculo do pH de uma solução tampão usa-se s formula:

$$pH = pK_a - \lg \frac{[\text{ácido}]}{[\text{sal}]}$$

ou

$$pH = pK_a + \lg \frac{[\text{sal}]}{[\text{ácido}]}$$

### Exemplo de calculo

1. Uma solução tampão foi feita pela adição de 3,28 g de etanoato de sódio com 1 litro de ácido etanóico a 0,01 mol/l.

a) Calcule o pH do tampão ( $K_a = 1,7 \cdot 10^{-5}$ ).

b) Calcule o pH, quando se adiciona 1cm<sup>3</sup> de NaOH de 1 M ao tampão.

1. Uma solução tampão foi feita pela adição de 3,28 g de etanoato de sódio com 1 litro de ácido etanóico a 0,01 mol/l.

a) Calcule o pH do tampão ( $K_a = 1,7 \cdot 10^{-5}$ ).

1. a) São dados os seguintes valores:

$$m = 3,28 \text{ g}$$

$$V = 1 \text{ l}$$

$$[\text{CH}_3\text{COOH}] = 0,01 \text{ mol/l}$$

O número de moles do sal pode ser determinado pela expressão:

$$n = \frac{m}{M} \Rightarrow n = \frac{3,28}{82} \Rightarrow n = 0,04 \text{ mol}$$

Assim, a concentração do sal pode ser determinada pela expressão:

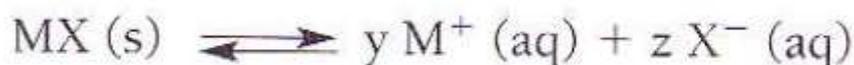
$$C = \frac{n}{V} \Rightarrow C = \frac{0,04}{1} \Rightarrow C = 0,04 \text{ mol/l}$$

Assim, podemos calcular o pH do tampão através da equação:

$$\text{pH} = \text{pK}_a - \lg \frac{[\text{ácido}]}{[\text{sal}]} \Rightarrow \text{pH} = -\lg (1,7 \cdot 10^{-5}) - \lg \frac{0,01}{0,04} \Rightarrow \text{pH} = 5,37$$

### Solubilidade (s) e produto de solubilidade ( $K_s$ )

Para determinar o produto de solubilidade vamos tomar em conta a reação genérica:



O produto de solubilidade é dado pela multiplicação das concentrações dos produtos, elevados aos seus coeficientes estequiométricos, neste caso, teremos:

$$K_s = [\text{M}^+]^y \cdot [\text{X}^-]^z$$

**Onde:**

$K_s$  é o produto de solubilidade

$y$  e  $z$  são os coeficientes estequiométricos dos íons  $\text{M}^+$  e  $\text{X}^-$ , respectivamente.

Essa é a expressão geral da determinação do produto de solubilidade ( $K_s$ ).

### Exemplo de calculo:

1. Uma solução saturada de cloreto de prata contém  $1,46 \cdot 10^{-3} \text{ g/dm}^3$  a  $18 \text{ }^\circ\text{C}$ . Calcule o produto de solubilidade do cloreto de prata.
2. O produto de solubilidade do carbonato de prata a  $20 \text{ }^\circ\text{C}$  é  $8 \cdot 10^{-12}$ . Calcule a solubilidade deste sal à mesma temperatura.

1. Designemos por  $s$  a solubilidade do cloreto de prata. Logo,  $s = [\text{AgCl}] = \frac{m}{M \cdot v}$

$$s = 1,46 \cdot 10^{-3} \text{ g/dm}^3 = \frac{1,46 \cdot 10^{-3} \text{ g}}{143,5 \text{ g/mol} \cdot 1 \text{ dm}^3} = 1 \cdot 10^{-5} \text{ mol/l}$$

Nota: o valor 143,5 g/mol é a massa molar do cloreto de prata.

A reacção do equilíbrio é:



Como a solubilidade  $s$  do AgCl é igual à sua concentração e os sais dissociam-se quase que completamente, então, a molaridade de AgCl é igual à de  $\text{Ag}^+$  e de  $\text{Cl}^-$  que é de  $1 \cdot 10^{-5} \text{ M}$

O produto de solubilidade é dado pela expressão:

$$K_s = [\text{Ag}^+][\text{Cl}^-]$$

Então,

$$\Rightarrow K_s = (1 \cdot 10^{-5} \text{ mol/l}) \cdot (1 \cdot 10^{-5} \text{ mol/l}) \Rightarrow K_s = 1 \cdot 10^{-10}$$

2. A reacção do equilíbrio é:



O produto de solubilidade é dado pela expressão:

$$K_s = [\text{Ag}^+]^2 \cdot [\text{CO}_3^{2-}]$$

Suponhamos que a solubilidade deste sal é « $s$ ».

- Se a solubilidade do sal é « $s$ », então, a solubilidade do ião  $\text{Ag}^+$  é igual a  $2s$  e do ião  $\text{CO}_3^{2-}$  é  $s$ , de acordo com a proporção estequiométrica dada pela reacção de equilíbrio. Assim, podemos escrever:

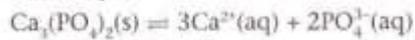
$$K_s = (2s)^2 \cdot (s) \Rightarrow K_s = 4s^3$$

$$\text{Como, } K_s = 8 \cdot 10^{-12}$$

$$\Rightarrow 8 \cdot 10^{-12} = 4s^3 \Rightarrow s = \sqrt[3]{\frac{8 \cdot 10^{-12}}{4}} \Rightarrow s = 1,25 \cdot 10^{-5} \text{ mol/l}$$

**Exemplo 1:** A solubilidade de fosfato de cálcio em água pura é  $7,14 \times 10^{-7}$  mol/l. Qual é o produto de solubilidade deste sal?

**Resolução:**



$$K_s = [\text{Ca}^{2+}]_e^3 [\text{PO}_4^{3-}]_e^2$$

Como cada mole de fosfato de cálcio que se dissolve produz 3 moles de  $\text{Ca}^{2+}$  e 2 moles de  $\text{PO}_4^{3-}$ , resulta:

$$[\text{Ca}^{2+}]_e = 3S$$

$$[\text{PO}_4^{3-}]_e = 2S$$

$$K_s = (3S)^3 \times (2S)^2$$

$$K_s = 108S^5$$

Logo:

$$K_s = 108 \times (7,14 \times 10^{-7})^5$$

$$K_s = 2,0 \times 10^{-29}$$

**Exemplo 5:** Calcula a solubilidade de cloreto de prata em água pura, sabendo que  $K_s = 1,8 \times 10^{-10}$

**Resolução:**



$$[\text{Cl}^-]_e = [\text{Ag}^+]_e = S$$

$$K_s = [\text{Cl}^-]_e \times [\text{Ag}^+]_e$$

$$K_s = 1,8 \times 10^{-10}$$

Logo:

$$S \times S = S^2$$

$$S = 1,3 \times 10^{-5} \text{ mol/l}$$

## REACÇÕES REDOX E ELECTROQUÍMICA

### Número de oxidação (Nox)

É um numero ordenado a um átomo ou iao para descrever o seu estado de oxidação ou de redução.

Regras para a determinação do número de oxidação

Para determinar o numero de oxidação deve se tomar em conta as seguintes regras:

1. **substâncias elementares** (formados por átomos do mesmo elemento) o numero de oxidação para esses compostos é sempre igual a zero.

Átomo	Na	Ca	H <sub>2</sub>	P <sub>4</sub>	O <sub>2</sub>	Cl <sub>2</sub>	Mg
Nox	0	0	0	0	0	0	0

2. **Nos ioes simples**, o numero de oxidação é igual ao valor da carga do iao

Iao	Na <sup>+</sup>	Ca <sup>2+</sup>	H <sup>+</sup>	S <sup>2-</sup>	O <sup>2-</sup>	Cl <sup>-</sup>	Al <sup>3+</sup>
Nox	+1	+2	+1	-2	-2	-1	+3

3. **Metais compostos**, tem o numero de oxidação positivo e igual á sua valência

Composição	Li <sub>2</sub> O	Cu <sub>2</sub> O	CuO	PbO	PbO <sub>2</sub>	Zn(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub>
Nox	+1	+1	+2	+2	+4	+2

4. **Numa molécula**, a soma dos nox de todos átomos é igual a zero.

Nesta base podemos determinar o nox de Mn na molécula KMnO<sub>4</sub>, Assim:

Composição	KMnO <sub>4</sub>
Nox	Nox de K = +1 Nox de Mn = X Nox de O = -2
Calculo do Nox de (KMnO <sub>4</sub> )	(+1)x1 + (X)x1 + (-2) x 4 = 0 +1 +X + (-8) = 0 +1 + X - 8 = 0 +1 + X = +8 X = +8 -1 X = +7

Isso significa que o Nox de (KMnO<sub>4</sub>) é igual a+7.

5. Num ião composto, a soma dos nox de todos os átomos é igual ao valor da carga do ião.

Nesta base podemos determinar o nox de Cr na molécula  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ , Assim:

Composição	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$
Nox	Nox de Cr = X Nox de O = -2
Calculo do Nox de ( $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ )	$(X) \times 2 + (-2) \times 7 = -2$ $2X + (-14) = -2$ $2X - 14 = -2$ $2X = -2 + 14$ $2X = +12$ $X = +12/2$ $X = +6$

### !IMPORTANTE

EM GERAL, EM COMPOSTOS, O NÚMERO DE OXIDAÇÃO DO HIDROGÊNIO É IGUAL A +1 E DO OXIGÊNIO É IGUAL A +2, EXCETO NOS PERÓXIDOS ( $\text{H}_2\text{O}_2$ ), ONDE O NOX DO OXIGÊNIO É IGUAL A -1 E EM HIDRETOS ( $\text{NaH}$ ) ONDE O NOX DE HIDROGÊNIO É IGUAL A -1 E NO  $\text{OF}_2$ , ONDE O NOX DE OXIGÊNIO É IGUAL A +2. OS METAIS DO I, II e III GRUPO, TEM NOX +1, +2, +3 RESPECTIVAMENTE.

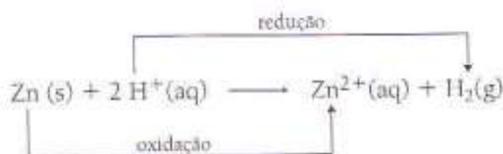
### Reacções redox

Numa reacção química, sempre que ocorre perda de electrões por um elemento, haverá um outro elemento a receber esses electrões. Portanto, não há oxidação (perda de electrões) sem redução (ganho de electrões), daí as reacções serem designadas por óxido-redução, oxi-redução ou redox.

### Exemplo de uma reacção redox



Tem-se como semi-reacções:



- *Uma reacção de oxidação é aquela que ocorre com o aumento do nox, ou seja, oxidação é o processo que ocorre acompanhado pelo aumento de nox.*
- *Uma reacção de redução é aquela que ocorre com a diminuição do nox, ou seja, redução é o processo que ocorre acompanhado pela diminuição de nox.*
- *Redutor – partícula cujo nox aumenta.*
- *Oxidante – partícula cujo nox diminui.*
- *Reacção redox – aquela que ocorre com aumento e diminuição simultâneo de nox.*

### **Célula galvânica**

São sistemas ou dispositivos em que a partir da reação química se produz a corrente elétrica.

Exemplo: **Pilha de Daniel, pilha seca, Pilhas alcalinas, etc**

### **Pilha de Daniel**

#### **Constituição:**

- A pilha de Daniel é constituída Por:
- Eléctrodo de zinco ou semipilha de zinco;
- Eléctrodo de cobre ou semipilha de cobre;
- Lamina de zinco;
- Solução aquosa de  $ZnSO_4$ ;
- Lamina de cobre;
- Solução aquosa de  $CUSO_4$ ;
- Fio de cobre;
- Ponte salina.

## QUÍMICA ORGÂNICA

### Nomenclatura (Usual e IUPAC) dos Hidrocarbonetos

#### Para dar nome IUPAC aos Alcanos deve:

- 1º. Identificar a Cadeia Principal, que é a sucessão mais longa possível de átomos de carbono;
- 2º. Enumerar a cadeia partido da extremidade mais próxima da ramificação;
- 3º. Dar nome seguindo a ordem alfabética dos radicais. **Regra geral: Prefixo + terminação “Ano”**

#### Para dar nome IUPAC aos Alcenos deve:

- 1º. Identificar a Cadeia Principal, que é a sucessão mais longa possível de átomos de carbono;
- 2º. Enumerar a cadeia partido da extremidade mais próxima da dupla ligação;
- 3º. Dar nome seguindo a ordem alfabética dos radicais. **Regra geral: Prefixo + terminação “Eno”**

#### Para dar nome IUPAC aos Alcinos deve:

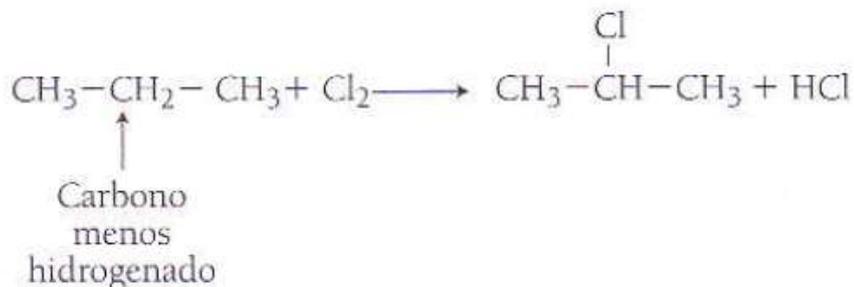
- 1º. Identificar a Cadeia Principal, que é a sucessão mais longa possível de átomos de carbono;
- 2º. Enumerar a cadeia partido da extremidade mais próxima da tripla ligação;
- 3º. Dar nome seguindo a ordem alfabética dos radicais. **Regra geral: Prefixo + terminação “Ino”**

#### Prefixo:

Nº carbonos	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
Prefixo	Met	Et	Prop	But	Pent	Hex	Hept	Oct	Non	Dec
Radical	Metil	Etil	Propil	Butil	Pentil	Hexil	Heptil	Octil	Nonil	Decil

## Reações de substituição dos alcanos

Os alcanos sobre reação de substituição, baseada na regra de Markovnikov, essa regra consiste pela substituição de um dos hidrogênio do carbono menos hidrogenado, por um outro radical (no geral usam se ametais como Cloro, Iodo, Bromo, etc.)



## Reações de adição dos alenos e alcinos

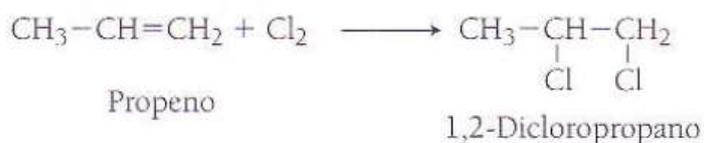
*“Em reações de adição, o hidrogênio ligar-se-á ao carbono mais hidrogenado da dupla ou tripla ligação”*

### Adição nos Alenos

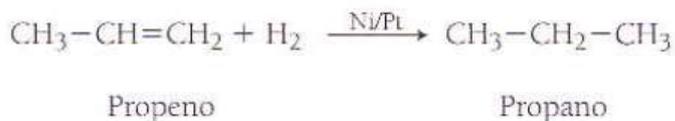
#### Adição de ácidos halogenados (HX)



#### Adição de halogéneos (X<sub>2</sub>)

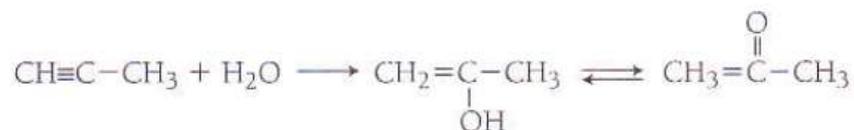


#### Adição de hidrogênio (H<sub>2</sub>)

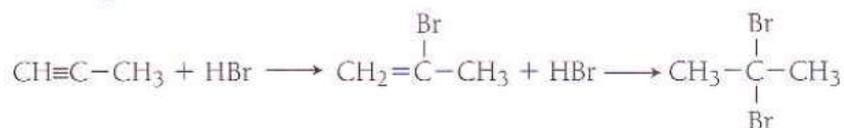


## Adição nos Alcinos

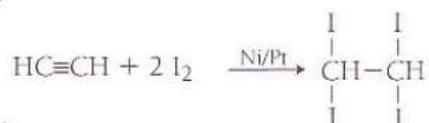
### Adição da água (Hidratação)



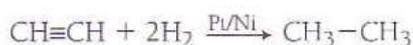
### Adição de ácidos halogenados (HX)



### Adição de halogéneos (X<sub>2</sub>)



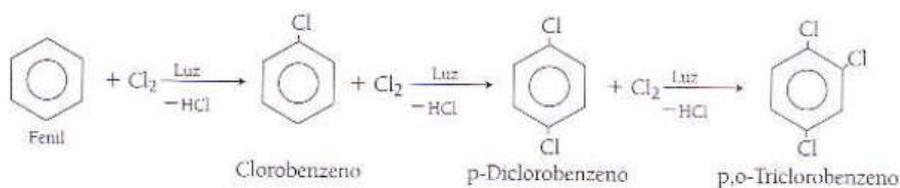
### Adição de hidrogénio (H<sub>2</sub>)



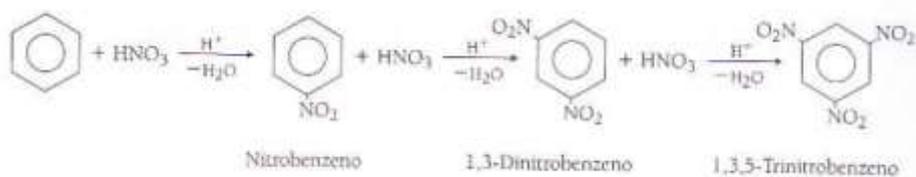
## Reacções de substituição em compostos aromáticos

As reacções de substituição características dos compostos aromáticos é a **Nitração**, **Sulfoação**, **Halogenação** e **Alquilação**.

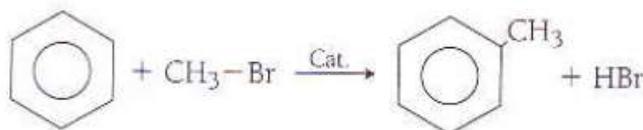
### Halogenação



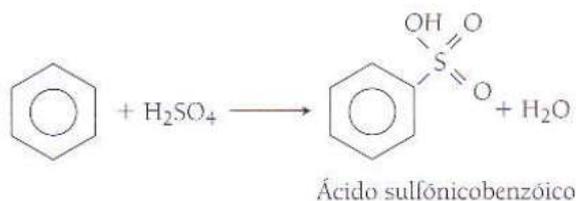
### Nitração



## Alquilação



## Sulfonação



## Nomenclatura Usual dos álcoois

Na nomenclatura usual (ou trivial), os álcoois são geralmente nomeados a partir do nome do radical alquila ao qual o grupo -OH está ligado, seguido da palavra "álcool".

### Regra

Álcool + prefixo + terminação «ílico»

$\text{CH}_3\text{-OH}$   
Álcool metílico

$\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-OH}$   
Álcool propílico

$\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-OH}$   
Álcool butílico

$\text{CH}_3\text{CH(OH)-CH}_2\text{-CH}_3$   
Álcool isobutílico

## Nomenclatura IUPAC dos álcoois

Na nomenclatura IUPAC, os álcoois são nomeados substituindo a terminação "-o" do hidrocarboneto correspondente por "-ol". O nome inclui a posição do grupo -OH, se necessário.

### Regra:

### Prefixo + Terminação "ol"

### Exemplos:

$\text{CH}_3\text{-OH}$ : Metanol (derivado do metano)

$\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-OH}$ : Etanol (derivado do etano)

**CH<sub>3</sub>-CH<sub>2</sub>-CH<sub>2</sub>-OH:** Propan-1-ol (se o -OH estiver no carbono 1) ou Propan-2-ol (se estiver no carbono 2)

Quando há mais de um grupo -OH, utiliza-se os prefixos "di", "tri", "tetra" etc., com a respectiva numeração.

**Exemplo:**

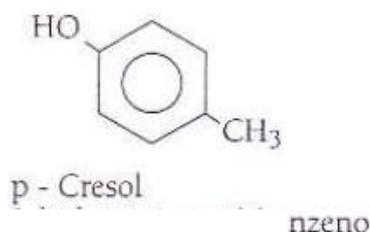
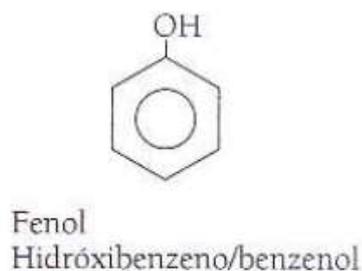
**CH<sub>2</sub>(OH)-CH<sub>2</sub>-OH:** Etano-1,2-diol (nome comum: Glicol)

## Nomenclatura dos Fenóis

### Nomenclatura Usual

O fenol simples, onde o grupo -OH está ligado diretamente a um anel benzênico, é chamado simplesmente de "fenol". Se houver substituintes no anel, usa-se o nome do radical seguido de "fenol", ou o nome do composto como derivado do fenol.

**Exemplos:**



### Nomenclatura IUPAC

Na nomenclatura IUPAC, o composto principal é sempre o fenol, e os substituintes no anel são numerados, começando pelo carbono onde o grupo -OH está ligado (posição 1).

**Exemplos:**

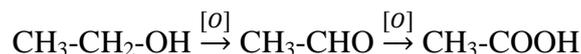


## Propriedades químicas dos álcoois, ésteres, aldeídos, cetonas, ácidos carboxílicos e aminas

### Álcoois (R-OH)

#### Reação de Oxidação de Álcool Primário

Um álcool primário pode ser oxidado a um aldeído e, posteriormente, a um ácido carboxílico.

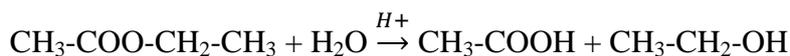


(Etanol → Etanal → Ácido acético)

### Ésteres (R-COO-R')

#### Reação de Hidrólise Ácida de Éster

Em meio ácido, um éster pode ser hidrolisado para formar um ácido carboxílico e um álcool.

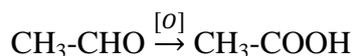


(Acetato de etila + água → Ácido acético + Etanol)

### Aldeídos (R-CHO)

#### Reação de Oxidação de Aldeído

Aldeídos podem ser oxidados a ácidos carboxílicos.

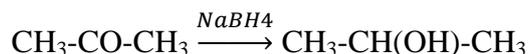


(Etenal → Ácido acético)

### Cetonas (R-CO-R')

#### Reação de Redução de Cetona

Cetonas podem ser reduzidas a álcoois secundários.

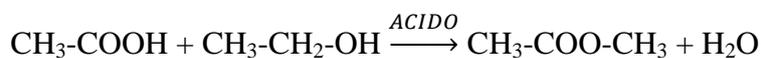


(Propanona → 2-Propanol)

## Ácidos Carboxílicos (R-COOH)

### Reação de Esterificação

Ácidos carboxílicos reagem com álcoois em presença de um ácido forte para formar ésteres.

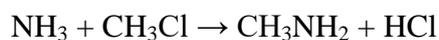


(Ácido acético + Etanol → Acetato de etila + Água)

### Aminas (R-NH<sub>2</sub>, R-N<sub>2</sub>-R', R<sub>3</sub>N)

Reação de Alquilação de Amônia (Formação de Amina Primária)

Amônia reage com um haleto de alquila para formar uma amina primária.



(Amônia + Cloreto de metila → Metilamina + Ácido clorídrico)

### Referências

Monjane, Armindo & Cuco, Ricardo Americo (2010), *Pré-universitária - Química 12*, 1ª edição, Long Man, Maputo.

Afonso, Amadeu & Vilankulos, Amadeu (2006), *Q12, Química 12ª Classe*, 1ª Edição, Texto Editores, Maputo.