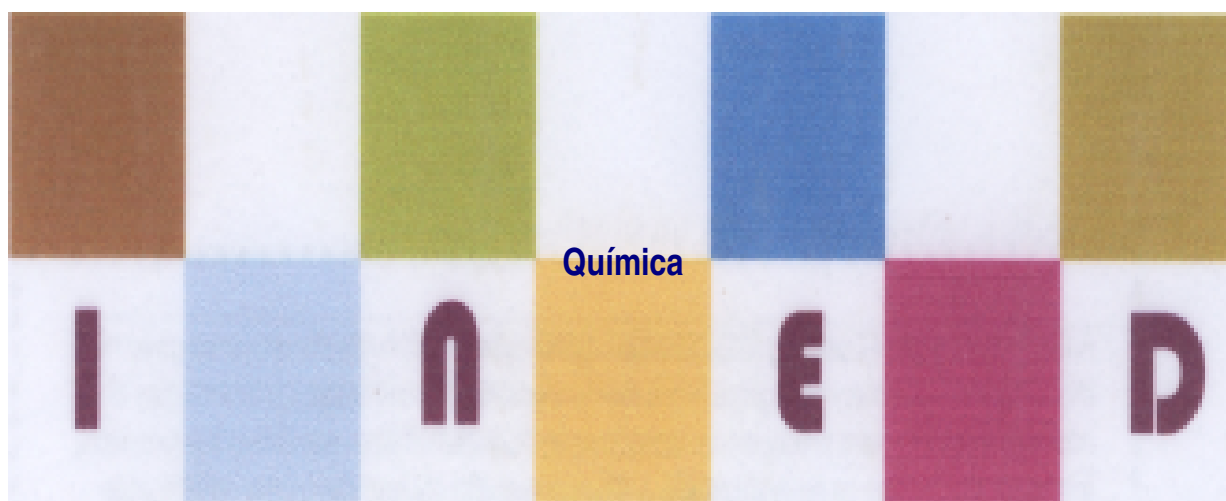


MÓDULO 4



Termoquímica

**MINISTÉRIO DA EDUCAÇÃO
INSTITUTO DE EDUCAÇÃO ABERTA E À DISTÂNCIA - IEDA**

Baixar Livros & Exames em PDF

Somos o portal MozEstuda.com, um espaço dedicado à educação e ao conhecimento. Fornecemos links para o download gratuito de materiais de acesso livre, incluindo [exames anteriores](#), [livros e diversos PDFs](#) educacionais. Nosso objetivo é facilitar o aprendizado e a pesquisa, sempre respeitando os direitos autorais e promovendo o acesso legítimo ao conhecimento. Se você apreciou este conteúdo, considere apoiar os autores e editoras adquirindo versões oficiais sempre que possível. Todos os direitos autorais pertencem aos respectivos criadores e detentores de direitos. **Não vendemos nem lucramos com as obras disponibilizadas.** Aproveite e compartilhe com outros estudantes!

Para baixar livros em PDF, acesse biblioteca.mozestuda.com e pesquise o título desejado na barra de pesquisa. Ou, se preferir, siga/ Clique os links abaixo:

BAIXAR TODOS [LIVROS ESCOLARES](#) — MOÇAMBIQUE

Toque no **nome da Classe** para Baixar todos livros em PDF

[12ª CLASSE](#)

[11ª CLASSE](#)

[10ª CLASSE](#)

[9ª CLASSE](#)

[8ª CLASSE](#)

[7ª CLASSE](#)

[6ª CLASSE](#)

[5ª CLASSE](#)

[4ª CLASSE](#)

[3ª CLASSE](#)

[2ª CLASSE](#)

[1ª CLASSE](#)

BAIXAR TODOS [MÓDULOS ESCOLARES](#) —

[MÓDULOS DO I CICLO](#)

[MÓDULOS DO II CICLO](#)

[LIVROS POR DISCIPLINAS - TODAS](#)

BAIXAR EXAMES DA **6ª CLASSE** – MOÇAMBIQUE

Toque no **nome da disciplina** para Baixar todos exames em PDF

C. NATURAIS

C. SOCIAIS

MATEMÁTICA

PORTUGUÊS

BAIXAR EXAMES DA **10ª CLASSE** – MOÇAMBIQUE

Toque no **nome da disciplina** para Baixar todos exames em PDF

BIOLOGIA

FÍSICA

GEOGRAFIA

HISTORIA

INGLÊS

MATEMÁTICA

PORTUGUÊS

QUÍMICA

BAIXAR EXAMES DA **12ª CLASSE** – MOÇAMBIQUE

Toque no **nome da disciplina** para Baixar todos exames em PDF

BIOLOGIA

DGD

FILOSOFIA

FÍSICA

FRANCÊS

GEOGRAFIA

HISTÓRIA

INGLÊS

MATEMÁTICA

PORTUGUÊS

QUÍMICA

TODOS EXAMES

TODOS EDITAIS

TODOS LIVROS

BAIXAR EXAMES DE **ADMISSÃO** — MOÇAMBIQUE

Toque no **nome da Instituição** para Baixar todos exames em PDF

IFP / Formação de Professores

UEM

UJC / **ISRI**

ISPG

ISPSONGO

AC. MILITAR

PRM

ISCAM

ICS — SAÚDE — ENSINO MÉDIO

ETP / Ensino técnico Profissional

UP / UniRios: Save, Rovuma, Licungo, ...

UNIZAMBEZE

ISPT

ISCISA

ACIPOL

CFJJ

IFAPA

EDITAIS

ENEM

VESTIBULARES

ENCCEJA

TODOS EXAMES

Conteúdos

Acerca deste Módulo	1
Como está estruturado este Módulo.....	1
Habilidades de aprendizagem	3
Necessita de ajuda?	3
Lição 1	4
Introdução ao estudo da Cinética Química	4
Introdução.....	4
Cinética Química.....	4
Velocidade média	6
Resumo da lição.....	9
Actividades	10
Avaliação	11
Lição 2	13
Cálculo de Velocidade Média da Reacção	13
Introdução.....	13
Cálculo de velocidade média da reacção.....	13
Actividades	14
Actividades	15
Avaliação	16
Lição 3	17
Teoria de colisões	17
Introdução.....	17
Teoria das colisões	17
Energia de activação e complexo activado.....	19
Resumo da lição.....	20
Actividades	21
Actividades	22
Avaliação	23
Lição 4	25
Factores que afectam a velocidade de uma reacção química.....	25
Introdução.....	25
Factores que influenciam a velocidade de uma reacção.....	25

Resumo da lição.....	31
Actividades	32
Avaliação	33
Lição 5	36
A Lei da velocidade. Ordem da reacção	36
Introdução.....	36
A Lei da velocidade.....	36
Ordem da Reacção.....	38
Resumo da lição.....	39
Actividades	40
Avaliação	42
Lição 6	43
Mecanismo das reacções: Reacções elementares e não elementares.....	43
Introdução.....	43
Reacções elementares.....	43
Resumo da lição.....	46
Actividades	47
Avaliação	48
Avaliação	48
Lição 7	50
Equilíbrio Químico -1	50
Introdução.....	50
Reacções reversíveis. Estado de equilíbrio	50
Características dos sistemas em equilíbrio.....	52
O estado de equilíbrio só pode existir num sistema fechado	52
Resumo da lição.....	54
Actividades	54
Avaliação	55
Lição 8	56
Lei de equilíbrio. Constante de equilíbrio	56
Introdução	56
Lei de equilíbrio. Constante de equilíbrio.....	56
Constante de equilíbrio em função das pressões parciais.....	58
Relação matemática entre K_c e K_p	59

Resumo da lição.....	60
Actividades	61
Avaliação	64
Lição 9	65
Factores que afectam o estado de equilíbrio. O princípio de Le Chatelier	65
Introdução	65
Princípio de Le Chatelier.....	65
O processo de Haber-Bosch. Síntese de amoníaco	69
Resumo da lição.....	71
Actividades	72
Avaliação	74
Lição 10	78
Equilíbrio químico em solução aquosa	78
Introdução	78
Principais teorias de ácidos e bases.....	78
Teoria de Bronsted-Lowry de ácidos e bases. Ião hidrônio	79
Reacções protolíticas.....	80
Produto iónico da água.....	82
Resumo da lição.....	85
Actividades	86
Avaliação	87
Lição 11	88
Forças de ácidos e de bases. Relação entre a constante de ionização de um ácido (K_a) e da sua base conjugada (K_b).....	88
Introdução.....	88
Forças de ácidos e de bases	88
Resumo da lição.....	95
Actividades	96
Avaliação	97
Lição 12	98
Relação entre grau de ionização (α) e constante de ionização (K_i).....	98
Introdução	98
Relação entre grau de ionização (α) e constante de ionização (K_i).....	98
Resumo da lição.....	100
Actividades	101
Avaliação	103
Lição 13	104
Soluções ácidas e básicas. pH e pOH de soluções de ácido e bases fortes.....	104
Introdução	104
Soluções ácidas e básicas pH e pOH.....	104

Cálculos de pH e pOH de soluções de ácidos e bases fortes.....	107
Resumo da lição.....	109
Actividades	110
Avaliação	111
Lição 14	113
Cálculos de pH e pOH de soluções de ácidos e bases fracas.....	113
Introdução	113
1. pH de uma solução de um ácido fraco	113
2. pH de uma solução de uma base fraca	115
Resumo da lição.....	116
Actividades	117
Avaliação	118
Lição 15	119
Indicadores ácido – base e medidor de pH	119
Introdução	119
Indicadores e pH.....	119
Zona de viragem ou faixa de viragem	120
Resumo da lição.....	121
Actividades	122
Avaliação	123
Lição 16	124
Hidrólise de sais de ácidos fortes e bases fracas e de ácidos fracos e bases fortes.....	124
Introdução	124
Hidrólise salina.....	124
Relação entre K_h e K_w	127
Grau de hidrólise	129
Resumo da lição.....	131
Actividades	132
Avaliação	133
Lição 17	134
Soluções-tampão ou reguladores de pH.....	134
Introdução	134
Soluções – Tampão ou Reguladores do pH.....	134
Resumo da lição.....	137
Actividades	138
Avaliação	140
Lição 18	141
Solubilidade e produto de solubilidade.....	141
Introdução	141
Solubilidade e Produto de Solubilidade	141

Resumo da lição.....	145
Actividades	146
Actividades	147
Avaliação	147
Lição 19	150
Titulação ácido-base: O ponto de equivalência	150
Introdução	150
Titulometria	150
Análise volumétrica.....	151
Solução problema:	151
Resumo da lição.....	153
Actividades	154
Avaliação	155
Soluções	156
Lição 1	156
Lição 2	156
Lição 3	156
Lição 4	157
Lição 5	157
Lição 6	158
Lição 7	158
Lição 8	159
Lição 9	159
Lição 10	160
Lição 11	161
Lição 12	161
Lição 13	161
Lição 14	162
Lição 15	162
Lição 16	163
Lição 17	163
Lição 18	163
Lição 19	163
Módulo 4 de Química	164
Teste Preparação de Final de Módulo.....	164
Introdução.....	164
Soluções de Teste de preparação	169



Acerca deste Módulo

MÓDULO 4

Como está estruturado este Módulo

A visão geral do curso

Este curso está dividido por módulos autoinstrucionais, ou seja, que vão ser o seu professor em casa, no trabalho, na machamba, enfim, onde quer que você deseja estudar.

Este curso é apropriado para você que já concluiu a 7ª classe mas vive longe de uma escola onde possa frequentar a 8ª, 9ª e 10ª classes, ou está a trabalhar e à noite não tem uma escola próxima onde possa continuar os seus estudos, ou simplesmente gosta de ser auto didacta e é bom estudar a distância.

Neste curso a distância não fazemos a distinção entre a 8ª, 9ª e 10ª classes. Por isso, logo que terminar os módulos da disciplina estará preparado para realizar o exame nacional da 10ª classe.

O tempo para concluir os módulos vai depender do seu empenho no auto estudo, por isso esperamos que consiga concluir com todos os módulos o mais rápido possível, pois temos a certeza de que não vai necessitar de um ano inteiro para concluí-los.

Ao longo do seu estudo vai encontrar as actividades que resolvemos em conjunto consigo e seguidamente encontrará a avaliação que serve para ver se percebeu bem a matéria que acaba de aprender. Porém, para saber se resolveu ou respondeu correctamente às questões colocadas, temos as resposta no final do seu módulo para que possa avaliar o seu despenho. Mas se após comparar as suas respostas com as que encontrar no final do módulo, tem sempre a possibilidade de consultar o seu tutor no Centro de Apoio e Aprendizagem – CAA e discutir com ele as suas dúvidas.

No Centro de Apoio e Aprendizagem, também poderá contar com a discussão das suas dúvidas com outros colegas de estudo que possam ter as mesmas dúvidas que as suas ou mesmo dúvidas bem diferentes que não tenha achado durante o seu estudo mas que também ainda tem.

Conteúdo do Módulo

Cada Módulo está subdividido em Lições. Cada Lição inclui:

- Título da lição.
- Uma introdução aos conteúdos da lição.
- Objectivos da lição.
- Conteúdo principal da lição com uma variedade de actividades de aprendizagem.
- Resumo da Lição.
- Actividades cujo objectivo é a resolução conjunta consigo estimado aluno, para que veja como deve aplicar os conhecimentos que acaba de adquerir.
- Avaliações cujo objectivo é de avaliar o seu progresso durante o estudo.
- Teste de preparação de Final de Módulo. Esta avaliação serve para você se preparar para realizar o Teste de Final de Módulo no CAA.

Habilidades de aprendizagem



Estudar à distância é muito diferente de ir a escola pois quando vamos a escola temos uma hora certa para assistir as aulas ou seja para estudar. Mas no ensino a distância, nós é que devemos planejar o nosso tempo de estudo porque o nosso professor é este módulo e ele está sempre muito bem disposto para nos ensinar a qualquer momento. Lembre-se sempre que “ *o livro é o melhor amigo do homem*”. Por isso, sempre que achar que a matéria esta a ser difícil de perceber, não desanime, tente parar um pouco, reflectir melhor ou mesmo procurar a ajuda de um tutor ou colega de estudo, que vai ver que irá superar toas as suas dificuldades.

Para estudar a distância é muito importante que planeie o seu tempo de estudo de acordo com a sua ocupação diária e o meio ambiente em que vive.

Necessita de ajuda?



Ajuda

Sempre que tiver dificuldades que mesmo após discutir com colegas ou amigos achar que não está muito claro, não tenha receio de procurar o seu tutor no CAA, que ele vai lhe ajudar a supera-las. No CAA também vai dispor de outros meios como livros, gramáticas, mapas, etc., que lhe vão auxiliar no seu estudo.

Lição 1

Introdução ao estudo da Cinética Química

Introdução

Caro estudante, quando um químico faz mistura de gases, tais como Cloro com Hidrogénio, pode ocorrer um processo químico segundo diferentes aspectos:

Repare, se a reacção for feita na escuridão, o químico terá que esperar vários dias para que uma quantidade de produto seja formada.

Entretanto, se a reacção for feita em presença de luz, ficará tão rápida que poderá provocar explosão.

Neste caso, temos a certeza que estão a surgir as seguintes perguntas:

- Sob que condições uma reacção se pode tornar rápida e suficiente para ter um resultado prático?
- E sob que condições uma reacção pode ter sua velocidade diminuída a ponto de não oferecer risco?

Nesta unidade você irá aprender os princípios da Cinética (Cinética vem do grego Kinetiké, que significa “movimento”).

Ao concluir esta lição você será capaz de:

- Interpretar o comportamento cinético das reacções químicas.
- *Interpretar* o significado da velocidade média na resolução de exercícios em diferentes situações.
- Classificar as reacções químicas quanto à velocidade.



Objectivos

Cinética Química

Estimado estudante, nesta lição você vai precisar de usar os conhecimentos aprendidos na Física para melhor assimilar esta matéria. Assim, denomina-se Cinética Química, ao ramo da Química que estuda a velocidade das reacções químicas e os mecanismos que nele ocorrem.

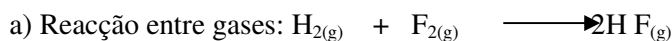
Isto poderá ser feito medindo-se a quantidade de um reagente que desaparece, ou a quantidade de um produto que se forma.



Caro estudante, você sabe que há reacções que decorrem quase instantaneamente e outras reacções que decorrem ao longo de vários anos. Então, vamos classificá-las quanto à velocidade. E preste atenção aos exemplos de equações das reacções químicas que lhe propomos.

Classificação das reacções quanto à velocidade:

Reacções rápidas



Reacção de velocidade moderada

b) O dissolver do sal na água ao agitar:



Reacções lentas:

c) O dissolver do sal na água sem agitar.

d) A corrosão de metais no ar. Por exemplo: a formação da ferrugem.

A classificação das várias velocidades de uma forma geral é qualitativa.

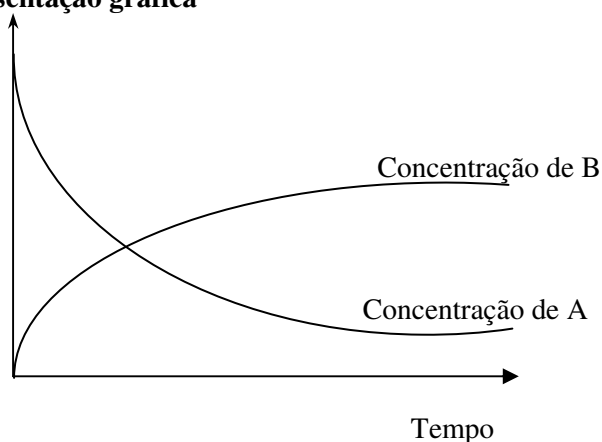
Para tratar quantitativamente a velocidade duma reacção é preciso defini-la com mais precisão.

Considere a seguinte reacção empírica: $\text{A} \longrightarrow \text{B}$

Estimado estudante, quando a reacção inicia, nenhum produto B está presente e, à medida que o tempo decorre (passa), a concentração de B aumenta, com uma correspondente diminuição na concentração de A.

Observe com atenção o gráfico que ilustra o facto:

Representação gráfica



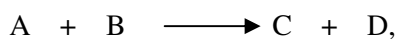
Esperamos que tenha observado muito bem o gráfico. O que notou?

Com certeza você notou que o gráfico mostra a variação da concentração de reagentes e produtos com o tempo, para a reação $A \longrightarrow B$

As observações da figura mostram que: Próximo ao início da reação, a concentração de A está decrescendo rapidamente e a concentração de B está aumentando rapidamente. Durante a reação, com o tempo, ocorrem pequenas variações na concentração, neste caso a velocidade é menor. Agora vamos medir a velocidade quantitativamente.

Velocidade média

Considere uma reação genérica:



onde foram medidas as quantidades de A presentes no sistema em tempos diferentes, veja a tabela abaixo:

Tempo (minutos)	Massa de A que resta em gramas
0	50
1	47
2	45,5
3	44,5

Caro estudante, veja que de zero a 1 minuto houve um consumo de 3g. Então dizemos que neste intervalo de tempo, a velocidade do processo foi de 3 g/min. Esta velocidade é, na realidade uma velocidade média, pois percebe-se que a velocidade não é constante.

Realmente, de 1 a 2 minutos houve uma perda de $47 - 45,5 = 1,5$ g de substância A. Mas, qual a velocidade média?

Neste intervalo de tempo (1 minuto) a massa consumida foi de 1,5 g, então a velocidade média foi de 1,5 g/min.

Como você percebeu, a velocidade média de uma reação pode ser dada pela expressão:

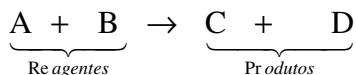
$$v_m = \frac{|\Delta \text{ quantidade}|}{\Delta \text{ tempo}}$$



Onde: $|\Delta \text{ quantidade}|$ = indica o módulo da variação da quantidade de um reagente ou produto, isto é, ! quantidade final – quantidade inicial

Δt = variação de tempo

A velocidade média pode ser também dada em função do número de moles, da concentração molar, do volume (no caso de gases), etc., veja:

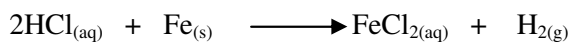


$$v_m = \frac{\Delta m}{\Delta t} \quad \text{onde : } \Delta m = \text{variação de massa}$$

$$v_m = \frac{\Delta n}{\Delta t} \quad \text{onde : } \Delta n = \text{variação do número de moles}$$

$$v_m = \frac{\Delta []}{\Delta t} \quad \text{onde : } \Delta [] = \text{variação da concentração molar}$$

Considere a reacção de uma solução de ácido clorídrico com ferro, produzindo cloreto de ferro (II) e gás hidrogénio, um químico mediu as variações da concentração molar do ácido clorídrico.



Tempo (minutos)	Concentração de HCl (moles por litro)
1	0,115
5	0,060
9	0,033
19	0,010

A velocidade média do processo será dada pela expressão:

$$v_m = \frac{[\text{HCl}]}{2\Delta t}$$

Onde: $[\text{HCl}]$ = variação da concentração molar de $[\text{HCl}]$

Qual a velocidade média no intervalo de tempo de 1 a 5 minutos?

$$t = 1 \text{ min} \rightarrow [\text{HCl}] = 0,115 \text{ mol/l}$$

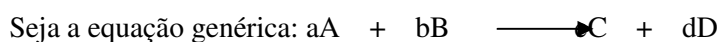
$$t = 5 \text{ min} \rightarrow [\text{HCl}] = 0,060 \text{ mol/l}$$

Qual a interpretação deste resultado?

Este resultado deve ser entendido assim:

No intervalo de 1 a 5 minutos, em média, reagem 0,014 mol/l de HCl em cada minuto.

Vamos ver outro exemplo, em que aparecem os coeficientes ou factores estequiométricos da reacção.



na qual, poderíamos escrever para a velocidade de reacção:

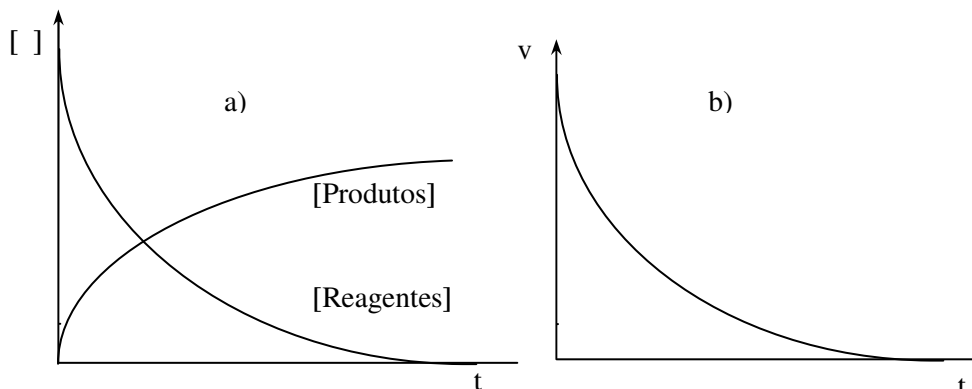
$$v_{\text{reacção}} = -\frac{\Delta [A]}{a \Delta t} = -\frac{\Delta [B]}{b \Delta t}, \text{ para os reagentes, ou}$$

$$v_{\text{reacção}} = +\frac{\Delta [C]}{c \Delta t} = +\frac{\Delta [D]}{d \Delta t}, \text{ para os produtos}$$

Onde: a, b, c e d \Rightarrow são factores estequiométricos em causa na equação química dada.

Caro estudante, o sinal (-) na variação da concentração dos reagentes indica que os reagentes se gastam (a sua concentração diminui com o tempo da reacção) e o sinal mais (+) na variação da concentração dos produtos, indica que os produtos se formam (a concentração dos produtos aumenta com o tempo da reacção).

Graficamente, pode ser assim representado:



a) Gráfico da variação da concentração das substâncias por unidade de tempo. Este gráfico mostra a diminuição de moléculas de reagentes e o aumento do número de moléculas de produtos à medida que o tempo passa.

b) Gráfico da variação da velocidade da reacção por unidade de tempo

Resumo da lição



Resumo

Nesta lição você aprendeu que:

- Cinética Química é o ramo da química que se dedica ao estudo das velocidades das reacções químicas.
- Velocidade da reacção é a rapidez com que os reagentes se transformam (se gastam) ou com que os produtos se formam, durante uma reacção química.
- A velocidade média da reacção pode ser indicada em relação a qualquer reagente ou produto. Para que a velocidade média seja igual quando considerada em relação a qualquer reagente ou produto num determinado intervalo de tempo, costuma-se aplicar a fórmula:

Reacção	Fórmula
$aA + bB \rightarrow cC + dD$	$v_{\text{reacção}} = \frac{\Delta [A]}{a \Delta t} = \frac{\Delta [B]}{b \Delta t} = \frac{\Delta [C]}{c \Delta t} = \frac{\Delta [D]}{d \Delta t}$

Agora, caro estudante, vamos realizar as actividades que se seguem para auto-avaliar-se em relação a matéria que acaba de aprender.

Actividades



Actividades

1. Em uma reacção de decomposição de água oxigenada, observa-se a seguinte variação de massa em função do tempo:

Tempo (min)	Massa de água oxigenada
0	200 g
2	150 g
4	110 g
6	80 g
8	55 g

Determine a velocidade média de decomposição nos intervalos:

- a) de 2 a 4 min b) de 4 a 8 min c) de 2 a 6 min

Então, caro estudante, como é que você resolveu? Foi difícil? Claro que não, pois você é inteligente e resolveu assim:

$$\text{a) } v_m = \frac{\Delta m}{\Delta t} = \frac{150 - 110}{4 - 2} = \frac{40}{2} = 20 \text{ g/min}$$

Isto significa que nesse intervalo, em cada minuto, decompõem-se 20 g de água oxigenada.

$$\text{b) } v_m = \frac{\Delta m}{\Delta t} = \frac{110 - 55}{8 - 4} = \frac{55}{4} = 13,75 \text{ g/min}$$

$$\text{c) } v_m = \frac{\Delta m}{\Delta t} = \frac{150 - 80}{6 - 2} = \frac{70}{4} = 17,5 \text{ g/min}$$

Já viu, acertou tudo. Mas se não conseguiu obter resultado certo, volte a resolver e seguir todos os passos.



Avaliação



Avaliação

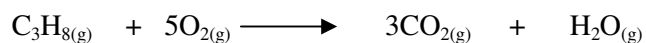
Agora resolva no seu caderno as actividades que lhe propomos para que possa avaliar o seu progresso. Olha, não consulta a chave de correcção antes de resolver as questões sozinho. Mas também não fica bem enganar-se a si próprio!

1. Porquê se diz que a Química é uma ciência experimental?
2. Na reacção $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 \longrightarrow 2\text{HCl}$, observou-se o seguinte:

Tempo (s)	Nº de moles de HCl
0	0,00
5	0,20
10	0,50
15	0,80
20	1,50

Determine a velocidade média de formação, nos intervalos:

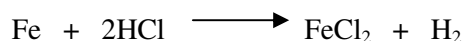
- a) de 0 a 10 s b) de 10 a 20 s c) de 5 a 20 s
3. A combustão do propano obedece à equação:



Havendo consumo de 0,5 moles de moléculas do propano em 15 minutos, a velocidade da reacção, em moles de CO_2 por minuto, será:

- () a. 0,033 () c. 0,1
() b. 0,3 () d. 0,2

4. Adicionou-se ferro em uma solução de ácido clorídrico. Ocorreu a reacção seguinte:





Avaliação

Medindo-se a variação da concentração molar do ácido clorídrico, encontra-se:

Tempo (min)	Concentração de HCl (mol/l)
1	0,115
5	0,060
9	0,033
16	0,010

Determine a velocidade média nos intervalos:

- a) de 1 a 9 min b) de 5 a 16 min c) de 1 a 16 min
5. Numa experiência, a reacção de formação de amoníaco (NH_3), a partir do N_2 e do H_2 , está ocorrendo com um consumo de 12 moles de nitrogénio (N_2) a cada 120 segundos. Nesse caso, a velocidade de consumo de hidrogénio (H_2) é:
- () a. 6 moles por minuto () d. 24 moles por minuto
- () b. 12 moles por minuto () e. 36 moles por minuto
- () c. 18 moles por minuto.
6. Dada a reacção $\text{A} + \text{B} \rightleftharpoons \text{C} + \text{D}$ que se processa com velocidade X, se as concentrações de A e de B forem reduzidas à metade, a nova velocidade de reacção será:
- a. () X b. () $1/2X$ c. () $1/4X$ d. () $1/8X$ e. () $1/16X$
7. A reacção $\text{A} + 2\text{B} \longrightarrow \text{C}$ se realiza com velocidade v. se a concentração de A for duplicada e a de B for reduzida à metade, então a reacção se realizará com uma velocidade igual a:
- a. () $1/3v$ b. () $1/5v$ c. () $1/4v$ d. () $1/2v$ e. () v.
8. A reacção $3\text{A} + \text{B} \longrightarrow \text{C}$ se processa com velocidade X. Se a concentração de A se reduzir à metade e a de B octuplicar, então a reacção se processará com uma velocidade igual a.
- a. () $4X$ b. () $8X$ c. () $X/8$ d. () $X/4$ e. () X

Agora compare as suas soluções com as que lhe apresentamos no final do módulo. Acertou todas as respostas? Ótimo, prossiga com o seu estudo na próxima lição. Lembre-se, em caso de dificuldades, o seu professor está disponível para lhe ajudar a esclarecê-las, também não hesite em dirigir-se ao grupo de estudo. Sucessos!



Lição 2

Cálculo de Velocidade Média da Reacção

Introdução

Nesta lição continuamos a efectuar cálculos de velocidade média das reacções químicas em diferentes situações estudadas na lição anterior.

Ao concluir esta unidade você será capaz de:



Objectivos

- Efectuar cálculos de velocidade média da reacção como preenchimento de tabela.
- *Esboçar* gráficos da variação da concentração das substâncias ao longo do tempo.
- Classificar as reacções químicas quanto à velocidade.

Cálculo de velocidade média da reacção

Caro estudante, vamos continuar a realizar as actividades que se seguem para que possa consolidar o conhecimento que acaba de adquirir da lição

Actividades



Actividades

1. Considere a seguinte tabela, referente à decomposição do amoníaco (NH_3), que produz nitrogénio (N_2) e hidrogénio (H_2).

Concentração de NH_3 (mol/l)	8,0	4,0	2,0	1,0
Tempo (h)	0	1,0	2,0	3,0

Com base na tabela, determine a concentração molar de nitrogénio e de hidrogénio nos seguintes instantes: 0 h, 1 h, 2 h e 3h.

Resolução:

Primeiro, vamos usar a tabela para determinar a variação do amoníaco (NH_3) desde o início (0 h) até 1 h, 2 h e 3 h.

Concentração de NH_3 (mol/l)	8,0	4,0	2,0	1,0
Tempo (h)	0	1,0	2,0	3,0

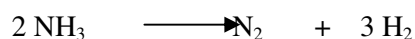
Entre 0 e 1 h : $\Delta[\text{NH}_3] = 4,0 \text{ mol/l}$

Entre 0 e 2 h : $\Delta[\text{NH}_3] = 6,0 \text{ mol/l}$

Entre 0 e 3 h : $\Delta[\text{NH}_3] = 7,0 \text{ mol}$

Segundo, escrevemos a equação química acertada. Utilizando a proporção dos coeficientes, que mostra a proporção entre o número de moles gastos e formados (cálculo estequiométrico), determinamos as quantidades formadas.

Assim:



Proporção: 2 moles 1 mol 3 moles

Entre 0 e 1 h: 4,0 2,0 6,0

Entre 0 e 2 h: 6,0 3,0 9,0

Entre 0 e 3 h: 7,0 3,5 10,5



Actividades



Actividades

Caro estudante observou que as quantidades gastas e formadas num certo intervalo de tempo obedecem à proporção dos coeficientes estequiométricos.

A tabela que se segue, apresenta a resposta deste exercício:

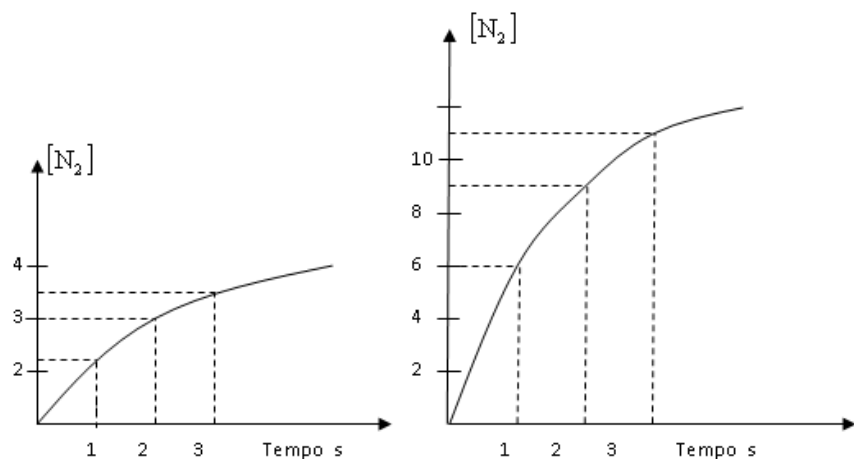
Tempo (h)	0	1,0	2,0	3,0
Concentração de N₂ (mol/l)	0	2,0	3,0	3,5
Concentração de H₂ (mol/l)	0	6,0	9,0	10,5

Como você notou, no $t = 0$ (início) da reacção não existe ainda produto formado.

Utilizando os dados da questão anterior, construa gráficos mostrando a concentração de N₂ e de H₂ em função do tempo, de 0 a 3 h.

Resolução:

O que essa pergunta pede é a representação gráfica das respostas do exercício anterior.



Nota: As curvas crescentes, mostram que N₂ e H₂ são formados com o passar do tempo.

Agora vamos realizar as actividades que se seguem para que possa compreender como usar o conhecimento que acaba de aprender.

Avaliação



Avaliação

Agora resolva no seu caderno os exercícios que lhe propomos para que possa avaliar o seu progresso.

- Utilizando os dados da questão 1 da actividade anterior, calcule:
 - A velocidade média de consumo de NH_3 entre 0 e 1 h;
 - A velocidade média de formação de N_2 entre 0 e 1 h;
 - A velocidade média de formação de H_2 entre 0 e 1 h.
- Ao realizar a reacção de formação da água a partir dos gases hidrogénio (H_2) e oxigénio (O_2), verificou-se que a velocidade de consumo de Oxigénio foi de 4 mol/min. Determine a velocidade de consumo de Hidrogénio.
- Considere a reacção: $\text{NO}_{2(g)} + \text{CO}_{(g)} \longrightarrow \text{NO}_{(g)} + \text{CO}_{2(g)}$

As concentrações iniciais de NO_2 e CO foram respectivamente 0,8 e 1,0 M. Depois, determinou-se as concentrações de NO_2 em vários momentos, e o resultado está na tabela:

Tempo (s)	Concentração das substâncias (M)			
	NO_2	CO	NO	CO_2
0	0,8	1,0	0	0
2	0,5			
4	0,3			
6	0,2			

- Calcule a velocidade da reacção nos intervalos: de 0 a 2 s, 2 a 4 s e 4 a 6 s.
- Como é que varia a velocidade ao decorrer da reacção?
- Calcule a velocidade média em todo o intervalo 0 a 6 s.
- Preencha os valores que faltam na tabela;
- Construa gráficos mostrando a concentração de NO_2 e de CO_2 em função do tempo.

Agora compare as suas soluções com as que lhe apresentamos no final do módulo. Acertou todas as respostas? Que bom, prossiga com o seu estudo na próxima lição. Lembre-se, em caso de dificuldades, o seu professor está disponível para lhe ajudar a esclarecê-las, não hesite em dirigir-se ao grupo de estudo. Sucessos!



Lição 3

Teoria de colisões

Introdução

Caro estudante, na lição anterior você estudou a velocidade de consumo ou formação das substâncias químicas. Nesta lição você vai aprender a Teoria de Colisões usada para explicar as leis de velocidade tanto para reações de um único passo como para as reações com múltiplos passos. A teoria de colisões supõe que a velocidade de qualquer passo de uma reação depende da frequência das colisões entre as partículas envolvidas no processo.

Ao concluir esta lição você será capaz de:



Objectivos

- Explicar a teoria das colisões;
- *Descobrir* a importância da teoria das colisões para a ocorrência das reações químicas.

Teoria das colisões

Para que uma reação química tenha lugar, é necessário que as moléculas dos reagentes colidam entre si, de modo que haja quebra de ligações e formação de novas ligações. Isso explica-se porque ao aumentar a concentração dos reagentes a velocidade de uma reação aumenta.

Quanto mais partículas houver num certo espaço, tanto maior o número de colisões entre as partículas.

Estudos feitos revelaram que, a temperatura de 25°C e uma pressão de 1 atm, cada molécula colide cerca de 10^9 vezes por segundo com outras moléculas.

Se todas as colisões resultassem em formação de produtos, as reações podiam ter lugar em fração de segundos e com uma velocidade assustadora. Contudo, nem todas as colisões entre as moléculas de reagentes são eficazes.

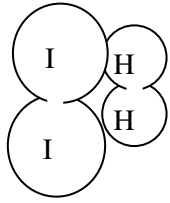
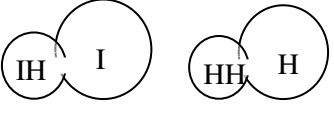
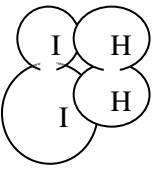
Uma colisão eficaz ou efectiva é aquela que conduz à formação de produtos.

Então, prezado estudante, com esta teoria de colisões você ficou claro que só pode haver reação química quando as partículas colidem eficazmente.

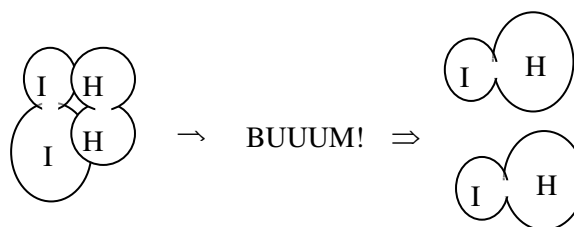
Considere a reacção entre H_2 e I_2 no estado gasoso, na qual resulta a formação de HI .

Para que ocorra reacção, o choque entre H_2 e I_2 deverá realizar-se com energia suficiente e segundo uma orientação conveniente.

Observe na tabela seguinte, algumas possibilidades de colisões e o factor orientação:

Colisão	Orientação da colisão
	Desfavorável
	Desfavorável
	Favorável

Se a energia das moléculas for suficiente, o último tipo de colisão, conduzirá a uma quebra de ligações e, portanto, a uma reacção química.



Nota: Caro estudante, daqui em diante, sempre que falarmos em colisões, você deve entender que sejam colisões favoráveis, isto é, as que efectivamente conduzem a uma reacção química. Certo?! Vamos prosseguir com o nosso estudo.

Energia de activação e complexo activado

Caro estudante, como acabamos de ver, apenas as moléculas dotadas de energia suficiente conseguem, ao se aproximar com orientação favorável, sofrer colisões eficazes.

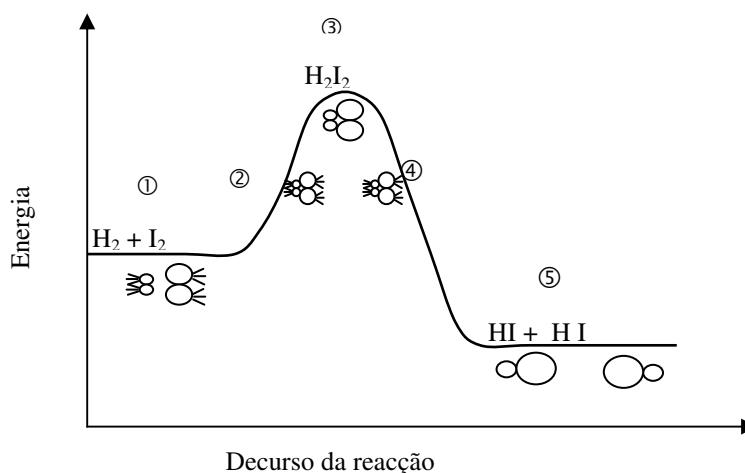
A energia necessária e suficiente que uma molécula deve possuir para que a colisão seja efectiva, recebe o nome de energia de activação (**E_a**).

Considere novamente a reacção entre $\text{H}_2 + \text{I}_2 \longrightarrow 2\text{HI}$

Você sabe que esta reacção não ocorre sem que tenha sido começada, ou seja, deve-se fornecer energia. Então, esta energia inicial é a energia de activação e, no momento exacto em que as moléculas reagentes se chocam, forma-se uma estrutura instável denominada complexo activado (**Ca**).

Nota: Prezado estudante, cada reacção possui um valor característico da energia de activação. Esse valor não depende da temperatura nem da concentração dos reagentes.

De modo geral, os gráficos de energia versus decurso de reacção, costumam ter um aspecto a seguir indicado dependendo de reacção ser exotérmica ou endotérmica.



- 1 - As moléculas reagentes não possuem energia para reagir.
- 2 - A energia do sistema é maior, porém ainda não suficiente para se dar uma colisão efectiva.
- 3 - Agora, a energia é suficiente e, deste modo, forma-se a estrutura instável, chamada complexo activado. Esta é a energia de activação.
- 4 - As moléculas dos produtos estão praticamente formadas.
- 5 - Agora, as moléculas dos produtos estão definitivamente formadas.

Resumo da lição



Resumo

Nesta lição você aprendeu que:

Para uma reacção química ocorrer deve ter:

- 1º Presença dos reagentes.
- 2º Os reagentes em movimento (velocidade).
- 3º Colisão efectiva dos reagentes, isto é, que conduz à formação de produtos.
- 4º Boa orientação das partículas reagentes e energia suficiente para romper as ligações das partículas reagentes.

Energia de activação é o valor mínimo de energia que as moléculas de reagentes devem possuir para que uma colisão entre elas seja eficaz. Quanto maior for a E_a , mais lenta será a velocidade de reacção.

Complexo activado é um estado intermediário entre os reagentes e os produtos. É um estado muito energético, por isso, instável. Decompõe-se formando os produtos. É um estado em que começam a quebrar-se as ligações dos reagentes e começam a formar-se as ligações dos produtos.

Estamos no fim do estudo da lição, agora vamos realizar as actividades que se seguem para que possa compreender como usar o conhecimento que acaba de adquirir.



Actividades



Actividades

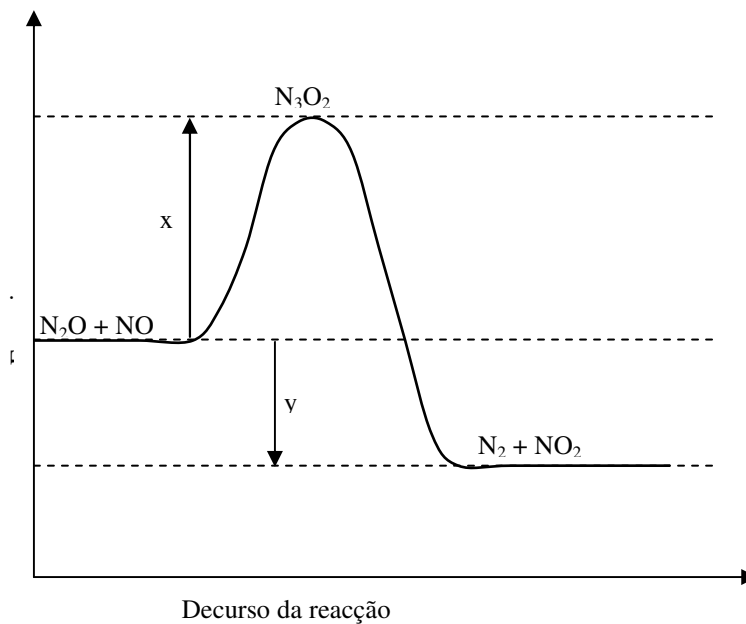
1. Pela teoria das colisões, assinale com x a afirmação verdadeira:

- a. A maior frequência das colisões resulta em menor velocidade da reacção.
- b. Diminuindo-se o volume ocupado por uma mistura gasosa diminui-se a velocidade da reacção.
- c. A velocidade da reacção é independente da frequência das colisões.
- d. A velocidade da reacção é directamente proporcional ao número de colisões por segundo.
- e. O aumento de concentração dos reagentes resulta em diminuição da velocidade da reacção.

Resolução:

Qual foi alínea que você escolheu? Evidentemente, de acordo com a teoria cinética, quanto mais partículas houver num espaço, tanto maior o número de colisões entre as partículas e conseqüentemente maior será a velocidade da reacção. Logo, a afirmação verdadeira que terá escolhido é a alínea **d**.

2. Considere o seguinte diagrama e responda às questões que lhe são apresentadas:



- a) Escreva a equação da reacção química em questão.

- b) Quantas e quais as moléculas que colidem nessa reacção elementar?
- c) Como se chama a situação representada por N_3O_2 ?
- d) A que corresponde o trecho marcado com a letra x?
- e) A que corresponde o trecho marcado com a letra y?
- f) A reacção em questão é endotérmica ou exotérmica?

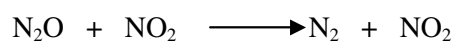
Actividades



Actividades

Resolução:

- a) Pelo diagrama, a reacção mostra a seguinte equação química:



- a) O número de moléculas que colidem nessa reacção elementar são duas: uma de N_2O e uma de NO .
- b) A situação representada por N_3O_2 , chama-se complexo activado.
- c) O trecho marcado pela letra x corresponde à energia de activação
- d) O trecho marcado pela letra x corresponde à variação de entalpia (ΔH) da reacção
- e) A reacção em causa, é endotérmica.



Avaliação



Avaliação

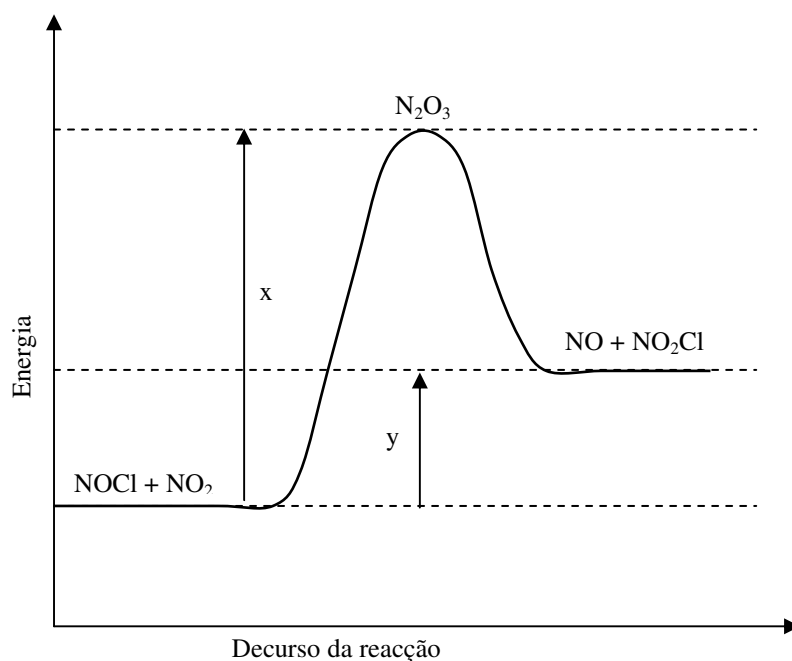
Agora resolva no seu caderno as actividades que lhe propomos para que possa avaliar o seu progresso.

1. Assinale com x a resposta certa.

Em uma reacção, o complexo activado:

- a. Possui mais energia que os reagentes ou produtos.
- b. Age como catalisador.
- c. Sempre forma produtos.
- d. É um composto estável.
- e. Possui menos energia que os reagentes ou produtos

2. Analise o diagrama e responda às questões:



Escreva a equação da reacção química em questão.

- a) Quantas e quais as moléculas que colidem nessa reacção elementar?
- b) Como se chama a situação representada por $\text{N}_2\text{O}_3\text{Cl}$?
- c) A que corresponde o trecho marcado com a letra x?

- d) A que corresponde o trecho marcado com a letra y?
- e) A reacção em questão é endotérmica ou exotérmica?

Agora compare as suas soluções com as que lhe apresentamos no final do módulo. Acertou em todas as respostas? Ótimo, prossiga com o seu estudo na próxima lição. Lembre-se em caso de dificuldades, o seu professor está disponível para lhe ajudar a esclarecê-las, também não hesite em dirigir-se ao grupo de estudo. Sucessos!



Lição 4

Factores que afectam a velocidade de uma reacção química

Introdução

Caro estudante, a velocidade de uma reacção depende geralmente de factores tais como: concentração, pressão, natureza dos reagentes, temperatura, superfície de contacto dos reagentes e catalisadores. Esta matéria não constitui novidade para si, pois já foi tratada nas classes anterior.

Ao concluir esta unidade você será capaz de:

- Identificar os factores que afectam a velocidade da reacção.
- *Explicar* o processo de catálise numa reacção química;
- Distinguir catálise homogénea da heterogénea;
- *Interpretar* gráficos das reacções exotérmicas e endotérmicas



Objectivos

Factores que influenciam a velocidade de uma reacção

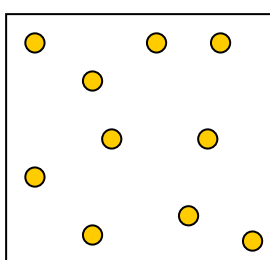
Natureza dos reagentes

A natureza dos reagentes, caro estudante, é um dado fundamental, pois substâncias diferentes têm propriedades diferentes. Se os reagentes tiverem afinidade de reagir um com o outro, a reacção será rápida se não, será lenta. Isto depende da força das ligações das moléculas dos reagentes e das moléculas dos produtos que se vão formar. Isto influencia na energia que se tem que se fornecer para que ocorra a reacção (energia de activação). Maior afinidade entre os reagentes implica, maior velocidade da reacção.

Concentração dos reagentes

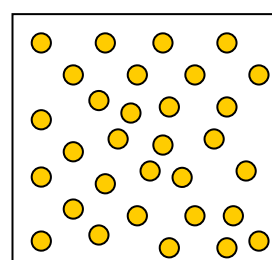
Para que uma reacção química ocorra, é necessário que haja uma colisão entre as moléculas reagentes. De acordo com a teoria de colisões, para as substâncias poderem reagir as suas partículas ou as suas moléculas devem entrar em contacto mútuo, devem se chocar. Se a concentração é menor, a possibilidade das partículas colidirem (chocarem-se) é menor, mas, se a concentração é maior, a probabilidade de colisão é maior, e, portanto, a velocidade será maior.

Considere os esquemas I e II



(I)

Menor concentração,
menor possibilidade de
choques, menor
velocidade da reacção



(II)

Maior concentração,
maior possibilidade de
choques, maior
velocidade da reacção

De acordo com os esquemas, podemos ver facilmente que quando aumenta a concentração dos reagentes aumenta também a velocidade da reacção. Assim, podemos dizer que a velocidade das reacções é tanto maior quanto maior for a concentração dos reagentes.

Conclusão: Maior concentração dos reagentes \Rightarrow maior velocidade da reacção

Temperatura e luz

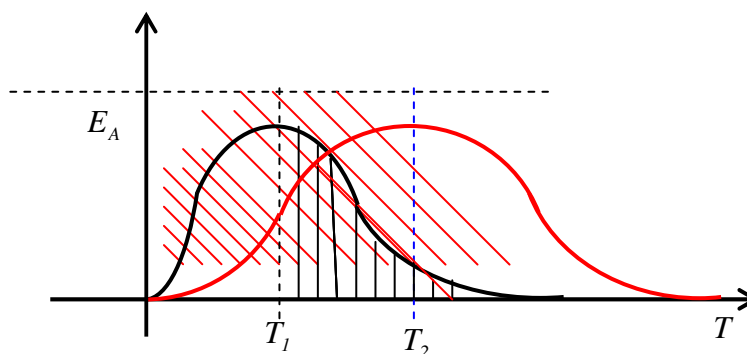
Caro estudante, quase todas as reacções decorrem mais rapidamente ao elevar a temperatura (quantidade de calor por unidade de tempo).

De uma forma geral, um aumento de temperatura de 10 °C pode duplicar a velocidade de reacção. O aumento da temperatura provoca aumento da energia cinética dos reagentes, e deste modo, não só haverá mais colisões por unidade de tempo, mais facilmente se vencerá a barreira constituída pela energia de activação (**E_a**).



Com o aumento da temperatura, aumenta a velocidade das moléculas. Então, aumenta a possibilidade das partículas colidirem violentamente, o que aumenta a probabilidade da reacção ocorrer.

A luz é também importante para as reacções fotoquímicas, pois a emissão de energia (radiação) provoca na reacção, o aumento da interacção das moléculas e consequentemente da velocidade de reacção.



A uma temperatura T_1 , menor, só uma pequena porção de moléculas tem a energia de activação, mas a uma temperatura T_2 , maior, uma grande porção de moléculas tem energia da activação necessária para reagir. Por isso, com maior temperatura a velocidade de reacção é maior.

Como conclusão podemos afirmar que:

Maior Temperatura \Rightarrow Maior velocidade da reacção.

Pressão

Caro estudante, a pressão (força que actua sobre uma determinada área) correlaciona-se com a concentração bem como com o volume onde ocorre a reacção. Numa reacção, a pressão actua onde os participantes são gases. Nas reacções onde só intervêm sólidos e líquidos, a pressão não tem influência. O aumento da pressão diminui o volume do sistema. Pelo que, a concentração do gás aumenta. Consequentemente, a velocidade da reacção também aumenta.

Como conclusão podemos afirmar que:

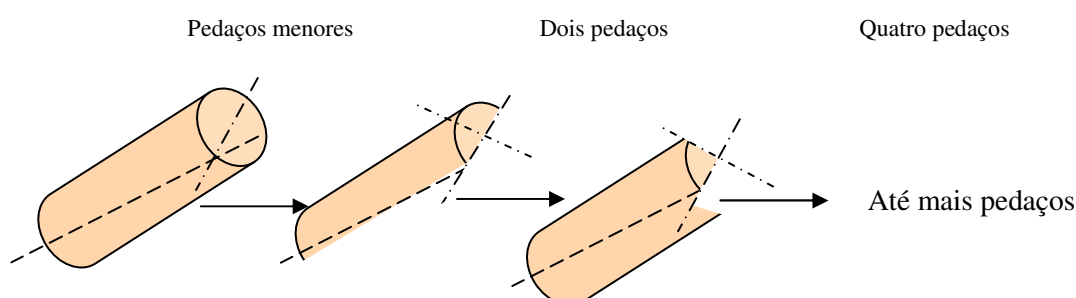
Maior pressão \Rightarrow maior velocidade.

Superfície de contacto

As substâncias sólidas têm a possibilidade de reagir só na superfície, pois as partículas que se encontram no interior não têm contacto com o outro reagente. Então, subdividindo (fragmentando) as partículas aumenta-se a superfície de contacto e, por isso, aumenta-se a possibilidade da ocorrência de choques entre os reagentes.

Um exemplo simples pode ser dado pelo fogo de lenha: Quanto maiores forem os pedaços de madeira, menor é a velocidade da combustão da lenha (a lenha demora muito a arder), mas, ao subdividir mais a lenha, aumenta a velocidade da sua combustão.

Divisão dos troncos:



6. Presença de catalisador

Caro estudante, um catalisador é uma substância química que acelera (ou modifica) a velocidade de uma reacção química, mas sem ser consumida nela. O processo pelo qual um catalisador actua numa reacção química denomina-se **catálise**.

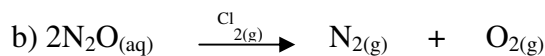
Catálise homogénea

Se o catalisador e os reagentes estão na mesma fase (com o mesmo estado de agregação) o processo recebe o nome de catálise homogénea;

Exemplos:



Catalisador e reagentes na mesma fase (aquosa)

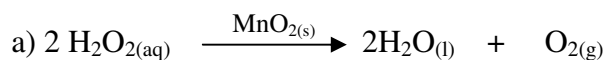


Catalisador e reagentes na mesma fase (gasosa)

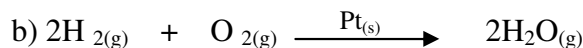
Catálise heterogénea

O catalisador e os reagentes constituem mais de uma fase, formando um sistema heterogéneo.

Exemplo:



Catalisador na fase sólida e reagente na fase gasosa.



Catalisador na fase sólida e reagente na fase gasosa.

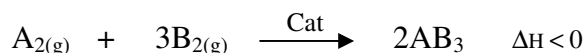
Como actua um catalisador?

O mecanismo de acção dos catalisadores é bastante complexo. Mas os químicos são unânimes em aceitar que catalisador faz com que a reacção decorra num caminho com menor energia de activação. Por isso, diminui o tempo de ocorrência da reacção (aumenta a velocidade da reacção). O catalisador actua como intermediário ou como a superfície onde as partículas podem se encontrar facilmente, facilitando a quebra das ligações nas moléculas dos reagentes, e facilitando a ligação dos átomos resultando da quebra das ligações das moléculas dos reagentes, para formar os produtos. É como se ele aumentasse a superfície de contacto.

Os catalisadores podem ser positivos e negativos.

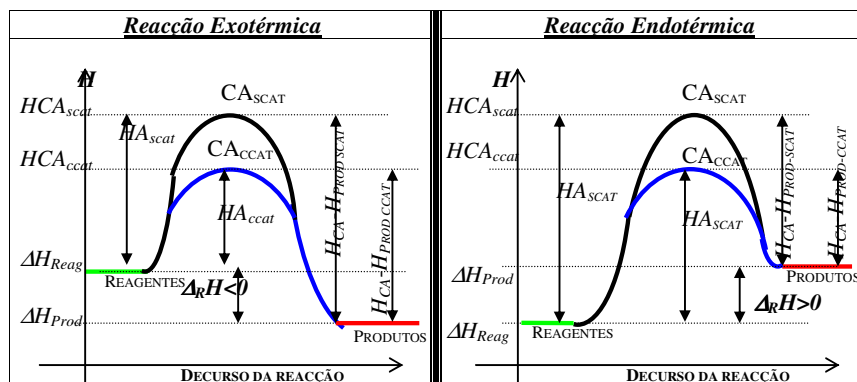
Um catalisador positivo é aquele que aumenta a velocidade da reacção e diminui a energia de activação (E_a).

Consideremos a reacção:



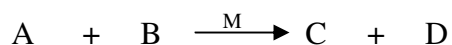
Podemos representar graficamente a acção de catalisador sobre o sistema referido:

$$\Delta H = H_f - H_i, \text{ se } \Delta H > 0; H_i > H_f$$



Caro estudante, se o catalisador diminui a velocidade da reacção, aumenta a **Ea**. A acção de um catalisador negativo pode ser representada de forma gráfica da seguinte maneira:

Para o sistema:



Se o catalisador inibe (faz com que não ocorra, que evita que a reacção ocorra, que bloqueia a reacção) diz-se **inibidor** ou **catalisador veneno**, etc.

Bem, estimado estudante, depois do estudo detalhado dos factores que afectam a velocidade da reacção química, agora veja o resumo da lição.



Resumo da lição



Resumo

Nesta lição você aprendeu que:

Os factores que afectam a velocidade da reacção são:

- Natureza dos reagentes: quando um reagente se encontra no estado sólido as colisões ocorrem na sua superfície. Então, quanto maior for a superfície de contacto, maior o número de colisões e logo maior velocidade da reacção.
- Concentração dos reagentes: quanto maior a concentração dos reagentes maior o número de colisões efectivas. Logo, maior a velocidade da reacção.
- Temperatura: quanto maior for a temperatura, maior será a energia das moléculas. Logo, maior a velocidade da reacção.
- Pressão: quanto maior for a pressão sobre os reagentes gasosos, maior será o número de colisões. Logo, maior a velocidade da reacção.
- Catalisadores: são substâncias que quando misturadas com os reagentes, possuem a propriedade de aumentar a velocidade de reacção, sem sofrerem modificações químicas.
- Catálise é processo pelo qual um catalisador actua numa reacção.
- Catálise homogénea é aquela em que o catalisador e os reagentes estão numa mesma fase, formando um sistema homogéneo.
- Catálise heterogénea é aquela em que o catalisador e os reagentes estão em fases diferentes, formando um sistema heterogéneo.

Agora, vamos realizar as actividades que se seguem para que possa compreender como usar o conhecimento que acaba de adquirir.

Actividades



Actividades

- Utilizando conhecimentos do efeito da concentração sobre a velocidade de uma reacção química, explique porque os incêndios nas matas se propagam com maior rapidez.

Ótimo é essa a explicação: Um incêndio envolve a reacção química de combustão (queima), na qual o gás oxigénio (O_2) é um reagente. A ventania substitui o ar no local da queima (que tem menos oxigénio, porque ele é consumido) por ar novo, contendo maior concentração de oxigénio. Isso aumenta a velocidade da combustão e o incêndio propaga-se mais depressa. Aquilo que chamamos de queimadas descontroladas!

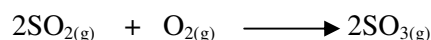
- Quando se abana carvão em brasa, que está na churrasqueira, ele se torna mais incandescente. Porquê?

Bem, a resposta é muito simples: Ao abanar carvão removemos o ar de dentro das churrasqueira (que tem muito dióxido de carbono e pouco oxigénio) e em seu lugar penetra “ar novo”. Assim, aumentamos a concentração de oxigénio no local da combustão, tornando a reacção mais rápida.

- O ferro na presença de oxigénio do ar e humidade, sofre um processo de corrosão, formando ferrugem. Explique porquê a palha de aço enferruja-se mais depressa do que o prego de ferro.

Recorrendo aos conhecimentos das classes anteriores, você explicou assim: A palha de aço, devido ao seu formato apresenta maior superfície de contacto para possibilitar a reacção e portanto se enferrujará mais rápido do que o prego, porque neste, a reacção de corrosão ocorre na superfície de contacto entre o ferro e o oxigénio do ar.

- Numa das etapas da produção do ácido sulfúrico ocorre a reacção equacionada a seguir:



Ela é realizada actualmente utilizando **platina sólida** como catalisador (método de contacto)

Responda:

- Explique a importância do uso do catalisador.
- Trata-se de uma catálise homogénea ou heterogénea?

Esperamos que nesta questão você terá dado as seguintes respostas:

- O catalisador aumenta a velocidade da reacção, pois ele actua criando um novo mecanismo para a reacção, com menor energia de activação.



- b) Catálise heterogénea, pois o catalisador está em uma fase e os reagentes em outra.

Avaliação



Avaliação

Agora resolva no seu caderno os exercícios que lhe propomos para que possa avaliar o seu progresso.

1. Dos factores abaixo mencionados:

- (1) Concentração dos reagentes
- (2) Cor dos reagentes
- (3) Temperatura dos reagentes
- (4) Presença de catalisador

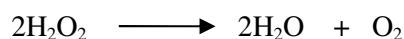
Os que afectam a velocidade de reacção são:

- a. () 1 e 2
- b. () 1 e 3 somente
- c. () 1 e 4 somente
- d. () 1, 3 e 4

2. Considere as afirmações:

- I. Numa panela comum a água ferve a cerca de 100°C e numa panela de pressão, acerca de 110°C.
- II. O cozimento dos alimentos envolve uma série de reacções químicas. Com base nelas, explique porque os alimentos cozem mais rápido nas panelas de pressão.

3. Ao ser colocada sobre um fermento recente, a água oxigenada entra em contacto com uma substância x presente no interior das células. Essa substância x acelera a seguinte reacção química:



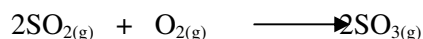
4. Nesse instante, a água oxigenada parece ferver.
- a) Explique o que vem a ser essa aparente fervura.
 - b) Qual o papel desempenhado pela substância x ?

- c) Frascos contendo água oxigenada devem ser guardadas em locais escuros e frios para conservá-los por mais tempo. Explique porquê?
5. Explique as seguintes observações experimentais:
- H_2O_2 puro no estado líquido pode ser esfocado sem que ocorra decomposição visível. A adição de uma pequena quantidade de MnO_2 sólido ao H_2O_2 provoca decomposição rápida em H_2O e O_2 .
 - Magnésio em pó reage com o oxigénio do ar muito mais rapidamente que magnésio na forma de lâmina.
6. Uma mistura de vapor de gasolina e ar, à temperatura ambiente, não reage. Entretanto, no motor de carros, em presença de faísca eléctrica, ocorre a combustão da gasolina. Dessa constatação são feitas as seguintes afirmações:
- A faísca fornece à mistura a energia necessária para iniciar a reacção.
 - A faísca é a única responsável pela combustão da gasolina, uma vez que ela ocorre mesmo em total falta de ar.
 - A reacção que ocorre é exotérmica.
 - A faísca faz com que as moléculas de oxigénio se separem do ar e reajam com a gasolina.

Das afirmações feitas, somente são certas:

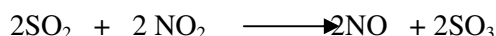
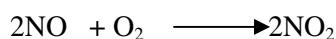
- a) I, II e IV b) I e II c) I e IV d) II e III e) III e IV

7. Numa das etapas do produção do H_2SO_4 , ocorre a reacção:



Antigamente essa reacção era catalisada empregando-se $\text{NO}_{(g)}$ como catalisador (método de câmaras de chumbo). Responda:

- Trata-se de uma catálise homogénea ou heterogénea?
- Sabendo que o mecanismo da reacção é que aparece a seguir, mostre que o NO (como catalisador) não aparece na equação global do processo.



8. As reacções químicas são tão mais rápidas quanto:

I) Mais uniforme for a distribuição de energia das partículas reagentes:

- Maior for o número de partículas reagentes com energia superior à energia de activação;



II) Maior for a energia de activação

Em relação às afirmações acima, podemos dizer que:

- a. apenas a I é correcta.
- b. apenas a II é correcta
- c. apenas a III é correcta
- d. as afirmações I e II são correctas.
- e. as afirmações II e III são correctas.

Agora compare as suas soluções com as que lhe apresentamos no final do módulo. Acertou todas as respostas? Ótimo, prossiga com o seu estudo na próxima lição. Lembre-se, em caso de dificuldades, o seu professor está disponível para lhe ajudar a esclarecê-las, também não hesite em dirigir-se ao grupo de estudo. Sucessos!

Lição 5

A Lei da velocidade. Ordem da reacção

Introdução

Em 1867 os químicos noruegueses Guldberg-Waage determinaram experimentalmente uma relação entre a velocidade e a concentração das substâncias reagentes e a isso, chamaram em sua honra, Lei de Guldberg-Waage. A ordem de reacção é determinada pela equação de velocidade de reacção.

Ao concluir esta unidade você será capaz de:



Objectivos

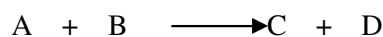
- Estabelecer relação quantitativa entre a velocidade da reacção e a concentração dos reagentes;
- *Efectuar* cálculos envolvendo a Lei de Acção das massas;
- *Aplicar* os expoentes na determinação da ordem da reacção.

A Lei da velocidade

Caro estudante, você viu na lição 4 que um dos factores que afecta a velocidade da reacção é concentração. Portanto, a velocidade duma reacção química depende das concentrações dos reagentes.

“Quanto maior a concentração de um reagente tanto maior será a velocidade duma reacção”.

Consideremos a reacção homogénea:



Suponha que num certo momento as [A] e [B] são de 1 M (molar). a velocidade que a reacção tem neste momento, denomina-se (constante)

$$K \Rightarrow v = K$$

Se duplicarmos a [A] a velocidade da reacção também será dobro, porque ao duplicar a [A], o número de choques entre A e B também duplica. Por isso: $v = 2 K$.



Então, a velocidade da reacção é directamente proporcional à [A]. A mesma coisa se pode derivar em relação à [B].

Deste modo, a velocidade da reacção $A + B \longrightarrow C + D$ é proporcional ao produto da concentração da substância A pela concentração da substância B.

Matematicamente, isso se exprime pela equação:

$v = K \cdot [A][B]$ onde: v = velocidade da reacção

[A] e [B] = concentração molar dos reagentes A e B.

K = constante de velocidade.

Estimado estudante, você deve fixar a nota para se lembrar dela quando estiver a estudar a Lei de velocidade.

Nota: Esta constante depende da natureza dos reagentes, da temperatura e da presença de catalisadores.

A relação obtida exprime a Lei da Acção das Massas para uma reacção química que se processa em resultado da colisão das partículas.

A Lei da Acção das Massas, abreviadamente (LAM); atenção, não se trata da companhia aérea moçambicana define-se como sendo a uma temperatura constante, a velocidade da reacção química é directamente proporcional ao produto das concentrações dos reagentes.

Esta Lei foi descoberta experimentalmente por químicos noruegueses Guldberg-Waage, em 1867 e, por isso, se chama Lei de Guldberg-Waage.

Imagine uma reacção do tipo:

$2A \rightarrow$ Produtos, podemos escrever da mesma maneira que:

$$v = K \cdot [A][A] = K \cdot [A]^2$$

Matematicamente, isso quer dizer que o coeficiente na equação estequiométrica se torna em expoente na equação da velocidade.

Em Geral:

Para a reacção: $aA + bB \longrightarrow pP + qQ$

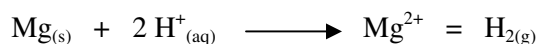
Escreve-se para a velocidade:

$$v = K \cdot [A]^a [B]^b$$

Onde **a** e **b** são os números de moléculas de A e b que sofrem a colisão que resulta em reacção.

Para reacções heterogêneas (reações nas quais participam sólidos) a reacção toma lugar na superfície do sólido, da qual podemos supor que fica constante na reacção. Por isso, numa reacção heterogênea não se escreve a concentração do sólido.

Exemplo:

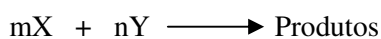


$$v = K \cdot [\text{H}^+]^2$$

Ordem da Reacção

Depois de termos visto a LAM vamos nos dedicar ao estudo de ordem de uma reacção que é determinada pela equação da velocidade. Para o efeito, caro estudante, basta somar as potências das concentrações, expressas na equação da velocidade e assim terá a ordem da reacção.

Seja uma reacção genérica:



Chamamos Lei de velocidade, a seguinte expressão:

$$v = K [\text{X}]^m [\text{Y}]^n$$

Onde: m = ordem da reacção em relação a X

n = ordem da reacção em relação a Y

$m + n$ = ordem global da reacção

Portanto, os químicos chamam os expoentes m e n , ordem de reacção

Exemplo:



Onde $v = K \cdot [\text{H}_2][\text{NO}]^2$ Esta expressão mostra que se trata de uma reacção de primeira ordem em relação ao H_2 , de segunda ordem em relação ao NO e de terceira ordem global.

Foi tão fácil indicar a ordem da reacção, pois não? Agora, vamos ao resumo da lição.



Resumo da lição



Resumo

Nesta lição você aprendeu que:

- A velocidade de uma reacção, num certo instante, a cada temperatura, é proporcional ao produto das concentrações molares dos reagentes. Esta relação exprime a Lei da acção das massas ou lei de Guldberg-Waage.
- A expressão da Lei de Guldberg-Waage aplica-se `velocidade em certo instante de tempo, conhecendo-se as concentrações molares naquele instante de tempo. Por outras palavras, estamos medindo uma velocidade instantânea e não uma velocidade média.
- Para uma dada reacção, a constante de velocidade depende fundamentalmente da temperatura, isto é, mudando a temperatura, muda o valor de K .

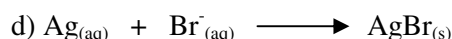
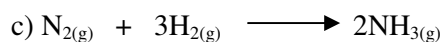
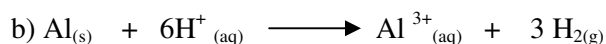
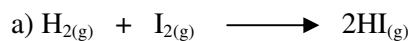
Vamos realizar as actividades que se seguem para que possa compreender como usar o conhecimento que acaba de adquirir.

Actividades



Actividades

1. Escreva a expressão da Lei da velocidade para as reacções abaixo:



Esperamos que durante o seu estudo tenha respondido como se segue:

a) $v = K \cdot [\text{H}_2][\text{I}_2]^2$ b) $v = K \cdot [\text{H}^+]^6$

c) $v = K \cdot [\text{H}]^3[\text{N}_2]$ d) $v = K \cdot [\text{Ag}^+][\text{Br}^-]$.

2. Experimentalmente foi determinado que, para a reacção entre os gases hidrogénio e monóxido de nitrogénio, a Lei de velocidade é:

$$v = K \cdot [\text{H}_2][\text{NO}]^2$$

a) Qual a ordem de reacção em relação ao H_2 ?

b) Qual a ordem de reacção em relação ao NO ?

c) Qual a ordem global da reacção?

d) O que vem a ser k na expressão matemática acima?

Resolução:

a) A ordem de reacção em relação ao H_2 é um.

b) A ordem de reacção em relação ao NO é dois.

c) A ordem global da reacção é três.

d) K é uma constante de proporcionalidade denominada constante de velocidade

Como se pode ver, estas respostas estão de acordo com o seu raciocínio, pois estão certas.

3. Levando em conta a Lei de velocidade mencionada na questão anterior, responda: o que acontece com a velocidade da reacção quando:



- a) Duplicamos a concentração molar de hidrogénio.
- b) Duplicamos a concentração molar de monóxido de nitrogénio.
- c) Duplicamos ambas as concentrações molares.

Resolução: A expressão $v = K \cdot [H_2][NO]^2$ mostra que a velocidade da reacção é proporcional a $[H_2]$ e proporcional ao quadrado da $[NO]$. Assim, podemos afirmar que:

- multiplicando-se $[H_2]$ por um número, a velocidade ficará multiplicada pelo mesmo número;
 - multiplicando-se $[NO]$ por um número, a velocidade ficará multiplicada por esse número elevado ao quadrado.
- a) Ao multiplicarmos $[H_2]$ por 2, a velocidade ficará multiplicada por 2, ou seja, a velocidade duplica.
 - b) Ao multiplicarmos $[NO]$ por 2, a velocidade ficará multiplicada por 2, ou seja, a velocidade quadruplica.
 - c) Ao multiplicarmos $[H_2]$ e $[NO]$ por 2, a velocidade ficará multiplicada por 2 e por $(2)^2$, ou seja, ficará multiplicada por 8.

Como pode ver, a resposta está certa.

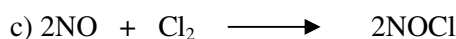
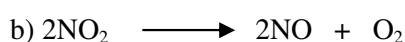
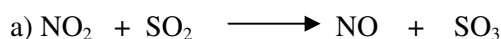
Avaliação



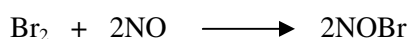
Avaliação

Como forma de consolidar os seus conhecimentos, resolva no seu caderno os exercícios que lhe propomos para que possa avaliar o seu progresso.

1. Sabendo que as reacções indicadas a seguir são elementares, escreva a equação de velocidade (Lei da acção das massas para cada uma delas:

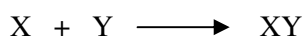


2. Considere a seguinte reacção elementar:



- Escreva a equação de velocidade (Lei da velocidade)
- O que acontecerá com a velocidade da reacção se duplicarmos a concentração molar de Br_2 ?
- O que acontecerá com a velocidade da reacção se duplicarmos a concentração molar de NO ?
- O que acontecerá com a velocidade da reacção se duplicarmos a concentração molar de Br_2 e NO ?

3. Considere a seguinte reacção:



Com base nos dados a seguir, responda qual será a ordem da reacção em relação a X? E em relação a Y?

[X] em mol/L	[Y] em mol/L	Velocidade inicial em mol/L s
1,0	0,5	$6,00 \cdot 10^{-3}$
0,5	0,5	$1,50 \cdot 10^{-3}$
0,5	1,0	$3,00 \cdot 10^{-3}$

Agora compare as suas soluções com as que lhe apresentamos no final do módulo. Acertou todas as respostas? Ótimo, prossiga com o seu estudo na próxima lição. Lembre-se, em caso de dificuldades, o seu professor está disponível para lhe ajudar a esclarecê-las, também não hesite em dirigir-se ao grupo de estudo. Sucessos!



Lição 6

Mecanismo das reacções: Reacções elementares e não elementares

Introdução

Caro estudante, fica sabendo que a partir de experiências, os químicos têm investigado que o decurso das reacções químicas num nível microscópico. Como resultado desses estudos, as reacções foram divididas em dois grandes grupos; Reacções elementares e reacções não-elementares.

Ao concluir esta lição você será capaz de:



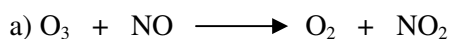
Objectivos

- *Distinguir* reacção elementar da reacção não-elementar.
- *Descrever* os mecanismos das reacções químicas.

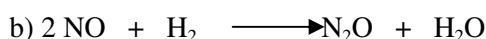
Reacções elementares

Uma reacção é elementar, aquela em que as moléculas dos produtos se formam após uma única colisão entre moléculas reagentes.

Exemplos:



É uma reacção elementar bimolecular, pois ocorre numa única colisão entre duas moléculas.



É uma reacção elementar trimolecular, que ocorre numa única colisão de três moléculas.

Reacções não-elementares

São aquelas que ocorrem por meio de duas ou mais etapas elementares.

Neste caso, costuma se dizer que a reacção ocorre por um mecanismo de duas ou mais etapas.

Mecanismo de reacção é o conjunto de reacções elementares que compõem uma reacção química.

As etapas de uma reacção podem ser lentas e rápidas. Logo, a velocidade da reacção depende da etapa lenta.

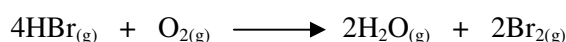
Para compreender este facto, você deve considerar a seguinte comparação:

Suponha que você quer construir um muro e que para isso contrata dois pedreiros, sendo que cada pedreiro deverá construir a metade do muro. Pois, se um pedreiro for rápido e construir a sua metade em dois dias e o outro for lento construindo a sua metade em dez dias, pergunta-se:

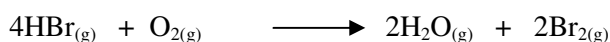
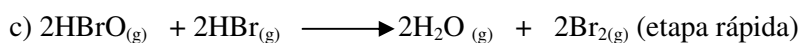
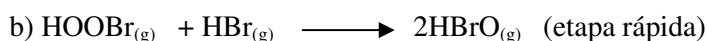
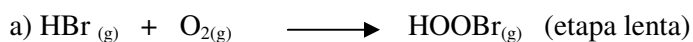
Após quantos dias o muro estará construído?

É evidente, caro estudante que após dez dias, que é o tempo gasto pelo pedreiro lento. É fantástico não é? Assim, foi fácil entender o mecanismo da reacção. Porém, você ficará mais claro com mais exemplos que se seguem.

Considere a reacção:

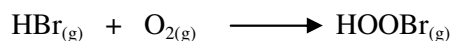


$v = K \cdot [\text{HBr}][\text{O}_2]$ na realidade esta reacção não é da 5ª ordem, pois o seu mecanismo compreende as seguintes etapas:



Qual será a velocidade dessa reacção, sabendo que ela ocorre em várias etapas?

Ótimo, você está certo, a velocidade de reacção dependerá somente da primeira etapa, que é a mais lenta:



Neste caso a velocidade desta reacção é: $v = K \cdot [\text{HBr}][\text{O}_2]$.

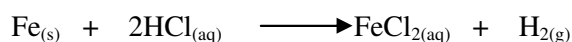
A velocidade e os estados sólido e líquido

A reacção de um sólido com outro reagente qualquer ocorre através de colisões das partículas do reagente com a superfície do sólido.

Estimado estudante, quando um reagente é sólido, a sua influência na velocidade da reacção deve-se à superfície de contacto e não à sua concentração. Logo, não interessa saber qual a concentração do sólido, mas sim, qual a sua superfície de contacto.

Quanto maior for a superfície de contacto, maior o número de colisões e maior será a velocidade.

Considere, por exemplo, a reacção:



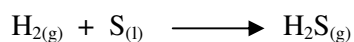
A velocidade dessa reacção é dada por; $v = K \cdot [\text{HCl}]^2$

Pelo facto de a concentração do sólido não influenciar a velocidade da reacção, os participantes sólidos não devem comparecer na expressão da Lei da acção das massas.

Quando um reagente for líquido e estiver em excesso, pode-se considerar a sua concentração como sendo constante.

Então, você não vai fazer confusão, pois não? Lembre-se, ao escrever a Lei da Acção das Massas, os sólidos e líquidos não aparecem na equação da velocidade.

Exemplo:



A velocidade dessa reacção será dada por $v = K \cdot [\text{H}_2]$, pois se você escrever $v = K \cdot [\text{H}_2][\text{S}]$, poderá incorporar $[\text{S}]$, que é uma constante, a outra constante K .

$$v = K. [H_2][S] = v = K.[S] = v = K'. [H_2]$$

$$v = K. [H_2]$$

Resumo da lição



Resumo

Nesta lição você aprendeu que:

- Reacção elementar é aquela em que as moléculas dos produtos se formam após uma única colisão entre moléculas reagentes.
- Reacção não-elementar é a que ocorre por meio de duas ou mais etapas elementares.
- Mecanismo de reacção é o conjunto de reacções elementares que compõe uma reacção química.
- As substâncias no estado sólido e líquido não têm influência na velocidade de reacção, esta só tem lugar na superfície do sólido.

Agora, vamos realizar as actividades que se seguem para que possa compreender como usar o conhecimento que acaba de adquirir.

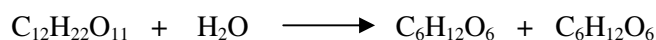


Actividades



Actividades

1. Explique porque é que a velocidade da reacção abaixo:



Quando efectuada em solução aquosa diluída, não depende da concentração da água?

Resolução:

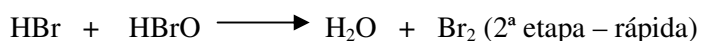
Como acabamos de ver, pela Lei da Acção das Massas:

$v = K \cdot [\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}][\text{H}_2\text{O}]$ mas como a $[\text{H}_2\text{O}]$ é constante e não pode ser incorporada na expressão da velocidade, logo

$$v = K \cdot [\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}]$$

2. A reacção: $2\text{HBr} + \text{NO}_2 \longrightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{NO} + \text{Br}_2$

Pode ser mostrada nas seguintes etapas;



Indique a etapa que determina a velocidade global?

Resolução:

Na 1ª etapa $\text{HBr} + \text{NO}_2 \longrightarrow \text{HBrO} + \text{NO}$, o conjunto HBrO é teórico e, portanto, a sua decomposição deve ser rápida na segunda etapa.

Então, já que a 1ª etapa comanda a velocidade total, poderíamos escrever:

$$v_{\text{total}} = v_{1^\circ \text{ etapa}} = K \cdot [\text{HBr}][\text{NO}_2]$$

Avaliação



Avaliação

Caro estudante, agora resolva no seu caderno os exercícios que lhe propomos para que possa avaliar o seu progresso.

- O que é uma reacção elementar?
- Dado o mecanismo:

1ª etapa: $O_3 + NO_2 \longrightarrow O_2 + NO_3$ (etapa lenta)

2ª etapa: $NO_3 + NO_2 \longrightarrow N_2O_5$ (etapa rápida)

 - Some as etapas e obtenha a equação global.
 - Qual das duas etapas é a etapa determinante do processo global?
 - Quantas e quais são as moléculas que colidem na etapa determinante da velocidade?
 - Escreva a equação de velocidade da reacção global.
- Investigações experimentais mostraram que, para a reacção em fase gasosa;

$NO_2 + CO \longrightarrow CO_2 + NO$, apresenta a seguinte Lei da velocidade:

$v = [NO_2]^2$. Dos mecanismos a seguir indicados, qual pode ser o verdadeiro mecanismo dessa reacção. Justifique:

Mecanismo I; $NO_2 + CO \longrightarrow CO_2 + NO$ (etapa única)

Mecanismo II; $2NO_2 + NO_2 \longrightarrow CO_2 + NO$ (etapa lenta)

$NO_3 + CO \longrightarrow NO_2 + CO_2$ (etapa rápida)

Avaliação



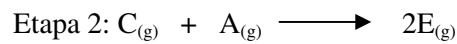
Avaliação

Mecanismo III; $NO_2 \longrightarrow O + NO$ (etapa lenta)

$CO + O \longrightarrow CO_2$ (etapa rápida)

- Para uma certa reacção foi proposto o seguinte mecanismo;

Etapa 1: $A_{(g)} + B_{(g)} \longrightarrow C_{(g)}$

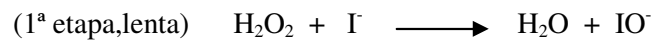


a) Dê a equação da reacção total.

Qual será a Lei de velocidade se a etapa 2 for mais rápida que a etapa 1?

$$v = K \cdot [A][B]$$

5. O peróxido de hidrogénio, H_2O_2 frequentemente chamado de água oxigenada, pode reagir com iões I^- em solução aquosa, segundo a reacção que se processa em duas etapas:



a) Com base nessas etapas, pode-se afirmar que a reacção é catalisada? Justifique a sua resposta.

b) Escreva a equação química balanceada da reacção global que ocorre entre peróxido de hidrogénio e iões I^- em solução.

Agora compare as suas soluções com as que lhe apresentamos no final do módulo. Acertou todas as respostas? Ótimo, prossiga com o seu estudo na próxima lição. Lembre-se em caso de dificuldades, o seu professor está disponível para lhe ajudar a esclarecê-las, também não hesite em dirigir-se ao grupo de estudo. Sucessos!

Lição 7

Equilíbrio Químico -1

Introdução

Caro estudante, depois de ter resolvido com sucesso os exercícios sobre a Cinética Química, pressupõe-se que você tem ferramentas suficientes para avançar com o seu estudo. Nesta lição sobre o equilíbrio químico você vai aprender com mais detalhe as reacções reversíveis

Porém, as reacções irreversíveis (aquelas que decorrem até ao fim, isto é, até ao esgotamento completo dos reagentes) não serão objecto do nosso estudo.

As reacções reversíveis não decorrem até ao fim, nenhum dos reagentes se esgota.

Esta diferença está no facto de que a reacção irreversível, se processa apenas num sentido, enquanto que a reacção reversível decorre tanto no sentido directo como no inverso.

Ao concluir esta unidade você será capaz de:

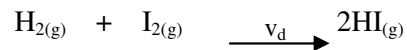


Objectivos

- *Explicar* o conceito de reacções reversíveis.
- *Comparar* reacções reversíveis das irreversíveis.
- *Explicar* a importância das reacções reversíveis.
- *Caracterizar* os sistemas em equilíbrio.
- *Classificar* os equilíbrios químicos.

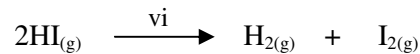
Reacções reversíveis. Estado de equilíbrio

Iniciemos o estudo das reacções reversíveis considerando a reacção de formação do iodeto de hidrogénio a partir das respectivas substâncias simples:



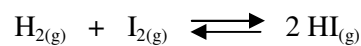
Se as propriedades e a composição deste sistema não variam podemos classificar o mesmo, como um sistema uniforme ou homogéneo.

Uma vez produzido o Iodeto de hidrogénio (HI) ocorre um processo de decomposição a partir do qual são obtidas novamente as substâncias Iodo e Hidrogénio iniciais.



A medida em que a velocidade da reacção aumenta, a velocidade de reacção v_d diminue.

Preste atenção! Se tivéssemos a ocasião de observar a reacção anterior, o seu aspecto mais importante seria uma mudança da cor castanha do Iodo. Mas num dado estado da reacção deixaríamos de observar esta mudança de cores. Neste momento, deixam de se produzir modificações no sistema químico considerado e diz-se que o mesmo atinge o estado de equilíbrio que podemos representar da seguinte maneira:

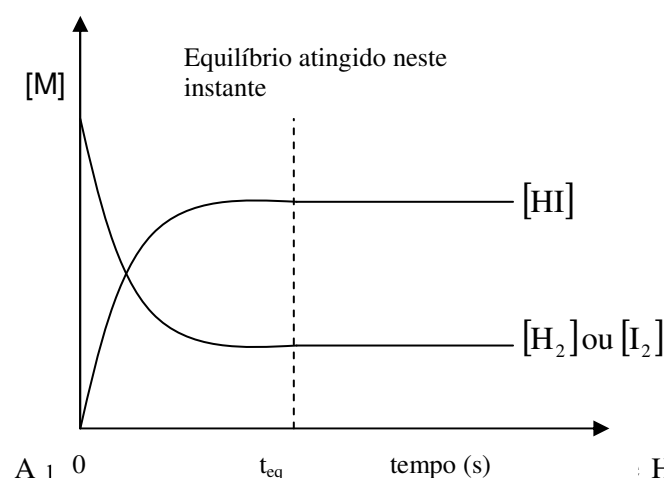


Repare, no sistema ocorrem simultaneamente duas reacções diferentes:

- Combinação de H_2 e I_2 para formar HI (reacção directa)
- Decomposição do HI em I_2 e H_2 (reacção inversa)

Daqui, podemos afirmar que o sistema considerado anteriormente constitui um sistema reversível pela existência de dois processos com velocidades de reacção opostas.

Um sistema reversível pode ser representado de modo gráfico da seguinte maneira:



A] 0 ent da reacção>> que é definido pelo instante t_e .

: HI não variam. No e entende por << fim

O instante te traduz, na verdade, o fim da variação das concentrações das várias substâncias e não a ausência da reacção.

Caro estudante, o sistema atinge em te um equilíbrio dinâmico o que significa que ao longo do tempo, se o sistema não for modificado, as reacções inversa e directa continuam ocorrendo em igual extensão.

Um equilíbrio químico define-se como equilíbrio dinâmico no qual decorrem simultaneamente duas reacções em sentidos opostos com a mesma velocidade.

Características dos sistemas em equilíbrio

- No mesmo momento há reagentes e produtos.
- As propriedades macroscópicas da mistura em equilíbrio não mudam: concentração e intensidade da cor, mantêm-se constantes.
- Partindo de duas situações iniciais diferentes atinge-se a mesma situação de equilíbrio.
- A velocidade da reacção directa é igual à velocidade da reacção inversa ($v_d = v_i$).

Depois de estudar as características dos sistemas em equilíbrio encorajamos a você a empenhar-se cada vez mais nos seus estudos. Quando estiver cansado descansa, mas lendo uma outra disciplina como Português para relaxar a memória.

O estado de equilíbrio só pode existir num sistema fechado

Mas, você nunca abandone a leitura no meio da lição, pois é isso, está mesmo empenhado.

O fenómeno de equilíbrio dinâmico, estiamdo estudante, não se encontra só nas reacções químicas. Uma garrafa de água fechada com tampa, por exemplo, não perde nada do líquido por evaporação. Mas será que na garrafa a evaporação parou? Não, estabeleceu-se um equilíbrio dinâmico entre os processo de evaporação e de condensação. Neste caso, evaporam e condensam igual número de moléculas de água por segundo.

Se não percebeu nada no exemplo da garrafa, acreditamos que este outro exemplo vai entendê-o muito bem. Ora vejamos: no Supermercado da Shoprite, quando durante uma certa hora o número de pessoas que está lá a fazer compras fica constante, isso não implica que todo o movimento parou. É que o número de pessoas que por minuto sai é igual ao dos que chegam.

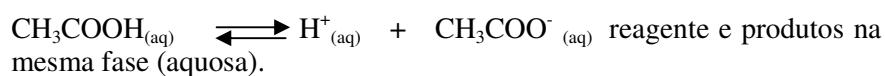
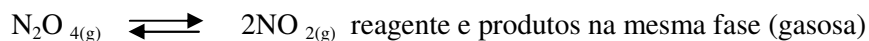


Equilíbrios homogêneos e heterogêneos

Caro estudante. Os equilíbrios químicos classificam-se em dois grandes grupos: os equilíbrios homogêneos e heterogêneos.

Equilíbrios homogêneos são aqueles em que os participantes estão numa mesma fase, constituindo, portanto, um sistema homogêneo.

Exemplos:



Equilíbrios heterogêneos são aqueles em que os participantes estão em mais de uma fase, constituindo, portanto, um sistema heterogêneo.

Exemplos:



Há mais de uma fase no sistema em equilíbrio (uma fase sólida e uma fase gasosa)



Há mais de uma fase no sistema em equilíbrio (uma fase sólida e uma fase aquosa).

Resumo da lição



Resumo

Nesta lição você aprendeu que:

- Reacção reversível é aquela em que ambos os processos ocorrem com a mesma velocidade.
- Equilíbrio químico é a situação na qual as concentrações dos participantes da reacção não se alteram, pois as reacções directa e inversa estão se processando com velocidades iguais. É um equilíbrio dinâmico.
- Equilíbrio homogéneo, quando todos os participantes formam um sistema monofásico.
- Equilíbrio heterogéneo, quando todos os participantes formam um sistema polifásico (com várias fases).

Agora, vamos realizar as actividades que se seguem para que possa compreender como usar o conhecimento que acaba de adquirir.

Actividades



Actividades

1. Estabeleça diferença entre reacções reversíveis das irreversíveis.
2. Quando é que um sistema químico atinge o estado de equilíbrio?

Respostas:

1. Reacções reversíveis decorrem em dois sentidos opostos e com velocidades diferentes e reacções irreversíveis decorrem até ao fim, único sentido.
2. Um sistema químico atinge o estado de equilíbrio quando a partir de um certo instante, a velocidade da reacção directa é igual à velocidade da reacção inversa.

Olhe, se não respondeu correctamente, não fique triste é só voltar a resolver de novo. Mas, se acertou, força isso nos encoraja pois você não demora aprender.



Avaliação



Avaliação

Estimado estudante, agora resolva no seu caderno as actividades que lhe propomos para que possa avaliar o seu progresso.

1. Porque é que se diz que o equilíbrio químico é um equilíbrio dinâmico? |

2. Uma reacção química atinge o equilíbrio químico quando: |
(Assinale com **X** a resposta certa)

- () a. Ocorre simultaneamente nos sentidos directo e inverso.
- () b. As velocidades das reacções directa e inversa são iguais.
- () c. Os restantes são totalmente consumidos.
- () d. A temperatura do sistema é igual à do ambiente.
- () e. A razão entre as concentrações de restantes e produtos é unitária.

Agora compare as suas soluções com as que lhe apresentamos no final do módulo. Acertou todas as respostas? Ótimo, prossiga com o seu estudo na próxima lição. Lembre-se, em caso de dificuldades, o seu professor está disponível para lhe ajudar a esclarecê-las, também não hesite em dirigir-se ao grupo de estudo. Sucessos!

Lição 8

Lei de equilíbrio. Constante de equilíbrio

Introdução

Caro estudante, na lição anterior estudou os princípios básicos do equilíbrio químico. Porém, nesta lição vamos aprender como deduzir a constante de equilíbrio em função das concentrações e sua relação com a constante de equilíbrio em função das pressões parciais aplicada a equilíbrios que envolvem substância que se encontram no estado gasoso.

Ao concluir esta unidade você será capaz de:

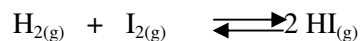


Objectivos

- Aplicar a Lei de equilíbrio nas reacções que envolvem equilíbrios homogéneos e heterogéneos.
- *Relacionar* constante constante de equilíbrio (K_c) e K_p .
- *Aplicar* a Lei de equilíbrio para efectuar cálculos

Lei de equilíbrio. Constante de equilíbrio

Quando deixamos reagir $H_{2(g)}$ e $I_{2(g)}$ num recipiente fechado à temperatura fixa, vai-se formando uma certa quantidade de $HI_{(g)}$ até que se estabeleça o equilíbrio:



A velocidade da reacção directa é dada pela equação: $v = K_d \cdot [H_2][I_2]$

Caro estudante, você já notou que para escrever a velocidade da reacção foi preciso os conhecimentos da cinética química? Daí a importância de rever sempre a matéria. Vamos prosseguir com o nosso estudo.

No início, a velocidade dessa reacção é máxima, como as concentrações de H_2 e I_2 são máximas ao início da reacção. Mas à medida que H_2 e I_2 se transformam em HI , a velocidade da reacção de formação de HI diminui, pois as concentrações de H_2 e I_2 ficam cada vez menores.

A velocidade da reacção inversa é dada por: $v = K_i \cdot [HI]^2$



Como você pode observar, a concentração do Iodeto de Hidrogénio começa com valor zero e a cada passo fica cada vez maior no recipiente a [HI].

Essas mudanças nas velocidades terminam quando as velocidades em ambas as direcções são iguais e se estabeleceu o estado de equilíbrio:

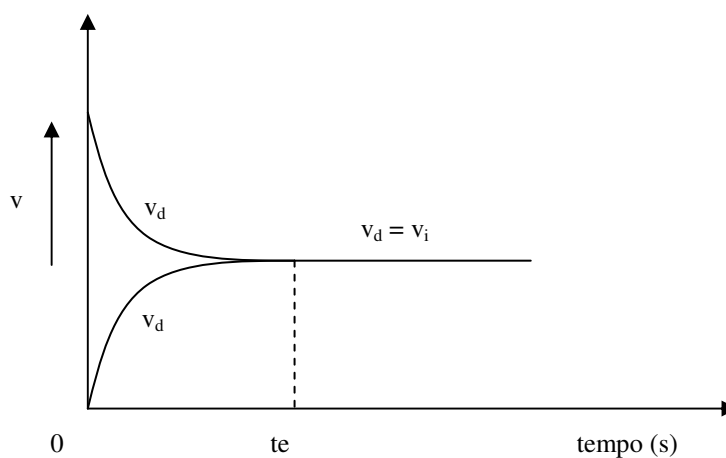
$$V_{\text{ reacção directa }} = V_{\text{ reacção inversa}}$$

ou

$$V_d = V_i$$

Todo este historial está representado no gráfico seguinte:

Observe o gráfico, consegue interpretá-lo?



Teve algumas dificuldades? Então, preste atenção.

A figura mostra a mudança das velocidades à medida que o tempo progride (passa).

v_d = velocidade da reacção directa

v_i = velocidade da reacção inversa

No t_e atinge-se o estado de equilíbrio.

Entre t_0 e t_e chama-se: tempo necessário para atingir o equilíbrio. Para algumas reacções, este tempo pode ser muito longo.

No estado de equilíbrio vale: $v_d = v_i$

$$\text{Ou: } K_d \cdot [H_2][I_2] = K_i \cdot [HI]^2$$

Daqui podemos derivar por leis matemáticas simples a relação seguinte:

$$\frac{K_d}{K_i} = \frac{[HI]^2}{[H_2][I_2]}$$

Esta fracção, chama-se **fracção das concentrações**.

Vimos que no estado de equilíbrio as concentrações das substâncias já não mudam, e por isso, a fracção das concentrações tem valor fixo no estado de equilíbrio.

A esta constante, chama-se constante de equilíbrio, símbolo K_c , no qual o índice **c** indica que a constante diz respeito à fracção das concentrações.

Então, no equilíbrio:
$$k_c = \frac{[HI]^2}{[H_2][I_2]}$$

As letras maiúsculas simbolizam as fórmulas de substâncias e as minúsculas, os coeficientes da equação.

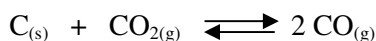
Nota: Caro estudante, as substâncias que se encontram no lado direito das duas setas, aparecem no numerador e as substâncias ao lado esquerdo, no denominador da fracção das concentrações.

Num equilíbrio heterogéneo as substâncias estão separadas em fases diferentes e as reacções do equilíbrio só tomam lugar na superfície de separação entre as fases diferentes.

Como vimos na derivação da Lei de Guldberg-Waage para a velocidade de reacções heterogéneas, também na expressão de K dum equilíbrio heterogéneo não se escreve as concentrações dos sólidos e líquidos puros.

É melhor que você sublinhe na sua mente esta informação que acabou de ler porque as concentrações dos sólidos e líquidos puros de facto não devem aparecer na expressão da constante de equilíbrio.

Exemplo: Quando o CO_2 fica em contacto com carvão em brasa, forma-se CO até atingir o equilíbrio:



A Lei de equilíbrio para esta reacção é:
$$k = \frac{[CO]^2}{[CO_2]}$$

Já notou que no exemplo anterior o carbono não aparece na expressão da constante de equilíbrio!?

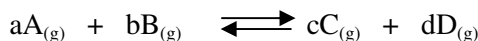
Constante de equilíbrio em função das pressões parciais

A constante de equilíbrio que temos vindo a falar até agora, deve ser chamada de constante de equilíbrio em função das concentrações.



Prezado estudante, existe uma outra constante denominada constante de equilíbrio em função das pressões parciais que se aplica a equilíbrios envolvendo gases. Ela é simbolizada por K_p e sua expressão matemática é definida como se segue:

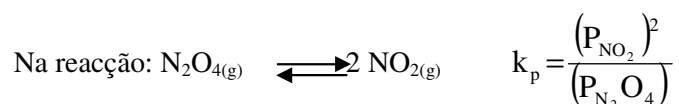
Considere o seguinte exemplo genérico:



$$K_p = \frac{(P_C)^c \cdot (P_D)^d}{(P_A)^a \cdot (P_B)^b}$$

Onde: P_A , P_B , P_C , P_D são as pressões parciais no equilíbrio dos gases A, B, C e D expressas em atmosferas.

Exemplo:

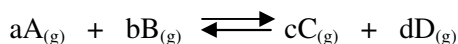


Relação matemática entre K_c e K_p

Existe uma relação entre K_c e K_p . Vamos deduzí-la partindo da equação de estado dos gases perfeitos.

$$PV = nRT \Rightarrow \frac{n}{V} = \frac{P}{RT} \Rightarrow [\text{gás}] = \frac{P}{RT}$$

Substituindo na expressão de K_c o valor de concentração para cada gás expressa em função da expressão parcial, chegamos a uma expressão que relaciona ambas as constantes:



$$K_c = \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b} \Rightarrow \frac{\left(\frac{P_C}{RT}\right)^c \cdot \left(\frac{P_D}{RT}\right)^d}{\left(\frac{P_A}{RT}\right)^a \cdot \left(\frac{P_B}{RT}\right)^b} = \frac{(P_C)^c \cdot (P_D)^d \cdot (RT)^a \cdot (RT)^b}{(P_A)^a \cdot (P_B)^b \cdot (RT)^c \cdot (RT)^d} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow K_c = \frac{(P_C)^c \cdot (P_D)^d}{(P_A)^a \cdot (P_B)^b} \cdot (RT)^{(a+b)-(c+d)} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow K_c = K_p \cdot (RT)^{(a+b)-(c+d)} \Rightarrow K_p = K_c \cdot (RT)^{(c+d)-(a+b)}$$

Convencionando $\Delta n = (c + d) - (a + b)$, temos finalmente:

$$K_p = K_c \cdot (RT)^{\Delta n}, \text{ em que } \Delta n = (c + d) - (a + b)$$

Em que:

Δn = variação do número de moles

Caro estudante, isto é tão simples, pois a variação do número de moles calcula-se subtraindo o número total de moles dos produtos e o número total dos reagentes na reacção directa. Viu como é tão fácil, pois não!

R – constante universal de gases = 8,314 J/mol

T = temperatura absoluta [T = 298 k (Kelvin)]

Caro estudante, não perca o seu tempo em compreender os passos da dedução desta fórmula, porém o que deve reter durante o seu estudo é a expressão final representada no rectângulo.

Resumo da lição



Resumo

Nesta lição você aprendeu que:

- Num equilíbrio químico homogéneo é constante o quociente entre o produto das potências das concentrações molares dos resultantes e o produto das potências das concentrações molares dos reagentes. E o expoente de cada potência é o coeficiente da respectiva substância na equação química.

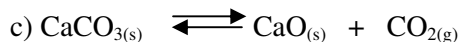
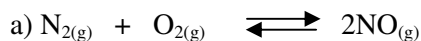
Agora caro estudante, vamos realizar as actividades que se seguem para que possa compreender como usar o conhecimento que acaba de adquirir.

Actividades



Actividades

1. Escreva a Lei de equilíbrio para as seguintes reacções em equilíbrio:



Resolução:

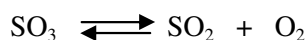
Aplicando a fracção das concentrações e tomando em conta que se trata de um equilíbrio homogéneo ou heterogéneo, temos:

$$\text{a) } K_c = \frac{[\text{NO}]^2}{[\text{N}_2][\text{O}_2]} \quad \text{b) } K_c = \frac{[\text{N}_2][\text{O}_2]}{[\text{NO}]^2} \quad \text{c) } K_c = [\text{CO}_2]$$

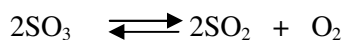
2. Na decomposição térmica de SO_3 , o equilíbrio é alcançado quando se acham em presença 15 moles de SO_2 , 10 moles de O_2 e 10 moles de SO_3 contidos num recipiente de 5 litros. Qual o valor da constante de equilíbrio?

Resolução:

Como o problema fala da dissociação do SO_3 , escrevemos a equação de reacção:



E como se trata de equilíbrio, colocam-se as duas setas e se faz o acerto de coeficientes, obtendo-se:



E assim, a constante de equilíbrio será:

$$K_c = \frac{[\text{SO}_2]^2[\text{O}_2]}{[\text{SO}_3]^2}$$

$$\text{Onde: } [\text{SO}_2] = \frac{\text{n}^\circ \text{ de moles}}{\text{Volume}} = \frac{15}{5} = 3 \text{ moles/l}$$

$$[\text{O}_2] = \frac{\text{n}^\circ \text{ de moles}}{\text{Volume}} = \frac{10}{5} = 2 \text{ moles/l}$$

$$[\text{SO}_3] = \frac{\text{n}^\circ \text{ de moles}}{\text{Volume}} = \frac{10}{5} = 2 \text{ moles/l}$$

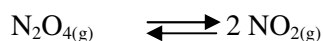
$$\text{Portanto: } K_c = \frac{[\text{SO}_2]^2 [\text{O}_2]}{[\text{SO}_3]} = \frac{3^2 \cdot 2}{2^2} = \frac{9 \cdot 2}{4} = 4,5$$

Repara e que a constante é 4,5 o quê?

$$\text{Veja: } K_c = \frac{(3 \text{ moles/l})^2 \cdot 2 \text{ moles/l}}{(2 \text{ moles/l})^2} = \frac{9(\cancel{\text{moles/l}})^2}{4(\cancel{\text{moles/l}})^2}$$

Ou seja: $K_c = 4,5 \text{ moles/l}$

3. Num recipiente de 1 l são introduzidos 5,0 moles de N_2O_4 que se transformam em NO_2 :



Uma vez atingido o equilíbrio, resta no sistema 1,3 moles do reagente. Calcule K_c na temperatura dada.

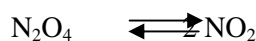
Resolução:

Estimado estudante, como pode ver este problema é diferente dos anteriores, por não fornecer directamente todas as concentrações presentes no equilíbrio. No entanto, podemos descobrir a $[\text{NO}_2]$ no equilíbrio montando uma tabela, onde vamos fazer a contabilidade das quantidades que participam no processo.

$$\text{No início: } [\text{N}_2\text{O}] = \frac{5,0 \text{ moles}}{1l} = 5,0 \text{ moles/l}$$

$$\text{No equilíbrio: } [\text{N}_2\text{O}_4] = \frac{1,3 \text{ moles}}{1l} = 1,3 \text{ moles/l}$$

Assim, vamos montar uma tabela como esta, que pode ser preenchida com concentração molar ou número de moles. No caso em questão, vamos preenchê-la com concentrações, sendo que para começar temos dois dados:



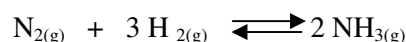
Início	5,0	-
Reagiu	3,7	-
Formou	-	7,4
No equilíbrio	1,3	7,4



$$K_c = \frac{[\text{NO}_2]^2}{[\text{N}_2\text{O}_4]} = \frac{(7,4)^2}{1,3} \Rightarrow K_c = 42$$

Nota: Caro estudante é melhor compreender que, quando preenchemos a tabela usando números de moles, devemos dividir cada um deles pelo volume antes de introduzir na expressão de K_c , pois nela só entram concentrações molares.

4. Um recipiente fechado e de capacidade 1 l contém 1,0 mol de $\text{NH}_3(\text{g})$, 10,3 moles de $\text{N}_2(\text{g})$ e 16,2 moles de $\text{H}_2(\text{g})$ em equilíbrio, a uma temperatura de 927°C . Determine os valores das constantes K_c e K_p para o equilíbrio:



Resolução:

Caro estudante, este exercício é diferente dos anteriores, pois pede o cálculo de K_c e K_p . Para calcular K_p deve primeiro calcular a constante de equilíbrio em função das concentrações, utilizando dados propostos no enunciado e a seguir, substitui o valor obtido na expressão matemática que relaciona K_c e K_p . Assim, temos:

$$\text{No equilíbrio, tem-se} \left\{ \begin{array}{l} [\text{NH}_3] = \frac{1,02 \text{ mol}}{1 \text{ l}} = 1,02 \text{ mol/l} \\ [\text{N}_2] = \frac{10,3 \text{ mol}}{1 \text{ l}} = 10,3 \text{ mol/l} \\ [\text{H}_2] = \frac{16,2 \text{ mol}}{1 \text{ l}} = 16,2 \text{ mol/l} \end{array} \right.$$

Então, consigo vamos substituir os valores das concentrações molares obtidas na expressão de K_c . Assim:

$$K_c = \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{N}_2][\text{H}_2]^3} \Rightarrow K_c = \frac{(1,02)^2}{(10,3) \cdot (16,2)^3} \quad K_c = 2,33 \cdot 10^{-5}$$

$$K_p = K_c (RT)^{2-4} \Rightarrow K_p = 2,37 \cdot 10^5 \cdot (0,082 \cdot 1200)^{-2} \Rightarrow$$

$$K_p = 2,44 \cdot 10^{-9}$$

A seguir vamos realizar em conjunto, os exercícios que se seguem para que possa compreender como usar o conhecimento que acaba de adquirir.

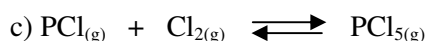
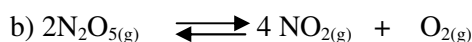
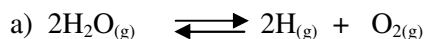
Avaliação



Avaliação

Agora resolva no seu caderno os exercícios que lhe propomos para que possa avaliar o seu progresso.

1. Escreva a Lei de equilíbrio para:



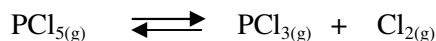
2. Um certo sistema em equilíbrio $\text{A} + \text{B} \rightleftharpoons \text{C} + \text{D}$ apresenta $K_c = 4$ a 100°C . Se reagirem 5 moles de A e 5 moles de B num recipiente de 2 dm^3 (2 l).

a) Quantas moles de C e D formarão?

b) Quantas moles de A e B ficam sem reagir?

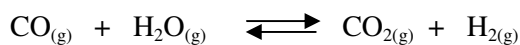
3. Misturam-se 1 mol de H_2 e 1 mol de I_2 num recipiente de 1 l a 445°C . Determine a concentração de cada substância, sabendo que a $K_c = 64$.

4. 3,0 mol de PCl_5 são introduzidos num recipiente.



Atingido o equilíbrio acima equacionado, verifica-se que 60% do PCl_5 inicial sofre dissociação e que a pressão total é 4,8 atm. Calcule o valor de K_p .

5. 3,2 mol de CO são misturados com 3,2 mol de H_2O promovendo a reacção:



No equilíbrio há 1,0 mol de CO. Calcule:

a) O grau de equilíbrio.

b) O valor de K_p .

Agora compare as suas soluções com as que lhe apresentamos no final do módulo. Acertou todas as respostas? Ótimo, prossiga com o seu estudo na próxima lição. Lembre-se, em caso de dificuldades, o seu professor está disponível para lhe ajudar a esclarecê-las, também não hesite em dirigir-se ao grupo de estudo. Sucessos!

Lição 9

Factores que afectam o estado de equilíbrio. O princípio de Le Chatelier

Introdução

Estimado estudante, as substâncias químicas podem não reagir até uma posição determinada pela constante de equilíbrio, como podem também sofrer alterações após atingirem a posição de equilíbrio. Isto sucede porque os sistemas químicos atingem um equilíbrio dinâmico e não estático, segundo o químico francês Henri Le Chatelier Brawn (1850-1936).

Ao concluir esta unidade você será capaz de:



Objectivos

- *Aplicar* o princípio de Le Chatelier nas reacções reversíveis.
- *Descrever* os factores que afectam o estado de equilíbrio.
- Explicar o processo de Haber-Bosch na síntese de amoníaco.
- *Descrever* a importância do amoníaco para indústria.

Princípio de Le Chatelier

Caro estudante, existe um princípio químico que permite prever qual será o efeito de uma perturbação sobre um equilíbrio. Ele é denominado Princípio de Le Chatelier e a sua compreensão será a meta desta lição.

Este princípio estabelece que:

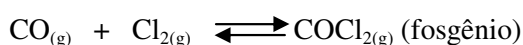
“Se um sistema em equilíbrio é sujeito a uma mudança de fora, tendem a ocorrer processos que parcialmente contrariam a mudança imposta”.

O princípio de Le Chatelier é aplicado num sistema químico para explicar os vários tipos de perturbação e suas consequências sobre o equilíbrio, a saber:

- Mudar as concentrações de reagentes ou produtos (por introduzir ou retirar um deles);
- Mudar a pressão total dum sistema gasoso por variação de volume;
- Mudar a temperatura do sistema.

Deslocamento da posição de equilíbrio por mudança das concentrações

Consideremos o equilíbrio:



Se dispomos de um recipiente de 1 dm³ a uma dada temperatura, as concentrações das substâncias são: [CO] = 2 M; [Cl₂] = 2 M; [COCl₂] = 20 M a T = constante.

Se nestas condições de equilíbrio aumenta a [Cl₂], quer dizer que: [Cl₂]_f > [Cl₂]_i

As concentrações de [CoCl₂] e [CO], permanecem constantes, fica:

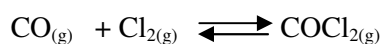
Logo, a tendência para igualar novamente a fracção com o valor de K_c seria necessário aumentar a [COCl₂] ou diminuir a [CO].

Quando se estabelece a condição de equilíbrio a [COCl₂]_f [COCl₂]_i e a [CO]_f < [CO]_i, então:

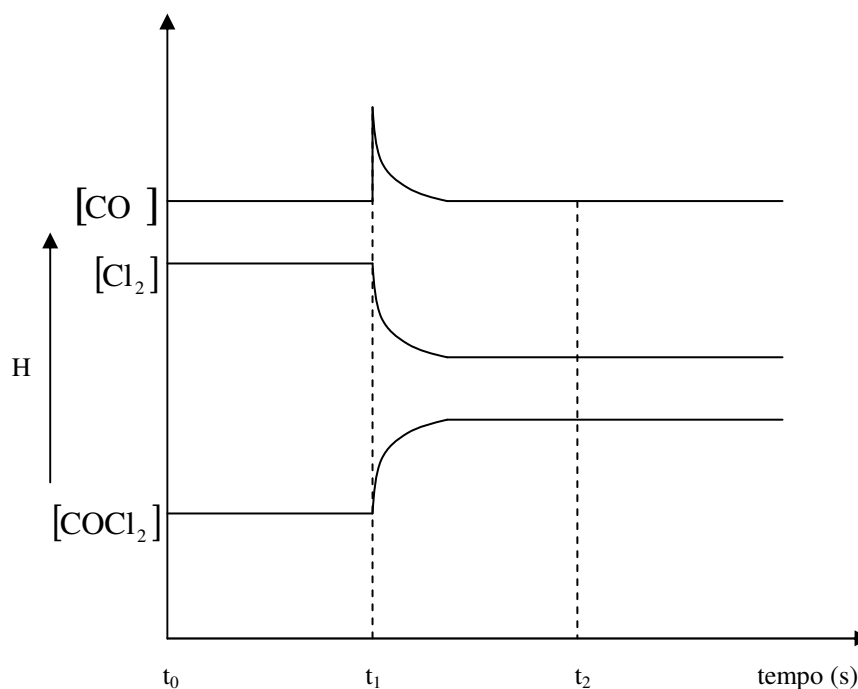
Como conclusão podemos afirmar que:

Quando num sistema em equilíbrio, a Temperatura e volume constantes se varia a concentração de qualquer das substâncias do sistema, a posição de equilíbrio desloca-se num sentido tal que contraria a variação da concentração alterada.

Generalizando:



Com base num gráfico podemos visualizar tudo:



$t_0 - t_1 \Rightarrow$ Estado de equilíbrio

$t_1 \Rightarrow$ Introdução de mais CO, já não há equilíbrio;

$t_1 - t_2 \Rightarrow$ Tempo de deslocação do equilíbrio

$t_2 \Rightarrow$ Restabeleceu-se o equilíbrio

Depois de $t_2 \Rightarrow$ Novo estado de equilíbrio

Deslocamento da posição de equilíbrio por mudança da pressão total

Caro estudante, o equilíbrio químico dos sistemas gasoso reversíveis pode ser afectado pela pressão conforme se trata de uma reacção que se processa com variação de volume. Isto significa que as mudanças de volume dos sistemas gasosos provocam também mudanças nas suas concentrações.

Consideremos o seguinte sistema em equilíbrio:

N_2 , H_2 e NH_3 , com concentrações, respectivamente de a, b e c M.

Estado de equilíbrio em	[N ₂] [NH ₃]	[H ₂]	Fracção das concentrações
	a b	c	$\frac{[c]^2}{[a][b]^3} = K$
Perturbação: Diminuir o volume por 2 vezes, as [] duplicam	2a 2b	2c	$\frac{(2c)^2}{(2a)(2b)^3} = \frac{4c^2}{2a \cdot 8b^3} = \frac{1c^2}{4a \cdot b^3}$

Da tabela, vemos que a fracção das concentrações depois da mudança no volume já não é igual a K. Há desequilíbrio. A fracção das concentrações é menor de k, só é ¼ K.

Como tivemos a ocasião de ver da tabela, para que o equilíbrio se restabeleça é necessário que a fracção das concentrações de novo fique igual a K. Isto só é possível, caro estudante, por diminuir o denominador [N₂] . [H₂] e aumentar o numerador [NH₃], da fracção das concentrações. Pois a situação de equilíbrio deslocar-se-à para direita.

Menos N₂ e H₂ e mais NH₃, como já vimos aplicando o princípio de Le Chatelier.

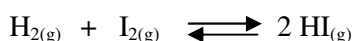
Como conclusão podemos afirmar que:

- Quando a pressão de um sistema gasoso aumenta o equilíbrio se desloca num sentido da redução do volume do sistema ou diminuição de moléculas dos gases, isto é, no sentido da redução da pressão.
- Se se diminuir a pressão, o equilíbrio desloca-se no sentido do aumento do número de moléculas dos gases, isto é, no sentido de elevação da pressão.

Estimado estudante, veja este caso particular:

Em que o número de moléculas não muda, o equilíbrio não se desloca ao variar a pressão do sistema.

Exemplo:



se as [H₂], [I₂] e [HI] são respectivamente: d; e; f.

Ao diminuir o volume até a metade, as concentrações duplicam até, respectivamente: 2d; 2e e 2f.



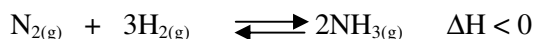
Notou bem este caso? Esperamos que sim. Quando for a resolver os exercícios é preciso observar com muita atenção nos coeficientes estequiométricos das equações químicas os estados físicos das substâncias envolvidas na equação.

Deslocamento da posição de equilíbrio por mudança da temperatura

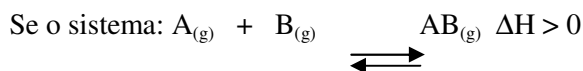
Em todos os casos a constante de equilíbrio K_c depende da Temperatura, mas a elevação da temperatura poderá, tanto aumentar como diminuir o valor de K , assim:

- c) Nos sistemas endotérmicos ($\Delta H > 0$) a elevação da Temperatura se traduz no aumento da constante de equilíbrio K .
- d) Nas reacções exotérmicas ($\Delta H < 0$) a constante de equilíbrio diminui com a diminuição da Temperatura.

Consideremos a formação de NH_3 a partir de N_2 e H_2 .



Um aumento da Temperatura favorece a decomposição de NH_3 em N_2 e H_2 . Logo, esta reacção desloca-se no sentido de absorver calor (endotérmico no sentido oposto).



Como conclusão podemos afirmar que:

Com o aumento da Temperatura a posição de equilíbrio desloca-se no sentido de absorver calor ou seja da reacção endotérmica.

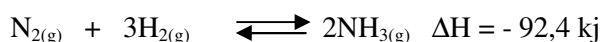
Se a Temperatura diminua, o equilíbrio desloca-se no sentido de libertar calor ou seja da reacção exotérmica, sempre para alcançar a Temperatura inicial.

Que tal, caro estudante, será que você está digerindo com sucesso esta matéria? Caso não, por favor, repita a leitura sobre a posição do equilíbrio porque objectivo final é ir fazer exame e transitar de classe.

Todavia, você como é inteligente de certeza vai continuar a ler o seu módulo. Força!

O processo de Haber-Bosch. Síntese de amoníaco

O amoníaco é uma substância bastante utilizada na indústria de fertilizantes, no fabrico de explosivos e em muitas outras aplicações.

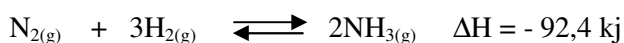


Caro estudante, esta reacção é muito lenta à Temperatura ambiente e numa indústria não se pode esperar uma enternidade para que o produto se forme. Isso significa que, se desejamos produzir NH_3 industrialmente precisamos arranjar um modo de aumentar a velocidade da reacção e, além disso, deslocar o equilíbrio para a direita, formando mais o NH_3 .

O proceso de Haber e Bosch utiliza três condições: catalisador, alta Temperatura e alta pressão.

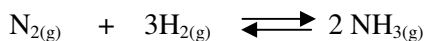
O catalisador, como sabemos da Cinética Química, não desloca o equilíbrio, mas aumenta a velocidade da reacção fazendo com que cheguemos mais rápido a ele. Fritz Haber descobriu em 1905 que a reacção da produção do NH_3 era catalisada por uma mistura de ferro com uma pequena percentagem de óxidos de potássio e alumínio, a cerca de 500°C .

Para além dos catalisadores, a Temperatura elevada também serve para aumentar a velocidade da reacção.



Neste caso, caro estudante, o equilíbrio é necessário para aumentar a velocidade da reacção, pois a baixas Temperaturas a reacção é tão lenta que o tempo que se perderia na produção de NH_3 .

Para tentar compensar o facto de o aquecimento diminuir o rendimento da produção do NH_3 , utiliza-se alta pressão, que desloca o equilíbrio no sentido de menor volume gasoso.





Resumo da lição



Resumo

Nesta lição você aprendeu que:

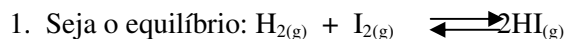
- Num sistema em equilíbrio, entende-se por deslocamento a qualquer alteração em que uma das velocidades, provoca modificações nas concentrações molares das substâncias em equilíbrio.
- Existe um princípio químico que permite prever qual será o efeito de uma perturbação sobre um equilíbrio, denominado, princípio de Le Chatelier.
- **Concentração:** Um aumento da concentração de um participante, o equilíbrio desloca-se na direcção do seu consumo. Diminuindo a concentração de qualquer participante, o equilíbrio se desloca na direcção da sua formação.
- **Pressão:** Um aumento da pressão desloca o equilíbrio para o lado em que há menor volume gasoso. Por outro lado, uma diminuição de pressão desloca o equilíbrio para o lado em que há maior volume gasoso.
- **Temperatura:** Um aumento de temperatura desloca um equilíbrio no sentido endotérmico (sentido que absorve calor)
- Uma diminuição de temperatura desloca um equilíbrio no sentido exotérmico (sentido que liberta calor)
- A produção eficaz do amoníaco na indústria, usa o processo de Haber-Bosch onde intervém catalisador, temperatura e pressão.

Em conjunto, vamos realizar as actividades que se seguem para que possa compreender como usar o conhecimento que acaba de adquirir.

Actividades



Actividades

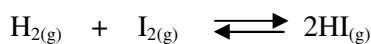


Adicionando-se certa quantidade de $\text{H}_{2(\text{g})}$ ao sistema, temos;

- a. Aumento da concentração de $\text{I}_{2(\text{g})}$.
- b. Diminuição da concentração de $\text{HI}_{(\text{g})}$.
- c. Deslocamento do equilíbrio para esquerda.
- d. Aumento da concentração de $\text{HI}_{(\text{g})}$.

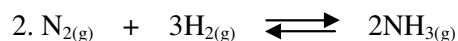
Agora, vamos verificar se você acertou esta pergunta. Acompanhe a resolução que se segue:

Admitindo a analogia do sistema, haverá deslocamento para a direita. Com isso, a reacção para a direita terá momentaneamente velocidade maior e conseqüentemente haverá formação de mais $\text{HI}_{(\text{g})}$ causada pela intensificação da reacção entre $\text{H}_{2(\text{g})}$ e $\text{I}_{2(\text{g})}$. Logo:



Resposta: (d) Aumento da concentração de HI

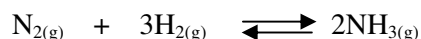
Considere o sistema em equilíbrio:



Em que sentido ocorrerá o deslocamento diminuindo a pressão?

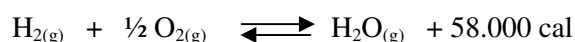
Resolução:

É simples, basta fazer o esquema que se segue e depois recordar o que aprendeu sobre os efeitos da pressão na posição de equilíbrio, assim:



Conforme o sistema mostra, por diminuição de pressão, o equilíbrio se desloca no sentido em que há aumento de volume. Logo, a resposta é: Deslocamento do equilíbrio no sentido do aumento do volume ou do número de moléculas, neste caso, para a esquerda.

3. Considere um recipiente contendo os gases hidrogénio, oxigénio e água gasosa, em equilíbrio:





Qual é o significado de 58.000 cal?

A **resposta** é simples caro estudante, isso significa que a reacção directa (formação de 1 mol de água) liberta 58.000 cal e a reacção inversa (decomposição de 1 mol de água) absorve 58. 000 cal.

Logo:

Reacção	Processo
Formação de água (reacção directa)	Exotérmica
Decomposição da água (reacção inversa)	Endotérmica

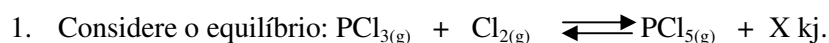
Caro estudante, correr não é chegar por isso vai com calma. Entendeu bem as resoluções? Em caso afirmativo, continue a estudar a sua lição resolvendo exercícios que se seguem.

Avaliação



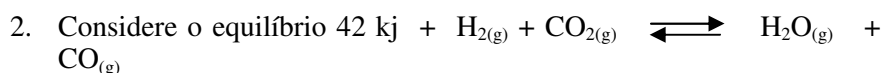
Avaliação

Agora caro estudante, resolva no seu caderno os exercícios que lhe propomos para que possa avaliar o seu progresso.



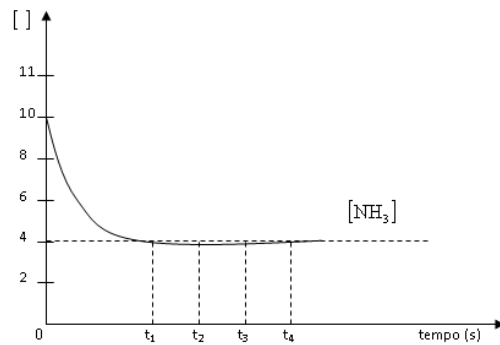
Como é que se desloca a posição de equilíbrio quando se faz o seguinte:

- Adicionar PCl_3 ?
- Retirar Cl_2 ?
- Retirar PCl_5 ?
- Diminuir o volume do recipiente?
- Introduzir um catalisador no recipiente?
- Arrefecer o recipiente?



Indique, como cada uma das mudanças seguintes, afecta a posição de equilíbrio e o valor de K:

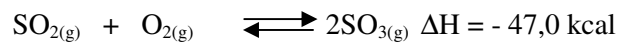
- Adicionar CO_2
 - Adicionar H_2O
 - Aumentar o volume do recipiente
 - Adicionar um catalisador à mistura das substâncias no recipiente.
3. Fez-se um estudo da decomposição de amoníaco em hidrogénio e nitrogénio à temperatura de 400°C . Para tal, 20 moles de amoníaco foram comprimidos num volume de 2,0 litros. Este volume manteve-se constante durante o ensaio. O gráfico abaixo, mostra a variação da concentração do amoníaco com o tempo.



- Com base no gráfico, indique que se estabeleceu um equilíbrio.
- Dê a equação deste equilíbrio.
- Calcule as quantidades de NH_3 , H_2 e N_2 no recipiente no momento t_1 , em que a metade de todo o NH_3 tem que reagir.
- Indique o momento t_1 no gráfico.
- Desenhe no gráfico as curvas da variação das concentrações de H_2 e de N_2 com o tempo.
- Calcule o valor de K à temperatura do ensaio.

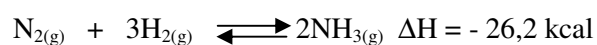
Como é que varia a pressão total da mistura de gases entre t_0 e t_3 segundos. Escolha entre: aumenta; diminui; ou fica constante. Justifique.

4. Considere que o sistema abaixo esteja em equilíbrio em um reactor.



A produção de $\text{SO}_{3(\text{g})}$ será aumentada quando: (assinale com x a resposta certa).

- a. Diminuir a concentração de $\text{O}_{2(\text{g})}$.
 - b. Aumentar a temperatura do reactor.
 - c. aumentar o volume do reactor
 - d. Diminuir a pressão no reactor.
 - e. Diminuir a concentração de $\text{SO}_{2(\text{g})}$.
5. A síntese de Haber-Bosch, processo industrial, é representado pela equação:



Assinale com **X** a resposta certa.

Conforme o Princípio de Le Chatelier, haverá maior produção de

$\text{NH}_{3(g)}$, se:

- () a. O sistema fechado sofrer um aumento de pressão.
 - () b. For retirada do sistema parte da quantidade existente de $\text{H}_{2(g)}$
 - () c. Houver aumento da temperatura do sistema.
 - () d. For retirada do sistema parte da quantidade de $\text{N}_{2(g)}$.
 - () e. É impossível dar maior rendimento à reacção.
6. O processo $\text{CO}_{(g)} + \text{H}_2\text{O}_{(g)} \rightleftharpoons \text{H}_{2(g)} + \text{CO}_{2(g)}$ apresenta $K_c = a$ a 1.000°C . Nessa temperatura, foi colocado 1,000 mol de cada reagente em frasco de um litro. Isso corresponde à situação **A**. Após algum tempo, medidas experimentais indicaram que o sistema atingiu espontaneamente a situação **B**. em seguida, injectou-se 1,000 mol de CO_2 no recipiente, mantendo-se a temperatura e o volume constantes. Tem-se, nesse exacto momento, após alguns instantes, o sistema atingiu espontaneamente a situação **D**.

Situação	Concentração (mol/L)			
	$\text{CO}_{(g)}$	$\text{H}_2\text{O}_{(g)}$	$\text{H}_{2(g)}$	$\text{CO}_{2(g)}$
A	1,000	1,000	0	0
B	0,333	0,333	0,667	0,667
C	0,333	0,333	0,667	0,667
D	0,456	0,456	0,544	1,544

Fazendo o cálculo $[\text{H}_2] \cdot [\text{CO}_2] / [\text{CO}] \cdot [\text{H}_2\text{O}]$, os resultados que se obtêm nas quatro situações apresentadas são:

$$A = 0 \quad B = 4 \quad C = 10 \quad D = 4$$

Em quais situações há equilíbrio químico?

- a) O que indica o facto de o cálculo $[\text{H}_2] \cdot [\text{CO}_2] / [\text{CO}] \cdot [\text{H}_2\text{O}]$, resultar o valor 10 na situação c?
- b) Calcule a variação das concentrações dos participantes entre as situações C e D.
- c) As variações calculadas no item anterior indicam um deslocamento para que lado?
- d) Esse deslocamento se deve a que perturbação?

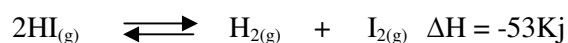


7. O poluente dióxido de enxofre converte-se em trióxido de enxofre por reacção como:



Sobre esse equilíbrio, realizado em recipiente fechado, qual o efeito de:

- a) Adicionar SO_2 ? c) aumentar a temperatura?
b) Remover O_2 ? d) Aumentar a pressão?
8. Um frasco bem fechado, de vidro incolor e resistente, contém, em fase gasosa, HI (incolor) em equilíbrio com H_2 (incolor) e I_2 (violeta):



O que se pode prever sobre a intensidade da cor violeta se esse frasco for colocado num ambiente mais:

- a) Quente b) frio

Agora compare as suas soluções com as que lhe apresentamos no final do módulo. Acertou todas as respostas? Ótimo, prossiga com o seu estudo na próxima lição. Lembre-se, em caso de dificuldades, o seu professor está disponível para lhe ajudar a esclarecê-las, também não hesite em dirigir-se ao grupo de estudo. Sucessos!

Lição 10

Equilíbrio químico em solução aquosa

Introdução

Caro estudante, o estudo sobre o equilíbrio realizado até aqui, dedicou-se especialmente aos equilíbrios homogêneos formados por soluções gasosas, mas as suas leis aplicam-se igualmente às soluções em que o solvente é a água, tendo sempre em mente o facto de que podem intervir iões.

Os equilíbrios nos quais algumas espécies reagentes são iões, chama-se **equilíbrios iónicos**. O solvente mais comum dos electrólitos é a água, daí a sua importância nas reacções químicas.

Ao concluir esta unidade você será capaz de:

- Explicar a teoria de Bronsted-Lowry de ácido e base.
- Estabelecer diferença entre a teoria de Arrhenius e de Bronsted-Lowry.
- Escrever correctamente as reacções protolíticas.



Objectivos

Principais teorias de ácidos e bases

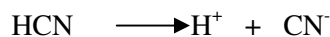
Teoria de Arrhenius

O químico Arrhenius propôs, em 1887, as seguintes definições:

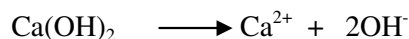
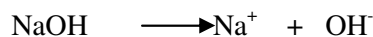
Ácido é todo o composto que dissolvido em água, origina H^+ como o único catião.

Uma **base** é todo composto que dissolvido em água, origina OH^- (iões hidroxila) como único anião.

Exemplos de ácidos:



Exemplos de bases:



Teoria de Bronsted-Lowry de ácidos e bases. Ião hidrônio

A definição de ácidos e bases em termos dos íons hidrônio e hidroxila em água, é muito restrita, porque limita a discussão do fenômeno ácido-base apenas a solução aquosa.

Uma abordagem geral foi proposta pelo químico dinamarquês J. N. Bronsted e pelo químico britânico T. M. Lowry.

Eles definiram **ácido** como uma substância capaz de doar um próton a uma outra substância.

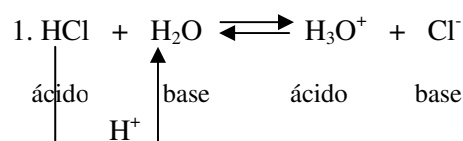
Base, como substância capaz de aceitar um próton de um ácido.

De uma maneira mais simples:

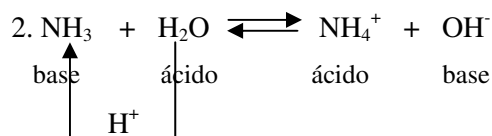
Ácido - um doador de prótons.

Base - um receptor de prótons.

Exemplos:



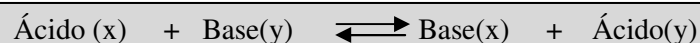
Quando o *ácido* HCl reage, forma a *base* Cl⁻. Estas duas substâncias estão relacionadas entre si pela perda ou pela aquisição de um simples próton, e constituem um par *ácido-base conjugado*. A H₂O é a base conjugada do H₃O⁺ e H₃O⁺ é o ácido conjugado do H₂O



Caro estudante, neste caso a água actua como *ácido*, por doar um protão a molécula de NH_3 , que por sua vez, actua como *base*. Na reacção inversa, por outro lado, NH_4^+ é o *ácido* e o OH^- é a *base*.

Novamente temos *dois pares ácido-base conjugados*: NH_3 e NH_4^+ mais H_2O e OH^- .

Em geral, podemos representar qualquer reacção ácido-base de Bronsted-Lowry por:



Em que: *ácido (x) e base (y)*, representam um par conjugado e *ácido (y) e base (y)* representam outro par conjugado.

Caro estudante, aconselhamos que toma em consideração as observações que a seguir lhe propomos:

1. Os membros de um par conjugado diferem apenas em um protão.
2. Dentro de um par conjugado, o ácido tem um hidrogénio a mais que a base.

Você deve ter observado que nos dois exemplos que examinámos anteriormente, a água, num caso, funciona como **base** e, no outro, como **ácido**. Tal substância que pode actuar de ambas as formas, dependendo das condições, é chamada **anfótera**.

Caro estudante, estas duas teorias que acabou de estudar são muito importantes no nosso estudo. A Química como ciência ela evolui e sempre culmina com novas descobertas. Você deve ter notado que a definição de ácidos e bases de Bronsted-Lowry é a mais abrangente comparando com a de Arrhenius. Apesar disso, ela é aplicável por exemplo, nas classes iniciais onde o conhecimento é limitado.

Muito bem, continue a folhar o seu módulo e a deliciar-se com reacções protolíticas !

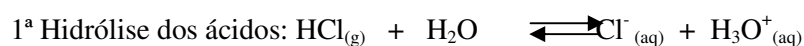
Reacções protolíticas

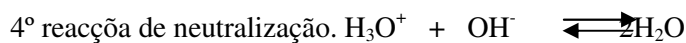
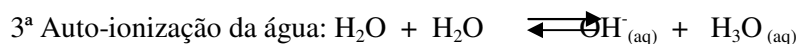
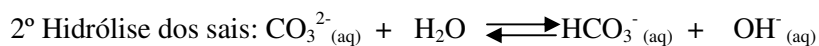
São aquelas que se processam com transferência ou deslocamento de protões de uma espécie química para a outra.

Protólise é o fenómeno pelo qual ocorrem as reacções protolíticas, ou fenómeno que dirige a transferência de protões de uma espécie para outra.

Protólito é toda a substância capaz de doar ou fixar protões.

Exemplos de reacções protolíticas:





Com estes exemplos, acreditamos que você ficou claro e será capaz de escrever correctamente as reacções protolíticas.

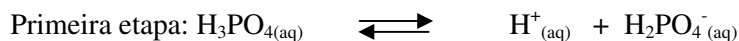
Então, vamos prosseguir pois não? Agora, preste atenção ao texto que se segue sobre a dissociação dos ácidos que tem mais de um próton na sua composição.

Ácidos polipróticos

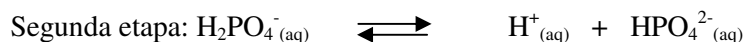
São aqueles que são capazes de ceder mais do que um próton hidrogénio. Estes ácidos ionizam-se por etapas e cada etapa de ionização corresponde a uma constante.

Exemplo:

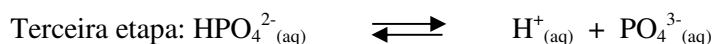
Formulemos a ionização em meio aquoso do ácido fosfórico:



$$k_1 = \frac{[\text{H}_2\text{PO}_4^-][\text{H}^+]}{[\text{H}_3\text{PO}_4]} = 7,5 \cdot 10^{-3}$$



$$k_2 = \frac{[\text{HPO}_4^{2-}][\text{H}^+]}{[\text{H}_2\text{PO}_4^-]} = 6,2 \cdot 10^{-8}$$



$$k_3 = \frac{[\text{PO}_4^{3-}][\text{H}^+]}{[\text{HPO}_4^{2-}]} = 1,0 \cdot 10^{-12}$$

Como se pode ver, os valores das constantes de ionização decrescem da primeira etapa para a segunda e desta para a terceira etapa de ionização. Isso significa que o grau de ionização (α) diminui no mesmo sentido.

Você já ouviu falar de substâncias anfipróticas? O que são? Se nunca ouviu não se preocupe é para já que vamos tratar destas substâncias.

Substâncias anfipróticas

São aquelas que têm a capacidade de actuar ou comportar-se como um ácido ou uma base. Exemplo:



Caro estudante, repare uma das vantagens da teoria de Bronsted-Lowry é a de ser extensiva aos solventes não aquosos. As propriedades ácidas ou básicas dependem gradualmente da natureza do solvente. Do ponto de vista da capacidade de doar ou fixar protões, os solventes podem ser divididos em quatro tipos:

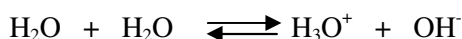
- 1º Solventes ácidos, que possuem a propriedade de doar protões.
- 2º Solventes básicos, que são capazes de fixar protões.
- 3º Solventes anfipróticos, com a capacidade tanto de doar como de fixar protões.
- 4º Solventes apróticos, incapazes de actuar tanto como doadores e como fixadores de protões.

A teoria de Bronsted-Lowry, estimado estudante, deve ser do seu domínio, pois ela é muito abrangente. Nós acreditamos que você concordou connosco em usar esta teoria.

Produto iónico da água

Você sabia que alguns solventes podem ser considerados como sofrendo auto-ionização

Consideremos, por exemplo, a auto-ionização da água pura:



No entanto vimos que a concentração de um solvente (água, neste caso) permanece constante. Como foi feito para qualquer equilíbrio, os químicos resolveram incorporar esse valor invariável da concentração do solvente na constante de equilíbrio. Deste modo, para a ionização da água podemos escrever a fórmula da constante de ionização:

$$K_i = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}][\text{H}_2\text{O}]} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]^2}$$

Podemos considerar a concentração da água-não ionizada como constante.

$$K_i = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]}{\underbrace{[\text{H}_2\text{O}]^2}_{\text{Constante}}} \text{ Logo } \underbrace{K_i[\text{H}_2\text{O}]^2}_{\text{Este produto de duas constantes é também constante}} = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]$$



O produto constante $K_i[\text{H}_2\text{O}]^2$ é representado por K_w e denomina-se **produto iônico da água**.

$$\text{Assim, temos: } K_w = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]$$

Estimado estudante, examinando atentamente a equação:



É fácil compreender que a cada íon H^+ corresponde a um íon OH^- . Isso significa que tais íons estão presentes na água na proporção de 1 : 1 e, portanto, as suas concentrações são iguais. E assim, podemos estabelecer que:

$$[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] \quad \text{portanto: } K_w = [\text{H}^+][\text{OH}^-]$$

$$K_w = [\text{H}^+][\text{H}^+]$$

$$K_w = [\text{H}^+]^2$$

O valor de K_w depende da temperatura, pois à medida que se aumenta a temperatura, as moléculas da água passam a ter maior energia cinética. Por isso, torna-se mais intenso o processo de ionização e por conseguinte, há um aumento das concentrações dos íons H^+ e OH^- . A tabela seguinte, mostra essa variação por meio de medidas feitas em laboratório.

Tabela : Variação do produto iônico da água com a temperatura (25 °C)

Temperatura (°C)	K_w
10	$0,29 \cdot 10^{-14}$
20	$0,68 \cdot 10^{-14}$
25	$1,00 \cdot 10^{-14}$
30	$1,47 \cdot 10^{-14}$
40	$2,92 \cdot 10^{-14}$

Observando com atenção a tabela, mostra que, à medida que se aumenta a temperatura, a constante K_w também aumenta. Logo, para a água a 25° C, temos:

$$K_w = 10^{-14} \quad \text{então: } K_w = [\text{H}^+]^2$$

$$10^{-14} = [\text{H}^+]^2 \Rightarrow [\text{H}^+] = \sqrt{10^{-14}} \Rightarrow [\text{H}^+] = 10^{-7} \text{ íões g/l}$$

Como $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-]$, vem $[\text{OH}^-] = 10^{-7}$ íões g/l Neste caso: a água pura apresenta:

$$[\text{H}^+] = 10^{-7} \text{ iões g/l e } [\text{OH}^-] = 10^{-7} \text{ iões g/l}$$

Caro estudante, como pode observar, se a água não for pura poderão acontecer as seguintes situações:

1. Se a $[\text{H}^+]$ sofrer um aumento, é sinal de que a substância, ao ser dissolvida na água, sofre ionização produzindo iões H^+ . Neste caso, a solução será **ácida**.
2. Se a $[\text{OH}^-]$ sofrer um aumento, é sinal de que a substância dissolvida sofre ionização libertando iões $[\text{OH}^-]$. Neste caso, teremos uma solução **básica**.
3. Se as $[\text{H}^+]$ e $[\text{OH}^-]$ não sofrerem alterações é sinal de que a substância dissolvida não sofre ionização. Neste caso, a solução formada continuará sendo **neutra**. Sendo $k_w = 10^{-14}$.



Resumo da lição



Resumo

Nesta lição você aprendeu que:

- Segundo Bronsted-Lowry, **ácido** é uma substância capaz de doar próton a uma outra substância. **Base**, substância capaz de aceitar um próton de um ácido.
- **Reacções protolíticas**, se processam com transferência de electrões de uma espécie química para a outra.
- **Ácidos polipróticos**, podem ceder mais do que um próton hidrogénio.
- **Substâncias anfipróticas** têm a capacidade de comportar-se como um ácido ou uma base.
- Soluções ácidas, básicas e neutras

Água pura	É um meio neutro	E apresenta. $K_w = [H^+][OH^-] = 10^{-7}$ iões g/L	Sendo: $K_w = 10^{-14}$
Solução ácida	É um meio ácido	Apresenta: $[H^+] > 10^{-7}$ iões g/L $[OH^-] < 10^{-7}$ iões g/L	Sendo: $K_w = 10^{-14}$
Solução básica	É um meio básico	Apresenta: $[H^+] < 10^{-7}$ iões g/L $[OH^-] > 10^{-7}$ iões g/L	Sendo: $K_w = 10^{-14}$
Solução neutra	É um meio neutro	Apresenta: $[H^+] = [OH^-] = 10^{-7}$ iões g/L	Sendo: $K_w = 10^{-14}$

Agora, vamos realizar as actividades que se seguem para que possa compreender como usar o conhecimento que acaba de adquirir. Mas, atenção, reflecta primeiro antes de ler a resposta ou tenta dar resposta sozinho. Isso faz bem a si mesmo. Certo!

Atividades



Atividades

1. Dê a definição de ácido e de base, segundo Arrhenius.

Resolução:

Segundo Arrhenius, ácido é a substância que tem hidrogênio e que cede íons H^+ em solução aquosa. Base, substância que em solução aquosa origina íons OH^- .

2. Qual a definição de Bronsted-Lowry de ácido e de base? Explique, porque é que ela é menos restrita do que o conceito de Arrhenius.

Resolução:

Segundo Bronsted-Lowry, ácido é toda substância capaz de ceder um próton (H^+) a uma outra substância. Base, como substância capaz de aceitar um próton de ácido. Esta definição é menos restrita do que o conceito de Arrhenius porque limita a discussão do fenômeno ácido-base apenas a soluções aquosas.

3. Indique, entre os compostos e íons seguintes: KOH ; $HClO_4$; NH_3 ; NH_4^+ ; HBr ; NH_2^- ; OH^- ; $LiOH$; PO_4^{3-} ; I^- ; H_2O ; $Ba(OH)_2$; HNO_2 ; $HBrO$; H_3O^+ ; N_2H_4 ; CH_3COO^- .

a) Os que são ácidos e bases de Arrhenius.

b) Os que são ácidos e bases de Bronsted-Lowry.

Resolução:

a) Segundo Arrhenius, ácido é toda a espécie química que tem hidrogênio ionizável e base, toda a substância que em solução aquosa origina apenas os íons OH^- . Assim, são ácidos os seguintes: $HClO_4$; HBr ; HNO_2 e $HBrO$. E bases as seguintes: KOH ; $LiOH$; $Ba(OH)_2$ e H_2O .

b) Segundo a teoria de Bronsted-Lowry: **Ácido** é toda espécie química capaz de ceder prótons a outra e **base**, toda substância que recebe prótons. Assim, são ácidos os seguintes: $HClO_4$; HBr ; HNO_2 ; $HBrO$; H_2O e NH_4^+ .

São bases, as seguintes: NH_3 ; NH_2^- ; OH^- ; PO_4^{3-} ; CH_3COO^- e N_2H_4 .



Avaliação



Avaliação

Caro estudante, como forma de verificar se compreendeu a matéria, resolva agora no seu caderno os exercícios que lhe propomos para que possa avaliar o seu progresso.

1. Identifique os pares ácido-base conjugados em cada uma das seguintes reacções:
 - a) $\text{HF} + \text{NH}_3 \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{F}^-$
 - b) $\text{HClO}_4 + \text{N}_2\text{H}_4 \rightleftharpoons \text{N}_2\text{H}_5^+ + \text{ClO}_4^-$
 - c) $\text{CO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HCO}_3^- + \text{OH}^-$
 - d) $\text{N}_2\text{H}_5^+ + \text{O}^{2-} \rightleftharpoons \text{N}_2\text{H}_4 + \text{OH}^-$
2. O sal NaHCO_3 ao dissolver-se em água, liberta os iões Na_+ e HCO_3^- . O ião HCO_3^- é anfiprótico. Mostre isso, escrevendo a equação entre este ião e H_3O^+ e entre este ião e OH^-
3. a) Das seguintes partículas, indique as que são ácidos, bases, anfólitos ou neutras: HS^- ; OH^- ; K^+ ; H_3AsO_4 ; S^{2-} ; NH_4^+ ; H_2AsO_4^- ; O^{2-} ; NH_3 e F^- .
 - a) Qual é a base conjugada de H_2PO_4^- ; HS^- , HNO_3 ; H_2O ; HSO^- ; HS^- ; HF e H_3O^+ .
 - b) Qual é o ácido conjugado de ClO_3^- ; HPO_4^{2-} ; HS^- ; SO_4^{2-} e PO_4^{3-} .
 - c) Dê os nomes das partículas das alíneas a e b.
4. De que depende o produto iónico da água (K_w)?

Agora compare as suas soluções com as que lhe apresentamos no final do módulo. Acertou todas as respostas? Ótimo, prossiga com o seu estudo na próxima lição. Lembre-se, em caso de dificuldades, o seu professor está disponível para lhe ajudar a esclarecê-las, também não hesite em dirigir-se ao grupo de estudo. Sucessos!

Lição 11

Forças de ácidos e de bases. Relação entre a constante de ionização de um ácido (K_a) e da sua base conjugada (K_b)

Introdução

Caro estudante, ao deixar reagir um pedaço de magnésio com uma solução 1M de HCl e com uma solução 1M de ácido acético (HAC), nota-se uma diferença no decorrer dos processos, pois o ácido clorídrico reage mais vigorosamente que o ácido acético.

Ao concluir esta unidade você será capaz de:



Objectivos

- Determinar as forças de ácido e base com base no valor das suas constantes (K_a e K_b).
- *Estabelecer* relação entre as constantes de ácido e da sua base conjugada.
- *Efectuar* cálculos para determinar as constantes de ácido (K_a) e de base (K_b).

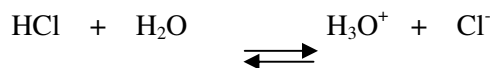
Forças de ácidos e de bases

A – Qualitativamente

Quando se fala de força, estimado estudante, pressupõe-se falar o forte e o fraco. Então, preste atenção! Qualquer reacção ácido-base de Bronsted-Lowry pode ser vista como duas reacções opostas ou competitivas entre ácidos e bases e, neste sentido, podemos considerar que as duas bases estão competindo por um protão.

Exemplo:

Quando HCl reage com água, constatamos que todo o HCl reagiu com a água. Isto significa que a posição de equilíbrio na reacção se encontra muito deslocada para a direita.



Por outras palavras, isto nos diz que a H_2O tem maior afinidade com o protão H^+ do que com o Cl^- , porque a água é capaz de captar todos os H^+ disponíveis. Esta habilidade em captar um protão dizemos que a água é *uma base mais forte* do que o *ião cloreto* (Cl^-).

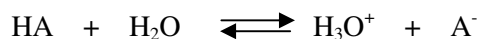
Podemos também falar das forças relativas dos dois ácidos HCl e H_3O^+ nesta reacção. Pois o HCl é *melhor doador de protões* que o H_3O^+ , porque todo o HCl perdeu seus protões para formar H_3O^+ .

Assim, a força de um ácido mede a maior ou menor tendência que o ácido tem de ceder protões.

Da mesma maneira, pode-se definir a força de uma base como a tendência para aceitar protões.

Estimado estudante, para tornar comparáveis as forças de diferentes ácidos, estas são medidas em relação a um padrão. Assim, escolheu-se a **água** como padrão porque é um dos solventes mais empregues na química e porque tem a capacidade de aceitar ou ceder protões.

De uma forma geral, a reacção de um ácido em água pode ser representada pelo seguinte processo:



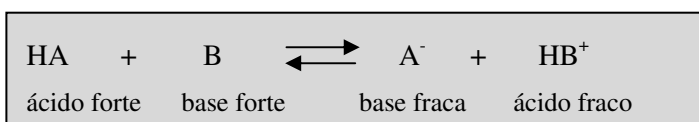
Um **ácido é forte** quando se ioniza completamente, quer dizer quando a constante de equilíbrio da reacção de ionização é muito grande. Neste caso, pode-se afirmar que o equilíbrio se encontra deslocado completamente para o lado direito.

Ácido fraco é aquele que ioniza parcialmente.

Acreditamos, caro estudante, que o conceito de forte e fraco em química ficou mais que claro. Todavia, o saber não ocupa lugar! Leia o texto a seguir.

Em geral:

Quando uma reacção de Bronsted-Lowry se desloca muito no sentido de se completar, ambos os reagentes são fortes e ambos os produtos são fracos.



Uma generalização útil da qual nos devemos lembrar é que um **ácido forte** tem uma **base conjugada fraca**. Do mesmo modo, se uma substância é uma **base forte**, seu **ácido conjugado é muito fraco**. Que

tal, o seu estudo está ficando cada vez mais fácil e compreensível, pois não?!...

B – Quantitativamente

A extensão em que um processo protolítico se verifica caracteriza-se pela constante de equilíbrio da equação reversível correspondente.

Considere por exemplo, a ionização do ácido acético:



A constante de equilíbrio é dada pela expressão:

$$K = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}][\text{H}_2\text{O}]}$$

A $[\text{H}_2\text{O}]$ é considerada constante, que pode ser incluída juntamente com K , do lado esquerdo do sinal de igual:

$$K \cdot [\text{H}_2\text{O}] = K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

Em que, K_a , é a constante de ionização do ácido ou constante de dissociação. Esta constante é uma medida quantitativa da força de um ácido. Repare, caro estudante, que as concentrações representadas na expressão da constante de ácido se refere a situação de equilíbrio.

Esta expressão de equilíbrio, pode ser obtida se simplificarmos a dissociação, omitindo solvente.



E a expressão de equilíbrio será:

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

Em geral: Para qualquer ácido fraco, HA a reação de dissociação simplificada será:



E a constante de dissociação do ácido será dada por:



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

Já notou, caro estudante, que a expressão da constante de que estamos vindo a falar se escreve de tal forma como a do equilíbrio químico 1 a diferença está no índice de K (K_c ou K_p e com K_a).

Com base no valor de k_a os ácidos podem ser divididos em:

- Fortes: se o valor do k_a for maior que 1.
- Moderadamente fortes. Se k_a está compreendido entre os valores de 1 e 10^{-4}
- Fracos: se k_a for menor que 10^{-4}

A constante de equilíbrio que acabamos de mostrar é conhecida como **constante de ionização**, também chamada de **constante de dissociação ácida** e, é simbolizada por K_a .

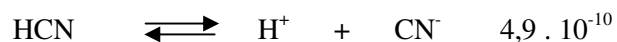
Quanto maior for o valor da constante de ionização de um ácido (K_a), maior será a força desse ácido.

Muitos valores de K_a já foram medidos experimentalmente e tabelados. Caro estudante, consultando uma tabela com esses valores, é possível comparar a força de diversos ácidos.

Apelamos a você, desde já, que não precisa decorar ou memorizar os valores tabelados da K_a , eles ser-lhe-ão facultados na hora para consulta. Combinado?

Tabela: Constantes de ionização (k_a), para alguns ácidos, a 25° C

	Ácido	\rightleftharpoons	H^+	+	Anião	K_a
	HCl	\rightleftharpoons	H^+	+	Cl^-	10^{+7}
Ácido mais forte dentre os da tabela	H_2SO_4	\rightleftharpoons	H^+	+	HSO_4^-	10^{+3}
	H_2SO_3	\rightleftharpoons	H^+	+	HSO_3^-	$1,3 \cdot 10^{-2}$
	H_3PO_4	\rightleftharpoons	H^+	+	$H_2PO_4^-$	$7,5 \cdot 10^{-3}$
	HNO_2	\rightleftharpoons	H^+	+	NO_2^-	$5,1 \cdot 10^{-4}$
	HF	\rightleftharpoons	H^+	+	F^-	$2,4 \cdot 10^{-4}$
	HCOOH	\rightleftharpoons	H^+	+	$HCOO^-$	$1,7 \cdot 10^{-4}$

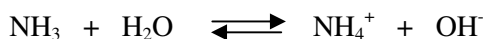


Valores de K_a da ordem de 10^{-3} ou menor correspondem a ácidos fracos

Este mesmo tratamento também pode ser aplicado às bases.

Uma base é forte aquela que tem a tendência de aceitar prótons e base fraca como aquela que tem pequena tendência a aceitar prótons.

No caso das bases a reacção de transferência de prótons pode ser representada, tomando como exemplo o amoníaco, pela seguinte reacção:

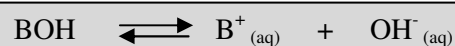


Se omitirmos o solvente, a constante de ionização da base, K_b , é representada, de modo análogo aos ácidos, pela equação:

$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]}$$

Uma base é definida como forte ou fraca em função do seu equilíbrio de ionização. Será **forte** se o equilíbrio estiver fortemente deslocado para a direita, e será **fraca** se a ionização for parcial.

Em geral: Quando uma base fraca se dissolve em água resulta o equilíbrio:



A constante de equilíbrio é dada por:

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

Onde: K_b constante de dissociação ou de ionização da base fraca.

Até aqui estamos cientes que você está apto em continuar a ler o seu módulo porque os conteúdos que estão nele contidos são de fácil compreensão.



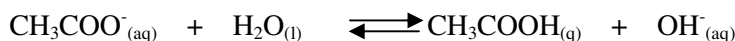
Relação entre a constante de ionização de um ácido (K_a) e da sua base conjugada (K_b)

Consideremos, por exemplo, a ionização do ácido acético:



$$K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

A base conjugada CH_3COO^- , reage com a água de acordo com a equação:



A constante de ionização básica é dada por:

$$K_b = \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}][\text{OH}^-]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}$$

E o produto destas duas constantes de ionização é:

$$K_a \cdot K_b = \frac{[\text{H}^+][\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} \cdot \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}][\text{OH}^-]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}$$

$$K_a \cdot K_b = [\text{H}^+][\text{OH}^-] \Rightarrow K_a \cdot K_b = K_w$$

Conclusão: Para qualquer par ácido-base conjugado é sempre verdade que:

$$K_a \cdot K_b = K_w$$

Deduzindo a equação como:

$$K_a = \frac{K_w}{K_b} \quad \text{e} \quad K_b = \frac{K_w}{K_a}$$

Conclusão: Estimado estudante, quanto mais forte o ácido (maior K_a), mais fraca é a sua base conjugada (menor K_b), e vice-versa.

Já dissemos que os valores da constante de base que estão tabelados não são para serem memorizados!

Tabela: Constantes de ionização de alguns ácidos fracos a 25 °C

Nome do ácido	Fórmula	K_a	Base conjugada	K_b
Ác. Fluorídrico	HF	$7,1 \cdot 10^{-4}$	F^-	$1,4 \cdot 10^{-11}$
Ác. Nitroso	HNO_2	$4,5 \cdot 10^{-4}$	NO_2^-	$2,2 \cdot 10^{-11}$
Ác. Acetilsalicílico (aspirina)	$C_9H_8O_4$	$3,0 \cdot 10^{-4}$	$C_9H_7O_4^-$	$3,3 \cdot 10^{-11}$
Ác. Fórmico	HCOOH	$1,7 \cdot 10^{-4}$	$HCOO^-$	$5,9 \cdot 10^{-11}$
Ác. Ascórbico	$C_6H_8O_6$	$8,0 \cdot 10^{-5}$	$C_6H_7O_6^-$	$1,3 \cdot 10^{-10}$
Ác. Benzóico	C_6H_5COOH	$6,5 \cdot 10^{-5}$	$C_6H_5COO^-$	$1,5 \cdot 10^{-10}$
Ác. Acético	CH_3COOH	$1,8 \cdot 10^{-5}$	CH_3COO^-	$5,6 \cdot 10^{-10}$
Ác. Cianídrico	HCN	$4,9 \cdot 10^{-10}$	CN^-	$2,0 \cdot 10^{-5}$
Fenol	C_6H_5OH	$1,3 \cdot 10^{-10}$	$C_6H_5O^-$	$7,7 \cdot 10^{-5}$

Tabela: Constantes de ionização de algumas bases fracas comuns a 25 °C

Nome da base	Fórmula	K_b	Ácido conjugado	K_a
Metilamina	CH_3NH_2	$4,4 \cdot 10^{-4}$	$CH_3N^+H_3$	$2,3 \cdot 10^{-11}$
Cafeína	$C_8H_{10}N_4O_2$	$4,1 \cdot 10^{-4}$	$C_8H_{11}N_4O_2$	$2,4 \cdot 10^{-11}$
Amoníaco	NH_3	$1,8 \cdot 10^{-5}$	NH_4^+	$5,6 \cdot 10^{-10}$
Piridina	C_5H_5N	$1,7 \cdot 10^{-9}$	$C_5H_5N^+H$	$5,9 \cdot 10^{-6}$
Anilina	$C_6H_5NH_2$	$3,8 \cdot 10^{-10}$	$C_6H_5N^+H_3$	$2,6 \cdot 10^{-5}$
Ureia	N_2H_4CO	$1,5 \cdot 10^{-14}$	$H_2NCON^+H_3$	0,67

Das tabelas conseguimos ver que os valores de K_a e K_b de ácidos e bases fracas são bastante baixos, variando de 10^{-2} a 10^{-10} . Lembrando que estes números baixos podem ser simplificados e aplicando a notação logarítmica. Podemos escrever, para qualquer K_a :

$$pK_a = -\log K_a$$



E, para qualquer K_b ,

$$pK_b = -\log K_b$$

Por exemplo: o pK_a do ácido acético é:

$$pK_a = -\log K_a = -\log (1,8 \cdot 10^{-5}) = 4,74$$

Para piridina,

$$pK_b = -\log (1,7 \cdot 10^{-9}) = 8,77$$

Resumo da lição



Resumo

Nesta lição você aprendeu que:

- A força de um ácido mede a maior ou menor tendência que o ácido tem de doar prótons. E a força de uma base, como tendência que a mesma tem de aceitar prótons.
- A água como solvente mais comum e porque tem a capacidade de receber ou doar prótons foi escolhida com padrão.
- Para qualquer ácido-base conjugado é sempre verdade que:
- $K_a \cdot K_b = K_w$
- Assim, $K_a = \frac{K_w}{K_b}$ e $K_b = \frac{K_w}{K_a}$
- Quanto mais forte o ácido (maior K_a), mais fraca é a sua base conjugada (menor K_b), e vice-versa.

Em conjunto, vamos realizar as actividades que se seguem para que possa compreender como usar o conhecimento que acaba de adquirir.

Actividades



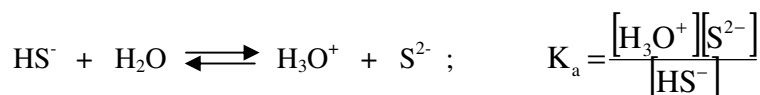
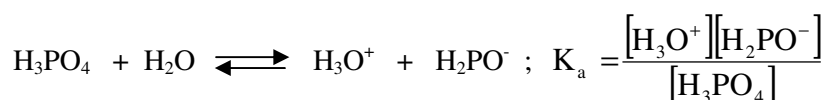
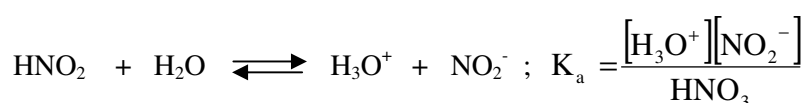
Actividades

1. a) Escreva a expressão de K_a para: HNO_2 ; H_3PO_4 e HS^-

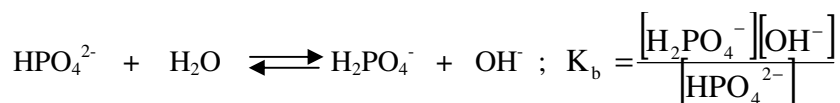
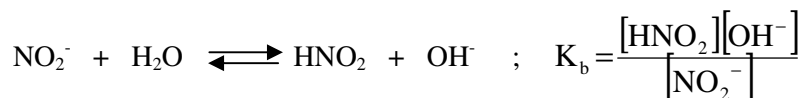
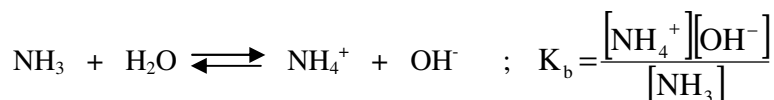
b) Escreva a expressão de K_b para: NH_3 ; NO_2^- ; HPO_4^{2-}

Resolução:

a) Primeiro, escreva as reacções de ionização das substâncias propostas e, em seguida escrever as expressões de K_a , de cada caso:



b) De forma análoga, como os ácidos, para as bases também escreva a equação da hidrólise básica com as respectivas constantes da basicidade:



2. a) Qual é o ácido mais forte, H_2S ($K_a = 3 \cdot 10^{-7}$) ou HCN ($K_a = 4,9 \cdot 10^{-10}$)?

b) Idem para as bases ClO^- ($K_b = 3,1 \cdot 10^{-7}$) ou BrO^- ($K_b = 4,8 \cdot 10^{-6}$)

Resolução:

a) Um ácido se considera forte quando se ioniza completamente. Isto quer dizer que a sua constante de ionização (K_a) é muito grande. Neste caso, entre H_2S ($K_a = 3 \cdot 10^{-7}$) e HCN ($K_a = 4,9 \cdot 10^{-10}$), o mais forte é o que tem



maior K_a , neste caso, o H_2S .

b) De igual modo, uma base se considera forte, aquela que tem maior tendência de aceitar prótons. Assim, entre ClO^- ($K_b = 3,1 \cdot 10^{-7}$) e BrO^- ($K_b = 4,8 \cdot 10^{-6}$) a que é forte é, ClO^- .

Avaliação



Avaliação

Caro estudante, agora resolva no seu caderno as actividades que lhe propomos para que possa avaliar o seu progresso.

1. Usando dados das tabelas, diga se as substâncias abaixo indicadas são ácidos ou bases fortes: HF; HCl; H_2SO_4 ; HCO_3^- ; CN^- e $C_2H_5NH_2$.

Agora compare as suas soluções com as que lhe apresentamos no final do módulo. Acertou todas as respostas? Ótimo, prossiga com o seu estudo na próxima lição. Lembre-se, em caso de dificuldades, o seu professor está disponível para lhe ajudar a esclarecê-las, também não hesite em dirigir-se ao grupo de estudo. Sucessos!

Lição 12

Relação entre grau de ionização (α) e constante de ionização (K_i)

Introdução

Caro estudante, depois de você ter estudado a relação entre K_a e K_b , agora vamos deduzir uma expressão matemática que relaciona a constante de ionização (K_i) com o grau de ionização (α) e a concentração molar (M) de uma solução de um ácido ou base.

Ao concluir esta unidade você será capaz de:



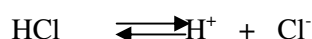
Objectivos

- Deduzir a Lei de diluição de Ostwald.
- Estabelecer a relação entre grau de ionização (α) e constante de ionização (K_i).
- Efectuar cálculos envolvendo a Lei de diluição de Ostwald

Relação entre grau de ionização (α) e constante de ionização (K_i)

Grau de ionização (α) de um electrólito é a razão entre o número de moléculas ionizadas e o número de moléculas inicialmente adicionadas à água.

Considere a ionização do HCl em água que estabelece o seguinte equilíbrio:



Estimado estudante, se nesta reacção de equilíbrio colocarmos 100 moléculas de HCl e, depois de alcançado o equilíbrio, encontrarmos apenas 8, o que é que isto significa?



Parece estar complicado, pois não? Não é nada complicado! Isto significa que 92 moléculas se ionizaram originando 92 iões H^+ e 92 iões Cl^- . Logo, o grau de ionização (α) nos indica o número de moléculas que se encontram ionizadas.

Vamos deduzir uma expressão matemática que relaciona a constante de ionização (K_i) com o grau de ionização (α) e a concentração molar (M) de uma solução de um ácido ou base.

Considere um monoácido HA sendo dissolvido em água para formar uma solução de molaridade M : Ele se ioniza de acordo com a equação química:



A expressão matemática para o grau de ionização é:

$$\alpha = \frac{\text{n}^\circ \text{ de moléculas ionizadas}}{\text{n}^\circ \text{ de moles dissolvidos}}$$

Dividindo o numerador e denominador pelo volume:

$$\alpha = \frac{\text{n}^\circ \text{ de moles ionizadas}/V}{\text{n}^\circ \text{ de moles dissolvidos}/V} = \frac{[H^+]}{M} \Rightarrow [H^+] = \alpha \cdot M$$

Fórmula válida para monoácidos.

Nota: Caro estudante, essa expressão permite calcular a concentração de H^+ em uma solução de **monoácido** desde que os valores de α e M sejam conhecidos. (caso se tratasse de uma **monobase** por um raciocínio análogo, concluímos que $[OH^-] = \alpha \cdot M$).

Vamos preencher a tabela seguinte em função de α e M .



Início	M	-	-
Reagiu	$\alpha \cdot M$	-	-
Formou	-	$\alpha \cdot M$	$\alpha \cdot M$
No equilíbrio	$M(1 - \alpha)$	$\alpha \cdot M$	$\alpha \cdot M$

Substituindo os valores das concentrações no equilíbrio na constante de ionização, temos:

$$K_a = \frac{[H^+][A^-]}{[HA]} = \frac{\alpha \cdot M \cdot \alpha \cdot M}{M(1-\alpha)} \Rightarrow K_a = \frac{\alpha^2 \cdot M}{(1-\alpha)}$$

Esta expressão é conhecida como *Lei de Diluição de Ostwald*

O grau de ionização (α) de um electrólito aumenta à medida que se dilui a solução.

Acreditamos que você entendeu que ao se diluir uma solução, aumenta-se o grau de ionização, ou seja, aumenta-se o número de moléculas ionizadas.

Para **monobásico**:

$$K_b = \frac{\alpha^2 \cdot M}{(1-\alpha)}$$

Na prática, essa expressão é de grande utilidade quando trabalhamos com ácidos e bases fracos. Nesse caso, (α) é menor que 5% (isto é, 0,05), sendo numericamente muito pequeno se comparado a 1. Portanto o denominador da expressão ($1 - \alpha$) pode ser considerado como aproximadamente igual a 1. Assim, a Lei de Diluição de Ostwald pode ser simplificada.

Para monoácido fraco: $K_a = \alpha^2 \cdot M$

Para monobase fraca: $K_b = \alpha^2 \cdot M$

Resumo da lição



Resumo

Nesta lição você aprendeu que:

- O grau de ionização (α) de um electrólito é uma grandeza que indica quantas moléculas se ionizam. Esta grandeza é dada pela seguinte expressão:

$$\alpha = \frac{\text{n}^\circ \text{ de moléculas ionizadas}}{\text{n}^\circ \text{ de moles dissolvidos}}$$

- Para monoácido fraco: $K_a = \alpha^2 \cdot M$
- Para monobase fraca: $K_b = \alpha^2 \cdot M$

Em conjunto, vamos realizar as actividades que se seguem para que possa compreender como usar o conhecimento que acaba de adquirir.



Actividades



Actividades

1. Calcule a constante de ionização do ácido acético (HAC) sabendo que em solução 0,2 Molar ele apresenta grau de ionização 0,015.

Resolução:

Dados	Pergunta
$M = 0,2$ $\alpha = 0,015$	$K_a = ?$

$$K_a = \alpha^2 \cdot M ; K_a = (0,015)^2 \cdot 0,2 ; K_a = 4,5 \cdot 10^{-5}$$

2. Uma solução aquosa 0,045 mol/l de ácido acético, CH_3COOH , apresenta o ácido 2% dissociado em H^+ e CH_3COO^- . A concentração de cada um desses iões na solução é:

() a. $9 \cdot 10^{-6} \text{ mol/l}$ () c. $9 \cdot 10^{-3} \text{ mol/l}$ () e. $9 \cdot 10^{-1} \text{ mol/l}$

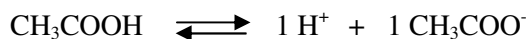
() b. 10^{-4} mol/l () d. $9 \cdot 10^{-2} \text{ mol/l}$

Resolução:

O enunciado forneceu α e M e, assim, podemos aplicar a fórmula

$$[\text{H}^+] = \alpha \cdot M ; [\text{H}^+] = 2/100 \cdot 0,045 = 9,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol/l}$$

Como os coeficientes do H^+ e do CH_3COO^- são iguais na equação de ionização



Podemos dizer que $[\text{H}^+] = [\text{CH}_3\text{COO}^-] = 9,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol/l}$

Logo: A alternativa *b* está correcta.

3. Utilizando os dados da pergunta anterior, concluímos que o valor da

constante de ionização do ácido acético é:

- () a. $1,8 \cdot 10^{-6}$ () c. $9,0 \cdot 10^{-4}$ () e. $2,0 \cdot 10^{-2}$
() b. $1,8 \cdot 10^{-5}$ () d. $9,0 \cdot 10^{-8}$

Resolução:

Podemos resolver montando a tabela ou, de modo mais simples, aplicando a Lei de Ostwald. Como $\alpha \leq 5\%$ a fórmula é:

$$K_a = \alpha \cdot M; K_a = (2/100)^2 \cdot 0,045 ; K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}. \text{ Logo é a alternativa } b$$

Caso α fosse maior que 5% utilizaríamos a fórmula sem simplificar:

$$K_a = \alpha^2 / (1 - \alpha) \cdot M$$



Avaliação



Avaliação

Agora caro estudante, resolva no seu caderno os exercícios que lhe propomos para que possa avaliar o seu progresso.

1. Calcule o grau de ionização do HCN em solução 0,2 M, sabendo-se que a constante de ionização do HCN é $7,2 \cdot 10^{-10}$ na temperatura considerada.
2. Em solução 0,002 M a 25° C, o ácido acético encontra-se 3% ionizado. Determine a sua constante de ionização nessa temperatura.
3. Na temperatura ambiente, a constante de ionização do ácido acético é $1,8 \cdot 10^{-5}$. Qual é a molaridade da solução onde o ácido se encontra 3% ionizado?
4. Sabendo-se que o grau de ionização (α) de uma solução 0,1 molar de ácido acético, a 25° C, é $1,35 \cdot 10^{-2}$. Qual é a constante de ionização do ácido acético, na mesma temperatura?
5. Na temperatura ambiente, a constante de ionização do ácido acético é $1,80 \cdot 10^{-5}$. Qual é a molaridade da solução onde o ácido se encontra a 3% ionizado?
A. () $1,94 \cdot 10^{-3}$ M b. () $3,00 \cdot 10^{-2}$ M c. () $5,82 \cdot 10^{-4}$ M d.
() $5,40 \cdot 10^{-5}$ M e. () $5,40 \cdot 10^{-7}$ M
6. Calcule a constante de equilíbrio da reacção
$$\text{H}_2\text{CO}_3 \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HCO}_3^-$$

Sabendo que as concentrações no equilíbrio são:
 $[\text{H}_2\text{CO}_3] = 2,5 \cdot 10^{-2}$ mol/l; $[\text{H}^+] = 10^{-4}$ iões-g/l e $[\text{HCO}_3^-] = 10^{-4}$ iões-g/l

a. () $4 \cdot 10^{-10}$ c. () $2,5 \cdot 10^{-4}$
b. () $2,5 \cdot 10^{-8}$ d. () $2,5 \cdot 10^{-6}$ e. () $4 \cdot 10^{-7}$
7. Sabendo-se que o grau de ionização (α) de uma solução 0,1 molar de ácido acético, a 25° C, é $1,35 \cdot 10^{-2}$, podemos concluir que a constante de ionização do ácido acético, na mesma temperatura é:
a. () $1,84 \cdot 10^{-5}$ c. () $1,37 \cdot 10^{-2}$
b. () $1,84 \cdot 10^{-6}$ d. () $1,82 \cdot 10^{-5}$ e. () $1,82 \cdot 10^{-4}$

Agora compare as suas soluções com as que lhe apresentamos no final do módulo. Acertou todas as respostas? Ótimo, prossiga com o seu estudo na próxima lição. Lembre-se, em caso de dificuldades, o seu professor está disponível para lhe ajudar a esclarecê-las, também não hesite em dirigir-se ao grupo de estudo. Sucessos!

Lição 13

Soluções ácidas e básicas. pH e pOH de soluções de ácido e bases fortes

Introdução

Caro estudante, o conceito de pH é muito importante para os químicos e mesmo para os leigos no assunto. É frequente encontrarmos pessoas que mesmo nunca tenham estudado esta ciência, conseguem cuidar bem da água dos aquários, piscinas e tanques de piscicultura. O sucesso do tratamento, nos três casos, depende da manutenção de valores apropriados de pH do meio aquoso.

Ao concluir esta unidade você será capaz de:



Objectivos

- Definir pH como potencial hidrogeniônico e pOH, como potencial hidroxiliônico.
- Identificar soluções ácidas e básicas com base nos valores de pH e pOH.
- *Efectuar* cálculos de pH e pOH das soluções de ácidos e bases fortes.

Soluções ácidas e básicas pH e pOH

Durante sua pesquisa que visava melhorar os métodos de controle de qualidade da cerveja, o químico dinamarquês Sorensen sugeriu a utilização de uma grandeza a que denominou potencial. Tal grandeza é definida como o logaritmo decimal do inverso de qualquer concentração.

$$\text{potencial} = \log \frac{1}{\text{concentração}} \quad \text{assim, temos:}$$

1. Se a concentração considerada for de iões H^+ , o potencial será denominado potencial hidrogeniônico, que é representado por pH.

Logo:

$$\text{pH} = \log \frac{1}{[\text{H}^+]} \Rightarrow \text{pH} = -\log [\text{H}^+]$$



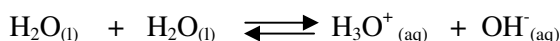
2. Se a concentração considerada for a de iões OH^- , o potencial se denominará *potencial hidroxiliónico*, que é representado por pOH.

Logo:

$$\text{pOH} = \log \frac{1}{[\text{OH}^-]} \Rightarrow \text{pOH} = -\log[\text{OH}^-]$$

Ao dissolver uma base em água, forma-se na ionização, o ião OH^- . No cálculo de pH calcula-se, primeiro, a concentração do ião OH^- , efectuando-se em seguida, como base na relação entre a concentração do ião H^+ e do OH^- numa solução aquosa, o cálculo do pH.

Esta relação é obtida da constante de auto-ionização da água, que se ioniza parcialmente, segundo:



A expressão da constante de equilíbrio deste processo é:

$$K = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-] / [\text{H}_2\text{O}]^2$$

A ionização é tão pequena que se pode considerar que a concentração da água (como vimos) não varia durante o processo. Neste caso, obtém-se:

$$K \cdot [\text{H}_2\text{O}]^2 = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-] = K_w$$

Partindo do produto iónico da água (K_w), aplicando logaritmos a ambos os lados:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-] = K_w \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 10^{-14}$$

$$\Rightarrow \log[\text{H}_3\text{O}^+] + \log[\text{OH}^-] = \log 10^{-14}$$

$$\log[\text{H}_3\text{O}^+] - \log[\text{OH}^-] = 14$$

Multiplicando tudo por -1:

$$\text{Então: } \text{pH} + \text{pOH} = 14$$

Prezado estudante, por aquilo que dissemos até aqui, podemos concluir que, a 25 °C:

a) Para meio neutro:

$$[\text{H}^+] = 10^{-7} \Rightarrow \text{pH} = -\log 10^{-7}$$

$$\Rightarrow \text{pH} = 7$$

$$[\text{OH}^-] = 10^{-7} \Rightarrow \text{pOH} = -\log 10^{-7} \Rightarrow \text{pOH} = 7$$

b) Para meio ácido:

$$\left. \begin{array}{l} [\text{H}^+] > 10^{-7} \\ [\text{OH}^-] < 10^{-7} \end{array} \right\} \text{Consideremos por exemplo: } [\text{H}^+] = 10^{-5} \text{ e } [\text{OH}^-] = 10^{-9}$$

Então:

$$[\text{H}^+] = 10^{-5} \Rightarrow \text{pH} = -\log[\text{H}^+] \Rightarrow \text{pH} = -\log 10^{-5} \Rightarrow \text{pH} = 5$$

$$[\text{OH}^-] = 10^{-9} \Rightarrow \text{pOH} = -\log[\text{OH}^-] \Rightarrow \text{pOH} = -\log 10^{-9} \Rightarrow \text{pOH} = 9$$

c) Para um meio básico:

$$\left. \begin{array}{l} [\text{H}^+] < 10^{-7} \\ [\text{OH}^-] > 10^{-7} \end{array} \right\} \text{Consideremos por exemplo: } [\text{H}^+] = 10^{-8} \text{ e } [\text{OH}^-] = 10^{-6}$$

Então:

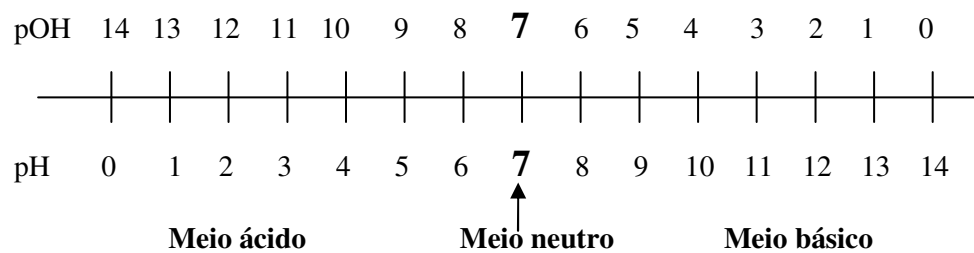
$$[\text{H}^+] = 10^{-8} \Rightarrow \text{pH} = -\log[\text{H}^+] \Rightarrow \text{pH} = -\log 10^{-8} \Rightarrow \text{pH} = 8$$

$$[\text{OH}^-] = 10^{-6} \Rightarrow \text{pOH} = -\log[\text{OH}^-] \Rightarrow \text{pOH} = -\log 10^{-6} \Rightarrow \text{pOH} = 6$$

Observe com atenção os cálculos feitos, e você notará que:

Meio	pH	pOH	Soma: pH + pOH
Neutro	igual a 7	igual a 7	igual a 14
Ácido	menor que 7	maior que 7	igual a 14
Básico	maior que 7	menor que 7	igual a 14

E assim, podemos construir uma escala com a seguinte ilustração:

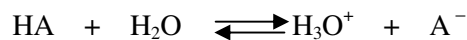


Caro estudante, para você ter sucesso nesta lição não bastam só os conhecimentos de química mas é necessário o domínio pleno da matemática para resolver exercícios. É por esta razão que estas duas disciplinas fazem parte das ciências e complementam-se.

Cálculos de pH e pOH de soluções de ácidos e bases fortes

1. pH de uma solução de um ácido forte

A reacção de ionização de um ácido forte HA é:



Como o ácido forte ioniza-se completamente em água, a concentração dos iões H_3O^+ é igual a concentração do ácido. O pH será:

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log[\text{HA}]$$

Exemplo:

1. Qual será o pH de uma solução preparada por dissolução de 1,0 grama de HCl num litro de solução?

$$n \text{HCl} = \frac{m \text{HCl}}{M \text{HCl}} = \frac{1,0}{36,5} \text{ mol} = 0,027 \text{ mol HCl}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{HCl}] \quad \text{pH} = -\log 0,027 = -\log 3,7 \cdot 10^{-2} = 1,6$$

2. O pH de uma solução de ácido nítrico é de 1,2. Quantos gramas de HNO_3 existem por litro de solução?

$$\text{pH} = 1,2 = -\log[\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$[\text{H}^+] = 10^{-\text{pH}} = 6 \cdot 10^{-2} \text{ mol/l}$$

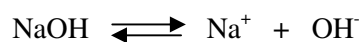
$$[\text{HNO}_3] = [\text{H}_3\text{O}^+] = 6 \cdot 10^{-2} \text{ mol/l}$$

$$m = n \cdot M = 6 \cdot 10^{-2} \cdot 63 \text{ g} = 3,8 \text{ g HNO}_3$$

Esta solução contém 3,8 g/l de HNO₃

2. pH de uma solução de uma base forte

Uma base forte ioniza-se completamente



A concentração do íon OH⁻ é igual a do NaOH

$$\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-] = -\log[\text{NaOH}]$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH}$$

Exemplo:

Qual é o pH de uma solução de NaOH 0,01 M?

Resolução:

$$[\text{OH}^-] = [\text{NaOH}] = 10^{-2}$$

$$\text{pOH} = -\log 10^{-2} = 2 \quad ; \quad \text{pH} = 14 - 2 = 12$$

Este cálculo pode ser realizado também de outra maneira:

$$[\text{H}^+] = \frac{K_w}{[\text{OH}^-]} = \frac{10^{-14}}{10^{-2}} = 10^{-12} \quad ; \quad \text{pH} = 12$$



Resumo da lição



Resumo

Nesta lição você aprendeu que:

- $\text{pH} \Rightarrow$ define-se como logaritmo decimal da recíproca da concentração Hidrónio $[\text{H}_3\text{O}^+]$ ou também como o logaritmo negativo da concentração do hidrónio $[\text{H}_3\text{O}^+]$.
- PH e pOH são números que indicam a acidez, basicidade ou neutralidade da solução.
- $\text{PH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+]$ e $\text{POH} = -\log[\text{OH}^-]$

Recordar que:

- $[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-] = K_w = 10^{-14}$ e $\text{pH} + \text{pOH} = 14$

Em conjunto, vamos realizar as actividades que se seguem para que possa compreender como usar o conhecimento que acaba de adquirir.

Atividades



Atividades

1. Uma solução 0,001 M de HCl, considerada como completamente ionizada, pode ser definida das seguintes formas:

Resolução:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 0,001 \text{ M} = 10^{-3} \text{ M}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 10^{-14}$$

$$[\text{OH}^-] = 10^{-14}/[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-14}/10^{-3} = 10^{-11} \text{ M}$$

2. Uma solução apresenta uma concentração de íons OH^- igual a 10^{-3} íons g/l. Determine o seu pH.

Resolução:

$$[\text{OH}^-] = 10^{-3} \Rightarrow K_w = [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-]$$

$$10^{-14} = [\text{H}^+] \cdot 10^{-3}$$

$$[\text{H}^+] = 10^{-14}/10^{-3} \Rightarrow [\text{H}^+] = 10^{-11}$$

$\text{pH} = -\log [\text{H}^+] \Rightarrow \text{pH} = -\log 10^{-11} \Rightarrow \text{pH} = 11$, Logo, é uma solução básica

3. O pH de uma solução de ácido clorídrico de concentração igual a 0,001 molar é igual a:

() a. 3 () b. 4 () c. 5 () d. 6 () e. 11

Resolução:

$$[\text{H}^+] = \alpha \cdot \text{M}$$

Como HCl é ácido forte, devemos assumir que $\alpha = 100\% = 100/100 = 1$. Assim: $[\text{H}^+] = 1 \cdot 0,001 = 10^{-3} \text{ M} \Rightarrow \text{pH} = 3$. É alternativa **a**



Avaliação



Avaliação

Caro estudante, agora resolva no seu caderno os exercícios que lhe propomos para que possa avaliar o seu progresso.

- Calcule as molaridades de H_3O^+ e OH^- nas soluções seguintes:
 - 1 mole de NaOH em 1 litro de H_2O à temperatura de 25°C .
 - 0,002 moles de HCl em 2 litros de água
 - 0,3 moles de $\text{Ba}(\text{OH})_2$ em 0,5 l de água
 - 148 mg de $\text{Ca}(\text{OH})_2$ em 4 l de água
 - 365 g de HCl em 1 litro de água
- Calcule o pH e o pOH das soluções seguintes (25°C).
 - 0,1 M NaOH
 - 0,0001 M HCl
 - 1,71 mg de $\text{Ba}(\text{OH})_2$ em 200 ml de água
 - 4 mmol de HI em 100 ml de água.
- Calcule a molaridade de H_3O^+ em soluções que tem:
 - pH = 2
 - pH = 8
 - pOH = 3
 - pH = 2,3
- Calcule o pH da solução com concentrações seguintes:
 - $\text{H}_3\text{O}^+ = 5 \cdot 10^{-8}$ $\text{H}_3\text{O}^+ = 1,5 \text{ M}$
 $\text{H}_3\text{O}^+ = 0,006 \text{ M}$ $\text{OH}^- = 0,006 \text{ M}$
 - $\text{H}_3\text{O}^+ = 8,3 \cdot 10^{-5} \text{ M}$ $\text{H}_3\text{O}^+ = 5,1 \cdot 10^{-5} \text{ M}$
 $\text{OH}^- = 7,6 \cdot 10^{-6} \text{ M}$ $\text{OH}^- = 0,07 \cdot 10^{+3} \text{ M}$
 - $\text{H}_3\text{O}^+ = 0,00019 \text{ M}$ $\text{H}_3\text{O}^+ = 13,00 \text{ M}$
 $\text{H}_3\text{O}^+ = 1,9 \cdot 10^{-12} \text{ M}$ $\text{OH}^- = 1,00 \text{ M}$
- Calcule o pH e o pOH duma solução que se forma quando dissolvemos:

- a) 12,6 g de HNO_3 em 2 litros de água
- b) 560 mg de KOH em 50 ml de água
- c) 171 mg de $\text{Ba}(\text{OH})_2$ em 500 ml de água
- d) 752 mg de K_2O em 300 ml de solução
- e) 40,5 g de HBr em 2 litros de solução
- f) 15,5 g de Na_2O em 500 ml de água
6. Determine o pOH de uma solução 0,04 N de uma monobase que está 0,25% dissociada, encontra-se:
- a. () 3; b. () 4; c. () 7; d. () 10; e. () 11
7. Dissolvem-se 2 g de NaOH em água suficiente para um litro de solução. A solução resultante, a 25° C, apresenta:
- a. () pH = 1,3; b. () pH = 12,7; c. pOH = 12,7;
d. () 2,7 e. () pOH = pH
8. O pH de uma solução 0,1 molar de cloreto de hidrogénio (grau de dissociação = 1) é igual a:
- a. () 0,1; b. () 0,2; c. () 0,5, d. () 1, e. () 2
9. o pH de uma solução aquosa contendo 0,056 g de KOH por litro, supondo 100% dissociado, é igual a:
- a. () 10,5; b. () 7,8; c. () 9,0 d. () 11,0; e. () 98,2
10. Adicionando-se 9 ml de água pura a 1 ml de solução de HCl 0,001 M ($\alpha = 100\%$), teremos uma nova solução de pH igual a:
- a. () 2,0; b. () 10-3; c. () 9,0; d. () 11,0; e. () 8,2

Agora compare as suas soluções com as que lhe apresentamos no final do módulo. Acertou em todas as respostas? Ótimo, prossiga com o seu estudo na próxima lição. Lembre-se em caso de dificuldades, o seu professor está disponível para lhe ajudar a esclarecê-las, também não hesite em dirigir-se ao grupo de estudo. Sucessos!



Lição 14

Cálculos de pH e pOH de soluções de ácidos e bases fracas

Introdução

Estimado estudante, ainda na senda de cálculos, fique sabendo que a determinação do pH e pOH de ácidos e bases fracas é um pouco complexo, uma vez que, tanto o ácido como a base, se ionizam parcialmente.

Ao concluir esta unidade você será capaz de:

- Efectuar cálculos de pH e pOH das soluções ácidas e básicas fracas.



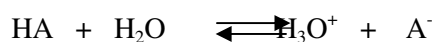
Objectivos

1. pH de uma solução de um ácido fraco

Ao dissolver uma certa quantidade de um ácido fraco HA num certo volume, obtém-se uma solução com concentração C_0 mol/l de HA.

HA ioniza parcialmente e ao atingir o estado de equilíbrio a sua concentração será menor que C_0 .

Este processo pode ser representado da seguinte forma:



Estado inicial:	C_0	0	0
-----------------	-------	---	---

Estado de equilíbrio:	$C_0 - x$	x	x
-----------------------	-----------	-----	-----

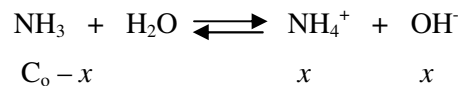
Onde o x representa a parte do ácido que ioniza neste caso é igual a concentração dos iões H_3O^+ e A^- .



2. pH de uma solução de uma base fraca

As bases fracas ionizam parcialmente. De maneira análoga aos ácidos fracos pode-se calcular com base na constante de base a concentração dos iões OH^- .

Exemplo:



Onde $(C_0 - x)$ e x são as concentrações de equilíbrio.

$$K_b = \frac{x^2}{C_0 - x}$$

Para bases muito fracas e concentrações iniciais elevadas $C_0 - x \approx 0$ e deste modo:

$$x = \sqrt{K_b \cdot C_0} = [\text{OH}^-]$$

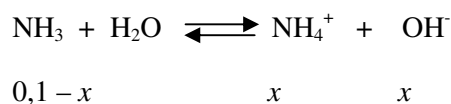
$$\text{pOH} = -\log \sqrt{K_b \cdot C_0}$$

Calculando pOH, chega-se muito facilmente ao pH.

Exemplo

Qual é o pH de uma solução 0,1 M de NH_3 ?

Resolução:



$$K_b = \frac{x^2}{0,1 - x} = 1,8 \cdot 10^{-5} ; x = \sqrt{1,8 \cdot 10^{-5} \cdot 0,1} = 1,3 \cdot 10^{-3} = [\text{OH}^-]$$

Como vemos $1,3 \cdot 10^{-3}$ é muito menor que 0,1 mostrando que é válida a aproximação $0,1 - x \approx 0,1$

$$\text{pOH} = -\log 1,3 \cdot 10^{-3} = 2,9 \quad \text{pH} = 14 - 2,9 = 11,1$$

Resumo da lição



Resumo

Nesta lição você aprendeu que:

- Para calcular o pH de uma solução de um ácido fraco convém partir da seguinte fórmula:

- $$K_a = \frac{x^2}{C_o - x}$$

- Da mesma maneira, para calcular o pH de uma solução de uma base fraca convém partir da seguinte fórmula:

- $$K_b = \frac{x^2}{C_o - x}$$

Em conjunto, vamos realizar as actividades que se seguem para que possa compreender como usar o conhecimento que acaba de adquirir.



Actividades

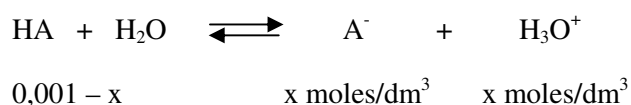


Actividades

1. Considere um ácido fraco em solução de 0,001 m que tem $K_a = 1,75 \cdot 10^{-5}$. Calcule o pH dessa solução.

Resolução:

Primeiro: Vamos escrever a equação de ionização do ácido:



Segundo: Escrever a expressão de K_a :

$$K_a = \frac{[\text{A}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HA}]} = 1,75 \cdot 10^{-5}$$

Terceiro: Achar a $[\text{H}_3\text{O}^+]$, assim: $1,75 \cdot 10^{-5} = x^2/10^{-3}$

$$x^2 = 1,75 \cdot 10^{-8}$$

$$x = \sqrt{1,75 \cdot 10^{-8}}$$

$$x = 1,3 \cdot 10^{-4} \text{ M} = [\text{H}_3\text{O}^+]$$

Quarto: Utiliza $\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$\text{pH} = \log 1,3 \cdot 10^{-4} \Rightarrow \text{pH} = -(\log 1,3 + \log 10^{-4})$$

$$\text{pH} = -(\log 1,3 - 4) \Rightarrow \text{pH} = -0,11 + 4 \Rightarrow \text{pH} = 3,89$$

Avaliação



Avaliação

Caro estudante, resolva agora no seu caderno os exercícios que lhe propomos para que possa avaliar o seu progresso.

1. Tem-se uma solução de ácido acético (HAC) 0,02 molar. Determine o pH dessa solução. Dados: $K_{\text{HAC}} = 1,8 \cdot 10^{-5}$ e $\log 6 = 0,77$,
2. Calcule o pH de uma solução 0,045 molar de hidróxido de amônio (NH_4OH). Dados: $K_{\text{NH}_4\text{OH}} = 1,8 \cdot 10^{-5}$ e $\log 9 = 0,94$.

Agora compare as suas soluções com as que lhe apresentamos no final do módulo. Acertou todas as respostas? Ótimo, prossiga com o seu estudo na próxima lição. Lembre-se, em caso de dificuldades, o seu professor está disponível para lhe ajudar a esclarecê-las, também não hesite em dirigir-se ao grupo de estudo. Sucessos!



Lição 15

Indicadores ácido – base e medidor de pH

Introdução

Caro estudante, desde o primeiro ciclo tivemos a oportunidade de comentar que indicadores ácido-base, são substâncias que apresentam diferentes colorações em meio ácido e básico. Estes podem ser naturais ou artificiais. Porém, o nosso estudo debruçar-se-a sobre os indicadores artificiais (universais).

Ao concluir esta unidade você será capaz de:



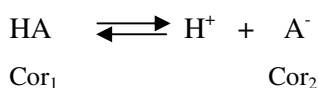
Objectivos

- Explicar o conceito indicador.
- Explicar a importância dos indicadores na determinação do pH.
- Descrever a acção dos indicadores sobre as soluções ácidas e básicas.

Indicadores e pH

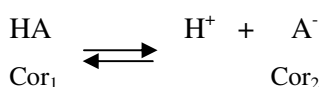
Caro estudante, os indicadores ácido-base são compostos como a fenolftaleína e o alaranjado de metilo, que mudam de cor quando passam de uma solução ácida para básica. Eles são geralmente ácidos nos quais não ionizada. HA tem uma cor diferente do ião negativo A⁻.

Exemplo:



Quando o pH diminui (aumenta [H⁺]), o equilíbrio desloca-se para a esquerda, prevalecendo a cor 1. Quando o pH aumenta (aumenta [OH⁻]), os iões reagem com H⁺ diminuindo sua concentração. Isso desloca o equilíbrio para a direita e prevalece a cor 2.

O aumento da [H⁺] desloca o equilíbrio para a esquerda e a solução adquire a cor 1.



O aumento da $[\text{OH}^-]$ desloca o equilíbrio para a direita. Neste caso a solução adquire a cor 2.

Cada indicador muda de cor dependendo do pH do meio em que se encontra.

Zona de viragem ou faixa de viragem

É o nome dado à faixa de pH na qual um indicador ácido-base sofre a mudança de coloração.

Caro estudante, existem papéis indicadores que adquirem não apenas duas cores possíveis, mas sim várias delas, que, por comparação com uma escala colorida, permitem determinar o pH de um meio com boa precisão. São chamados de indicadores universais e são obtidos por meio da mistura apropriada de vários indicadores ácido-base.

Os pH-metros são aparelhos electrónicos capazes de medir o pH de uma solução com altíssima precisão. São instrumentos caros e muito dedicados.

Bem, foi um alívio para si o texto curto mas interessante. Chegado ao fim da lição veja o resumo da lição.



Resumo da lição



Resumo

Nesta lição você aprendeu que:

- Indicadores são substâncias que mudam de cor quando passam de uma solução ácida para básica.
- Zona de viragem é a faixa de pH na qual um indicador ácido-base sofre mudança de coloração.
- O papel indicador universal mostra o pH através de uma escala colorida.
- Um pHmetro (pegametro) é um aparelho que, por meio de medidas eléctricas, determina o pH de uma solução.

Em conjunto, vamos realizar as actividades que se seguem para que possa compreender como usar o conhecimento que acaba de adquirir.

Actividades

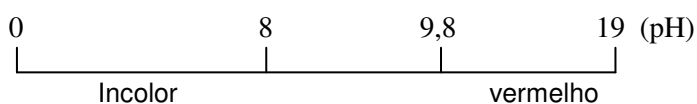


Actividades

1. A tabela seguinte relaciona diversos materiais com seus respectivos pH, aproximados:

Material	pH
Leite de vaca	6,5
Sangue humano	7,3
Sumo de laranja	4,0
Leite de magnésia	10,5
Vinagre	3,0

Intervalo de viragem da fenolftaleína:



Considerando as informações acima indicadas, responda:

- Qual é a concentração molar de hidroxilas no vinagre?
- Qual é a concentração molar hidrogeniónica no sumo de laranja?
- Qual é o material com carácter básico mais elevado? Justifique.
- Utilizando-se apenas a fenolftaleína como indicador, pode-se afirmar que o sumo de laranja é ácido?

Resolução:

- Considerando que o $\text{pH} + \text{pOH} = 14$, e tomando em conta que o pH do vinagre é 3,0. Logo, $\text{pOH} = 14 - \text{pH} \Rightarrow \text{pOH} = 14 - 3 \Rightarrow \text{pOH} = 11$, e $[\text{OH}^-] = 10^{-\text{pOH}}$. Logo: $[\text{OH}^-] = 10^{-11} \text{ mol/l}$
- De maneira análoga, $[\text{H}^+] = 10^{-4} \text{ mol/l}$
- É o leite de magnésia, pois apresenta maior pH, ou seja, menor $[\text{H}^+]$ e maior $[\text{OH}^-]$
- Adicionando fenolftaleína ao sumo de laranja, ela fica incolor. Isso permite concluir que o pH do líquido é inferior a 8,0, o que não implica necessariamente que o meio seja ácido.



Avaliação



Avaliação

Caro estudante, agora resolva no seu caderno os exercícios que lhe propomos para que possa avaliar o seu progresso.

1. A tabela seguinte relaciona a cor de indicadores com pH de soluções aquosas:

Indicador	Cor em função do pH
Alaranjado de metil	Vermelho em $\text{pH} < 2,5$ Amarelo em $\text{pH} > 3,5$
Azul de bromotimol	Amarelo em $\text{pH} < 6,0$ Azul em $\text{pH} > 8,5$

Indique a cor adquirida pelas soluções na presença de cada um dos indicadores.

- Solução 0,01 M de ácido clorídrico, 100% ionizado.
- Solução 0,01 M de ácido acético, 1% ionizado.

Agora compare as suas soluções com as que lhe apresentamos no final do módulo. Acertou todas as respostas? Ótimo, prossiga com o seu estudo na próxima lição. Lembre-se, em caso de dificuldades, o seu professor está disponível para lhe ajudar a esclarecê-las, também não hesite em dirigir-se ao grupo de estudo. Sucessos!

Lição 16

Hidrólise de sais de ácidos fortes e bases fracas e de ácidos fracos e bases fortes

Introdução

Caro estudante, é muito frequente pensar-se que a solução aquosa de um sal normal é neutra. No entanto, isso nem sempre é verdadeiro. Com base nos exemplos que a seguir veremos, tiraremos as devidas conclusões.

Assim, ao concluir esta lição você será capaz de:



Objectivos

- *Explicar* o conceito de hidrólise salina.
- *Efectuar cálculos* sobre a constante de hidrólise.
- Estabelecer relação entre a constante de hidrólise e o produto iónico da água.

Hidrólise salina

Entende-se por hidrólise ao fenómeno químico que ocorre entre uma espécie química e a água.

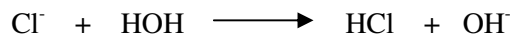
Uma pergunta se coloca a si, caro estudante:

“ Como saber se ocorreu ou não hidrólise?”

É tão simples! Ocorrerá hidrólise somente quando o ácido ou a base formados forem fracos. Isso porque, sendo a ionização pequena, a tendência é existirem na solução as moléculas (do ácido ou da base) e não os iões.

Exemplos:

1. O anião cloreto Cl^- não sofre hidrólise porque a reacção formaria o HCl , que é um ácido forte conforme a equação.



Já imaginou, caro estudante, se o anião cloreto reagisse com água, estaríamos todos mortos! Não há nenhuma comida que se confecciona sem sal (NaCl) o que significa que morreríamos intoxicados devido ao ácido clorídrico que se iria formar.

Não fique triste e com medo, isto jamais vai acontecer, consuma as suas refeições à vontade e sem medo, porque nada lhe vai acontecer.

2. O anião cianeto CN^- , sofre hidrólise porque há formação de moléculas de HCN que têm tendência de continuarem “intactas” e não se ionizarem

Agora uma questão de reflexão se coloca a si, caro estudante. “Quando é que um ião (catião ou anião) reage com água?”

Você para melhor reflectir sobre esta questão deve lembrar que:

1. Um **ácido forte** é aquele que quando dissolvido em água tem maior tendência em se converter em iões. Exemplo: HCl

Consultando a tabela, verifica-se que a constante de ionização do HCl é muito elevada. Isso significa que, em água, a tendência é existirem os iões H^+ e Cl^- e não as moléculas de HCl.



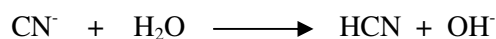
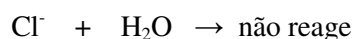
Então, quando de algum modo aparecer o ião Cl^- em água, a tendência é ele continuar nessa forma, ou seja, não se associar a nenhum outro ião, a não ser quando formar com outro ião, um composto de baixa solubilidade.

2. Um **ácido fraco** é aquele cujas moléculas em água não têm tendência em se converter em iões. Exemplo: HCN

Através de uma tabela, nota-se que a constante de ionização do HCN é da ordem de $4 \cdot 10^{-10}$. Isso significa que, em água, a tendência é existirem as moléculas HCN.



Então, quando em água aparecer o ião CN^- , a sua tendência é se associar com o ião H^+ , produzindo moléculas HCN. Logo:



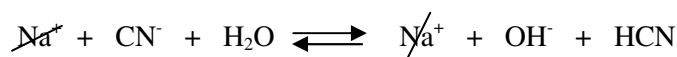
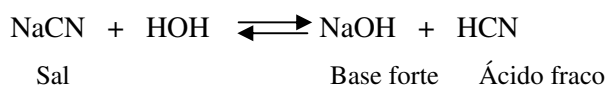
Conclusão: Anião de ácidos fraco reage com água, retirando o ião H^+ e libertando o ião OH^-

Quanto às bases, ocorre algo semelhante, em relação ao catião:

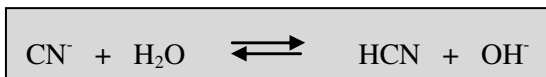
Catión de base fraca reage com água, retirando o ião OH^- e libertando o ião H^+ .

Considere os seguintes exemplos:

1º Caso: $\text{NaCN} \Rightarrow$ é um sal proveniente de um ácido fraco e de base forte.

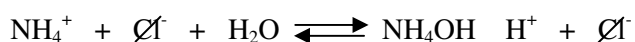
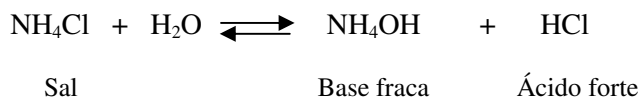


Meio básico (OH^-).

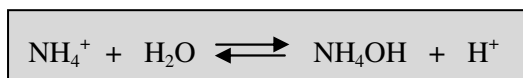


Esta equação representa a hidrólise do ião CN^- .

2º Caso: $\text{NH}_4\text{Cl} \Rightarrow$ é um sal proveniente de um ácido forte e de base fraca:

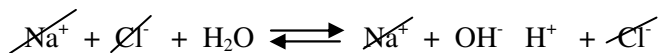
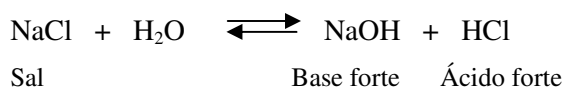


Meio ácido (H^+)



Esta equação representa a hidrólise do ião NH_4^+ .

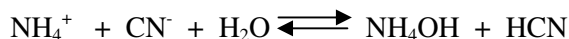
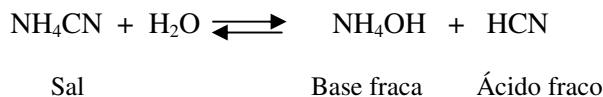
3º Caso: $\text{NaCl} \Rightarrow$ é um sal proveniente de um ácido forte e de base forte.





Não há hidrólise do Na^+ nem do $\text{Cl}^- \Rightarrow$ **Meio neutro.**

4º Caso: $\text{NH}_4\text{CN} \Rightarrow$ é um sal proveniente de **ácido fraco** e de **base fraca**



Esta equação representa a hidrólise dos iões NH_4^+

Caro estudante, para decidir se o meio é ácido ou básico, deve-se consultar os valores tabelados de K_a e K_b . Como dissemos anteriormente, não deve decorar estes valores. Assim:

Para o HCN: $K_a = 4,9 \cdot 10^{-10}$

Para o NH_4OH : $K_b = 1,7 \cdot 10^{-5}$. Então, $K_b > K_a$. A solução é **básica**

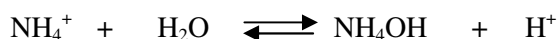
Caso $K_b > K_a \Rightarrow$ isso significa que a base formada é mais forte que o ácido e a solução do sal será básica. (caso $K_a > K_b$, a solução seria **ácida**).

Relação entre K_h e K_w

A constante de equilíbrio para as reacções de hidrólise é chamada de constante de hidrólise (simbolizada por K_h).

Por exemplo:

Hidrólise de catião



$$K_h = \frac{[\text{NH}_4\text{OH}] \cdot [\text{H}^+]}{[\text{NH}_4^+]}$$

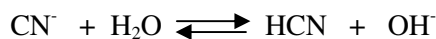
Multiplicando o numerador e o denominador por $[\text{OH}^-]$, vem:

$$K_h = \frac{[\text{NH}_4\text{OH}][\text{H}^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]} \Rightarrow K_h = \frac{K_w}{K_b}$$

Caro estudante, havendo hidrólise do catião, podemos dizer como conclusão que:

A constante de hidrólise é igual à razão entre o produto iónico da água e a constante da base, na mesma temperatura.

b) Hidrólise do anião



$$K_h = \frac{[\text{HCN}] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{CN}^-]}$$

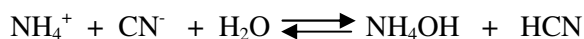
Multiplicando o numerador e o denominador por $[\text{H}^+]$, vem:

$$K_h = \frac{[\text{HCN}] \cdot [\text{OH}^-] \cdot [\text{H}^+]}{[\text{CN}^-] \cdot [\text{H}^+]} \Rightarrow K_h = \frac{K_w}{K_a}$$

Como conclusão, caro estudante, havendo hidrólise do anião, podemos dizer:

A constante de hidrólise é igual à razão entre o produto iónico da água e a constante do ácido, a mesma temperatura.

Hidrólise de catião e anião



$$K_h = \frac{[\text{NH}_4\text{OH}] \cdot [\text{HCN}]}{[\text{NH}_4^+] \cdot [\text{CN}^-]}$$

$$Y = \frac{x}{n} \Rightarrow x = nY$$

$$[\text{NH}_4^+] = \frac{n-x}{V} = \frac{n-nY}{V} = \frac{n(1-Y)}{V} = M(1-y)$$

$$[\text{NH}_4\text{OH}] = \frac{x}{V} = \frac{nY}{V} = MY$$

$$[\text{H}^+] = \frac{x}{V} = \frac{nY}{V} = MY$$

$$K_h = \frac{[\text{NH}_4\text{OH}] \cdot [\text{H}^+]}{[\text{NH}_4^+]} = \frac{MY \cdot MY}{M(1-Y)} \Rightarrow K_h = \frac{MY^2}{1-Y}$$

Não se desanime, estimado estudante, revisar sempre as lições anteriores sempre que for necessário. Exercite sempre a sua memória fazendo cálculos de constantes e estabelecer as suas relações. Todas as dúvidas que porventura tiver serão ultrapassadas.



Resumo da lição



Resumo

Nesta lição você aprendeu que:

- O estudo da hidrólise salina se resume em verificar qual é mais forte, o ácido ou a base que originou o sal.
- Os iões, quando em solução aquosa, sempre estão hidratados.
- Sofrem hidrólise os iões que formam um ácido ou uma base, ambos fracos.
- Assim: Ácido mais forte que a base \Rightarrow solução ácida
- Base mais forte que o ácido \Rightarrow solução básica

Desta maneira, existem quatro casos possíveis a saber:

- Sal de ácido fraco e base forte \Rightarrow solução básica
- Sal de ácido forte e base fraca \Rightarrow solução ácida
- Sal de ácido forte e base forte \Rightarrow solução neutra
- Sal de ácido fraco e de base fraca, ha duas situações:
 - Se $K_a > K_b$ solução \Rightarrow é ácida
 - Se $K_a < K_b$ Solução \Rightarrow é básica

Hidrólise	Constante de hidrólise
Do catião	$K_h = \frac{K_w}{K_b}$
Do anião	$K_h = \frac{K_w}{K_a}$

Em conjunto, vamos realizar as actividades que se seguem para que possa compreender como usar o conhecimento que acaba de adquirir.

Actividades

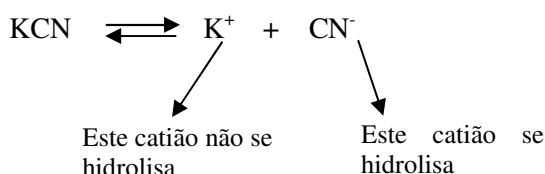


Actividades

1. Seja uma solução 0,1 m de cianeto de potássio (KCN) a 25° C. Determine o grau de hidrólise e o pH da solução.

Dados: $K_a = 7,2 \cdot 10^{-10}$, $\log 1,2 = 0,1$ e $K_w = 10^{-14}$

Resolução:

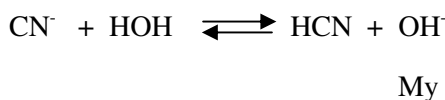


Como ocorre hidrólise do catião, as fórmulas são:

$$K_h = \frac{K_w}{K_a} \text{ e } K_h = \frac{MY^2}{1 - Y}$$

$$\text{Então: } \frac{K_w}{K_a} = \frac{MY^2}{1 - Y}$$

$$\frac{10^{-14}}{7,2 \cdot 10^{-10}} = \frac{10^{-1}Y}{1 - Y} \Rightarrow Y \cong 1,2$$



$$\text{pOH} = \log \frac{1}{M \cdot Y}$$

$$\text{Logo: } \text{pOH} = \log \frac{1}{10^{-1} \cdot 1,2 \cdot 10^{-2}} = \log \frac{10^3}{1,2} = 3 - 0,1$$

$$\text{pOH} = 2,9 \text{ ou seja } \text{pH} = 11,1$$

Resposta: $Y = 1,2 \cdot 10^{-2}$ $\text{pH} = 11,1$



Avaliação



Avaliação

Caro estudante, agora resolva no seu caderno os exercícios que lhe propomos para que possa avaliar o seu progresso.

1. Determine a constante de hidrólise, o grau de hidrólise e o pH de uma solução 0,1 M de acetato de sódio (NaAc).

Dados $K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$; $K_w = 10^{-14}$ e $\log 7,5 = 0,87$

2. Determine a constante de hidrólise e o pH de uma solução 0,25 M de nitrito de sódio (NaNO_2), sabendo-se que a constante do ácido HNO_2 é $4 \cdot 10^{-4}$.

3. O enunciado a seguir refer-se aos testes **3.1** e **3.2**. Prepara-se uma solução dissolvendo-se 16,4 g de acetato de sódio (CH_3COONa) em água destilada e elevando-se o volume a 500 ml. Dado: $K_a = 2 \cdot 10^{-5}$.

3.1. A molaridade da solução obtida É:

a. () 0,2 molar b. () 0,4 molar c. () 0,8 molar d. () 1,6 molar
e. () 2,0 molar

a. 3.2. A constante de hidrólise (K_h) é:

a. () $5 \cdot 10^{-10}$ b. () $2 \cdot 10^{-10}$ c. () $5 \cdot 10^{-9}$ d. () $2 \cdot 10^{-9}$ e. () nenhuma das alíneas

Agora compare as suas soluções com as que lhe apresentamos no final do módulo. Acertou todas as respostas? Ótimo, prossiga com o seu estudo na próxima lição. Lembre-se, em caso de dificuldades, o seu professor está disponível para lhe ajudar a esclarecê-las, também não hesite em dirigir-se ao grupo de estudo. Sucessos!

Lição 17

Soluções-tampão ou reguladores de pH

Introdução

Estimado estudante, qualquer solução que contenha um ácido fraco e uma base fraca tem a seguinte propriedade: Quando pequenas quantidades de um ácido forte são adicionadas, elas são neutralizadas pela base fraca, enquanto que pequenas quantidades de uma base forte são neutralizadas pelo ácido fraco. Tais soluções são chamadas **tampões**, porque têm a capacidade de absorver pequenas adições de ácidos e bases concentradas, sem mostrar uma variação significativa do pH da solução.

Ao concluir esta unidade você será capaz de:

- *Descrever* a importância da solução tampão.
- *Efectuar cálculos* para a determinação do pH em soluções tampão.



Objectivos

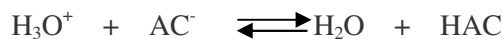
Soluções – Tampão ou Reguladores do pH

As soluções - Tampão – são soluções que por força da sua composição resistem à variação do pH quando a elas se adicionam pequenas quantidades de ácido ou base fortes.

Em geral, as soluções Tampão são formadas de misturas de ácido fraco com um dos seus sais ou com uma base fraca com um dos seus sais.

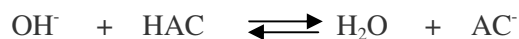
Olhe, considere uma solução Tampão formada pelo ácido fraco HAC e um dos seus sais NaAC.

Se se adiciona um ácido forte, a maior parte dos iões H_3O^+ do ácido forte é neutralizada pelos aniões do sal, segundo a equação:



O pH da solução permanece inalterado.

A adição de uma pequena quantidade de base forte também não afectará o pH da solução, porque a base será neutralizada pelo ácido fraco.



Assim, caro estudante, podemos concluir que o sistema formado por HAC/AC⁻ actua como uma solução reguladora do pH ou solução-tampão.

As soluções Tampão são usadas sempre que um Químico necessita de um meio com pH aproximadamente constante.

Elas podem ser preparadas dissolvendo-se em água:

- Um ácido fraco e um sal dele derivado.
Exemplo: HAC/NaAC.
- Uma base fraca e um sal dela derivada .
Exemplo: NH₄OH/NH₄Cl

Soluções-tampão no nosso Organismo

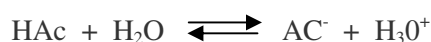
Caro estudante, você como organismo vivo e racional deve ter observado que dentro das células do nosso organismo ocorrem reacções químicas, por exemplo, a digestão dos alimentos no estômago. A grande maioria dessas reacções requer um pH adequado para acontecer. Para impedir variações bruscas do pH, o organismo conta com os líquidos nele existentes, que são geralmente, soluções-tampão.

Exemplo:



O pH duma solução-tampão pode ser calculado a partir da constante de ionização do ácido (**K_a**) ou da base (**K_b**) e das concentrações dos componentes do par.

Consideremos novamente o sistema HAc/NaAc



$$K_a = \frac{[\text{Ac}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HAc}]} \Leftrightarrow K_a \cdot [\text{HAc}] = [\text{Ac}^-][\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{K_a \cdot [\text{HAc}]}{[\text{Ac}^-]}, \quad \text{aplicando logaritmos, temos:}$$

$$\log [\text{H}_3\text{O}^+] = \log K_a + \log \frac{[\text{HAc}]}{[\text{Ac}^-]}, \quad \text{se multiplicarmos por (-1), temos:}$$

$$-\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log K_a + \log \frac{[\text{Ac}^-]}{[\text{HAc}]}$$

↓ ↓

$$\text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{[\text{Sal}]}{[\text{Acido}]}$$

Para um sistema tampão formado por um ácido

$$\text{pOH} = \text{p}K_b + \log \frac{[\text{Sal}]}{[\text{Base}]}$$

Para um sistema tampão formado por uma base

Caro estudante, você deve ter notado que as fórmulas de pH e pOH para soluções tampão parecem ser complexas, mas com a sua incansável dedicação tornarão fáceis de serem aplicadas. O segredo é exercitar sempre e não guardar nada na gaveta.



Resumo da lição



Resumo

Nesta lição você aprendeu que:

Soluções tampão são aquelas que por força da sua composição, resistem à variação do pH quando a elas se adicionam pequenas quantidades de ácido ou base fortes.

No geral, as soluções tampão são formadas por misturas de ácido fraco com um dos seus sais ou com uma base fraca com um dos seus sais.

Um sistema tampão formado por um ácido, apresenta a seguinte fórmula:

$$\text{pH} = \text{pK}_a + \log \frac{[\text{Sal}]}{[\text{Acido}]}$$

Um sistema tampão formado por uma base, o seu pH calcula-se segundo:

$$\text{pOH} = \text{pK}_b + \log \frac{[\text{Sal}]}{[\text{Base}]}$$

Em conjunto, vamos realizar as actividades que se seguem para que possa compreender como usar o conhecimento que acaba de adquirir.

Actividades



Actividades

1. Uma solução contém ácido acético (CH_3COOH) 0,01 e acetato de sódio (CH_3COONa) 0,02M.

a) Calcular o pH da solução

b) Qual o pH deste sistema se adicionarmos:

i. 10^{-4} moles de NaOH (base forte)

ii. 10^{-6} moles de HCl (ácido forte)

$$K_a = 1,75 \cdot 10^{-5}$$

Resolução:

É um sistema-tampão, portanto:

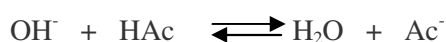
$$\text{a) } \text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{[\text{NaAc}]}{[\text{HAc}]}$$

$$\text{pH} = (-\log 1,75 \cdot 10^{-5}) + \log \frac{0,02}{0,01}$$

$$\text{pH} = 5 - \log 1,75 + \log 2$$

$$\text{pH} = \overbrace{5 - 0,24}^{4,76 = \text{p}K_a} + 0,3010 \Rightarrow \text{pH} = 5,0610$$

b.i. Se adicionarmos 10^{-4} moles de NaOH (Neutralização)



Diminui
a [HAc]

Aumenta
a [Ac⁻]

$$[\text{Ac}^-]_f = 0,02 + 0,001 = 0,0201 = 2,01 \cdot 10^{-2}$$

$$[\text{HAc}]_f = 0,01 - 0,0001 = 0,0099 = 0,9 \cdot 10^{-3}$$

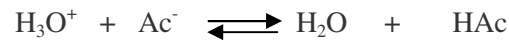
$$\text{pH} = 4,76 + \log \frac{2,01 \cdot 10^{-2}}{0,9 \cdot 10^{-3}} \left\{ \begin{array}{l} \log 2,01 = 0,3031 \\ \log 9,9 = 0,9956 \end{array} \right.$$

$$\text{pH} = 4,76 + \log \frac{2,01}{9,9} \cdot 10^{-1} \Rightarrow \text{pH} = 4,75 + \log \frac{2,01}{9,9} + 1$$

$$\text{pH} = 5,76 + 0,3031 - 0,9956 \Rightarrow \text{pH} = 6,0631 - 0,9956 \Rightarrow \text{pH} = 5,0675$$



b. ii. Se adicionarmos 10^{-6} moles de HCl (Neutralização)



Diminui a []
do sal

Aumenta a []
do ácido

$$[\text{Ac}^-] = 0,02 - 0,000001 = 0,019999 = 1,9999 \cdot 10^{-2} \text{ M}$$

$$[\text{HAc}] = 0,01 + 0,000001 = 0,010001 = 1,0001 \cdot 10^{-2} \text{ M}$$

$$\text{pH} = \text{pK}_a + \log \frac{[\text{Ac}^-]}{[\text{HAc}]}$$

$$\text{pH} = 4,76 + \log \frac{1,9999 \cdot 10^{-2}}{1,0001 \cdot 10^{-2}}$$

$$\text{pH} = 4,76 + \log \frac{1,9999}{1,0001} \Rightarrow \text{pH} = 4,76 + 0,3009 \Rightarrow \text{pH} = 5,0609$$

Avaliação



Avaliação

Caro estudante, agora resolva no seu caderno os exercícios que lhe propomos para que possa avaliar o seu progresso.

1. Uma solução-tampão contém 0,1 mol/l de CH_3COOH e 0,1 mol/l de NaCH_3COO . Sabendo que a constante de ionização do ácido acético vale $K_a = 1,8 \cdot 10^{-4}$, determine o pH dessa solução. (Dado: $\log 1,8 = 0,26$).
2. O Tampão $\text{H}_2\text{CO}_3/\text{HCO}_3^-$ está presente no sangue humano para o qual o pH, vale 7,4. Sabendo que a constante de ionização do ácido carbônico vale $K_a = 4 \cdot 10^{-7}$, determine o valor da relação $[\text{HCO}_3^-]/[\text{H}_2\text{CO}_3]$ no sangue (Dado: $\log 4 = 0,6$).

Agora compare as suas soluções com as que lhe apresentamos no final do módulo. Acertou todas as respostas? Ótimo, prossiga com o seu estudo na próxima lição. Lembre-se, em caso de dificuldades, o seu professor está disponível para lhe ajudar a esclarecê-las, também não hesite em dirigir-se ao grupo de estudo. Sucessos!

Lição 18

Solubilidade e produto de solubilidade

Introdução

Caro estudante, de acordo com as regras de solubilidade, alguns sais são considerados solúveis em água, enquanto outros são insolúveis. Contudo, a maioria dos sais considerados insolúveis apresenta solubilidade em água em pequena extensão, e todos os sais se dissociam completamente, quando em solução aquosa.

Ao concluir esta unidade você será capaz de:



Objectivos

- *Explicar* o conceito de solubilidade.
- *Distinguir* solubilidade com produto de solubilidade.
- Explicar a importância do produto de solubilidade nos laboratórios?
- *Efectuar* cálculos de produto de solubilidade.

Solubilidade e Produto de Solubilidade

Solubilidade ou coeficiente de solubilidade é o nome dado à quantidade de substância que conseguimos dissolver em uma quantidade específica do solvente, a uma dada pressão e temperatura.

Solubilidade do soluto – é a quantidade necessária para se obter uma solução saturada.

Solução Saturada – é aquela que contém tanto soluto dissolvido quanto ela pode conter.

Exemplo:

H_2SO_4 (c) contém 98% do H_2SO_4 e 4% de H_2O o que significa que uma grande quantidade de H_2SO_4 está dissolvida em uma pequena quantidade de água; isto é, H_2O é tomada como sendo solvente e H_2SO_4 , soluto.

Repare, meu caro estudante, quando se prepara uma solução saturada de um sal, se estabelece um equilíbrio dinâmico entre os iões dissociados e o sólido insolúvel no fundo do recipiente.

Exemplo1: Uma solução saturada de cloreto de prata, temos o seguinte equilíbrio:



Para o qual podemos escrever:

$$K = \frac{[\text{Ag}^{+}][\text{Cl}^{-}]}{[\text{AgCl}]}$$

Caro estudante, vimos anteriormente que a concentração de um sólido puro é independente da quantidade do sólido presente. Em outras palavras a concentração do sólido é uma constante e pode ser incluída juntamente com a constante K , de modo que:

$$K \cdot [\text{AgCl}] = k_{ps} = [\text{Ag}^{+}] \cdot [\text{Cl}^{-}]$$

A constante de equilíbrio K multiplicada pela concentração do **AgCl sólido** é ainda uma constante chamada **produto de solubilidade**, identifica como K_{ps} .

Para um sal de fórmula C_nA_m a equação de equilíbrio é:



A expressão do produto de solubilidade é:

$$K_{ps} = [\text{C}^{+m}]^n \cdot [\text{A}^{-n}]^m$$

Assim, caro estudante, a constante do produto de solubilidade é igual ao produto das concentrações dos iões formados na solução saturada, cada uma delas elevada à potência igual ao seu coeficiente na equação acertada (balanceada).



Agora preste atenção? A tabela seguinte relaciona alguns sólidos iônicos e seus produtos de solubilidade (K_{ps}), em temperaturas variando entre 18 °C e 25 °C.

Composto	K_{ps}	Composto	K_{ps}
Al(OH) ₃	$2 \cdot 10^{-33}$	PbS	$7 \cdot 10^{-27}$
BaCO ₃	$8,1 \cdot 10^{-9}$	Mg(OH) ₂	$1,2 \cdot 10^{-11}$
BaCrO ₄	$2,4 \cdot 10^{-10}$	MgC ₂ O ₄	$8,6 \cdot 10^{-5}$
BaF ₂	$1,7 \cdot 10^{-6}$	Mn(OH) ₂	$4,5 \cdot 10^{-14}$
BaSO ₄	$1,5 \cdot 10^{-9}$	MnS	$7 \cdot 10^{-16}$
CdS	$3,6 \cdot 10^{-29}$	Hg ₂ Cl ₂	$2 \cdot 10^{18}$
CaCO ₃	$9 \cdot 10^{-9}$	HgS	$1,6 \cdot 10^{-54}$
CaF ₂	$1,7 \cdot 10^{-10}$	NiS	$2 \cdot 10^{-21}$
CaSO ₄	$2 \cdot 10^{-4}$	AgC ₂ H ₃ O ₂	$2,3 \cdot 10^{-3}$
CoS	$3 \cdot 10^{-26}$	Ag ₂ CO ₃	$8,2 \cdot 10^{-12}$
CuS	$8,5 \cdot 10^{-36}$	AgCl	$1,7 \cdot 10^{-10}$
Cu ₂ S	$2 \cdot 10^{-47}$	AgBr	$5 \cdot 10^{-13}$
Fe(OH) ₂	$2 \cdot 10^{-15}$	AgI	$8,5 \cdot 10^{-17}$
Fe(OH) ₃	$1,1 \cdot 10^{-36}$	Ag ₂ CrO ₄	$1,9 \cdot 10^{-12}$
FeC ₂ O ₄	$2,1 \cdot 10^{-7}$	AgCN	$1,6 \cdot 10^{-14}$
FeS	$3,7 \cdot 10^{-19}$	Ag ₂ S	$2 \cdot 10^{-49}$
PbCl ₂	$1,6 \cdot 10^{-5}$	Sn(OH) ₂	$5 \cdot 10^{-26}$
PbCrO ₄	$1,8 \cdot 10^{-14}$	SnS	$1 \cdot 10^{-26}$

PbC ₂ O ₄	$2,7 \cdot 10^{-11}$	Zn(OH) ₂	$4,5 \cdot 10^{-17}$
PbSO ₄	$2 \cdot 10^{-8}$	ZnSO ₄	$1,2 \cdot 10^{-23}$

Assim, há uma variedade de cálculos que podem ser realizados envolvendo equilíbrio de solubilidade, que podem ser assim resumidos:

1. Cálculo de K_{ps} a partir de dados de solubilidade.
2. Cálculo da solubilidade a partir de K_{ps}

É importante, você anotar o seguinte:

- Sublinhar a diferença que existe entre solubilidade de uma solução e o seu produto de solubilidade.
- A solubilidade de um sal é a quantidade de sal que satura 100 g de solvente.
- O produto de solubilidade é uma constante de equilíbrio e como tal, só depende da temperatura.

É melhor você fazer um pouco mais de esforço para fixar as regras que foram apresentadas como informação importante. São dicas que valem a pena lembrá-las sempre que estiver a estudar a solubilidade.



Resumo da lição

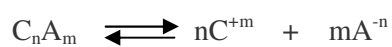


Resumo

Nesta lição você aprendeu que:

Solubilidade é a quantidade de substância que conseguimos dissolver em uma quantidade específica do solvente, a uma temperatura e pressão específicas.

Para um sal qualquer de fórmula geral C_nA_m cuja equação de equilíbrio é:



Apresenta a seguinte expressão do produto de solubilidade:

$$K_{ps} = [C^{+m}]^n \cdot [A^{-n}]^m$$

Em conjunto, vamos realizar as atividades que se seguem para que possa compreender como usar o conhecimento que acaba de adquirir.

Actividades



Actividades

1. A solubilidade de FeS a 25° C é $3,87 \cdot 10^{-18}$ moles.dm³. Calcule o K_{ps} .

Resolução:



N° de moles no início: n 0 0

N° de mole em equilíbrio n - x x x

Como no equilíbrio $K_{ps} = [\text{Fe}^{2+}] \cdot [\text{S}^{2-}] = x \cdot x = x^2$

Prezado estudante, nota-se que $[\text{Fe}^{2+}] = [\text{S}^{2-}]$ já que por cada x moles de FeS que se dissolvem e dissociam, se formam x moles de iões Fe^{2+} e x moles de iões de S^{2-} , portanto

$$K_{ps} = [\text{Fe}^{2+}] \cdot [\text{S}^{2-}]$$

$$K_{ps} = x \cdot x = (3,87 \cdot 10^{-18}) \cdot (3,87 \cdot 10^{-18}) = 1,49 \cdot 10^{-35}$$

Resposta: O valor de K_{ps} é de $1,49 \cdot 10^{-35}$

2. Calcule a solubilidade (moles.dm³) do AgCl em água a 25° C sabendo que a esta temperatura, o produto de solubilidade é igual a $1,73 \cdot 10^{-10}$



Moles no início: n 0 0

N° de moles no equilíbrio: n - x x x

Observe que $[\text{Ag}^{+}] = [\text{Cl}^{-}]$ dado que cada x moles de AgCl que se dissolvem e dissociam formam-se x moles de Ag^{+} e x moles de Cl^{-} , portanto:

$$K_{ps} = [\text{Ag}^{+}] \cdot [\text{Cl}^{-}] = x \cdot x = x^2 = 1,73 \cdot 10^{-10}$$

$$x = \sqrt{1,73 \cdot 10^{-10}} = 1,32 \cdot 10^{-5} \text{ moles. dm}^{-3}$$

Resposta : A solubilidade do AgCl em água pura a 25°c é $1,32 \cdot 10^{-5}$



moles.dm⁻³ ou 1,32 . 10⁻⁵ M.

Actividades



Actividades

3. Experimentalmente foi determinado que, a 25° C, a solubilidade do BaSO₄ é de 0,0091 g/l. Qual o valor de K_{ps} para o BaSO₄ ?

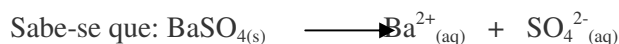
Resolução :

A partir da solubilidade pode-se calcular o número de moles de BaSO₄ que estão dissolvidos em 1 litro de solução.

1 mol de BaSO₄ são 233 g

x 0,0091 g/l

$$x = \frac{0,0091}{233} = 3,9 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \Rightarrow [] = \frac{n}{V} = 3,9 \cdot 10^{-5} \text{ mol/l}$$



Para cada mol de BaSO₄ dissolvido são formados 1 mol de Ba²⁺ e 1 mol de SO₄²⁻. Portanto, as concentrações molares de Ba²⁺ e SO₄²⁻ nesta solução saturada a 25° C são:

$$[\text{Ba}^{2+}] = 3,9 \cdot 10^{-5} \text{ M e } [\text{SO}_4^{2-}] = 3,9 \cdot 10^{-5} \text{ M.}$$

$$K_{ps} = [\text{Ba}^{2+}] [\text{SO}_4^{2-}] = (3,9 \cdot 10^{-5})^2 = 1,9 \cdot 10^{-5} \text{ M}$$

Avaliação



Avaliação

Caro estudante, agora resolva no seu caderno as actividades que lhe propomos para que possa avaliar o seu progresso.

1. Determine a solubilidade do Ag₃PO₄, sabendo-se que na temperatura considerada o seu K_p é 1,8 . 10⁻¹⁸.
2. A solubilidade de Pb₃(PO₄)₂ é de 1,4 . 10⁻⁴ g/l. Determine o K_s na temperatura considerada.
3. Tem-se uma solução 0,1 M de HCl. Qual deve ser a concentração máxima permitida de iões Ag⁺ nessa solução para que não ocorra precipitação de AgCl? Dado: K_{sAgCl} = 1,3 . 10⁻¹⁰.
4. Quais são as concentrações de Ag⁺ e CrO₄²⁻, em uma solução

saturada de AgCrO_4 a 25°C ?

5. Qual a solubilidade do do $\text{Mg}(\text{OH})_2$ em NaOH $0,10 \text{ M}$?
6. Para qual reação em equilíbrio, representada abaixo, o produto de concentração dos iões (em mol/l) é denominado constante do produto de solubilidade?
- a. $() n\text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightleftharpoons \text{H}^+_{(aq)} + \text{OH}^-_{(aq)}$
- b. $() n\text{H}_2\text{O}_{(l)} + \text{NH}_{3(g)} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+_{(aq)} + \text{OH}^-_{(aq)}$
- c. $() n\text{H}_2\text{O}_{(l)} + \text{CaCO}_{3(s)} \rightleftharpoons \text{Ca}^{2+}_{(aq)} + \text{CO}_3^{2-}_{(aq)}$
- d. $() n\text{H}_2\text{O}_{(l)} + \text{H}_2\text{SO}_{4(l)} \rightleftharpoons 2\text{H}^+_{(aq)} + \text{SO}_4^{2-}_{(aq)}$
- e. $() n\text{H}_2\text{O}_{(l)} + \text{C}_2\text{H}_5(l) \rightleftharpoons \text{C}_2\text{H}_5(aq) + \text{H}^+_{(aq)} + \text{Cl}^-_{(aq)}$
7. A concentração do ião Ag^+ em uma solução saturada de $\text{Ag}_2\text{C}_2\text{O}_4$ é de $2,2 \cdot 10^{-4}$ moles por litro. O produto de solubilidade do $\text{Ag}_2\text{C}_2\text{O}_4$ é:
- a. $() 2,4 \cdot 10^{-8}$ c. $() 5,3 \cdot 10^{-12}$
- b. $() 4,8 \cdot 10^{-8}$ d. $() 11 \cdot 10^{-12}$ e. $() 21 \cdot 10^{-12}$
8. São dadas as substâncias abaixo e os seus respectivos produtos de solubilidade: $\text{AgCl} = 2,0 \cdot 10^{-10}$; $\text{AgBr} = 5,0 \cdot 10^{-13}$ e $\text{AgI} = 8,1 \cdot 10^{-10}$. Qual dos compostos formará solução aquosa saturada de maior molaridade?
9. Sabendo-se que a solubilidade do fosfato de chumbo $\text{Pb}_3(\text{PO}_4)_2$ a 25°C é $0,137 \text{ mg}$ por litro de água, podemos afirmar que seu produto de solubilidade é:
- a. $() 1,7 \cdot 10^{-7}$ c. $() 2,9 \cdot 10^{-14}$
- b. $() 1,5 \cdot 10^{-17}$ d. $() 1,5 \cdot 10^{-32}$ e. $() 9 \cdot 1,7 \cdot 10^{-13}$
10. O produto de solubilidade do carbonato de cálcio, que apresenta solubilidade de $0,013 \text{ grama}$ por litro a 20°C , é:
- A. $() 1,69 \cdot 10^{-4}$ c. $() 1,30 \cdot 10^{-2}$
- b. $() 1,69 \cdot 10^{-8}$ d. $() 1,30 \cdot 10^{-8}$ e. $() 1,69 \cdot 10^{-2}$
11. A solubilidade do sulfato de chumbo (II), em água, é $0,045 \text{ g/l}$, a 25°C . qual é o valor do produto de solubilidade do sal nessa temperatura?
- a. $() 4,56 \cdot 10^{-7}$ c. $() 2,02 \cdot 10^{-3}$
- b. $() 4,50 \cdot 10^{-2}$ d. $() 1,48 \cdot 10^{-4}$ e. $() 2,19 \cdot 10^{-8}$
12. O produto de solubilidade do brometo de prata é $5,2 \cdot 10^{-13}$. Se a



solução contém $2 \cdot 10^{-2}$ moles/l de iões Br^- , a máxima concentração de iões Ag^+ necessária para não precipitar o brometo de prata é:

- a. $2,6 \cdot 10^{-13}$ c. $2,0 \cdot 10^2$
b. $2,6 \cdot 10^{11}$ d. $2,0 \cdot 10^{-2}$ e. $2,6 \cdot 10^{-11}$

13. Dados os produtos de solubilidade:

$$\text{Cu(OH)}_2 = 2,2 \cdot 10^{-20}$$

$$\text{CuC}_2\text{O}_4 = 2,9 \cdot 10^{-8};$$

$$\text{CuS} = 6,0 \cdot 10^{-6}$$

$$\text{Cu(IO}_3)_2 = 7,4 \cdot 10^{-8}$$

Assinale a alternativa correcta, de acordo com as afirmações abaixo:

- (I) O sal mais solúvel é o $\text{Cu(IO}_3)_2$
- (II) Uma solução saturada de qualquer um desses sais contém, pelo menos, $2,4 \cdot 10^{-18}$ iões-g/l de Cu^{2+} .
- (III) A adição de NaOH (aq) não desloca nenhum desses equilíbrios.
- a. Somente as afirmações I e II são verdadeiras
- b. Somente as afirmações II e III são verdadeiras.
- c. Somente as afirmações I e III são verdadeiras.
- d. Apenas a afirmação I é verdadeira.
- e. Todas as afirmações são verdadeiras.

Agora compare as suas soluções com as que lhe apresentamos no final do módulo. Acertou todas as respostas? Ótimo, prossiga com o seu estudo na próxima lição. Lembre-s, em caso de dificuldades, o seu professor está disponível para lhe ajudar a esclarecê-las, também não hesite em dirigir-se ao grupo de estudo. Sucessos!

Lição 19

Titulação ácido-base: O ponto de equivalência

Introdução

Estimado estudante, a titulação é um modo útil e preciso para se determinar as concentrações de ácidos e bases, desde que o ponto de equivalência possa ser determinado. O ponto de equivalência ocorre quando números iguais de equivalentes de ácido e base se combinam. Assim, nesta secção veremos como o pH de uma solução varia durante o decurso da titulação ácido-base.

Ao concluir esta lição você será capaz de:

- *Explicar* o que é titulometria.
- *Efectuar* cálculos de Normalidade e volumes das substâncias.



Objectivos

Titulometria

É o capítulo da Química que se preocupa em estabelecer a dosagem das soluções, o que vale dizer, preocupa-se em determinar a concentração de uma solução.

O princípio básico para se determinar a concentração de uma solução consiste em estabelecer uma reacção química entre essa solução e outra solução de concentração conhecida.

Assim, podemos usar os termos:

Solução padrão:	É a solução de que precisamos dispor e que tem concentração conhecida
Solução problema:	é a solução de concentração desconhecida e que desejamos determinar.



As duas soluções padrão e problema, devem reagir entre si, dando um resultado que servirá de base para concluirmos qual a dosagem da solução problema. Em outras palavras, analisando o resultado da reacção entre a solução padrão e a solução problema, determinaremos a concentração desconhecida.

Deste modo, podemos usar dois métodos:

Dosagem por volumetria

(Análise volumétrica) \Rightarrow esta análise baseia-se na medição dos volumes das soluções reagentes.

Dosagem por gravimetria

(Análise gravimétrica) \Rightarrow esta se baseia na pesagem de um dos produtos da reacção.

Caro estudante, em termos de comparação, a análise gravimétrica oferece resultados mais exactos, porém a volumetria leva a vantagem de ser mais rápida.

Análise volumétrica

Nesta análise deve-se fazer reagir um volume conhecido da solução problema com uma solução padrão conveniente.

Em seguida, determina-se com maior rigor possível o volume da solução padrão, o qual deve ser o exactamente necessário para reagir com o volume conhecido da solução problema.

Solução problema:

- Volume escolhido e, portanto, conhecido para reagir com solução padrão V_1
- Concentração conhecida N_1

Solução padrão:

- Volume gasto na reacção com o volume escolhido da solução problema V_2

- Concentração conhecida..... N_2

Aqui vale o princípio da equivalência, uma vez que se trata de uma reação completa.

N° de Equivalentes	=	N° de equivalentes
solução problema		solução padrão

Então, temos:

Solução problema	Solução padrão	
VOLUME V_1 (conhecido)	VOLUME V_2 (conhecido)	
CONCENTRAÇÃO N_1 (desconhecido)	CONCENTRAÇÃO N_2 (conhecido)	
N° de Equivalentes do soluto = $N_1 V_1$	N° de Equivalentes do soluto = $N_2 V_2$	
Pelo princípio da equivalência, vem: <table border="1" style="margin: 10px auto; width: 150px;"> <tr> <td>$N_1 N_1 = N_2 V_2$</td> </tr> </table> Logo: $N_1 = \frac{N_2 V_2}{V_1}$ Deste modo chega-se ao valor de N_1 , que é a concentração da solução problema		$N_1 N_1 = N_2 V_2$
$N_1 N_1 = N_2 V_2$		

Como você pode ver, determina-se a concentração normal (N_1) da solução problema e, a partir dessa concentração, pode-se calcular qualquer outro tipo de concentração.

Exemplo:

- Solução problema: $V_1 = 25 \text{ cm}^3$ e $N_1 = ?$
- Solução padrão: $V_2 = 30 \text{ cm}^3$ (é o volume gasto na reação e lido na bureta); $N_2 = 0,1$ (previamente estabelecido)
- Então, fazemos o cálculo:

$$N_1 = \frac{N_2 \cdot V_2}{V_1} = 0,1 \cdot \frac{30}{25} \text{ Normal}$$



Se você tiver dúvida sobre esta matéria consulte o seu docente de disciplina.

Coragem, continue a ler o seu módulo com muita força e dedicação porque esta é a última lição para poder realizar a prova do fim de estudo do seu módulo.

Resumo da lição



Resumo

Nesta lição você aprendeu que:

- A titulação é um método útil e preciso para determinar as concentrações de ácidos e bases. Este método consiste em estabelecer uma reacção química entre uma solução desconhecida e outra solução de concentração conhecida e determinar a concentração de final da solução.
- O princípio básico da equivalência consiste em:

$$N_1V_1 = N_2V_2$$

Em conjunto, vamos realizar as actividades que se seguem para que possa compreender como usar o conhecimento que acaba de adquirir.

Actividades



Actividades

1. 30 ml de uma solução de ácido sulfúrico (H_2SO_4) exigiram na titulação 27 ml de uma solução 0,1 N de hidróxido de sódio (NaOH). Pergunta-se:
- Qual é o tipo de volumetria?
 - Qual é a normalidade da solução problema?
 - Qual é a concentração em g/l da solução problema?

Resolução:

Solução problema: NaOH (base)

$$V_2 = 27 \text{ ml}$$

$$N_2 = 0,1$$

Solução problema: H_2SO_4 (ácido)

$$V_1 = 30 \text{ ml}$$

$$N_1 = ?$$

- a) Como se vê, trata-se de volumetria por neutralização e o cálculo da normalidade é feito com a fórmula:

$$N_1 = \frac{N_2 \cdot V_2}{V_1} \cdot \text{Então, temos: } N_1 = \frac{0,1 \cdot 27}{30} = 0,09$$

Para um sal de fórmula C_nA_m a equação de equilíbrio é:



A expressão do produto de solubilidade é:

$$K_{ps} = [\text{C}^{+m}]^n \cdot [\text{A}^{-n}]^m$$

- b) Normal
- c) A concentração em g/l pode ser assim determinada:

$$N_1 = \frac{\text{n}^\circ \text{ de equivalentes (soluto)}}{V_1 \text{ (litro)}} \Rightarrow 0,09 = \frac{\text{n}^\circ \text{ de equiv}}{30}$$

$$\text{N}^\circ \text{ de equiv} = 0,0027$$

$$\text{N}^\circ \text{ de equiv} = \frac{m}{\text{equiv}}$$



$$0,0027 = \frac{m}{49} \Rightarrow m = 0,1323 \text{ g}$$

$$\text{Logo: Concentração (g/l)} = \frac{0,1323}{0,03} = 4,41 \text{ g/l}$$

Avaliação



Avaliação

Agora resolva no seu caderno as actividades que lhe propomos para que possa avaliar o seu progresso.

- 20 ml de uma solução de H_2SO_4 exigiram a titulação 18 ml de uma solução 0,1 N de NaOH. Determine:
 - A normalidade da solução de H_2SO_4
 - A concentração em g/l da solução de NaOH
- Misturam-se 50 ml de solução de NaOH 0,2 N e 40 ml de solução de KOH 0,8 N. Calcule o volume de solução 2,0 N de H_2SO_4 necessário para neutralizar a mistura.
- Calcule a normalidade de uma solução de H_2SO_4 , sabendo que 30 ml desta solução, quando tratados por uma solução de cloreto de bário, produzem um precipitado branco que, lavado, seco e pesado, acusa 0,466 g.

Agora compare as suas soluções com as que lhe apresentamos no final do módulo. Acertou todas as respostas? Ótimo, prossiga com o seu estudo na próxima lição. Lembre-se, em caso de dificuldades, o seu professor está disponível para lhe ajudar a esclarecê-las, também não hesite em dirigir-se ao grupo de estudo. Sucessos!

Soluções

Lição 1

1. A química é uma ciência experimental porque se baseia em experimentação.
2. a) 05 mol/s ; b) 01 mol/s c) 0,8 mol/s
3. (c)
4. A) 0,01025 mol/min ; b) 0,0045 mol/min ; c) 0,007 mol/min
5. (e) ; 6. (c) ; 7. (d) ; 8. (e).

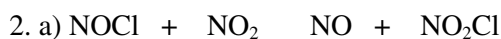
Lição 2

3. a)

Tempo (s)	Concentração das substâncias (M)			
	NO ₂	CO	NO	CO ₂
0	0,8	1,0	0	0
2	0,5	0,7	0,3	0,3
4	0,3	0,5	0,5	0,5
6	0,2	0,4	0,6	0,6

Lição 3

1.a. (a) ;



b) Duas moléculas: uma de NOCl e uma de NO₂; c) Complexo activado (ou estado de transição); d) à energia de activação da reacção e) à variação de entalpia (ΔH) da reacção; f) É exotérmica ($\Delta H < 0$).

Lição 4

1. d.(x)

2. Nas panelas de pressão, o alimento estará submetido a uma temperatura maior e, portanto, será maior a velocidade das reacções envolvidas no cozimento.

3. a) A aparente fervura é na realidade libertação de oxigénio gasoso.

b) x actua como catalisador no processo.

4. A luz e o calor aceleram a reacção de decomposição da água oxigenada. Assim, em locais frios e escuros, essa reacção será mais lenta, conservando o reagente por mais tempo.

5. a) O MnO₂ actua como catalisador da reacção de decomposição do H₂O₂. Ele cria um mecanismo alternativo que apresenta menor E_a , e por isso, aumenta a velocidade do processo. I

b) Na forma de pó, a superfície de contacto entre o magnésio e o oxigénio do ar é muito maior e, portanto, a velocidade de reacção também é maior.

6. b) I e II

7. a) Catálise homogénea, pois catalisador e reagente estão na mesma fase.

b) Somando as etapas, obtemos:



8. (a)

Lição 5

1. a) $v = K \cdot [\text{NO}_2][\text{SO}_3]$; b) $v = K \cdot [\text{NO}_2]$; c) $v = K \cdot [\text{NO}]^2[\text{Cl}_2]$

2. a) $v = K \cdot [\text{Br}_2][\text{NO}]^2$; b) Ficará multiplicada por 2.
 c) Ficará multiplicada por 4 (isto é, 2^2)
 d) Ficará multiplicada por 8 (isto é, $2 \cdot 2^2$)
3. Segunda ordem em relação a X e primeira ordem em relação a Y.

Lição 6

1. É aquela em que as moléculas dos produtos se formam após uma única colisão entre as moléculas dos reagentes.
2. a) $\text{O}_3 + 2 \text{NO}_2 \longrightarrow \text{O}_2 + \text{N}_2\text{O}_5$
 b) A etapa determinante é a etapa lenta que, não caso, é a primeira.
 c) São duas moléculas: uma de O_3 e outra de NO_2 .
 d) Resp. $v_{\text{global}} = v_{\text{etapa lenta}} = K[\text{O}_3][\text{NO}_2]$
3. Escrevendo a Lei da velocidade para os três mecanismos apresentados, concluímos que o único que apresenta $v = K [\text{NO}_2]^2$ é o mecanismo II. Esse pode, portanto, ser o mecanismo verdadeiro da reacção
4. a) $2\text{A}_{(\text{g})} + \text{B}_{(\text{g})} \longrightarrow 2 \text{E}_{(\text{g})}$
5. a) Sim, pois os iões criam um mecanismo alternativo para a decomposição do H_2O_2 e não são efectivamente consumidos no processo global (veja a reacção global no item b).
 b) Somando as equações fornecidas, temos
- $$2 \text{H}_2\text{O}_2 \longrightarrow 2 \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$$

Lição 7

1. É dinâmico porque decorrem ao mesmo tempo duas reacções em sentidos opostos e com a mesma velocidade
2. (b)



Lição 8

$$\begin{aligned} & \text{a) } K_c = \frac{[\text{H}_2]^2[\text{O}_2]}{[\text{H}_2\text{O}]^2} ; \quad \text{b) } K_c = \frac{[\text{NO}_2]^4[\text{O}_2]}{[\text{N}_2\text{O}_5]^2} ; \\ 1. \quad & \text{c) } K_c = \frac{[\text{PCl}_5]}{[\text{PCl}][\text{Cl}_2]} \quad \text{d) } K_c = [\text{Pb}^{2+}][\text{SO}_4^{2-}] \end{aligned}$$

2. a) Formam-se 3,3 moles de C e D, respectivamente

b) Ficam sem reagir 1,7 moles de A e B, respectivamente

3. $[\text{HI}] = 1,6 \text{ mol/l}$; $[\text{H}_2] = 0,2 \text{ mol/l}$ e $[\text{I}_2] = 0,2 \text{ mol/l}$

Lição 9

1. a) Ao adicionar o PCl_3 o equilíbrio desloca-se para o sentido da sua diminuição, neste caso, para a direita.

b) Se retirarmos Cl_2 a posição de equilíbrio desloca para o lado do seu aumento, neste caso para a esquerda.

c) Retirar o PCl_5 , significa os reagentes vão reagir com vista a repor a quantidade retirada. Assim, o equilíbrio desloca-se para a direita.

d) Segundo a equação química a diminuição do volume do sistema favorece o deslocamento do equilíbrio para o lado do aumento do número de moléculas ou de volume, neste caso, desloca-se para a esquerda.

e) A introdução de um catalisador no recipiente não tem influência sobre o equilíbrio químico, pois ele tem como função aumentar ou diminuir a velocidade de reacção do sistema.

f) Arrefecer o sistema vai implicar o deslocamento do equilíbrio favorendo a reacção que decorre com a sua libertação. Neste caso, será favorecida a reacção directa que é exotérmica.

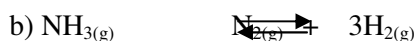
2. a) A adição do CO_2 favorece a reacção directa, pois o equilíbrio decorre no sentido da sua diminuição.

b) A adição da água desloca o equilíbrio no sentido da sua diminuição, neste caso para a esquerda.

c) Segundo a equação química, o volume não tem influência sobre o equilíbrio químico, pois temos igual número de moles tanto nos reagentes como nos produtos de reação.

d) o catalisador não tem influência sobre a posição de equilíbrio, pois só aumenta ou diminui a velocidade de reação.

3. a) Estabeleceu-se equilíbrio a partir do t1.



c) Segundo a equação química, no t1 a $[\text{NH}_3] = 4 \text{ mol/l}$, $[\text{N}_2] = 4 \text{ mol/l}$ e de $[\text{H}_2] = 12 \text{ mol/l}$

d) indique no gráfico ; d) esboce no gráfico as curvas de variação de H_2 e N_2 .

4. (d)

5. Conforme o princípio de Le Chatelier, haverá maior produção de amoníaco se o sistema sofrer o aumento da pressão, neste caso o equilíbrio deslocar-se-à para a direita.

6. a) B e D ; b) O sistema não está em equilíbrio; c) reagentes; aumenta 0,123 mol/L; produtos: diminui 0,123 mol/L ; d) esquerda e) aumento da $[\text{CO}_2]$.

7 a) Deslocamento do equilíbrio para a direita

b) Deslocamento para a direita

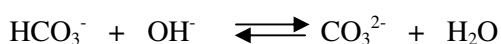
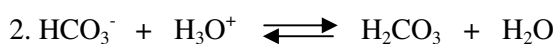
c) Deslocamento para a esquerda

d) Deslocamento para a direita.

Lição 10

1. a) HF/F^- ; $\text{NH}_3/\text{NH}_4^+$; b) $\text{HClO}_4/\text{ClO}_4^-$; $\text{N}_2\text{H}_4/\text{N}_2\text{H}_5^+$

c) $\text{CO}_3^{2-}/\text{HCO}_3^-$; $\text{H}_2\text{O}/\text{OH}^-$; d) $\text{N}_2\text{H}_5^+/\text{N}_2\text{H}_4$; $\text{O}^{2-}/\text{OH}^-$





3. a) Ácidos: HS^- ; H_3AsO_4 e NH_4^+ . Bases: OH^- ; S^{2-} ; O_2^- ; NH_3 e F^- .
Neutras. K^+ . Anfólitais: H_2AsO_4^-

b) HPO_4^{2-} ; S^{2-} ; NO_3^- ; OH^- ; SO^{2-} ; S^{2-} ; F^- e H_2O

c) HClO_4 ; H_3PO_4 ; H_2S ; HSO_4^- e HPO_4^{2-}

d) HPO_4^{2-} - ião hidrogenofosfato; S^{2-} - ião sulfureto, NO_3^- — ião nitrato, OH^- - ião hidróxido; F^- - ião fluoreto; H_2O - água; ClO_3^- - ião clorato; H_2PO^- - ião dihidrogenofosfato, HS^- - ião hidrogenosulfureto; SO_4^{2-} - ião sulfato e PO_4^{3-} - ião fosfato.

4. O produto iônico da água depende da temperatura, pois quando se aumenta a temperatura, o processo de ionização se torna maior e por conseguinte, há aumento da concentração dos iões H^+ .

Lição 11

1. Ácidos fortes são: HCl ($K_a = 10^{+7}$); H_2SO_4 ($K_a = 10^{+3}$)

Bases fortes: HCO_3^- ($K_b = 5,9 \cdot 10^{-11}$); CN^- ($K_b = 2,0 \cdot 10^{-5}$)

Lição 12

1. R: $\alpha = 6 \cdot 10^{-5}$

2. R: $K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$

3. R: $M = 0,02 \text{ M}$

4. R: $K_a = 1,8125 \cdot 10^{-5}$

5. (a) ; 6. (e) 7. (d)

Lição 13

1. a) $[\text{OH}^-] = 1 \text{ M}$; $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-14}$; b) $[\text{H}_3\text{O}^+] = 0,001 \text{ M}$; $[\text{OH}^-] = 10^{-11} \text{ M}$

c) $[\text{OH}^-] = 1,2 \text{ M}$; $[\text{H}_3\text{O}^+] = 8,3 \cdot 10^{-14} \text{ M}$; d) e)

2. a) $\text{pOH} = 1$ e $\text{pH} = 13$; b) ; c) $\text{pOH} = 4$ e $\text{pH} = 10$

d) $\text{pOH} = 12,6$ e $\text{pH} = 1,39$

3. a) $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-2} \text{ M}$; c) $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-11} \text{ M}$;

b) $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-8}$ d) $[\text{H}_3\text{O}^+] = 2,0 \cdot 10^{-3} \text{ M}$

4. a) $\text{pH} = 7,3$; $\text{pH} = 0,17$; $\text{pH} = 2,2$; $\text{pH} = 11,7$

b) $\text{pH} = 4,1$; $\text{pH} = 4,29$; $\text{pH} = 8,89$; $\text{pH} = 15,8$

c) $\text{pH} = 3,72$; $\text{pH} = 1,1$; $\text{pH} = 11,72$; $\text{pH} = 14$

5. a) $\text{pH} = 1$ e $\text{pOH} = 13$ c) $11,6$ e $\text{pOH} = 2,39$

b) $\text{pH} = 13,3$ e $\text{pOH} = 0,7$ d) $\text{pH} = 12,73$ e $\text{pOH} = 1,27$

e) $\text{pH} = 0,60$ e $\text{pOH} = 13,3$ f) $13,7$ e $\text{pOH} = 0,3$

Lição 14

1. $\text{pH} = 3,2$; 2. $\text{pH} = 10,94$

Lição 15

1. a) A solução tem $\text{pH} = 2$. O alaranjado de metil fica vermelho e o azul de bromotimol fica amarelo.

A solução tem $\text{pH} = 4$. Ambos indicadores ficam amarelos.



Lição 16

1. $K_h = 5,6 \cdot 10^{-10}$; $y = 7,5 \cdot 10^{-5}$ e $\text{pH} = 8,87$
2. $y = 10^{-5}$ e $\text{pH} = 8,4$; 3.1. (b) e 3.2. (a)

Lição 17

1. $\text{pH} = 4,47$
2. Como $\log 4 = 0,6$, então $4 = 10^{0,6}$. assim a constante de ionização do ácido carbónico pode ser expressa como potência de dez.

$$K_a = 4 \cdot 10^{-7} = 10^{0,6} \cdot 10^{-7} = 10^{-6,4}$$

E como $\text{pH} = 7,4$, temos que $[\text{H}^+] = 10^{-7,4}$ mol/l, assim:

Lição 18

1. A solubilidade é de $6,7 \cdot 10^{-3}$ g/l. ; 2. $M = 2,3 \cdot 10^{-2}$ g/l ;
3. (e) $[\text{Ag}^+] = 2,6 \cdot 10^{-11}$
4. $[\text{Ag}^+] = 2(7,8 \cdot 10^{-5}) = 1,6 \cdot 10^{-4}$ M e $[\text{CrO}_4^{2-}] = 7,8 \cdot 10^{-5}$ m
5. $1,2 \cdot 10^{-9}$ moles por litro de $\text{Mg}(\text{OH})_2$ dissolvem-se em uma solução 0,10 M de NaOH.

Lição 19

Resposta: 1. a) $N_1 = 0,09$; b) 0,1 g/l 2. 0,045 l 3. $N = 0,145$ N

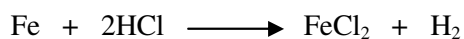
Módulo 4 de Química

Teste Preparação de Final de Módulo

Introdução

Este teste, querido estudante, serve para você se preparar para realizar o Teste de Final de Módulo no CAA. Bom trabalho!

1. Adicionou-se ferro em uma solução de ácido clorídrico. Ocorreu a reacção seguinte:



Medindo-se a variação da concentração molar do ácido clorídrico, encontra-se:

Tempo (min)	Concentração de HCl (mol/l)
1	0,115
5	0,060
9	0,033
16	0,010

Determine a velocidade média nos intervalos:

- a) de 1 a 9 min b) de 5 a 16 min c) de 1 a 16 min

2. Numa experiência, a reacção de formação de amoníaco (NH_3), a partir do N_2 e do H_2 , está ocorrendo com um consumo de 12 moles de nitrogénio (N_2) a cada 120 segundos. Nesse caso, a velocidade de consumo de hidrogénio (H_2) é:

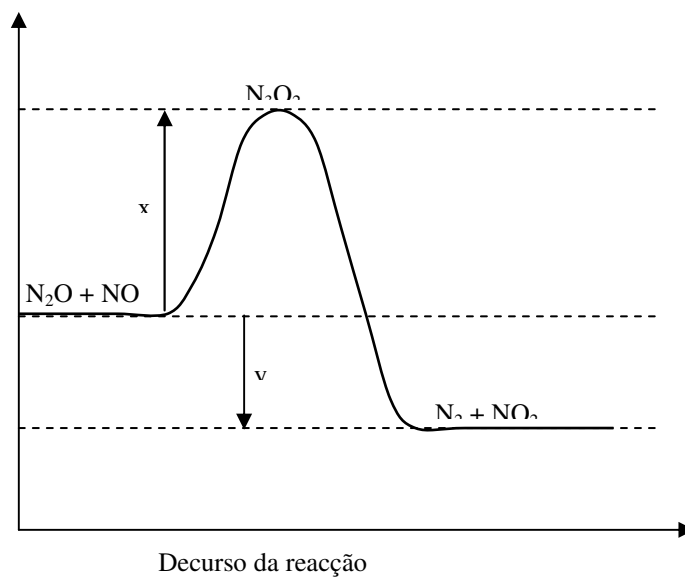


- () a. 6 moles por minuto () d. 24 moles por minuto
() b. 12 moles por minuto () e. 36 moles por minuto
() c. 18 moles por minuto.

3. Pela teoria das colisões, assinale com x a afirmação verdadeira:

- () a. A maior frequência das colisões resulta em menor velocidade da reacção.
() b. Diminuindo-se o volume ocupado por uma mistura gasosa diminui-se a velocidade da reacção.
() c. A velocidade da reacção é independente da frequência das colisões.
() d. A velocidade da reacção é directamente proporcional ao número de colisões por segundo.
() e. O aumento de concentração dos reagentes resulta em diminuição da velocidade da reacção.

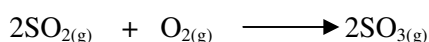
4. Considere o seguinte diagrama e responda às questões que lhe são apresentadas:



- g) Escreva a equação da reacção química em questão.
h) Quantas e quais as moléculas que colidem nessa reacção elementar?
i) Como se chama a situação representada por N_3O_2 ?
j) A que corresponde o trecho marcado com a letra x?

- k) A que corresponde o trecho marcado com a letra y?
 l) A reacção em questão é endotérmica ou exotérmica?

5. Numa das etapas da produção do ácido sulfúrico ocorre a reacção equacionada a seguir:



Ela é realizada actualmente utilizando **platina sólida** como catalisador (método de contacto)

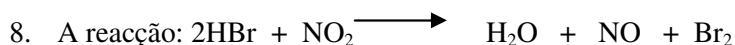
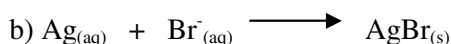
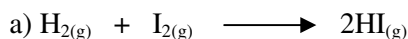
Responda:

- a) Explique a importância do uso do catalisador.
 b) Trata-se de uma catálise homogénea ou heterogénea?
6. Uma mistura de vapor de gasolina e ar, à temperatura ambiente, não reage. Entretanto, no motor de carros, em presença de faísca eléctrica, ocorre a combustão da gasolina. Dessa constatação são feitas as seguintes afirmações:
- V. A faísca fornece à mistura a energia necessária para iniciar a reacção.
 VI. A faísca é a única responsável pela combustão da gasolina, uma vez que ela ocorre mesmo em total falta de ar.
 VII. A reacção que ocorre é exotérmica.
 VIII. A faísca faz com que as moléculas de oxigénio se separem do ar e reajam com a gasolina.

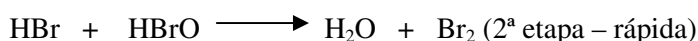
Das afirmações feitas, somente são certas:

- a) I, II e IV b) I e II c) I e IV d) II e III e) III e IV

7. Escreva a expressão da Lei da velocidade para as reacções abaixo:



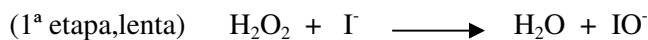
Pode ser mostrada nas seguintes etapas;



Indique a etapa que determina a velocidade global?



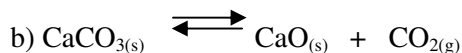
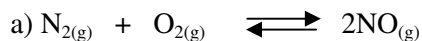
9. O peróxido de hidrogénio, H_2O_2 frequentemente chamado de água oxigenada, pode reagir com iões I^- em solução aquosa, segundo a reacção que se processa em duas etapas:



a) Com base nessas etapas, pode-se afirmar que a reacção é catalisada? Justifique a sua resposta.

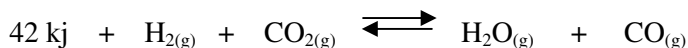
b) Escreva a equação química balanceada da reacção global que ocorre entre peróxido de hidrogénio e iões I^- em solução.

10. Escreva a Lei de equilíbrio para as seguintes reacções em equilíbrio:



11. Na decomposição térmica de SO_3 , o equilíbrio é alcançado quando se acham em presença 15 moles de SO_2 , 10 moles de O_2 e 10 moles de SO_3 contidos num recipiente de 5 litros. Qual o valor da constante de equilíbrio?

12. Considere o equilíbrio :



Indique, como cada uma das mudanças seguintes, afecta a posição de equilíbrio e o valor de K :

- e) Adicionar CO_2
- f) Adicionar H_2O
- g) Aumentar o volume do recipiente
- h) Adicionar um catalisador à mistura das substâncias no recipiente

13. a) Das seguintes partículas, indique as que são ácidos, bases, anfólitos ou neutras: HS^- ; OH^- ; K^+ ; H_3AsO_4 ; S^{2-} ; NH_4^+ ; H_2AsO_4^- ; O^{2-} ; NH_3 e F^- .

b) Qual é a base conjugada de H_2PO_4^- ; HS^- , HNO_3 ; H_2O ; HSO^- ; HS^- ; HF e H_3O^+ .

c) Qual é o ácido conjugado de ClO_3^- ; HPO_4^{2-} ; HS^- ; SO_4^{2-} e PO_4^{3-} .

d) Dê os nomes das partículas das alíneas a e b.

14. a) Escreva a expressão de K_a para: HNO_2 ; H_3PO_4 e HS^-

15. Sabendo-se que o grau de ionização (α) de uma solução 0,1 molar de ácido acético, a 25° C, é $1,35 \cdot 10^{-2}$. Qual é a constante de ionização do ácido acético, na mesma temperatura?

16. Uma solução apresenta uma concentração de iões OH^- igual a 10^{-3} iões g/l. Determine o seu pH.

17. Seja uma solução 0,1 m de cianeto de potássio (KCN) a 25° C. Determine o grau de hidrólise e o pH da solução.

Dados: $K_a = 7,2 \cdot 10^{-10}$, $\log 1,2 = 0,1$ e $K_w = 10^{-14}$

18. O enunciado a seguir refer-se aos testes **18.1** e **18.2**. Prepara-se uma solução dissolvendo-se 16,4 g de acetato de sódio (CH_3COONa) em água destilada e elevando-se o volume a 500 ml. Dado: $K_a = 2 \cdot 10^{-5}$.

18.1. A molaridade da solução obtida É:

- a. () 0,2 molar b. () 0,4 molar c. () 0,8 molar
d. () 1,6 molar e. () 2,0 molar

18.2. A constante de hidrólise (K_h) é:

- a. () $5 \cdot 10^{-10}$ b. () $2 \cdot 10^{-10}$ c. () $5 \cdot 10^{-9}$
d. () $2 \cdot 10^{-9}$ e. () nenhuma das alíneas.

19. A solubilidade de $\text{Pb}_3(\text{PO}_4)_2$ é de $1,4 \cdot 10^{-4}$ g/l. Determine o K_s na temperatura considerada.

20. O produto de solubilidade do brometo de prata é $5,2 \cdot 10^{-13}$. Se a solução contém $2 \cdot 10^{-2}$ moles/l de iões Br^- , a máxima concentração de iões Ag^+ necessária para não precipitar o brometo de prata é:

- a. () $9,26 \cdot 10^{-13}$ c. () $2,0 \cdot 10^2$
b. () $2,6 \cdot 10^{11}$ d. () $2,0 \cdot 10^{-2}$ e. () $2,6 \cdot 10^{-11}$

21. 30 ml de uma solução de ácido sulfúrico (H_2SO_4) exigiram na titulação 27 ml de uma solução 0,1 N de hidróxido de sódio (NaOH). Pergunta-se:

- a) Qual é o tipo de volumetria?
b) Qual é a normalidade da solução problema?
c) Qual é a concentração em g/l da solução problema?



Soluções de Teste de preparação

1. a) 0,01025 mol/min ; b) 0,0045 mol/min ; c) 0,007 mol/min

2. (e) ; 3 .d 4. a) $\text{N}_2\text{O} + \text{NO}_2 \longrightarrow \text{N}_2 + \text{NO}_2$

b) O número de moléculas que colidem nessa reacção elementar são duas: uma de N_2O e uma de NO .

c) A situação representada por N_3O_2 , chama-se complexo activado.

d) O trecho marcado pela letra x corresponde à energia de activação

e) O trecho marcado pela letra x corresponde à variação de entalpia (ΔH) da reacção

f) A reacção em causa, é endotérmica.

5. a) O catalisador aumenta a velocidade da reacção, pois ele actua criando um novo mecanismo para a reacção, com menor energia de activação.

b) Catálise heterogénea, pois o catalisador está em uma fase e os reagentes em outra.

6. b) I e II ; 7. a) $v = K. [\text{H}_2][\text{I}_2]^2$ b) $v = K. [\text{Ag}^+][\text{Br}^-]$.

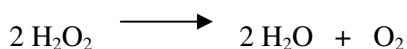
8. Na 1ª etapa $\text{HBr} + \text{NO}_2 \longrightarrow \text{HBrO} + \text{NO}$, o conjunto HBrO é teórico e, portanto, a sua decomposição deve ser rápida na segunda etapa.

Então, já que a 1ª etapa comanda a velocidade total, poderíamos escrever:

$$v_{\text{total}} = v_{1^\text{a} \text{ etapa}} = K. [\text{HBr}][\text{NO}_2]$$

9. a) Sim, pois os iões criam um mecanismo alternativo para a decomposição do H_2O_2 e não são efectivamente consumidos no processo global (veja a reacção global no item b).

b) Somando as equações fornecidas, temos



$$10. a) K_c = \frac{[\text{NO}]^2}{[\text{N}_2] \cdot [\text{O}_2]} \quad b) K_c = [\text{CO}_2] ; 11. K_c = 4,5 \text{ moles/l}$$

12. a) A adição do CO_2 favorece a reacção directa, pois o equilíbrio decorre no sentido da sua diminuição.

b) A adição da água desloca o equilíbrio no sentido da sua diminuição, neste caso para a esquerda.

c) Segundo a equação química, o volume não tem influência sobre o equilíbrio químico, pois temos igual número de moles tanto nos reagentes como nos produtos de reacção.

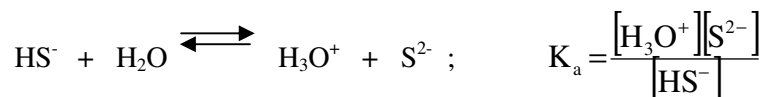
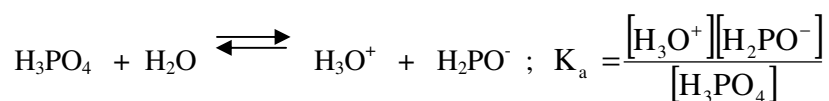
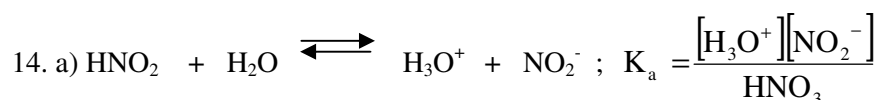
d) o catalisador não tem influência sobre a posição de equilíbrio, pois só aumenta ou diminui a velocidade de reacção.

13. a) Ácidos: HS^- ; H_3AsO_4 e NH_4^+ . Bases: OH^- ; S^{2-} ; O_2^- ; NH_3 e F^- .
Neutras. K^+ . Anfólitais: H_2AsO_4^-

b) HPO_4^{2-} ; S^{2-} ; NO_3^- ; OH^- ; SO_4^{2-} ; S^{2-} ; F^- e H_2O

c) HClO_4 ; H_3PO_4 ; H_2S ; HSO_4^- e HPO_4^{2-}

d) HPO_4^{2-} - ião hidrogenofosfato; S^{2-} - ião sulfureto, NO_3^- — ião nitrato, OH^- - ião hidróxido; F^- - ião fluoreto; H_2O - água; ClO_3^- - ião clorato; H_2PO_4^- - ião dihidrogenofosfato, HS^- - ião hidrogenosulfureto; SO_4^{2-} - ião sulfato e PO_4^{3-} - ião fosfato.



15. $K_a = 1,8125 \cdot 10^{-5}$; 16. $\text{pH} = 11$, Logo, é uma solução básica

17. $y = 1,2 \cdot 10^{-2}$ e $\text{pH} = 11,1$; 18.1. b e 18.2. a ; 19. 2. M = $2,3 \cdot 10^{-2}$ g/l ; 20. (e) $[\text{Ag}^+] = 2,6 \cdot 10^{-11}$

21. a) $N_1 = 0,09$; b) Normal ; c) 4,41 g/l

