

MÓDULO 3



Funções Inorgânicas, Soluções e Termoquímica

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

Conteúdos

Acerca deste Módulo	1
Como está estruturado este Módulo.....	1
Habilidades de aprendizagem	3
Necessita de ajuda?	3
Lição 1	5
Funções inorgânicas.....	5
Introdução.....	5
Óxidos: Definição, classificação e nomenclatura	5
Introdução.....	5
Conceito óxido	6
Classificação dos óxidos	6
Resumo da lição.....	10
Actividades	11
Avaliação	12
Lição 2	13
Métodos de obtenção, propriedades químicas e aplicações dos óxidos	13
Introdução.....	13
Métodos de obtenção dos óxidos.....	13
Propriedades químicas dos óxidos	15
Aplicações dos óxidos	17
Resumo da lição.....	18
Actividades	18
Avaliação	19
Lição 3	20
Ácidos: Definição, nomenclatura e propriedades físicas	20
Introdução.....	20
Definição dos ácidos	20
Resumo da lição.....	27
Actividades	28
Avaliação	29
Lição 4	30
Métodos de obtenção dos ácidos. Propriedades químicas. Teoria ácido-base	30
Introdução.....	30
Métodos de obtenção dos ácidos	30
Teoria de dissociação de Arrhenius e de Bronsted- Lowry.....	33

Resumo da lição.....	35
Actividades	35
Avaliação	37
Lição 5	38
Obtenção laboratorial e industrial dos ácidos. Aplicações	38
Introdução.....	38
Obtenção industrial e laboratorial do ácido clorídrico	39
Resumo da lição.....	44
Actividades	45
Avaliação	46
Lição 6	47
Bases: Definição, classificação e nomenclatura. Propriedades físicas. Métodos de Obtenção	47
Introdução.....	47
Definição de bases.....	47
Resumo da lição.....	52
Actividades	53
Avaliação	54
Lição 7	55
Bases: Solubilidade e ionização. Propriedades químicas	55
Introdução.....	55
Solubilidade e ionização das bases.....	55
Resumo da lição.....	57
Actividades	58
Avaliação	59
Lição 8	60
Bases: Obtenção industrial . Aplicações das bases mais importantes	60
Introdução.....	60
Obtenção industrial de Hidróxido de sódio.....	60
Resumo da lição.....	63
Actividades	63
Avaliação	64
Lição 9	65
Sais: Definição, classificação e nomenclatura. Ocorrência na natureza e propriedades físicas	65
Introdução.....	65
Definição de sal	65

Resumo da lição.....	70
Actividades	70
Avaliação	72
Lição 10	73
<hr/>	
Sais: Métodos de obtenção. Solubilidade e dissociação. Propriedades químicas e aplicações	73
Introdução.....	73
Métodos de obtenção dos sais	73
A solubilidade e dissociação dos sais.....	74
Propriedades químicas dos sais	75
Aplicações dos sais.....	76
Resumo da lição.....	77
Actividades	78
Avaliação	79
Lição 11	80
<hr/>	
Soluções: Definição e tipos	80
Introdução.....	80
Solução	80
Resumo da lição.....	85
Actividades	86
Avaliação	87
Lição 12	88
<hr/>	
Concentração de soluções: Concentração percentual ou percentagem peso por peso ...	88
Introdução.....	88
Concentração de uma solução	88
Resumo da lição.....	91
Actividades	91
Avaliação	92
Lição 13	93
<hr/>	
Concentração molar ou molaridade	93
Introdução.....	93
Concentração molar ou molaridade.....	93
Resumo da lição.....	95
Actividades	96
Avaliação	97
Lição 14	98
<hr/>	
Concentração normal ou normalidade. Equivalente - grama.....	98
Introdução.....	98
Normalidade (N) ou Concentração normal	98

Resumo da lição.....	102
Actividades	102
Avaliação	103
Lição 15	104
Concentração comum. Diluição de soluções	104
Introdução.....	104
Diluição de soluções.....	104
Resumo da lição.....	107
Actividades	108
Avaliação	109
Lição 16	110
Mistura de soluções	110
Introdução.....	110
Mistura de soluções	110
Resumo da lição.....	112
Actividades	113
Avaliação	114
Lição 17	115
Termoquímica: Definição. Energia, trabalho, calor e temperatura.....	115
Introdução.....	115
Termoquímica	115
Resumo da lição.....	118
Actividades	119
Avaliação	120
Lição 18	121
Classificações das reacções quanto ao efeito energético. Equação termoquímica.....	121
Introdução.....	121
Entalpia.....	121
Resumo da lição.....	124
Actividades	125
Avaliação	126
Lição 19	127
Determinação experimental da entalpia da reacção. Diagrama de entalpia. Lei de Hess	127
Introdução.....	127
Diagramas de entalpia de reacção	127
Lei de Hess ou lei de estado inicial e final	133

Resumo da lição.....	138
Actividades	139
Avaliação	140
Avaliação (Cont.).....	141
Lição 20	142
<hr/>	
Tipos de entalpia: Formação, combustão, decomposição, ligação e dissociação	142
Introdução.....	142
Tipos de entalpia	142
Resumo da lição.....	145
Actividades	145
Avaliação	146
Lição 21	147
<hr/>	
Cálculos de entalpia de formação e combustão de uma reacção	147
Introdução.....	147
Entalpia de formação (ΔH_{form}).....	147
Resumo da lição.....	152
Actividades	153
Avaliação	154
Lição 22	156
<hr/>	
Cálculos da entalpia de decomposição, ligação e dissociação.....	156
Introdução.....	156
Entalpia de decomposição (ΔH_{dec})	156

Resumo da lição.....	158
Actividades	159
Avaliação	160
Soluções	161
Lição 1	161
Lição 2	161
Lição 3	162
Lição 4	162
Lição 5	163
Lição 6	164
Lição 7	164
Lição 8	165
Lição 9	165
Lição 10	165
Lição 11	166
Lição 12	166
Lição 13	166
Lição 14	167
Lição 15	167
Lição 16	167
Lição 17	167
Lição 18	168
Lição 19	168
Lição 20	169
Lição 21	169
Lição 22	170
Módulo 3 de Química	171
Teste Preparação de Final de Módulo.....	171
Introdução.....	171
Soluções de Teste de preparação	177



Acerca deste Módulo

MÓDULO 3

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 unidade.
- 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

Funções inorgânicas

Introdução

Prezado estudante, na nossa vida cotidiana deparamo-nos com substâncias que apresentam sabor azedo, tais como o sumo de limão e o vinagre. Por outro lado, há também substâncias que apresentam sabor adstringente, ou seja, amarram a boca. É o caso da banana, do caju e leite de magnésia. Na verdade, esses dois tipos de sabores, o azedo e o adstringente, caracterizam dois grandes grupos de substâncias. Os ácidos e as bases.

Para além destes grupos, existem outros dois que constituem os óxidos e os sais. Portanto, as funções inorgânicas compreendem os ácidos, bases, óxidos e sais.

Caro estudante, iniciemos a nossa aula pelo estudo da função óxido.

Óxidos: Definição, classificação e nomenclatura

Introdução

É do seu conhecimento, caro estudante, que na natureza ocorrem fenómenos físicos e químicos. Os fenómenos químicos estão relacionados com processos de transformação das substâncias. Por exemplo, processos de queima (combustão) de vários tipos de combustíveis para diversos fins, em que resultam vários compostos, dentre os quais se destacam os **óxidos**.

Todas as combinações de uma substância com Oxigénio denominam-se **oxidações**. As combustões são, portanto, oxidações. Compostos formados no processo de oxidação, dos quais um é oxigénio, denominam-se **óxidos**.

Ao concluir esta unidade você será capaz de:



Objectivos

- *Explicar* os conceitos óxido e oxidação.
- Classificar os óxidos.
- Nomear os óxidos.
- *Identificar* uma reacção de oxidação.

Conceito óxido

Os óxidos pertencem ao grupo das principais funções inorgânicas. Lembre-se, caro estudante! **Função química** é um conjunto de compostos que apresenta propriedades semelhantes.

Definição:

Óxidos são compostos binários em que um dos elementos é Oxigénio.

Exemplo:

Na_2O , CaO , Cl_2O_5 , SO_2 e NO .

Fórmula geral:



Onde:

X- é o elemento que se combina com o Oxigénio

n- é a valência do elemento que se combina com o Oxigénio

2- é a valência do Oxigénio

Como você notou, os óxidos são formados por dois elementos em que um deles é **Oxigénio** e outro pode ser metal ou ametal.

Então, como se classificam os óxidos?

Classificação dos óxidos

A classificação dos óxidos, prezado estudante, é feita de acordo com o comportamento que eles apresentam quando:

- Em presença de água, ácidos e bases, e;
- Quanto à estrutura.

a) **Quanto as propriedades químicas**



De acordo com o comportamento que apresentam em presença de água, ácidos e bases, classificam-se em:

- **Óxidos ácidos** – reagem com água formando ácidos.
- **Óxidos básicos** – reagem com água formando bases.
- **Óxidos indiferentes** que não apresentam propriedades de óxidos ácidos nem de óxidos básicos.
- **Óxidos anfóteros** - reagem como ácidos perante uma base forte, e reagem como bases perante um ácido forte.
- **Óxidos duplos ou mistos** são aqueles em que o Oxigénio está ligado ao mesmo metal com electrovalências diferentes numa proporção fixa 3:4
- **Peróxidos são óxidos** onde o grupo peróxido (O_2^{2-}) se encontra ligado aos metais alcalinos e alcalinos-terrosos. O Oxigénio apresenta número de oxidação (nox) -1 .
- **Superóxidos** são óxidos onde o grupo polióxido (O_4^{2-}) se encontra ligado aos metais alcalinos e alcalinos-terrosos. São variedades dos peróxidos e o Oxigénio apresenta o nox $-1/2$.

Caro estudante, depois de ter estudado a classificação dos óxidos, observe com atenção a tabela que apresenta os exemplos dos diferentes tipos de óxidos quanto ao comportamento.

Óxidos	Exemplos
Óxidos básicos	K_2O , Li_2O , Ag_2O , CaO , MgO , BaO
Óxidos ácidos	SO_3 , CO_2 , P_2O_5 , Cl_2O , NO_2 , Mn_2O_7
Óxidos indiferentes	N_2O , CO , H_2O , NO
Óxidos anfóteros	ZnO , MnO_2 , Cr_2O_3 , Al_2O_3 , PbO , As_2O_3
Óxidos duplos	Fe_3O_4 (FeO e Fe_2O_3); Pb_3O_4 (PbO e PbO_2)
Peróxidos	Na_2O_2 , K_2O_2 , BaO_2 , H_2O_2 , Ag_2O_2 , CaO_2
Superóxidos	KO_2 , NaO_2 , BaO_4 , CaO_4 , Rb_2O_4 , Cs_2O_4

b) Quanto à estrutura

- De acordo com a estrutura temos:

Óxidos iônicos: Os óxidos iônicos são encontrados em larga escala nos minérios.

Exemplos:

Na_2O , CaO , BaO , etc.

- Óxidos covalentes.

Exemplos:

P_2O_3 , Cl_2O_5 , SO_2 e NO_2 , etc.

Caro estudante, depois de ter estudado com sucesso a classificação dos óxidos, você está em condições de conhecer as regras de nomenclatura dos óxidos.

Nomenclatura dos óxidos

Caro estudante, para você nomear os óxidos deve tomar em consideração a sua classificação.

a) Nomenclatura dos óxidos básicos ou metálicos

É bastante simples, pois basta você escrever a palavra “**óxido**” seguida da preposição “**de**” e do nome do elemento metálico que se combinou com o Oxigênio.

Óxido de + nome do metal ligado ao Oxigênio

Exemplos:

CaO - **Óxido de cálcio**

Al_2O_3 - **Óxido de alumínio**

Atenção, caro estudante!

Existem elementos que podem formar mais de um óxido, com diferentes números de oxidação.

Neste caso, você poderá também indicar esse número em algarismos romanos.

Veja os exemplos:

FeO - Óxido de ferro (II)

Fe_2O_3 - Óxido de ferro (III)

b) Nomenclatura dos óxidos ácidos ou ametálicos



É também bastante simples, pois basta você escrever a palavra “óxido” antecedida do **prefixo** (Mono, di, tri, tetra, ...) que indica o número de átomos de cada elemento presente na molécula seguida da preposição “**de**” e do nome do elemento ametalico que se combinou com o Oxigênio.

Mono, di, tri, tetra, ... + **Óxido de** + Mono, di, tri, tetra,
...+ **nome do ametal ligado ao Oxigênio**

Veja os exemplos:

NO — Monóxido de mononitrogênio ou monóxido de nitrogênio

N₂O₃ - Trióxido de dinitrogênio

Cl₂O₅ - Pentóxido de dicloro

Mn₃O₄ - Tetróxido de trimanganês

c) Nomenclatura dos peróxidos

O nome é formado pela palavra “**peróxido**”, seguida da preposição “**de**” e o **nome do elemento** que se combinou com o Oxigênio.

Veja os exemplos:

H₂O₂ - Peróxido de hidrogênio

Na₂O₂ - Peróxido de sódio

BaO₂ - Peróxido de cálcio

d) Nomenclatura dos superóxidos

O nome é formado pela palavra “**superóxidos**”, seguida da preposição “**de**” e o nome do elemento que se combinou com o Oxigênio.

Veja os exemplos:

K₂O₄- superóxido de potássio

BaO₄- superóxido de bário

CaO₄- superóxido de cálcio

Depois de você ter estudado os óxidos duma maneira geral, agora, leia o resumo da matéria no fim da lição.

Resumo da lição



Resumo

Nesta lição você aprendeu que:

- **Óxidos** são compostos binários em que um dos elementos é o Oxigénio.
- Os óxidos classificam-se quanto às propriedades químicas e quanto à estrutura.
- Quanto às propriedades químicas óxidos podem ser básicos, ácidos, indiferentes, anfóteros, duplos, peróxidos e superóxidos.
- Quanto à estrutura classificam-se em: óxidos iónicos e covalentes.
- A nomenclatura dos óxidos depende da classificação dos mesmos. Para nomear os óxidos básicos ou metálicos basta escrever a palavra “óxido” seguida da preposição “de” e do nome do elemento metálico que se combinou com o Oxigénio;
- Para nomear os óxidos ácidos ou ametálico, basta você escrever a palavra “**óxido**” antecedida do prefixo que indica o número de átomos de cada elemento presente na molécula seguida da preposição “de” e do nome do elemento ametálico que se combinou com o Oxigénio.
- O nome dos peróxidos é formado pela palavra “**peróxidos**”, seguido da preposição “de” e o nome do elemento que se combinou com o Oxigénio.
- O nome dos superóxidos é formado pela palavra “**superóxidos**”, seguida da preposição “de” e o nome do elemento que se combinou com o Oxigénio.

Agora, vamos realizar conjuntamente as actividades que se seguem para que possa aplicar como usar os conhecimentos que acaba de adquirir.



Actividades



Actividades

1. O que são óxidos?
2. Assinale com **x** os nomes correctos dos seguintes compostos:
 - a. () SnO_2 – Óxido de estanho
 - b. () SO_3 - Óxido de enxofre
 - c. () Fe_2O_3 – Óxido de ferro (III)
 - d. () ZnO - Óxido de zinco (II)

Passemos, então, à resolução das actividades propostas:

1. Óxidos são compostos químicos binários em que um dos elementos é Oxigénio
2. Para responder a esta questão é necessário conhecer a classificação dos óxidos.
 - a. ()
 - b. ()
 - c. (X)

Avaliação



Avaliação

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

1. Dados os seguintes óxidos ZnO , SO_3 , P_2O_5 , MnO_2 , CO_2 , Cr_2O_3 , Al_2O_3 , Fe_3O_4 , SnO_2 , Pb_3O_4 , K_2O , Li_2O , Ag_2O , CaO .
 - a) Identifique e Classifique os óxidos acima quanto às propriedades químicas.
 - b) Nomeie os óxidos ácidos.
 - c) O que são óxidos anfóteros?
2. Os óxidos apresentam uma série de propriedades químicas.
 - a) Escreva a equação química que traduz a reacção que ocorre entre óxido de zinco com uma ácido clorídrico.
 - b) Escreva a equação química que traduz a reacção que ocorre entre peróxido de bário e ácido sulfúrico diluído.
 - c) Escreva a equação química que traduz a reacção que ocorre entre Óxido de ferro (II) e Óxido de ferro (III) para formar o Óxido misto.
3. Complete as seguintes frases
 - a) Os óxidos resultam da _____ de um elemento qualquer com o _____.
 - b) A reacção química que ocorre entre o Oxigénio e qualquer outra substância, denomina-se _____ ou simplesmente _____.
 - c) Óxidos anfóteros são assim chamados porque reagem como _____ perante uma base forte, e reagem como bases perante _____.

Agora compare as suas soluções com as que lhe apresentamos no final do módulo. Sucessos!

Lição 2

Métodos de obtenção, propriedades químicas e aplicações dos óxidos

Introdução

Caro estudante, sabia que o solo é formado por um número muito grande de substâncias, dentre as quais se destacam os óxidos iônicos, presentes em grandes quantidades de minérios? Nesta lição você vai aprender que óxidos são substâncias binárias constituídas por átomos de apenas dois elementos químicos em que um deles é, obrigatoriamente, o Oxigênio.

Também você vai estudar as formas de obtenção dos óxidos e as aplicações dos óxidos mais importantes.

Ao concluir esta lição você será capaz de:



Objectivos

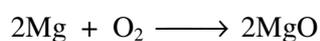
- *Descrever* as propriedades químicas dos óxidos.
- *Escrever* as equações químicas que traduzem as propriedades químicas dos óxidos.
- *Escrever* as equações químicas de obtenção dos óxidos.
- *Mencionar* as aplicações dos óxidos mais importantes.
- *Obter* experimentalmente óxido de magnésio.
- *Identificar* o carácter químico do óxido de magnésio.

Métodos de obtenção dos óxidos

Prezado estudante, para você obter um óxido, poderá optar por seguintes processos:

1. Reacção de um elemento químico com Oxigénio

Exemplo:





Experiência de obtenção laboratorial de óxido de magnésio

Material	Reagentes
1 colher de combustão	Magnésio em pó ou em fitas
1 pinça de madeira	Água destilada
1 copo de Becker	Solução alcoólica de fenolftaleína
1 tubo de ensaio normal	
Fósforo	
Bico de Bunsen	

Prezado estudante, para você realizar esta experiência, é preciso entrar em contacto com seu professor de disciplina para ajudá-lo, pois algumas experiências são perigosas.

Montagem e realização

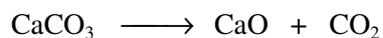
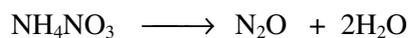
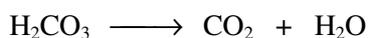
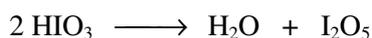
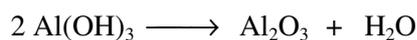
- Coloque na colher de combustão magnésio em pó.
- Com um palito aceso ou com a chama do bico de Bunsen queime o magnésio.
- Observe e anote com atenção o que acontece.

Atenção:

As partículas de magnésio em pó ou em tira produzem faísca de brilho muito vivo. Por isso, deve tomar cuidado, se possível use óculos de protecção.

- Usando a colher de combustão ou pinça introduza o produto obtido no copo de Becker e adiciona água destilada;
- Use 2ml de solução obtida para provar o carácter químico do óxido, adicionando 2 a 3 gotas de indicador fenolftaleína.
- Qual é o carácter químico do óxido? Com certeza você disse que é óxido básico. Ótimo! Vamos prosseguir com a leitura do módulo.

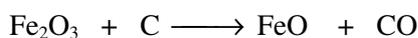
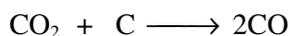
2. Decomposição térmica de Sais oxigenados. Os Sais mais utilizados são nitratos e carbonatos

**Exemplo:****3. Decomposição dos ácidos: perda de água espontaneamente ou com auxílio de agentes desidratantes ou ainda por aquecimento.****Exemplo:****4. Desidratação das bases: perda de água espontaneamente ou por aquecimento.****Exemplo:****5. Extração de jazigos naturais**

É muito grande o número de óxidos existentes em jazigos naturais. Podem ser extraídos por processo de purificação.

Exemplo:

SiO_2 - quartzo; Fe_3O_4 - magnetite; Al_2O_3 - coríndon

6. Redução dos óxidos superiores**Exemplo:**

Caro estudante, depois de ter concluído o estudo dos métodos de obtenção dos óxidos, agora você vai aprender com eles reagem outras substâncias.

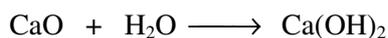
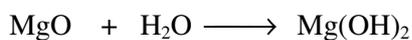
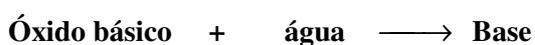
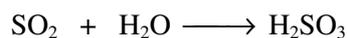
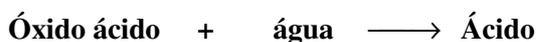
Propriedades químicas dos óxidos

Prezado estudante, os óxidos apresentam as seguintes propriedades químicas:

- a) **Reagem com água.**

Os óxidos ácidos e óxidos básicos ao reagirem com água formam ácidos e bases, respectivamente.

Veja os exemplos:

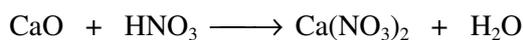


b) **Reagem com ácidos.**

Os óxidos básicos ao reagirem com os ácidos formam sal e água.

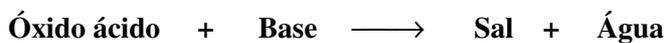


Exemplo:

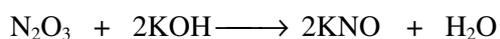
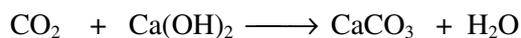


c) **Reagem com bases.**

Os oxácidos ao reagirem com bases formam sal e água.



Exemplo:



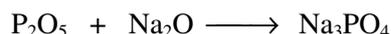
4. **Reagem com outros óxidos.**



Os óxidos ácidos ao reagirem com óxidos básicos formam sal.



Exemplo:



Caro estudante, depois de ter estudado as propriedades químicas dos óxidos, agora você vai saber as múltiplas aplicações que eles apresentam.

Aplicações dos óxidos

Prezado estudante, como é do seu conhecimento que um grande número de óxidos ocorre na natureza na forma de minério, tais como: CaO, Fe₂O₃, SnO₂, CO₂ e SiO₂.

CaO - é muito usado na construção civil, na purificação de açúcar, no tratamento de água e na agricultura, sendo usado como fungicida e correctivo do pH do solo.

SnO₂ - é utilizado no fabrico de lata para acondicionar alimentos, em solda e em pó.

Fe₂O₃ - é utilizado no fabrico de pigmentos acro-vermelhos e como pó para polimento.

CO₂ - é usado na obtenção de carbonato de sódio por processo de Solvay, na obtenção de sais do ácido carbónico, bem como para a gaseificação de bebidas e dos outro refrescos.

Na₂O₂ - é usado no branqueamento de tecidos de lã, seda, etc. É também usado para regenerar o ar nas salas isoladas. Veja e equação de reacção :



H₂O₂ - é usado para branquear tecidos, na medicina é usado como desinfectante (a solução a 3%), na indústria alimentícia durante a conservação dos géneros alimentícios, na agricultura para o tratamento das sementes com parasiticidas.

SiO₂ - a sílica na forma de areia é usada em grande escala na construção civil, no fabrico de vidro, na cerâmica, na produção de cimento, etc.

Resumo da lição



Resumo

Nesta lição você aprendeu que:

- Existem vários processos de obtenção dos óxidos, tais como, decomposição térmica de sais oxigenados, decomposição de ácidos, redução de óxidos superiores, extracção de jazigos naturais, etc.
- As propriedades dos óxidos dependem da sua natureza. Assim, um ácido pode reagir com água, ácidos, bases e outros óxidos.
- Os óxidos fazem-se presentes em grandes quantidades nos minérios. Estes têm muitas aplicações no quotidiano.

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

Actividades



Actividades

1. Assinale as afirmações com “V” as verdadeira e “F” as falsas. Os óxido anfóteros, quando reagem com bases formam
 - a. () Óxido ácido e água
 - b. () Sal e óxido básico
 - c. () Sal e água
 - d. () Óxido duplo e água
2. Mencione duas aplicações para um dos seguintes óxidos: SiO_2 e CaO

Passemos então a resolução da actividade proposta.

1. a. (F); b. (F); c. (V) ; d. (F)
2. CaO - é muito usado na construção civil e no tratamento de água
 SiO_2 - é usado no fabrico de vidro e cimento



Avaliação



Avaliação

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

1. Quas das seguintes afirmações são correctas?
 - a) Os óxidos podem ser obtidos a partir de reacção de decomposição catalítica de sais oxigenados.
 - b) Os óxidos podem ser obtidos a partir de reacção de redução de óxidos superiores.
 - c) Os óxidos podem ser obtidos a partir de reacção entre um elemento ametálico e uma base.
 - d) Os óxidos podem ser obtidos a partir de reacção entre um elemento químico qualquer com Oxigénio.
2. Assinale as afirmações com “V” as verdadeira e “F” as falsas.
 - a) A reacção entre óxido ácido e base resulta um sal e água.
 - b) A reacção entre óxido básico e ácido resulta um sal e hidrogénio.
 - c) A reacção Peróxido e água resulta um sal
 - d) A reacção entre óxido básico e óxido ácido resulta um sal.
3. Escolha apenas as afirmações correctas
 - a) Todos os óxido tem muitas aplicações no quotidiano
 - b) Os óxidos de SiO_2 e CaO tem larga aplicação na construção civil.
 - c) Peróxido de sódio é usado como desinfectante e como um fungicida.
 - d) Peróxido de hidrogénio é usado na medicina como desinfectante.

Agora compare as suas soluções com as que lhe apresentamos no final do módulo. Sucessos!

Acreditamos que você deve ter resolvido os exercícios sem dificuldades, daí que pode passar a lição seguinte. Mas em caso de dificuldades, volta a reler a lição.

Lição 3

Ácidos: Definição, nomenclatura e propriedades físicas

Introdução

Estimado estudante, é importante saber identificar o carácter químico das soluções aquosas, pois permite prever a existência de determinados tipos de substâncias dissolvidas na água. Diversos factores do quotidiano podem provocar diferentes desequilíbrios, entre os quais a chuva ácida que provoca acidez da água, agentes poluentes da água como combustíveis, detergentes, resíduos industriais que alteram a composição química da água.

A presença dos ácidos é constante no nosso dia-a-dia, eles são encontrados em frutas cítricas, produtos de limpeza, entre outros.

O sumo de limão, laranja e vinagre, apresentam em comum, além de outras propriedades, o sabor azedo. Este sabor provém de substâncias existentes nessas soluções. A palavra **ácido**, vem do latim «ácidos» e significa «azedo» ou «picante».

Ao concluir esta lição você será capaz de:



Objectivos

- *Explicar* o conceito ácido segundo Arrhenius.
- *Classificar* e nomear os ácidos.
- Mencionar as principais características dos ácidos.
- *Identificar* o ião comum responsável pelas propriedades das soluções ácidas.

Definição dos ácidos

Definição segundo Arrhenius

Ácido é toda substância que em solução aquosa liberta os iões Hidrogénio (H^+)

Exemplo:



Como você viu, para que uma substância seja classificada como ácido de Arrhenius, deve produzir em água íons H^+ . Então é fácil concluir que na fórmula do ácido deve aparecer hidrogênio.

Exemplo

HCl , H_2CO_3 , HNO_3

Segundo Bronsted-Lowry, ácido é uma substância capaz de doar um próton (H^+) a uma outra substância (é um doador de próton).



Fórmula geral:



Onde:

A- é o radical do ácido com valência n;

n- é o nº de átomos de hidrogênio;

H- átomo do elemento hidrogênio;

Caro estudante, depois de você ter definido os ácidos segundo Arrhenius, vamos classificá-los.

2. Classificação dos ácidos

Toda classificação deve obedecer a determinados critérios. Em relação aos ácidos os critérios adoptados são os seguintes:

- a) Quanto à presença do oxigênio na molécula os ácidos podem ser:
 - **Oxigenados ou oxiácidos** - são aqueles que têm oxigênio na molécula

Exemplo:

H_2SO_4 , H_3PO_3 , HNO_3

- **Ácidos não Oxigenados ou hidrácidos** - não tem oxigênio na molécula

Exemplo:

H_2S , HI , HCN

- b) Quanto á presença de carbono na molécula:

- **Ácidos inorgânicos** - são aqueles que não apresentam o carbono na molécula.

Exemplo:

HCl, HNO₃, H₂S

Existem ácidos como HCN, H₂CO₃, que apesar de possuírem carbono na molécula pertencem também ao grupo dos ácidos inorgânicos.

- **Ácidos orgânicos** - são ácidos que apresentam carbono na sua molécula.

Exemplo:

CH₃COOH, H₂C₂O₄

- c) Quanto ao número de hidrogénios ionizáveis (substituíveis) na molécula

- **Monoácidos ou ácidos monobásicos ou monopróticos** - são aqueles que têm somente um hidrogénio (H⁺) ionizável.

Exemplo:

HCl, HBr, HI, HCN

- **Biácidos ou ácidos dibásicos ou dipróticos** - são ácidos que têm dois hidrogénios (H⁺) ionizáveis.

Exemplo:

H₂SO₄, H₂S, H₃PO₃

Na molécula de H₃PO₃, nos hidrogénios ligados ao oxigénio, que é mais electronegativo, só dois hidrogénios (H⁺) são ionizáveis.

- **Triácidos ou ácidos tribásicos ou triprotónicos** - são ácidos que têm três hidrogénios (H⁺) ionizáveis.

Exemplo:

H₃PO₄, H₃BO₃

- d) Quanto ao número de elementos na molécula

- **Ácidos binários** - são ácidos que apresentam dois elementos na molécula.

Exemplo:

HCl, HBr, H₂S



- **Ácidos terciários** - são ácidos que apresentam três elementos na molécula.

Exemplo:

- **Ácidos quaternários** - são ácidos que apresentam quatro elementos na molécula.

Exemplo:

e) Quanto ao libertação de vapores á temperatura ambiente.

- **Ácidos fixos** - são ácidos que não libertam vapores à temperatura ambiente.

Exemplo:

- **Ácidos voláteis** - são ácidos que libertam vapores à temperatura ambiente.

Exemplo:

f) Quanto ao grau de dissociação iónica (α)

Chama-se grau de dissociação (α) de um ácido a relação entre o número de moléculas (n_i) inicialmente dissolvidas na água e o número de moléculas (n_d) que dão reacção de ionização na água.

$$\text{grau de ionização} = \frac{\text{N}^\circ \text{ de moléculas ionizaveis}}{\text{N}^\circ \text{ de moléculas inicialmente dissolvidas}}$$

$$\alpha = \frac{n_d}{n_i}$$

- **Ácidos fortes** - são ácidos que se dissociam completamente, apresentam o grau de ionização (α) mais que 50%.

Exemplo:

HCl (92%), H₂SO₄ (61%)

- **Ácidos fracos**, são ácidos que se dissociam parcialmente, apresentam o grau de dissociação (α) menor que 5%.

Exemplo:

H₂CO₃ (0,18%), H₂S (0,15%), HCN (0,008%)

- **Ácidos semi-fortes** - são aqueles que apresentam o grau de dissociação (α) entre 5% a 50%. Porém, quando se dissocia mais de 50% considera-se um ácido forte e se dissocia menos de 5% será um ácido fraco.

Depois de você ter estudado com muito afinco a classificação dos ácidos é a vez de passar para a nomenclatura dos ácidos.

3. Nomenclatura dos ácidos

Para nomear os ácidos, você deve observar se o ácido apresenta ou não oxigênio.

- a) Para os ácidos que não apresentam o oxigênio (hidrácidos) na molécula, você deve fazer o seguinte: escrever a palavra **ácido** seguida do **nome do elemento** ligado ao hidrogênio acrescentando o sufixo ou terminação **ídrico**.

Exemplo:

HCl : ácido cloro + ídrico = ácido clorídrico

HI: ácido iodo + ídrico = ácido iodídrico

H₂S: ácido sulfur + ídrico = ácido sulfídrico

- b) Para nomear ácidos que têm oxigênio na sua molécula (oxiácidos), você deve fazer o seguinte: escrever a palavra **ácido** seguida do nome do elemento central acrescentando o sufixo ou terminação **ico**.

Exemplo:

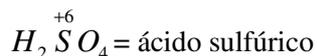
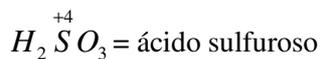
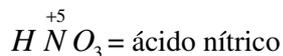
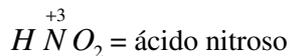
H₂CO₃: ácido carbono + ico = ácido carbônico

H₂SO₄: ácido sulfur + ico = ácido sulfúrico

Pode acontecer que, um mesmo elemento forme dois ácidos. Neste caso, você deverá determinar o número de oxidação (nox) do elemento e colocar a terminação **ico** para o de maior nox (que tem maior n° de oxigênio) e a terminação **oso** para o de menor nox ou seja o que contém menos oxigênio.



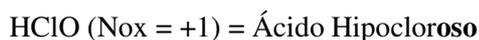
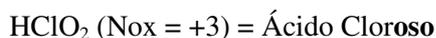
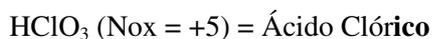
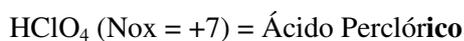
Exemplo:



Quando o elemento forma três ou quatro oxiaácidos, deve-se utilizar os prefixos hipo (para o nox menor) e per (para nox maior).

Ácido **per** **ico**
 Ácido **ico**
 Ácido **oso**
 Ácido **hipo** **oso**

Exemplo:



Estimado estudante, uma outra regra referente a nomenclatura dos ácidos é fazer corresponder a terminação do anião (do radical ácido) a terminação do ácido.

Exemplo:

Terminação do anião	Exemplo do anião	Terminação do ácido	Nome do ácido
-ato	ClO_3^- -clorato	-ico	$HClO_3$ - Ácido clórico
-eto	Cl^- -cloreto	-ídrico	HCl - Ácido clorídrico
-ito	SO_3^{2-} -sulfito	-oso	H_2SO_3 - Ácido sulfuroso

No entanto, você deve saber que existem casos em que o mesmo elemento forma mais de um ácido, mas o nox do elemento é o mesmo. Nestes casos usa-se os prefixos **orto**, **meta**, **piro**.

Orto: para aqueles que apresentam maior grau de hidratação;

meta, para aqueles obtido do orto pela saída de uma molécula de água;

piro, para aquele obtido pela saída de duas molécula de água.

Exemplo:

O Fósforo forma: $H_3^{+5}PO_4$, $H^{+5}PO_3$, $H_4^{+5}P_2O_7$.

H_3PO_4 (ácido orto fosfórico), menos H_2O , forma o HPO_3 (ácido metafosfórico)



Caro estudante, como identificar as propriedades físicas dos ácidos?
Preste, atenção ao que segue:

4. Propriedades físicas dos ácidos

- Dissociam-se em solução aquosa produzindo iões H^+ .
- São solúveis em água.
- São electrolíticos.
- Têm sabor azedo.
- Apresentam condutibilidade eléctrica.
- Têm acção sobre os indicadores.

Indicadores são substâncias orgânicas que na presença de ácidos, adquirem coloração diferente.



Resumo da lição



Resumo

Nesta lição você aprendeu que:

- Ácido segundo Arrhenius, é toda substância que em solução aquosa liberta iões H^+ .
- Ácido, segundo Bronsted é toda substância que doa prótons (iões H^+)
- A classificação dos ácidos obedece a determinados critérios:
 - Quanto à presença de oxigénio na molécula em oxiácidos e hidrácidos.
 - Quanto à presença de carbono na molécula em ácidos inorgânicos e orgânicos.
 - Quanto ao número de hidrogénio ionizáveis em monobásico, dibásico e tribásico e tetrabásico.
 - Quanto ao número de elementos na molécula em ácidos binários, ternários e quaternários.
 - Quanto ao desprendimento de vapores a temperatura ambiente em ácidos fixos e voláteis.
 - Quanto ao grau de dissociação iónica, em ácidos fortes e fracos.
- Para nomear os ácidos é necessário ter em consideração o critério de classificação quanto a presença de oxigénio na molécula.
- Os ácidos quanto às características gerais são substâncias solúveis em água, libertam o ião H^+ em solução aquosa, têm sabor azedo, conduzem a corrente eléctrica, mudam a cor dos indicadores.

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

Actividades



Actividades

1. Defina ácido segundo as teorias de Arrhenius e Bronsted
E segundo Bronsted ácido é toda substância que cede prótons
2. Você tem os ácidos de fórmula H_3PO_3 , e HPO_2 . Qual é será o nome destes ácidos?
3. Assinale com X, apenas a afirmação certa
 - a) Ácidos são substâncias que em solução aquosa produzem aniões ().
 - b) Ácidos são substâncias partículas electricamente carregadas ().
 - c) Ácidos são substâncias que em soluções aquosa libertam iões hidrogénio ().
 - d) Ácido, segundo Bronsted é toda substância que em solução aquosa cede os iões OH^- ().

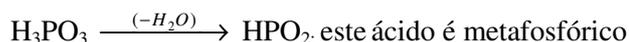
Passemos então a resolução da actividade proposta.

1. Segundo Arrhenius, ácido é toda substancia que em solução aquosa liberta ião hidrogénio (H^+).
2. H_3PO_3 = ácido fosforoso;

HPO_2 = o nome deste ácido provem do primeiro e para determinar o nome deve-se seguir o seguinte raciocínio:

1º Determinar o nox dos dois: $\text{H}_3\overset{+3}{\text{P}}\text{O}_3$, e $\text{H}\overset{+3}{\text{P}}\text{O}_2$

2º Como os elementos de fósforo apresentam o mesmo nox nos dois, deve-se eliminar uma molécula de água.



- a) Classifique o ácido fosforoso (H_3PO_3) quanto á presença de O_2 e numero de elementos

O H_3PO_3 é um oxiácido, isto é, tem oxigénio na molécula, é ternário, isto é, tem três elementos: H, P e O

3. c)



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 correcta. São considerados ácidos inorgânicos:
 - a. HCl, HBr, CH₃COOH, H₂S ()
 - b. H₂CO₃, H₂SO₄, HCN, CH₃COOH ()
 - c. H₂SO₄, HCN, HNO₃, H₂CO₃ ()
 - d. H₃PO₄, HI, HClO₃, HCOOH ()
2. Usando os vários critérios de nomeação, dê nomes aos ácidos a seguir indicados:
 - a) H₂CrO₄
 - b) HNO₂
 - c) HClO₂
 - d) H₃SO₅
 - e) HMnO₄
 - f) H₂MnO₄
3. Assinale com X a afirmação certa. Diz-se que um ácido é forte quando:
 - a) Reage com os metais libertando hidrogénio ().
 - b) Apresenta maior grau de dissociação ().
 - c) Reagem facilmente com os sais ().
 - d) Apresenta mais de um hidrogénio ionizável ().
4. Identifique o ácido que corresponde à classificação monoácido, oxiácido e ternário. (Assinale com x a resposta certa).
 - a. () HNO₃
 - b. () H₂SO₄
 - c. () H₃PO₄
 - d. () HCl

Agora compare as suas soluções com as que lhe apresentamos no final do módulo. Sucessos! Bravo. Acertou tudo. Você é muito inteligente!

Lição 4

Métodos de obtenção dos ácidos. Propriedades químicas. Teoria ácido-base

Introdução

Estimado estudante, grande parte das reações químicas do dia-a-dia realizam-se no laboratório em solução aquosa. As soluções aquosas possuem características provenientes do tipo de substâncias dissolvidas na água, por exemplo quando se dissolve o açúcar obtém-se uma solução aquosa de sabor adocicado; quando se dissolve o vinagre, a solução adquire um sabor azedo, característico das soluções ácidas.

Existem vários processos para produzir os ácidos. Nesta lição você vai aprender apenas os principais métodos. E as propriedades químicas.

Ao concluir esta unidade você será capaz de:



Objectivos

- Explicar os procedimentos para obtenção dos ácidos.
- *Escrever* as equações químicas de obtenção dos ácidos.
- Escrever as equações químicas que traduzem as propriedades químicas dos ácidos.
- *Explicar* a teoria de dissociação de Arrhenius.
- Descrever a dissociação parcial e total dos ácidos.

Métodos de obtenção dos ácidos

Caro estudante, existem vários processos utilizados para a produção dos ácidos, porém nesta lição, você aprenderá os principais métodos de obtenção:

Método sintético

Reacção de óxidos ácidos (ametálicos) com água.

Reacção de um sal com ácido



- a) Combina-se directamente o hidrogénio com determinados ametais, como Cl_2 , Br_2 , I_2 e S. Dessa combinação obtêm-se os hidretos correspondentes. Esses hidretos são gases que se dissolvem em água formando os respectivos ácidos.

Exemplo:



- b) Reacção de óxidos ácidos (ametálicos) com água

Faz-se reagir um óxido ácido em água e obtêm-se os respectivos ácidos:

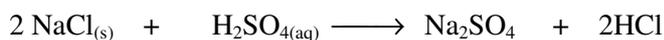
Exemplo:



- c) Reacção de um sal com ácido

Esta reacção já foi estudada nas propriedades químicas dos ácidos. É uma reacção de dupla troca.

Exemplo:



Caro estudante, depois de você ter estudado os diferentes métodos de obtenção dos ácidos, agora vamos tratar das propriedades químicas dos ácidos.

Propriedades químicas dos ácidos

Os ácidos podem ser encontrados como reagentes de laboratórios ou presentes em materiais comuns. Eles apresentam as seguintes propriedades químicas:

- Reagem com metais activos
- Reagem com bases
- Reagem com sais
- Reagem com óxidos



Ácido forte

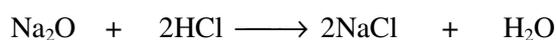
ácido fraco

4. Reacções com óxidos

Os ácidos reagem com óxidos básicos, anfóteros, peróxidos e superóxidos produzindo sal e água e peróxido de hidrogénio e oxigénio, dependendo da natureza do óxido.

5. Reacção com óxidos básicos

Exemplo:



Óxido básico

6. Reacção com óxido anfótero

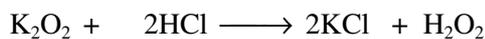
Exemplo:



Óxido anfótero

7. Reacção com peróxido

Exemplo:



Caro estudante, concluído o estudo das propriedades químicas dos ácidos, agora você vai familiarizar-se com as teorias de Arrhenius e de Bronsted-Lowry de ácidos.

Teoria de dissociação de Arrhenius e de Bronsted-Lowry

Teoria de dissociação de Arrhenius

Svante August Arrhenius (1859-1927), químico-físico e matemático, Sueco, desenvolveu a teoria de dissociação iónica. Segundo esta teoria, o íon de hidrogénio (H^+), que na presença da água forma o íon hidrogénio (H_3O^+), é responsável pelas propriedades ácidas.

Exemplo:

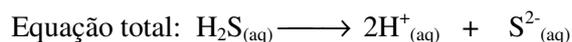
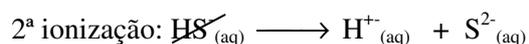


O processo de libertação dos iões hidrogénio (H^+) ocorre por ionização, isto é, há rompimento de ligações covalente com formação de iões.

Ionização dos ácidos

Caro estudante, os ácidos em meio aquosa originam iões H^+ num processo denominado ionização. Os ácidos protolíticos são aqueles que podem ceder mais do que um protão da molécula. Esses iões não são cedidos com a mesma facilidade: o 1º protão sai com mais facilidade em relação ao 2º, e este primeiro que o 3º, e assim por diante. O ião (H^+) é retirado por etapas. Em cada etapa é retirado apenas um ião H^+ .

Exemplo: ionização em etapas:



Agora, voce, deve ter observado o esquema que relacionando o número de moléculas que se ionizam com o número de moléculas que foram adicionadas à água, obtém-se um resultado denominado **grau de ionização** representado por α . Assim, ficou estabelecido que a força do ácido está ligada ao grau de ionização (α).

Quanto maior for o grau de ionização (α), mais forte será o ácido. Para ácidos fortes o grau de ionização é $> 50\%$ e para ácidos fracos o $\alpha \leq 5\%$.

Estimado estudante, presta atenção o resumo da lição que lhe ajudará a reter os principais aspectos no seu processo de aprendizagem.



Resumo da lição



Resumo

Nesta lição você aprendeu que:

- Os ácidos reagem com metais activos, com bases, sais e com óxidos.
- Os ácidos reagem com sais formando novo sal e novo ácido sob seguintes condições: quando o ácido formado for volátil e o ácido reagente fixo; o sal formado for insolúvel em água e o ácido formado for mais fraco que o ácido reagente.
- Segundo Arrhenius, os ácidos dissociam-se em iões H^+ . Essa dissociação ocorre em etapas e, em cada etapa dissocia-se um ião H^+ .
- A força dos ácidos está ligada ao grau de dissociação. Quanto maior o grau de dissociação (α), mais forte será o ácido;
- Existem vários processos para obtenção dos ácidos, entre os quais se destacam: método sintético, reacção do óxido-ácido com água e reacção de um sal com ácido.

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

Actividades



Actividades

1. Se você tiver dois ácidos HA e HB apresentando os graus de ionização 0,82 e 0,75, respectivamente, qual será o ácido mais forte?
2. Explica a diferença entre a dissociação de uma substância iónica e a ionização de uma substância molecular.

Passemos então a resolução da actividade proposta.

1. Para você responder a esta questão deve recorrer ao conhecimento sobre a classificação dos ácidos quanto à força e quanto ao grau de ionização (α).

HA $\alpha = 0,82$ e HB = 0,75. O ácido mais forte é o HA porque apresenta maior quantidade de moléculas ionizadas ou apresenta maior grau de ionização.

2. Para responder a este questão deverá recorrer ao conhecimento sobre a classificação dos ácidos quanto a natureza.

A ionização de uma substância molecular é o processo de produção de iões em solução, em reacção, de certas substâncias com água.

Dissociação de uma substância iónica, é um fenómeno em que compostos iónicos ao entrarem em contacto com água se dissolvem e os iões se dissociam.



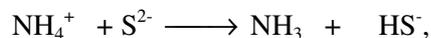
Avaliação



Avaliação

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

1. Escreva as equações químicas de ionização para os seguintes ácidos:
 - a) HF
 - b) H_2CO_3
 - c) HNO_2
2. Escreva as equações químicas de dissociação para os seguintes ácidos:
 - a) HCl,
 - b) H_2SO_4
 - c) H_3PO_4
3. Na seguinte equação química:



Assinale com (X) somente a resposta certa inerente as afirmações sobre o íon amónio (NH_4^+). Íon amoníaco (NH_4^+) é uma espécie de:

- a. () Ácido, segundo Arrhenius
- b. () Ácido, segundo Brønsted-Lowry
- c. () Ácido, segundo Arrhenius e Brønsted-Lowry

Agora compare as suas soluções com as que lhe apresentamos no final do módulo. Sucessos!

Lição 5

Obtenção laboratorial e industrial dos ácidos. Aplicações

Introdução

Caro estudante, ao se tratar da utilização dos ácidos pela indústria, sempre faz-se a referência do ácido sulfúrico, pois sua importância é tão grande que seu consumo pode ser utilizado como indicador para medir o desenvolvimento de um País.

Na indústria, os ácidos têm um papel fundamental, pois além de servirem como matéria-prima, são importantes nos processos de manufactura. Apesar de serem muito importantes na indústria podem provocar danos ambientais quando mal geridos. Por exemplo, a formação de chuvas ácidas em ambientes poluídos com o dióxido de enxofre, óxidos de nitrogénio, quando estes reagem com água formam os respectivos ácidos (H_2SO_4 e HNO_3).

O ácido sulfúrico, assim como os ácidos nítrico e clorídrico também podem ser obtidos no laboratório.

Ao concluir esta unidade você será capaz de:

- Descrever o processo de produção industrial do ácido sulfúrico.
- *Reconhecer* a importância económica do ácido sulfúrico.
- Escrever as equações químicas de obtenção industrial do ácido sulfúrico.
- *Explicar* a acção do catalisador no processo de contacto.
- *Mencionar* as aplicações do ácido sulfúrico, nítrico e clorídrico.
- *Usar* as medidas de segurança no manuseamento dos ácidos.



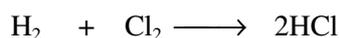
Objectivos



Obtenção industrial e laboratorial do ácido clorídrico

Obtenção Industrial do Ácido Clorídrico (HCl)

O Ácido Clorídrico comercializado como solução aquosa em torno de 35%, é muito utilizada pelas indústrias químicas. Este ácido obtém-se pela reacção directa de hidrogénio com o cloro, a elevada temperatura.



Experiência de obtenção Laboratorial do Ácido Clorídrico(HCl)

Objectivos:

- Construir um aparelho para obtenção de gases tendo em conta a sua toxicidade.
- Obter o Cloreto de hidrogénio e convertê-lo em Ácido clorídrico.

Material	Reagentes (substâncias)
1Tubo de ensaio com abertura lateral 45°;	Cloreto de sódio ----- 1 a 2 espátulas,
1 Suporte para filtro	Ácido sulfúrico concentrado -----5ml
1 Filtro PTEF	Solução alcoólica de Fenolftaleína;
Funil de separação;	Água destilada.
1 Seringa	Alaranjado de metilo
Adaptadores 20/20, 20/13 e 13/13.	

Como proceder para a montagem da aparelhagem e realização da experiência? Você deve fazer assim:

- No tubo de ensaio com abertura lateral 45°, coloque 1 a 2 espátulas de Cloreto de sódio.
- Com ajuda de uma seringa retire do frasco cerca de 5ml de Ácido sulfúrico concentrado e introduza no funil de separação.

Atenção, caro estudante, o ácido sulfúrico é um líquido incolor, oleoso e corrosivo, pode causar queimaduras graves. Por isso, deve ser manipulado com muito cuidado. Esperamos que tenha entendido.

- Acople o funil de separação ao tubo de ensaio contendo o Cloreto de sódio.
- Goteje o ácido sobre o cloreto de sódio.
- Observe e anote com atenção o que acontece.
- Use 2ml de solução obtida para provar acidez da solução resultante adicionando 2 a 3 gotas de indicador alaranjado de metilo.
- Anote as observações.

Anotou as observações? Achemos que sim:

- Cloreto de hidrogénio é um gás incolor, com cheiro forte e bem solúvel em água. A solução aquosa de cloreto de hidrogénio denomina-se ácido clorídrico.
- A reacção ocorre porque o ácido sulfúrico é um ácido fixo e o ácido clorídrico é um ácido volátil.

Obtenção industrial e laboratorial do ácido sulfúrico

Obtenção industrial do ácido clorídrico

O Ácido Sulfúrico é produzido na indústria pelo Processo de Contacto ou Método de contacto, através do qual se obtém um ácido bastante puro. Esse processo ocorre por etapas.

1ª Etapa: Obtém-se o dióxido de enxofre, pela queima de enxofre ou sulfureto de enxofre (Pirite).



2ª Etapa: Ocorre a oxidação do dióxido de enxofre à trióxido de enxofre na presença de um catalisador como platina ou o pentóxido de vanádio a uma temperatura acima de 800 °C.



3ª Etapa: O trióxido de enxofre é dissolvido em ácido sulfúrico concentrado e forma o ácido sulfúrico fumegante ou Oleum.





4ª Etapa: Dissolução de Oleúm água.



Experiência de obtenção laboratorial do Ácido sulfúrico

Objectivos

- Obter experimentalmente a solução do Ácido sulfúrico
- Reconhecer o carácter químico da solução do Ácido sulfúrico através de indicadores;

Reagentes	Material
Água oxigenada 10% ----- 5ml	1 Tubo de ensaio com abertura lateral 90°;
Óxido de manganês (IV), em pó -- - 1 a 2g	1 funil de separação;
Água destilada	Adaptadores (20/13; 20/20) e Anilhas de borracha;
Indicador alaranjado de metilo - 2 a 3 gotas	1 Tubo de reacção
Indicador azul de metileno - 2 a 3 gotas	1 Tubo de rosca
Hidróxido de sódio ou Bário 0,1M -2gotas	1 Filtro PTEF, 1 Suporte para filtro
Enxofre em pó ou em lâminas ----- 0,5g	1 Bico de bunsen 1 Tubo de vidro curvo

Montagem e realização

- No tubo de ensaio com abertura lateral 90°, coloque 1 a 2 espátulas de Óxido de manganês (IV).
- Com ajuda de uma seringa retire do frasco cerca 5ml de Água oxigenada 10% e introduza no funil de separação.

Atenção, caro estudante, o ácido sulfúrico é um líquido incolor, oleoso, é corrosivo, isto é, destrói tecido de algodão, papel, madeira e outros materiais devido a sua energética acção desidratante. Pode causar queimaduras graves na pele, por isso, deve ser manipulado com muito cuidado.

Acopule o funil de separação ao tubo de ensaio com abertura lateral 90° contendo Óxido de manganés (IV). A este tubo acopule um tubo de rosca contendo Enxofre em pó ou em lâminas.

Ao tubo de rosca acople o tubo de vidro curvo que vai desembocar no tubo de reacção contendo água oxigenada.

- Goteje a água oxigenada sobre o Óxido de manganés (IV) para produzir o oxigénio que vai reagir o enxofre aquecido.
- Observe e anote com atenção o que acontece.
- Use 2ml de solução obtida para provar acidez da solução resultante, adicionando 2 a 3 gotas de indicador alaranjado de metilo.
- Anote as observações.

Nota: O que você observou?

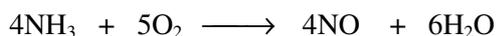
Você vai utilizar a água oxigenada para produzir o oxigénio que vai reagir com enxofre formando Dióxido de enxofre. Este gás ao entrar em contacto com a água oxigenada introduzida no tubo de reacção vai formar a solução do ácido sulfúrico.

Obtenção Industrial e laboratorial do Ácido Nítrico (HNO₃)

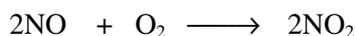
Obtenção Industrial do Ácido Nítrico (HNO₃)

O Ácido Nítrico também se usa na escala industrial. Este Ácido é produzido pelo processo de OSTWALD que também ocorre por etapas:

1ª Etapa: Oxidação (combustão) do Amoníaco na presença de catalisador (Platina), a 750°C.



2ª Etapa: Oxidação do monóxido de Nitrogénio.



3ª Etapa: dissolução de dióxido de nitrogénio em água.



Experiência de obtenção laboratorial do Ácido nítrico

Objectivos

- Obter experimentalmente a solução do Ácido nítrico.



- Reconhecer a carácter químico da solução do Ácido nítrico através de indicadores.

Materiais	Reagentes
Tubo de ensaio com abertura lateral 45°; Tubo de rosca; Pipeta Eppendorf de 12,5ml; Funil de separação; Adaptadores 20/20, 20/13 e 13/13.	Ácido nítrico concentrado(65%)--- 2 a 3ml Cobre --- 2 a 3 pregos Água destilada.

Montagem e realização

- No tubo de ensaio com abertura lateral 45°, coloque 2 a 3 pregos de Cobre.
- Com ajuda de uma seringa retire do frasco cerca 5ml de Ácido nítrico concentrado e introduza no funil de separação.

Atenção: O ácido nítrico é um líquido incolor, volátil, seus vapores são muito tóxicos, é corrosivo, ao ser exposto ao ar, à semelhança do ácido clorídrico “fumega”, visto que os vapores deste ácido formam com os vapores de água existente no ar gotinhas de nevoeiro (espécie de fumo). Por isso, deve ser manipulado com muito cuidado.

- Acople o funil de separação ao tubo de rosca contendo água destilada.
- Observe e anote com atenção o que acontece.

Nota: O dióxido de nitrogénio é um gás castanho venenoso, com um cheiro forte e solúvel em água. Por isso, deve tomar cuidado. O gás é recolhido em água, pois se dissolve nela formando solução de ácido nítrico.

- Use 2ml de solução obtida para provar acidez da solução resultante, adicionando 2 a 3 gotas de indicador alaranjado de metilo.
- Anote as observações (descrever as observações)

As aplicações dos Ácidos Sulfúrico, Nítrico e Clorídrico

Aplicações do Ácido Clorídrico (HCl)

É utilizado na limpeza e tratamento de superfícies metálicas antes do processo de soldagem, na acidificação de poços de petróleo, na limpeza de edifícios após a sua caiação para remover os respingos de cal; na indústria farmacêutica, entre outras.

Aplicações do Ácido Sulfúrico (H₂SO₄)

O Ácido Sulfúrico é o ácido mais importante na indústria e no laboratório, é um líquido incolor e viscoso, um forte oxidante e desidratante (higroscópico) usado na produção de fertilizantes. É o ácido dos acumuladores de Chumbo usado em soluções de baterias nos automóveis, na indústria de tintas, papéis, corantes, detergentes, plásticos, explosivos e na refinação de açúcar, entre outras.

Aplicações do Ácido Nítrico (HNO₃)

O HNO₃ é comercializado como solução aquosa em torno de 53%. É usado na fabricação de explosivos (TNT=trinitrotolueno), pólvora negra, algodão, pólvora (trinitrocelulose), na produção de adubos nitrogenados, tintas, vernizes, plásticos, tecidos (Nyoln), medicamentos, entre outras.

Resumo da lição



Resumo

Nesta lição você aprendeu que:

- Os ácidos, Sulfúrico, Nítrico e Clorídrico podem ser obtidos em grande escala na indústria e em pequena escala no laboratório.
- Os ácidos são substâncias corrosivas que podem originar queimaduras graves, e se deve manusear com cuidado (usar luvas).
- Ácido sulfúrico é de grande importância industrial dadas as suas aplicações.

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

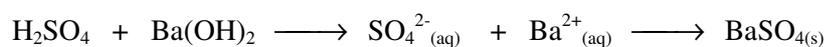


Actividades



Actividades

1. Classificar os ácidos H_2SO_4 , HNO_3 e HCl , quanto ao desprendimento de vapores.
2. Qual é a importância do H_2SO_4 para a indústria?
3. Escreve a equação química de obtenção laboratorial do ácido clorídrico.
4. Explique como é que se identificam os iões SO_4^{2-} no laboratório.



5. Indique 3 medidas de precaução ao manusear os ácidos.

Passemos então a resolução da actividade proposta.

1. H_2SO_4 é ácido fixo; HNO_3 e HCl são ácidos voláteis.
2. É considerado tão importante que seu consumo pode ser utilizado como indicador do desenvolvimento de uma nação. É usado na indústria de fertilizantes.
3. $\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{conc})} + \text{NaCl}_{(\text{s})} \longrightarrow \text{HCl} + \text{Na}_2\text{SO}_4$
4. Identifica-se pela reacção com uma solução de $\text{Ba}(\text{OH})_2$ ou $\text{Ca}(\text{OH})_2$, forma-se um precipitado branco.
5. Usar luvas de protecção, trabalhar no nicho, não deitar a água sobre o ácido.

Avaliação



Avaliação

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

- Escreva o nome dos seguintes ácidos:

a) HCl	e) HClO ₄	i) HNO ₂	m) H ₃ PO ₃	q) CH ₃ COOH
b) HClO	f) H ₂ SO ₃	j) HCN	n) H ₂ PO ₂	r) HMnO ₄
c) HClO ₂	g) H ₂ SO ₄	k) H ₂ CrO ₄	o) H ₄ P ₂ O ₇	
d) HClO ₃	h) HNO ₃	l) H ₃ PO ₄	p) H ₂ CO ₃	
- Escreva a fórmula molecular dos seguintes ácidos.

a) Nítrico	d) Hipocloroso	g) Selénico	
b) Clórico	e) Bórico	h) Hipoiódoso	
c) Carbónico	f) Arsénico	i) Periódico	j) Fosfórico
- Equacione a ionização (em uma só etapa) dos seguintes ácidos:

a) Clorídrico	c) Carbónico	b) Clórico	d) Fosfórico
---------------	--------------	------------	--------------
- Equacione a ionização (em duas ou mais etapas, conforme o caso) dos seguintes ácidos:

a) Sulfúrico	c) Pirofosfórico	b) Carbónico	d) Fosfórico
--------------	------------------	--------------	--------------
- O ácido fosfórico é obtido industrialmente por meio da reacção de um minério chamado apatita (fosfato de cálcio) com ácido sulfúrico.
 - Escreva a fórmula da apatita
 - Equacione a reacção em questão.
- Ao aquecermos em um tubo de ensaio uma mistura de NH₄NO₃ e NaOH em solução, ocorre a libertação de um gás irritante, que consegue fazer um pedaço de papel húmido de tornesol vermelho ficar azul. Esse gás, se dissolvido em água, faz a fenolftaleína passar de incolor a rósea. Equacione a reacção envolvida e identifique o gás.
- Quando em um laboratório, uma solução de ácido clorídrico é derrubado sobre uma bancada, é procedimento usual eliminá-lo jogando bicarbonato de sódio em pó sobre o líquido. Escreva a equação de reacção envolvida no processo.

Agora compare as suas soluções com as que lhe apresentamos no final do módulo. Sucessos!



Lição 6

Bases: Definição, classificação e nomenclatura. Propriedades físicas. Métodos de Obtenção

Introdução

Caro estudante, depois de ter estudado os ácidos vamos abordar o assunto das bases. Você tem notado que a presença das bases é constante nas nossas casas, por exemplo, elas encontram-se em matérias como sabão, detergentes e outros produtos de limpeza.

A palavra **álcali** tem origem árabe e significa « cinzas vegetais ». A partir do século XVI, essas substâncias passaram a ser também denominadas bases, que é actualmente o nome mais difundido.

As soluções aquosas das bases apresentam, geralmente, sensação escorregadia ao tacto, por exemplo, sabão, produtos de limpeza, detergente, cloro de piscina.

Ao concluir esta unidade você será capaz de:

- Explicar o conceito base segundo Arrhenius.
- *Classificar* e nomear as bases.
- Descrever as propriedades físicas das bases.
- *Identificar* o ião comum responsável pelas propriedades das soluções básicas.
- Descrever os métodos de obtenção das bases.



Objectivos

Definição de bases

Segundo Arrhenius

Base é toda substância que em solução aquosa liberta o ião hidróxila (OH⁻).

Exemplo:



Segundo Bronsted-Lowry, Base é uma substância capaz de aceitar um próton de um ácido (receptor de próton).



Fórmula geral

A fórmula geral das bases pode ser representada por :



Onde:

B- Qualquer catião metálico ou radical

OH –Grupo Hidróxila

n- Valência do catião metálico

Classificação das bases

Caro estudante, lembre-se que classificamos os ácidos obedecendo certos critérios. Para a classificação das bases obedece-se os seguintes critérios:

1. Quanto à solubilidade

- a) **Bases solúveis** - são solúveis as bases dos metais alcalinos, alcalinos-terrosos e de amônio

Exemplo:

NaOH, KOH, NH_4OH , etc.

- b) **Bases insolúveis** - são aquelas que não se dissociam em água.

Exemplo:

Fe(OH)_3 , Al(OH)_3 , Zn(OH)_2 , etc.

2. Quanto ao número de grupos hidroxila

- a) **Monobases ou bases monohidróxidados** - são aquelas que apresentam um grupo hidroxilo.

Exemplo:

NaOH, KOH, LiOH, etc.

- c) **Dibases ou bases dihidróxidados** - são aquelas que apresentam dois grupos hidroxilo.

**Exemplo:**

Ca(OH)_2 , Ba(OH)_2 , Fe(OH)_2 , etc.

- d) **Tribases ou bases dihidróxidados** - são aquelas que apresentam três grupos hidroxilo.

Exemplo:

Al(OH)_3 , Fe(OH)_3 , Bi(OH)_3

- e) **Tetrabases ou bases tetrahidróxidados** - são aquelas que apresentam quatro grupos hidroxilo

Exemplo:

Ti(OH)_4

3. Quanto ao tipo de ligação química

- a) **Bases iônicas** - são aquelas que apresentam catião metálico e anião OH^-

Exemplo:

NaOH , Ca(OH)_2 , Ba(OH)_2 , etc.

- b) **Bases covalentes** - são bases dos elementos que apresentam ligação covalente

Exemplo:

Al(OH)_3 , Zn(OH)_2 , Se(OH)_2 , etc.

4. Quanto ao grau de dissociação iônica (α)

- a) **Bases fortes** - são aquelas cujos graus de dissociação são superiores a 50% em solução de 0,1N a 25°C.

Exemplo:

KOH (91%) , Ca(OH)_2 (90%)

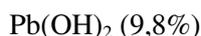
- b) **Bases fracas** - são aqueles cujos graus de dissociação são inferiores a 5% em solução de 0,1N a 25°C.

Exemplo:

NH_4OH (1,3%)

- c) **Bases semi-fortes ou medias** - são aqueles cujos graus de dissociação são inferiores a 50% e superiores a 5%, em solução de 0,1N a 25°C.

Exemplo:



Caro estudante! Viu como foi fácil? Prossiga com o estudo do seu módulo, lendo a nomenclatura das bases.

Nomenclatura das bases

Para nomear as bases, escreve-se a palavra «Hidróxido», seguida da preposição «de» e do nome do metal ou radical positivo.

Hidróxido + de + nome do metal

NH_4OH – Hidróxido de amónio ; Ca(OH)_2 - Hidróxido de cálcio

Al(OH)_3 - Hidróxido de alumínio

Atenção:

Quando o elemento metálico apresenta variação de valência, para se conservar a exactidão da denominação, a nomenclatura é feita de seguinte modo:

Fe(OH)_2 – Hidróxido de ferro (II)

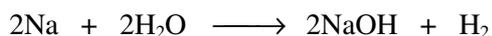
Fe(OH)_3 - Hidróxido de ferro (III)

Prezado estudante, como viu é muito simples estudar a nomenclatura das bases tendo em conta que você tem conhecimento da nomenclatura dos ácidos. Agora presta atenção nos métodos de obtenção das bases.

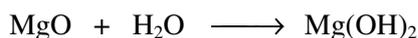
Métodos de obtenção das bases

Para preparar as bases usam -se os seguintes métodos:

1. Reacção de metais alcalinos e alcalinos-terrosos com água



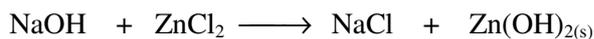
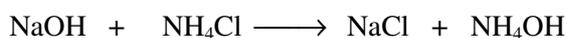
2. Reacção de óxido básico com água



3. Reacção de uma base com um sal

As bases reagem com os sais de modo semelhante aos ácidos. Porém, esta reacção só é possível desde que:

- O sal formado seja insolúvel.**

**Exemplo:****b) A base formada seja insolúvel.****Exemplo:****c) A base formada seja fraca e a base reagente seja forte.****Exemplo:**

Base forte

Base fraca

Caro estudante, tal como os ácidos, as bases apresentam propriedades.

Propriedades físicas das bases

- Têm sabor amargo.
- Uma solução concentrada de base é escorregadia ao tacto.
- Confere a cor azul ao indicador de tornesol e vermelho-carmim a solução alcoólica de fenolftaleína e amarela ao alaranjado de metilo.
- Conduzem a corrente eléctrica quando fundidas ou em solução aquosa.

Nota: Lembre-se, caro estudante que na 9ª classe, você definiu indicadores como substâncias que tomam diferentes cores em função da acidez ou alcalinidade do meio.

Resumo da lição



Resumo

Nesta lição você aprendeu que:

- Bases, segundo Arrhenius, são substâncias que em solução aquosa libertam um cátion metálico e um íon hidróxido (OH^-).
- Bases, segundo Brønsted-Lowry, são substâncias que em solução aquosa recebem prótons.
- As bases podem ser classificadas quanto ao número de grupos hidróxido, a solubilidade e ao grau de dissociação.

Agora vamos realizar conjuntamente as atividades que se seguem para que possa aprender como usar o conhecimento que acaba de adquirir.



Actividades



Actividades

1. Indique, entre as hipóteses seguintes, o ião comum responsável pelas propriedades das soluções aquosas básicas:
a) H^+ b) OH^- c) H_3O^+
2. Dadas as seguintes substâncias: NaOH , $\text{Al}(\text{OH})_3$, $\text{Ca}(\text{OH})_2$, e $\text{Fe}(\text{OH})_2$, classifique os quanto ao número de grupos hidroxilo.
3. Das afirmações a seguir indicadas, escolha apenas a correcta:
 - a) Todas as substancias que são bases de acordo com a teoria de Arrhenius, também serão bases pela teoria de Bronsted (...)
 - b) As bases são substâncias que quando concentradas apresentam geralmente sensação escorregadia ao tacto ()
 - c) Em geral, ao se dissolverem as bases em água, elas formam uma solução capaz de conduzir a corrente eléctrica ().
 - d) Bases fracas são aquelas que apresentam o grau de ionização superior a 50% ().
4. Das afirmações que se seguem escolha a resposta certa:
 - a) base + ácido \longrightarrow base + sal
 - b) base + óxido ácido \longrightarrow sal + ácido
 - c) base + sal \longrightarrow óxido básico + ácido

Passemos então a resolução da actividade proposta.

1. b) OH^- R:
2. NaOH - monobásico
 $\text{Ca}(\text{OH})_2$ e $\text{Fe}(\text{OH})_2$ - dibásicos
 $\text{Al}(\text{OH})_3$ - tribásico
3. b) e c) 4. b)

Avaliação



Avaliação

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

1. Classifique as seguintes bases quanto ao número do grupo hidroxilo:

Sn(OH)_4 , Pb(OH)_4 , NaOH , KOH , Al(OH)_3 , Fe(OH)_3 , Mg(OH)_2 , Ca(OH)_2 .

2. O amoníaco usado para fins de limpeza é uma solução aquosa de amónia que contém iões. Das alternativas abaixo indicadas escolha apenas a certa:

a. () hidroxila b. () sulfato

c. () nitrato d. () cálcio e. () sódio

3. Nomeie as seguintes bases:

a) Fe(OH)_3 b) Fe(OH)_2 c) Sn(OH)_4 d) Sn(OH)_2

e) NH_4OH , f) Ca(OH)_2 g) Ba(OH)_2

Agora compare as suas soluções com as que lhe apresentamos no final do módulo. Sucessos!



Lição 7

Bases: Solubilidade e ionização. Propriedades químicas

Introdução

Como você sabe, estimado estudante, bases são compostos que apresentam iões e quando em água a rede cristalina é destruído, pois ocorre a separação do catião metálico do grupo hidroxilo (anião). Sendo as bases compostos iônicos no estado sólido, quando se dissolvem na água se dissociam quase totalmente nos seus iões.

Ao concluir esta unidade você será capaz de:



Objectivos

- Explicar o processo de solubilidade e ionização das bases.
- Distinguir solubilidade de ionização.
- Descrever as propriedades químicas das bases.

Solubilidade e ionização das bases

Estimado estudante! Todas as bases são compostos iônicos, isto é, compostos formados por iões. Por exemplo, o hidróxido de sódio (NaOH) no estado sólido é um agregado de iões de sódio (Na^+) e iões hidroxilo, (OH^-). Quando o hidróxido de sódio se encontra dissolvido em água, os respectivos iões se dispersam (afastam-se) entre si.

Exemplo:



As bases dos metais alcalinos como por exemplo, NaOH, KOH, e o hidróxido de amónio (NH_4OH), são solúveis na água. As bases dos metais alcalino-terrosos são pouco solúveis em água (ex: $\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Ba}(\text{OH})_2$, $\text{Mg}(\text{OH})_2$). As bases dos restantes metais são muito pouco solúveis em água e podem ser considerados insolúveis (ex: $\text{Fe}(\text{OH})_3$, $\text{Al}(\text{OH})_3$, $\text{Zn}(\text{OH})_2$).

Em soluções diluídas a ionização (dissociação) é total ($\alpha = 100\%$), pois havendo água suficiente, todos os iões do edifício cristalino do hidróxido do metal serão separados uns dos outros pelas moléculas da água.

Em soluções concentradas, não havendo água suficiente para separar todos os íons do cristal, parte dos íons ficara não dissociada e o grau de dissociação será inferior a 100%.

Propriedades químicas das bases

As propriedades referentes às bases são:

- Reacção com ácidos
- Reacção com óxidos
- Reacção com sais

1. Reacção com ácidos

Caro estudante, esta propriedade você já estudou quando tratamos das propriedades químicas dos ácidos.

Portanto, as bases quando reagem com água formam sal e água e a reacção é de **neutralização**.



Exemplo:

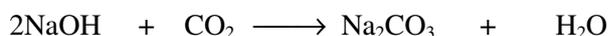


2. Reacção com óxidos

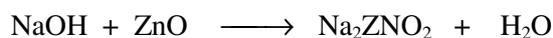
As bases apresentam a propriedade de reagirem com alguns óxidos que você também já conhece. Apenas para recordar observe os seguintes exemplos.



Exemplo:



Exemplo:



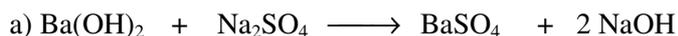


3. Reacção com sais

As **bases** reagem com **sais** de modo semelhante aos ácidos (reacções), exemplos:



Exemplo:



Resumo da lição



Resumo

Nesta lição você aprendeu que:

- As bases dos metais alcalinos são solúveis em água, as bases dos metais alcalinos terrosos são pouco solúveis comparando com as dos metais alcalinos. Por outro lado as bases dos restantes metais são insolúveis em água.
- As bases reagem com ácidos produzindo sal e água, reagem óxidos ácidos e anfóteros produzindo sal e água e reagem com sais produzindo sal e base, desde que:
 - sal formado seja insolúvel,
 - A base formada seja insolúvel,
 - A base formada seja fraca.

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

Actividades



Actividades

1. As fórmulas correctas do ácido e da base que, por neutralização, produzem BaSO_4 , além de água são respectivamente:
 - a. () H_2SO_4 e BaCl_2
 - b. () H_2SO_4 e Ba(OH)_2
 - c. () H_2SO_3 e BaH_2
 - d. () H_2S e Ba(OH)_2

Passemos então a resolução da actividade proposta

Analisando as fórmulas propostas pode-se concluir que a reacção de neutralização ocorre entre ácido e base. Logo a resposta certa para a formação do sal (sulfato de bário) BaSO_4 é (b).



Avaliação



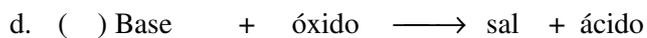
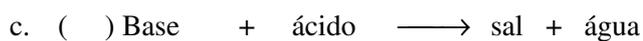
Avaliação

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

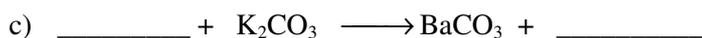
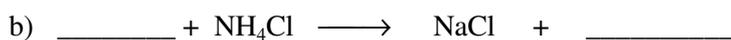
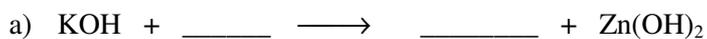
1. Escreva as equações de ionização para as seguintes bases:



2. Escolha apenas a afirmação correcta.



3. Complete as seguintes equações químicas:



Agora compare as suas soluções com as que lhe apresentamos no final do módulo. Sucessos!

Lição 8

Bases: Obtenção industrial . Aplicações das bases mais importantes

Introdução

Caro estudante, o conceito e a nomenclatura das bases de Arrhenius e Brønsted-Lowry já foram estudados nas lições anteriores. Muitas das propriedades comuns aos compostos da função base, já foram tratadas em conjunto com as dos ácidos. Assim, nesta lição vamos estudar as formas de contenção industrial das bases mais importantes no quotidiano.

Ao concluir esta unidade você será capaz de:



Objectivos

- Explicar o processo industrial de obtenção de Hidróxido de sódio e de cálcio.
- *Escrever* as equações químicas que traduzem os processos de obtenção de Hidróxido de sódio e de cálcio.
- Mencionar as aplicações das bases mais importantes.

Obtenção industrial de Hidróxido de sódio

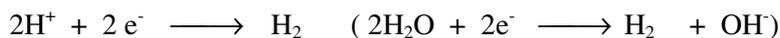
Estimado estudante, na técnica, o Hidróxido de sódio ou soda cáustica é obtido através do Processo de diafragma e amálgama a partir da electrólise duma solução de Cloreto de sódio.

1. Processo de diafragma

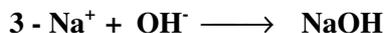
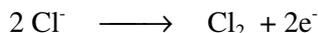
Durante a electrólise, no cátodo, descarregam-se os iões de hidrogénio e, simultaneamente, perto do cátodo acumulam-se os iões de sódio e hidroxilo, isto é, obtém-se o Hidróxido de sódio. No ânodo liberta-se o cloro.

Veja as equações químicas:

1 – No cátodo - ocorre o processo de redução



2 - No ânodo – ocorre o processo de oxidação



Para impedir a penetração do cloro na solução do Hidróxido de sódio, aplica-se frequentemente o método de diafragma, no qual as áreas catódicas e anódicas são divididas por diafragma ou outro material poroso.

Atenção:

É muito importante que os produtos da electrólise não se misturem, visto que o hidróxido de sódio reage facilmente com o cloro.

2. Processo de amálgama

A electrólise da solução de cloreto de sódio decorre de modo um pouco diferente, pois do cátodo serve o mercúrio.

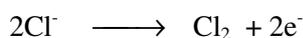
Neste processo, no cátodo são descarregados não os iões de hidrogénio mas sim os de sódio. O sódio libertado dissolve-se no mercúrio, formando amálgama de sódio. O amálgama é decomposto pela água quente. Em resultado, obtém-se o Hidróxido de sódio. Com este processo obtém-se o Hidróxido de sódio puro.

Veja as equações químicas:

1 - No cátodo – ocorre o processo de redução



2 - No ânodo – ocorre o processo de oxidação



Caro estudante, depois de estudar o processo de diafragma para a obtenção das bases, você vai estudar os processos industriais de obtenção das bases.

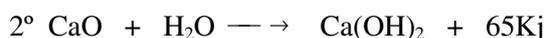
Obtenção industrial de Hidróxido de cálcio

Na indústria obtém-se o Hidróxido de cálcio de seguinte modo:

Calcinação de carbonato de cálcio. A calcinação do carbonato de cálcio, favorece a remoção de dióxido de carbono e fica como resíduo o óxido de cálcio ou cal viva.

Ao banhar a cal viva em água, reagem libertando uma quantidade essencial de calor. Uma parte da água transforma-se em vapor, e os pedaços da cal desintegram-se numa massa do Hidróxido de cálcio.

Veja as equações químicas:



Aplicações dos Hidróxidos mais importantes

Hidróxido de sódio ou soda cáustica (NaOH) –é um dos produtos mais importantes da indústria química. É usado em grandes quantidades para purificar os produtos de petróleo, emprega-se em larga escala na indústria de papel, de sabão, corantes, na limpeza doméstica, na indústria de tecidos, vidreira, bem como para a produção de fibra artificial.

Hidróxido de cálcio ou cal apagada (Ca(OH)₂) – é usado largamente na construção civil: a sua mistura com areia e água tem o nome de argamassa e serve para consolidar tijolos, na pintura a cal (caiação). A solidificação da cal apagada ocorre inicialmente devido à evaporação de água e, depois, em consequência da adsorção do Dióxido de carbono contido no ar pela cal apagada e da formação do carbonato de cálcio.



Hidróxido de Amónio (NH₄OH) - é uma solução aquosa de gás amónio, usada para no fabrico de ácido nítrico, de fertilizantes (sulfatos, nitratos e fosfatos de amónia) e de produtos de limpeza.

Hidróxido de magnésio Mg(OH)₂ - é pouco solúvel em água. A suspensão aquosa de hidróxido de magnésio é leite de magnésia, usado como antiácido estomacal, neutralizando o ácido clorídrico existente no suco gástrico.

Hidróxido de Alumínio (Al(OH)₃) - é muito usado como antiácidos estomacais.

Resumo da lição



Resumo

Nesta lição você aprendeu que:

- Se obtém o hidróxido de sódio na indústria pelo processo de diafragma e amálgama a partir da solução aquosa de cloreto de sódio.
- Se obtém o hidróxido de cálcio na indústria a partir da calcinação de carbonato de cálcio, seguida da reacção de óxido de cálcio ou cal viva com água.
- Hidróxido de sódio é usado para purificar os produtos de petróleo, se emprega em larga escala na indústria de papel, de sabão, de tecidos, vidreira, bem como para a produção de fibra artificial.
- Hidróxido de cálcio é usado largamente na construção civil.

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

Actividades



Actividades

1. Escolha apenas as afirmações correctas
 - a) Os hidróxidos de sódio e de cálcio são bem solúveis em água.
 - b) hidróxido de sódio é bem solúvel em água, ao passo que o hidróxido de cálcio é pouco solúvel em água.
 - c) Os hidróxidos de sódio e cálcio quanto ao número de grupos hidroxilo são classificados como Dibases.
 - d) Os hidróxidos de sódio quanto ao número de grupos hidroxilo são Monobases.
 - e) Para responder a estas questões é necessário consolidar os conhecimentos sobre a solubilidade e a classificação das bases.

Passemos, então, à resolução da actividade proposta.

1. As afirmações correctas são b) e d)

Avaliação



Avaliação

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

1. Assinale com “V” as afirmações verdadeiras e com “F” as falsas:
 - a. () No processo de obtenção industrial de hidróxido de cálcio, faz-se reagir a cal viva com um ácido forte.
 - b. () No processo de obtenção industrial de hidróxido de cálcio, faz-se reagir a cal viva com água.
 - c. () No processo de diafragma e amálgama obtém-se o Hidróxido de sódio a partir da electrólise de cloreto de sódio.
 - d. () No processo de diafragma e amálgama obtém o Hidróxido de sódio a partir da electrólise de brometo de sódio.
2. Escreva as equações químicas que traduzem a redução nos processos de diafragma e amálgama.
3. Mencione três aplicações de Hidróxido de sódio.

Agora compare as suas soluções com as que lhe apresentamos no final do módulo. Sucessos!

O tema a seguir não é novidade para si, caro estudante, se alguém perguntar o que é um sal, talvez você responda: é aquela substância branca e sólida que se usa na comida. É claro que esta resposta não é totalmente correcta, então acompanhe a explicação que se segue.

Lição 9

Sais: Definição, classificação e nomenclatura. Ocorrência na natureza e propriedades físicas

Introdução

Caro estudante, quando se utilizam quantidades estequiométricas de reagentes em uma reação de neutralização, a solução final não apresenta propriedades nem ácidas nem básicas e, sim, de um sal. Por isso, é possível definir sais como substâncias resultantes da neutralização dos ácidos por bases.

Ao concluir esta unidade você será capaz de:



Objectivos

- *Explicar* o conceito sal.
- *Classificar* e nomear os sais.
- *Descrever* as propriedades físicas dos sais.
- *Descrever* a ocorrência dos sais na natureza.

Definição de sal

Estimado estudante, de acordo com a teoria iônica de Arrhenius, segundo a qual muitas substâncias, quando dissolvidas em água tem suas moléculas “quebradas” em estruturas carregadas eletricamente, denominadas íons.

Exemplo:



K^+ - é o metal ou catião da base

PO_4^{3-} - anião ou radical do ácido fosfórico

Então, os **sais** são compostos iônicos contendo catião proveniente da base e um anião proveniente de um ácido

Classificação dos sais

Os critérios de classificação dos Sais são:

1. Quanto ao número de elementos constituintes

a) Binários - contêm dois elementos.

Exemplo: NaCl, KBr, CaI₂

b) Ternários - contêm três elementos.

Exemplo: NaClO, KClO₃, etc.

c) Quaternário - contêm quatro elementos.

Exemplo: Na₄Fe(CN)₆

2. Quanto à presença de oxigénio

a) Oxigenados: contém oxigénio na molécula

Exemplo: CaSO₄, NH₄NO₃, NaClO, etc

b) Não oxigenados - não contém oxigénio na molécula.

Exemplo: K₂S, KCN, NaBr, etc.

3. Quanto à natureza

a) Sais neutros ou normais - não apresentam nem o carácter ácido nem o básico.

Exemplo: NaCl, KI, CaBr₂, etc.

b) Sais ácidos - apresentam hidrogénio na molécula

Exemplo.: NaHCO₃, KH₂PO₄, KHSO₄, etc.

c) Sais básicos - apresentam o grupo OH

Exemplo: CaOHCl, Al(OH)₂NO₃



4. Quanto à presença de água

a) Hidratados - apresentam moléculas de água intercaladas no retículo iónico.

Exemplos: $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$, $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, etc.

b) Não hidratados - não apresentam moléculas de água intercaladas no retículo iónico

Exemplos: NaCl , KClO_3 , NaClO , NaHCO_3 , etc.

Caro estudante, à semelhança dos óxidos, ácidos e bases os sais também seguem um critério para sua nomenclatura.

Nomenclatura dos sais

A nomenclatura dos sais neutros depende directamente dos ácidos que os formam.

1. Nomenclatura dos sais não oxigenados

Estes sais são derivados dos ácidos não oxigenados e, por isso, têm terminação **-ídrico**

Veja a tabela abaixo

Ácidos não oxigenados	Sais não oxigenados
Terminação - ídrico	Terminação -eto

Exemplo:

NaCl – Cloreto de sódio

K_2S –Sulfeto de potássio

FeCl –Cloreto de ferro (III)

2. Nomenclatura dos sais oxigenados

Estes sais são derivados dos ácidos oxigenados que têm terminação **-ico e -oso**

Veja a tabela abaixo

Ácido oxigenado	Sais oxigenados
------------------------	------------------------

Terminação- ico (maior n ^o de oxigênio)	Terminação - ato
Terminação - oso (menor n ^o de oxigênio)	Terminação - ito

Exemplos:

NaNO_3 - Nitrito de sódio

NaNO_2 - Nitrato de sódio

K_2SO_4 – Sulfato de potássio

K_2SO_3 - Sulfito de potássio

Se um mesmo elemento produzir dois sais com o número de oxidação diferente, você usará os algarismos romanos.

Exemplo:

FeSO_4 – Sulfato de ferro (II)

$\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ - Sulfato de ferro (III)

Atenção:

Estimado estudante, muitas vezes, ao ocorrer a reação entre um ácido e uma base, pode se formar um sal ácido (apresenta H) ou então um sal básico, apresenta (OH).

Neste caso, você aplicará as regras estudadas anteriormente acrescentando as palavras hidrogênio, se houver H ; hidróxi, se houver OH e os prefixos mono, di, tri, tetra, para indicar a quantidade de átomos de H e OH.

Exemplos:

NaHS – Mono hidrogenossulfato de sódio ou hidrogenossulfato de sódio

KH_2PO_4 – Dihidrogenofosfato de potássio

CaOHCl – Monohidróxicloreto de cálcio ou hidróxicloreto de cálcio

$\text{Fe}(\text{OH})_2\text{CN}$ – Dihidróxicianeto de ferro (III)

3. Nomenclatura dos sais hidratados

Para nomear os sais hidratados escreve-se o nome do sal seguido de prefixo **mono, di tri, tetra, penta**, etc; que indica o número de moléculas da água.

Exemplos:



$\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ = sulfato de sódio deca hidratado

$\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, = sulfato de cobre penta hidratado

$\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ = sulfato de cálcio di hidratado

Caro estudante, onde é que podemos encontrar sais na natureza? Temos a certeza que a sua resposta vai ao encontro do que se segue.

Ocorrência dos sais na natureza

Os sais ocorrem em grandes quantidades na forma de diferentes minérios.

1. Cloretos:

O cloreto de sódio encontra-se na água do mar e, a par disso forma depósitos potentes de sal de rocha em diferentes lugares do globo terrestre. Nas camadas superiores desses depósitos, por vezes, encontram-se quantidades essenciais de potássio sob forma de cloreto ou de sais duplos com sódio e magnésio. Silvinite (NaCl e KCl) e Carnalite ($\text{MgCl}_2 \cdot \text{KCl} \cdot 6\text{H}_2\text{O}$).

2. Carbonatos, sulfatos e fosfatos:

(Em Mocambique existe os jazigos de calcário e mármore, localizar estes jazigo constituiria motivação para o estudante) Na crosta terrestre encontram-se na forma de sedimentos numerosos jazigos de calcário, giz e mármore, que representam as variedades naturais de carbonato de cálcio. Encontram-se também em grandes quantidades na forma de gesso $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$. Os fosfatos encontram-se em grandes quantidades na forma de minerais como fosforite $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ que forma, por vezes, grandes jazigos. Frequentemente encontra-se também o mineral apatite que contém, além de $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, ainda o CaF_2 ou CaCl_2 .

3. Nitratos:

Não se encontram na natureza em grandes quantidades. Ocorrem na forma de Salitre de sódio (NaNO_3) que forma as camadas do litoral do oceano Pacífico do Chile. O solo contém pequenas quantidades de sais do ácido nítrico.

Propriedades físicas dos sais

- Todos os sais são constituídos por uma estrutura positiva (catião) e estrutura negativa (anião).
- De um modo geral, os sais são normalmente sólidos, com sabor salgado, conduzem a corrente eléctrica em solução aquosa ou quando fundidos e apresentam os pontos de fusão e ebulição relativamente elevados.

Resumo da lição



Resumo

Nesta lição você aprendeu que:

- Sais são substâncias que apresentam um metal ou radical positivo no lugar do hidrogénio ionizável dos ácidos.
- Os sais se classificam quanto à presença de oxigénio, quanto ao número de elementos e quanto à natureza.
- A nomenclatura dos sais depende directamente dos ácidos que os formam. Esta faz-se por meio de um nome obtido da designação do ácido substituindo os sufixos **-ídrico por -eto; -ico por -ato e -oso por -ito.**
- Os sais que resultam da substituição total do hidrogénio no ácido por metal se denominam sais neutros ou normais; os que resultam da substituição parcial do hidrogénio no ácido se denominam sais ácidos.
- Os sais ocorrem na natureza em grandes quantidades na forma de minerais.

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

Actividades



Actividades

1. Os compostos cujas fórmulas se representam a seguir são sais: CuSO_4 , KNO_3 , ZnCl_2 , NaHSO_4 .
 - a) Classifique-os quanto ao número de elementos.
 - b) Nomeie-os.
2. Apresente dois métodos de obtenção dos sais.

Passemos, então, à resolução da actividade proposta.

1. Para responder esta questão, você precisa de conhecer os critérios de classificação dos sais e as regras de nomenclatura dos ácidos.



$ZnCl_2$: é um sal binário; $CuSO_4$, KNO_3 : são sais ternários e $NaHSO_4$: é um sal quaternário.

$CuSO_4$ – Sulfato de cobre

KNO_3 – Nitrato de potássio

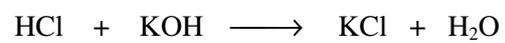
$ZnCl_2$ – Cloreto de zinco

$NaHSO_4$ – Hidrogenossulfato de sódio

2. Existem vários métodos de obtenção dos sais.

Exemplo:

A partir de reacção entre um ácido e uma base



A partir da reacção entre uma base e óxido anfótero



Avaliação



Avaliação

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

- Escolha apenas a resposta certa. O composto KH_2PO_4 é classificado quanto a natureza como:
 - Sal hidratado
 - Neutro
 - Ácido
 - Básico
- Descreva a ocorrência dos carbonatos na natureza.
- Mencione três propriedades físicas dos sais.
- Assinale as afirmações com “V” as verdadeiras e “F” as falsas.
 - Sal é toda a substância que em solução aquosa liberta iões H^+ .
 - Sal é toda a substância que em solução aquosa liberta um catião diferente de H^+ e um anião.
 - Os sais podem ser obtidos a partir de reacção entre um ácido e uma base.
 - Os sais podem ser obtidos a partir de reacção entre um óxido ácido e uma base.

Agora compare as suas soluções com as que lhe apresentamos no final do módulo. Sucessos!

Lição 10

Sais: Métodos de obtenção. Solubilidade e dissociação. Propriedades químicas e aplicações

Introdução

Como você viu estimado estudante, quando tratamos dos ácidos e base, existem vários processos para a sua produção. Os vários métodos usados para produzir o sal já foram estudados nas lições anteriores. Assim, vamos lembrá-lo alguns deles.

Viu, também, quando tratamos dos ácidos e bases que a decomposição quantitativa de um electrólito em iões numa dada solução é avaliada pelo grau da dissociação. Nos sais o grau de dissociação electrolítica em solução depende da concentração do electrólito.

Ao concluir esta unidade você será capaz de:

- Descrever os métodos de obtenção dos sais.
- *Explicar* a solubilidade dos sais em água.
- Escrever as equações químicas que traduzem as propriedades físicas dos sais.
- *Mencionar* as aplicações dos sais mais importantes.



Objectivos

Métodos de obtenção dos sais

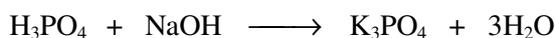
Caro estudante, são vários os processos que podem ser utilizados para produzir um sal.

Neste context, os sais podem ser obtidos da seguinte maneira:

- a) **Reagindo ácidos com bases, metais, óxidos básicos e óxidos anfóteros.**

Exemplos:

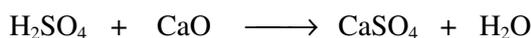
Reacção entre um **ácido** e uma **base**



Reacção de um **ácido** com **metais**



Reacção de um **ácido** com **óxido básico**



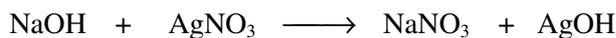
Reacção de um **ácido** com **óxido anfótero**



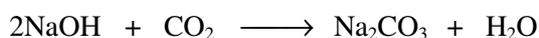
b) Reagindo bases com sais, óxidos ácidos e óxidos anfóteros

Exemplos:

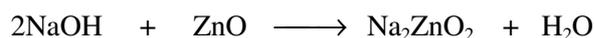
Reacção de uma **base** com **sal**



Reacção de uma **base** com **óxido ácido**



Reacção de uma **base** com **óxido anfóteros**



c) Reagindo óxido ácido com óxido básico



Caro estudante, como você viu os sais podem ser obtidos usando vários métodos. Agora você vai estudar o comportamento dos sais na presença de água.

A solubilidade e dissociação dos sais

A solubilidade dos sais

À semelhança das bases, nem todos os sais são solúveis em água.



- Os cloretos e brometos são solúveis em água com excepção dos sais de Ag^+ , Cu^+ , Hg_2^{2+} e Pb^{2+} ;
- Os sulfatos são solúveis em água, com excepção dos sais de Ca^{2+} , Sr^{2+} , Ba^{2+} e Pb^{2+} ;
- Os nitratos são bem solúveis em água
- Os sulfetos, carbonatos e fosfatos são insolúveis em água, com a excepção dos sais dos metais alcalinos e de amónio.

Dissociação dos sais

Quando um cristal de um sal se dissolve em água, as moléculas deste são atraídas pelos iões que se encontram na superfície do cristal, de forma que o pólo negativo da água (que são átomos de oxigénio) se aproxima dos iões positivos do metal e o pólo positivo dos iões negativos do sal. Os iões e as moléculas da água ligam-se dando origem a **dissociação electrolítica**.

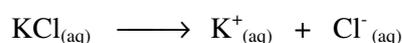
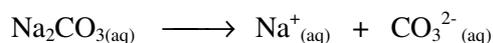
Dissociação electrolítica é a decomposição de um electrólito em iões em solução aquosa ou fundida.

Lembre-se, caro estudante, que os electrólitos são substâncias cujas soluções conduzem a corrente eléctrica. Por exemplo, os sais, ácidos e bases.

Segundo a teoria de dissociação electrolítica, **um sal** é electrólito cuja solução aquosa contém iões dum metal e dum radical.

O grau de dissociação dos electrólitos em solução aumenta sempre que a concentração do electrólito diminui. Deste modo, os electrólitos fortes são aqueles que se decompõem facilmente em iões, ao passo que os fracos são os que se decompõem com dificuldades.

Veja exemplos de dissociação de sais:



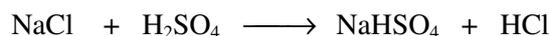
Caro estudante, tal como as restantes funções inorgânicas que já estudou, os sais também apresentam algumas propriedades.

Propriedades químicas dos sais

Os sais apresentam as seguintes propriedades:

- a) **Reacção com ácidos:** as soluções aquosas dos sais reagem com ácidos fortes formando um sal e um ácido.

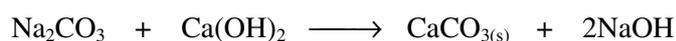
Exemplo:



Prezado estudante, **lembre-se que** esta reacção só é possível quando o ácido formado for volátil e o ácido reagente fixo.

b) Reacção com bases: as soluções aquosas dos sais reagem com bases formando um novo sal e uma nova base.

Exemplo:



Como você viu, esta reacção só é possível quando o sal formado for insolúvel

c) Reacção com sais: as soluções aquosas dos sais reagem entre si com a formação de dois novos sais, isto, no caso de pelo menos um dos sais que se obtém ser insolúvel

Exemplo:



d) Reacção com metais: nas soluções aquosas dos sais, o metal pode ser substituído por outro metal mais activo

Exemplo:



e) Reacção com halogéneo

Como você já estudou o VII-grupo A, lembre-se da Tabela Periódica). Os elementos F, Cl, Br e I denominam-se halogéneos.

Nas soluções aquosas os sais reagem com halogéneos produzindo um sal e outro halogéneo menos reactivo.

Exemplo:



Aplicações dos sais

Caro estudante, é do seu conhecimento que os sais ocorrem na natureza em grandes quantidades na forma de minérios. Os sais mais usados no quotidiano são: NaCl, KCl, Na₂CO₃, CaSO₄, Ca₃(PO₄)₂, KCl, NaNO₃, NH₄NO₃, etc.



NaCl – é usado com importância fisiológica (ex.: na medicina na preparação de soro fisiológico) e, como meio conservante. É também usado como condimento na indústria alimentar.

KCl – é usado como fertilizante.

KBr – é usado como analgésico e no material fotográfico.

Na_2CO_3 – é aplicada na produção de vidro, sabão e indústria têxtil.

NaOCl – é usado como descolorantes.

$\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ – é usado como gesso na medicina, CaSO_4 , $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ e NH_4NO_3 -

são utilizados como adubos;

NaNO_3 – é usado na agricultura como adubo, no fabrico de vidro e na indústria alimentar para conservação de géneros alimentícios.

Resumo da lição



Resumo

Nesta lição você aprendeu que:

- Os sais dos metais alcalinos e de amónios são solúveis em água.
- Segundo a teoria de dissociação electrolítica, um sal é um electrólito cuja solução aquosa contém iões dum metal e dum ácido.
- Grau de dissociação dos electrólitos aumenta sempre que a concentração do electrólito diminui.
- Os sais reagem com ácidos, bases, metais, halogéneos e entre si.
- Os cloretos, sulfuretos, carbonatos, fosfatos dos metais alcalinos e sais de amónio são solúveis em água.
- Os nitratos são bem solúveis em água;
- Os sais que têm aplicações no quotidiano são: NaCl , KCl , KBr , Na_2CO_3 , CaSO_4 , $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, KCl , NaNO_3 e NH_4NO_3

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

Actividades



Actividades

1. Mencione as propriedades químicas dos sais e dê dois exemplos.
2. Assinale as afirmações com “V” as verdadeiras e “F” as falsas.
 - a) Os sais são electrólitos porque em solução aquosa conduzem a corrente eléctrica
 - b) As soluções aquosas dos sais libertam iões H^+ e iões OH^-
 - c) As soluções aquosas dos sais libertam um catião do metal e um ião do radical ácido
 - d) Os sais são electrólitos porque em solução aquosa não conduzem a corrente eléctrica

Passemos, então, à resolução da actividade proposta.

1. Para você responder a esta questão é preciso recordar-se das principais reacções químicas em que participam os sais.

Os sais apresentam as seguintes propriedades químicas:

Reagem com ácidos, bases, metais, halogéneos e entre si.

Exemplos:



2. a) V; b) F; c) V ; d) F



Avaliação



Avaliação

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

1. Dados os seguintes sais: KCl , NaNO_3 e NH_4NO_3 .
 - a) Escreva as equações químicas que representam a sua dissociação iónica.
 - b) Nomeie-os.
2. Escolha apenas as afirmações correctas:
 - a. () Quando um composto iónico é dissolvido em água, os iões se separam. Esse processo denomina-se ionização.
 - b. () Quando um composto iónico é dissolvido em água, os iões se separam. Esse processo denomina-se dissociação iónica.
 - c. () Nitrato de amónio é usado como adubo no quotidiano
 - d. () Nitrato de amónio é usado como desinfectante no quotidiano.

Agora compare as suas soluções com as que lhe apresentamos no final do módulo. Sucessos!

Lição 11

Soluções: Definição e tipos

Introdução

Querido estudante, na natureza, as substâncias encontram-se na forma de misturas, sendo muito difícil encontrar substâncias puras, mesmo quando se purifica uma substância, o que se consegue obter é uma substância mais ou menos pura, isto é, uma substância com muitas ou poucas impurezas. Também quando se juntam substâncias formam-se misturas.

Quando se forma uma mistura pode acontecer que cada uma das espécies químicas (substância) permaneça no seu estado nativo, sendo fácil distinguir os seus componentes. Assim forma-se uma **mistura heterogénea**. Uma mistura heterogénea tem muitas fases, não apresenta as mesmas propriedades ao longo de toda a sua extensão. Por exemplo, uma mistura de água e petróleo ou uma mistura de Óleo e Sal ou feijão e arroz.

Mas pode acontecer que uma das espécies químicas (substâncias) ou mais se disperse no seio da outra espécie química, dando origem a formação de uma mistura unifásica onde não se distinguem seus componentes, mistura esta designada de **Homogénea**.

Ao concluir esta unidade você será capaz de:

- Definir uma solução.
- *Descrever* os componentes de uma solução.
- Distinguir os tipos de soluções



Objectivos

Solução

Caro estudante, uma **solução** é uma mistura homogénea de duas ou mais substâncias.

Como já viu nas lições anteriores do módulo 1, uma **mistura homogénea** é aquela cuja composição não varia de ponto para ponto, isto é, trata-se de uma mistura monofásica.

Exemplo:



Quando se dissolve o cloreto de Sódio em água obtém-se uma solução, pois na realidade obtém-se uma mistura homogênea, não sendo possível distinguir a água do cloreto.

Em contraste, quando se adiciona um pouco de Óleo e água, não obtém uma solução. Neste caso, a mistura não é homogênea, podendo sempre distinguir-se (se necessário ao microscópio) **zonas em que há só Óleo e zonas em que existe só água**, mesmo que a mistura seja fortemente agitada.

São também exemplos de soluções:

- Sulfato de Cobre (II) dissolvido em água.
- Solução aquosa de Ácido sulfúrico
- Ligas metálicas: Latão, aço.

Componentes de uma solução.

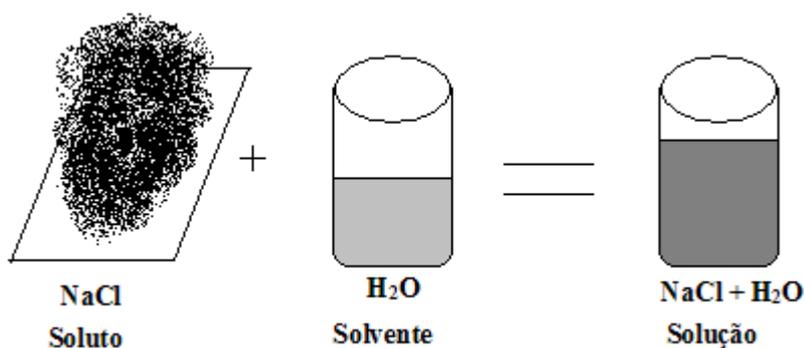
Prezado estudante, qualquer solução é constituída por dois principais componentes:

Soluto - é a componente ou substância que se encontra na solução em menor quantidade.

Solvente - é a componente ou substância que se encontra na solução em maior quantidade. (este componente mantém o seu estado físico original na solução).

Exemplo:

Ex.1. Solução aquosa de Cloreto de sódio



Acreditamos que com este exemplo você ficou claro, mas preste atenção à nota que se segue.

Nota:

Se os componentes têm o mesmo estado físico, então o solvente será o que existe em maior quantidade ou, em caso de igualdade, o componente mais volátil.

Tipos de soluções

Estimado estudante, as soluções podem ser classificadas de acordo com vários critérios:

Quanto ao estado físico do soluto e do solvente.

a) Soluções sólidas - o solvente é sempre sólida e o soluto pode ser sólido, líquido ou gás.

Exemplos:

- Sólido – Sólido:
Ligas metálicas: Latão, (Cobre + Zinco); Aço (Ferro + Carbono), Liga Ouro e Prata
- Sólido – Líquido:
Amálgama de Cobre (Cobre + Mercúrio)
- Sólido – Gás
Paládio com Hidrogénio (Paládio + Hidrogénio).

b) Soluções líquidas - o solvente é sempre líquido e o soluto pode ser sólido, líquido ou gás.

Exemplos:

- Solução aquosa de Cloreto de Sódio
Solvente – água, Soluto – Cloreto de Sódio
- Solução aquosa de Ácido Sulfúrico
Solvente – água Soluto – Ácido Sulfúrico
- Solução aquosa de Oxigénio
Solvente – água Soluto - Oxigénio

c) Soluções Gasosas - solvente e o soluto são gases.

Exemplos:

- O Ar atmosférico, gás do pântano...



Quanto ao estado físico da solução.

a) **Soluções sólidas** - solução apresenta-se na fase sólida.

Exemplos:

Latão, Bronze, Certas ligas metálicas (pes.: Cu/Ni)

b) **Soluções líquidas** - quando a solução se apresenta no estado líquido.

Exemplos:

Água do mar, álcool em água.

c) **Soluções gasosas** - quando se trata de uma solução na fase gasosa.

Exemplo:

Quanto ao soluto ou natureza química das partículas dissolvidas.

Ar atmosférico.

a) **Soluções Moleculares** - o soluto é uma substância molecular

Exemplo:

Açúcar em água

b) **Soluções Iônicas** - soluto é uma substância Iônica.

Exemplo:

Sal em água.

c) **Soluções Tituladas** - quando existe uma relação entre o soluto e o solvente.

Quanto à concentração ou relação entre o soluto e o solvente.

a) **Soluções Diluídas** - quando a quantidade do soluto é pequena em relação ao seu coeficiente de solubilidade.

Exemplo:

- 3,57g de NaCl em 1litro de água.

b) **Soluções concentradas** - Quando a quantidade do soluto é elevada, mas não atinge o valor máximo de solubilidade.

Exemplo:

- 335g de NaCl em 1litro de água.

c) **Soluções saturadas** - aquelas cuja o soluto atinge o valor máximo de solubilidade.

Exemplo:

- 357g de NaCl em 1litro de água

d) **Soluções super saturadas** - aquelas cujo valor de solubilidade do soluto é ultrapassado.

Exemplo:

- 358g de NaCl em 1litro de água.

Que tal o seu estudo, está ficar cada vez mais interessante? Parece não abandonar a leitura! Mas, como você se mostra mais activo e melhor continuar a ler o seu módulo.**Solubilidade:** É a quantidade fixa de soluto necessário para saturar uma quantidade também fixa de solvente, nas mesmas condições físicas de temperatura e pressão.

A solubilidade varia de substância para substância e solvente.

Exemplo: 357g de NaCl por litro de H₂O, a 0°C

276g de KCl por litro de H₂O, a 0°C.



Resumo da lição



Resumo

Nesta lição você aprendeu que:

- Solução é toda a mistura homogênea de duas ou mais substâncias ou componentes.
- A solução é composta por um **Solvente** (substância que participa na solução em maior quantidade) e **soluto** (substância que participa na solução em menor quantidade).
- As soluções são classificadas com base em vários critérios, que distinguem os diferentes tipos de soluções.

Crítérios de classificação das soluções	Tipos de soluções
1. Quanto ao estado físico do soluto e do solvente	<ul style="list-style-type: none">• Soluções sólidas• Soluções líquidas• Soluções gasosas
2. Quanto ao estado físico da solução	<ul style="list-style-type: none">• Soluções sólidas• Soluções líquidas• Soluções gasosas
3. Quanto à natureza química das partículas dissolvidas.	<ul style="list-style-type: none">• Soluções Moleculares• Soluções Iônicas• Soluções Tituladas
4. Quanto à concentração ou relação entre soluto e o solvente	<ul style="list-style-type: none">• Soluções diluídas• Soluções Concentradas• Soluções Saturadas• Soluções Super-saturadas

Agora vamos realizar conjuntamente as atividades que se seguem para que possa aprender como usar o conhecimento que acaba de adquirir.

Actividades



Actividades

1. Defina Soluções.
2. Quais os componentes de uma solução? Distinga – os.
3. Seja a solução aquosa de Nitrato de Potássio (KNO_3).
 - a) Identifique o Solute e o Solvente da solução.
 - b) Classifique a solução quanto ao estado físico do soluto e solvente.

Passemos então a resolução da actividade proposta.



Avaliação



Avaliação

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

1. Numa solução cujos componentes apresentam o mesmo estado físico, ou que apresentam mesmas quantidades de soluto e solvente, como distinguir o soluto e o solvente?
2. Dê 3 exemplos de (a) Soluções líquidas e (b) Soluções sólidas.
3. Assinala com (V) ou (F) as afirmações abaixo, conforme sejam verdadeiras ou falsas, respectivamente.
 - a) O refresco Coca-Cola não é uma solução ()
 - b) Toda a mistura de líquidos é uma solução ()
 - c) Solução gasosa é toda aquela em que o solvente é gás e o soluto podendo ser sólido, líquido ou gás ()
 - d) A água do mar é uma solução ()
 - e) A água mineral é uma solução ()
 - f) Numa mistura de água e cinza, a água é solvente e a cinza o soluto ()
4. Um rapaz prepara uma solução usando uma certa quantidade de um sumo concentrado e água.
 - a) Que tipo de solução ele obtém?
 - b) Identifique o soluto e o solvente da solução semelhante.
5. Dispõe-se de uma chávena contendo a mistura de água quente, leite, café e açúcar.
 - a) Será esta mistura uma solução? Justifique.
 - b) Em caso de solução, indique o solvente e o soluto.

Lição 12

Concentração de soluções: Concentração percentual ou percentagem peso por peso

Introdução

Caro estudante, muitas, vezes, uma substância que se utiliza em qualquer processo químico, está dissolvida num líquido. A solução que se obtém possui assim, uma certa concentração dependendo da quantidade da substância que foi dissolvida no líquido. Quanto mais substância estiver dissolvida por volume do líquido, maior é a concentração dela, ou tanto mais concentrada fica a solução.

Ao concluir esta unidade você será capaz de:



Objectivos

- Explicar o conceito concentração de uma solução.
- Efectuar cálculos de concentração percentual de soluções.

Concentração de uma solução

Prezado estudante, para você caracterizar uma solução não basta especificar qual é o soluto e qual é o solvente, precisa conhecer também a composição da solução. Uma solução de Ácido clorídrico em água tanto pode servir de remédio para estômago como para corroer metais, dependendo da concentração da solução utilizada.

Pode exprimir-se a composição de uma solução (concentração) especificando as quantidades de soluto e de solvente usadas na sua preparação. Porém, a maneira mais prática de caracterizar uma solução é através da sua composição relativa ou concentração.

Denomina-se de **concentração** de uma solução a relação entre a **quantidade de soluto** e a **quantidade de solvente ou de solução**.

$$\text{Concentração} = \frac{\text{quantidade de soluto}}{\text{quantidade de solvente}} \text{ ou } \frac{\text{quantidade de soluto}}{\text{quantidade de solução}}$$



O termo “Concentração” é utilizado também no sentido restrito de indicar a relação entre a massa do soluto e o volume de solução.

$$c = \frac{m}{V}$$

Onde: m = massa do soluto e

V = volume da solução

As medidas mais usadas são: grama para a massa de soluto e litro para o volume de solução.

Exemplo:

Uma solução de nitrato de potássio apresenta concentração igual a 8g/l

Interpretação:

8g/l significa 8 g de soluto (KNO_3) para cada litro de solução

$$c = \frac{8 \text{ g massa de soluto}}{1 \text{ l volume de solução}}$$

Interessante não é! Vamos fazer uma pequena demonstração da aplicação da fórmula estudada.

Exercício:

Dissolve-se 2 g de um soluto **A** em 400 ml de água. Qual será a concentração da solução em gramas por litro (g/l)

Resolução

Dados	Fórmula	Resolução
$m = 2\text{g}$ $V = 0,4 \text{ l}$ $c = ?$	$c = \frac{m}{V}$	$c = \frac{2\text{g}}{0,4\text{g}}$ $c = 5\text{g/l}$

Resposta: Cada litro de solução conterá 5 g de soluto ou seja a concentração de solução será 5 g/l.

Foi facil de entender pois não, meu caro estudante?

Agora presta atenção no estudo da concentração percentual.

Concentração percentual ou percentagem peso por peso

Estimado estudante, a concentração percentual é um tipo de concentração das soluções que indica a massa de soluto que existe em 100 g de solução.

Este tipo de concentração calcula-se com base na fórmula seguinte:

$$\% = \frac{m_1}{m} \times 100$$

Onde: m_1 – massa do soluto;
 m – massa da solução

Exemplo 1:

Tendo-se 60 g de ácido clorídrico em 400 g de solução, calcule a sua %.

Resolução

Dados	Fórmula	Resolução
$m_1 = 60g$ $m = 400g$ $\% = ?$	$\% = \frac{m_1}{m} \times 100$	$\% = \frac{60g}{400g} \times 100$ $\% = 15\%$

Resposta: A concentração percentual da solução é de 15%.

Exemplo 2:

Quantas gramas de soluto e solvente contêm 25 g a 8% da solução de um sal?

Dados	Fórmula	Resolução
$m = 25g$ $\% = 8\%$ $m_1 = ?$	$\% = \frac{m_1}{m} \times 100$ $m_1 = \frac{\% \times m}{100}$	$m_1 = \frac{8 \times 25}{100}$ $m_1 = 2g$

Resposta: A massa do soluto é de 2 g e a massa do solvente é igual a 23 g.

Como você notou que na resolução de problemas de concentração percentual à semelhança dos cálculos estequiométricos há um comentário no fim da resolução, não esquece esse pormenor, caro estudante.



Resumo da lição



Resumo

Nesta lição você aprendeu que:

- A Concentração de uma solução é a razão entre a quantidade ou massa de uma substância e o volume do solvente em que esse composto se encontra dissolvido.
- A **concentração** pode ser calculada com base na fórmula:
$$c = \frac{m}{V}$$
 onde m_1 é a massa do soluto e V o volume da solução.
- A **concentração percentual ou percentagem peso por peso** exprime a massa do soluto que existe em 100g de solução, podendo se calculada com base na fórmula: $\% = \frac{m_1}{m} \times 100$ onde m é a massa da solução.

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

Actividades



Actividades

1. Como se determina a concentração percentual? Escreva a expressão para o seu cálculo.
2. Quantos gramas de hidróxido de Sódio há em 40 g a 10% da solução da base?
3. Qual a concentração de uma solução resultante da dissolução de 25 g de hidróxido de Bário em 500 ml de água?

Passemos então a resolução da actividade proposta.

1. A concentração percentual é calculada com base na seguinte expressão:

$$\% = \frac{m_1}{m} 100$$

2. Resolução:

$$\begin{array}{lll} 1^\circ & m = 40\text{g} & 2^\circ \quad \% = \frac{m_1}{m}100 \\ & & 3^\circ \quad m_1 = \frac{10 \times 40}{100} \\ & \% = 10\% & m_1 = \frac{\% \times m}{100} \\ & & m_1 = 4\text{g} \\ & m = ? & \end{array}$$

3. Resolução:

$$\begin{array}{lll} 1^\circ & m_1 = 25\text{g} & 2^\circ \quad C = \frac{m_1}{V} \\ & & 3^\circ \quad C = \frac{25\text{g}}{0,5\text{l}} \\ & V = 500\text{ml} = 0,5\text{l} \\ & C = 50\text{g} \\ & C = ? \end{array}$$

4° **Resposta:** A concentração da solução resultante é de 50g/l

Avaliação



Avaliação

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

1. O que significa 0,5 g/l?
2. Qual o volume de água necessário para dissolver 10 g de Sulfureto de Cálcio e obter-se uma solução com concentração igual a 4 g/l?
3. Uma solução de hidróxido de Sódio apresenta concentração igual a 0,08 g/l, num volume de 100ml. Calcule a massa do soluto presente na solução.
4. Quantas gramas do solvente contêm 50 g a 40% da solução de Cloreto de Sódio?

Agora compare as suas soluções com as que lhe apresentamos no final do módulo. Sucessos!

Lição 13

Concentração molar ou molaridade

Introdução

Estimado estudante, os Químicos utilizam diversas maneiras para exprimir a concentração de uma solução e o emprego de um ou outro método depende da natureza do problema em estudo.

A concentração de uma solução pode ser expressa em termos de soluto/quantidade de solvente ou quantidade de soluto/quantidade de solução. As quantidades de soluto e de solvente em solução por sua vez, podem ser expressas em massa, volume, n° de moles, n° de equivalentes grama, etc. Assim há várias formas de se expressar a concentração de uma solução.

Ao concluir esta unidade você será capaz de:

- Explicar o conceito concentração molar ou molaridade.
- *Efectuar* cálculos de concentração molar de soluções.



Objectivos

Concentração molar ou molaridade

A concentração molar (M) exprime-se pelo número de moles duma substância por litro de solução ou seja, **molaridade** significa que o número de moles do soluto existe num litro de solução.

Importa referir que a molaridade (M) é a unidade de concentração mais comum.

Portanto, a concentração molar (M) ou molaridade, é a relação existente entre o número de moles do soluto e o volume da solução em litros.

$$\text{Molaridade} = \frac{\text{quantidade da substância em moles}}{\text{quantidade da solução em litros}}$$

$$\text{ou } M = \frac{n_1}{V}$$

onde: n_1 - número de moles do soluto
 V - volume da solução
 M - molaridade

$$\text{Unidades} = \frac{\text{mol}}{\text{litro}} = \text{mol / litro} = \text{molar (M)}$$

Exemplo 1:

Uma solução 0,5 M ou 0,5 molar possui 0,5 mol de soluto para cada litro de solução.

Exemplo 2:

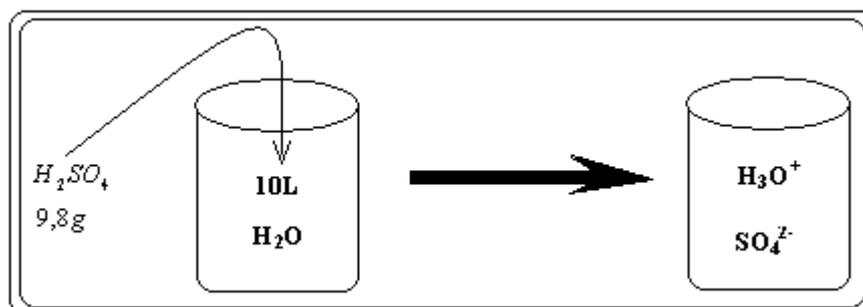
Uma solução com concentração molar igual a 1,4 mol/l apresentará 1,4 mol de soluto para cada litro de solução.

Exercícios

1. Qual a molaridade da solução obtida, adicionando-se 9,8g de ácido Sulfúrico (H_2SO_4) a 10 litros de água, supondo que não houve variação de volume?

(Dados: H=1u.m.a; O=16u.m.a; S=32u.m.a)

Resolução:



1º massa molecular do $H_2SO_4 = 98u.m.a$

$$m_1 = 9,8g; V = 10l; M_{(H_2SO_4)} = 98g/mol$$

$$2^\circ M = \frac{m_1}{n_1} \leftrightarrow n_1 = \frac{m_1}{M} \leftrightarrow n_1 = \frac{9,8g}{98g/mol} \leftrightarrow n_1 = 0,1mol$$



$$3^{\circ} M = \frac{n_1}{V}$$

$$4^{\circ} M = \frac{n_1}{V} \leftrightarrow M = \frac{0,1\text{mol}}{10\text{l}} \leftrightarrow M = 0,01\text{mol/l}$$

Resp: A molaridade da solução resultante é igual a 0,01M.

2. Qual é a concentração molar de uma solução de 0,1mol de Acido Nítrico em 2 litros da solução?

Resolução:

1º Dados:

$$2^{\circ} M = \frac{n_1}{V}$$

$$n_1 = 0,1 \text{ mol}$$

$$V = 2 \text{ l}$$

$$M = ?$$

$$3^{\circ} M = \frac{0,1\text{mol}}{2\text{l}} \leftrightarrow M = 0,05\text{mol/l ou}$$

$$0,05 \text{ M}$$

Resp: Em 2 litros de solução existem 0,05 mol/l ou 0,05 M.

Resumo da lição



Resumo

Nesta lição você aprendeu que:

- **Molaridade** é a relação entre o número de moles do soluto e o volume da solução, em litros.
- A molaridade de uma solução é calculada com base na expressão:
$$C = \frac{n_1}{V}$$
, onde n_1 - é o número de moles do soluto e V - o volume da solução.
- A concentração molar ou molaridade é dada em mol/l ou molar.

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

Actividades



Actividades

1. Que nome recebe a relação entre o número de moles do soluto e o volume da solução?

R: Esta relação é designada por concentração molar ou molaridade.

2. Como se calcula a concentração molar ou molaridade?

R: Para o cálculo da concentração molar ou molaridade usa-se a expressão matemática seguinte: $C = \frac{n_1}{V}$

3. Calcula a molaridade de uma solução de 0,03mol de Ácido Clorídrico em 50ml da solução.

1º Dados:

$$2^\circ M = \frac{n_1}{V}$$

$$n_1 = 0,03mol$$

$$V = 50ml = 0,05l$$

$$M = ?$$

$$M = 0,6M$$

$$3^\circ M = \frac{0,03mol}{0,05l} \leftrightarrow M = 0,6mol/l \text{ ou}$$

Passemos então a resolução da actividade proposta.



Avaliação



Avaliação

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

1. Que significa solução de Ácido Clorídrico 0,1M?
2. Calcule a concentração molar da solução de 49 g de Ácido Sulfúrico em 500 ml de solução.
3. Indique a quantidade de moles de substância que estão dissolvidas nas soluções seguintes:
 - a) 0,5l a 1,5 M de Ácido Sulfúrico.
 - b) 200 ml a 0,01 M de Ácido Nítrico.
 - c) 10 ml a 5 M de ácido Acético.
4. Diga qual é a molaridade das soluções seguintes:
 - a) 0,2 mol de Nitrato de Prata numa solução aquosa com volume de 1 litro.
 - b) 0,64 g de Dióxido de enxofre em 3 l de solução aquosa.
5. Uma solução de Ácido Clorídrico foi obtida diluindo 7,3 g em 500 ml de solução. Qual a sua molaridade?

Agora compare as suas soluções com as que lhe apresentamos no final do módulo. Sucessos!

Caro estudante, não fique cansado, pois faltam poucas lições para concluir o seu módulo. Não desanime!

Lição 14

Concentração normal ou normalidade. Equivalente - grama

Introdução

Caro estudante, como nos referimos anteriormente, há diversas formas para exprimir a concentração de uma solução. Um dos tipos de concentração usados para caracterizar a concentração de uma solução é **Normalidade** ou **concentração Normal**, que correlaciona o **número de equivalente-grama do soluto** e o **volume da solução** em litros.

Ao concluir esta unidade você será capaz de:



Objectivos

- Explicar o conceito Normalidade ou Concentração normal.
- *Explicar* o conceito equivalente-grama.
- Efectuar cálculos de concentração normal de uma solução.

Normalidade (N) ou Concentração normal

Prezado estudante, para você estudar este tipo de concentração, precisa de conhecer antes o conceito de equivalente-grama de ácido, base e sal.

Equivalente-grama

Equivalente-grama de uma substância é a quantidade dessa substância que se combina com mol de átomos de hidrogénio, ou que substitui essa mesma quantidade de átomos de hidrogénio durante as reacções químicas.

1. Equivalente-grama de Ácido

É a massa em grama, do ácido capaz de fornecer 1mol de iões H^+ .

O equivalente-grama de um ácido pode ser calculado a partir da expressão seguinte:

$$\text{Equig de ácido} = \frac{M_{\text{ácido}}}{n^{\circ} \text{ de } H \text{ ionizáveis}}$$



Onde **M** é a massa molar do Ácido.

Exemplo:

Determine o equivalente-grama de HCl, H₂SO₄ e H₃PO₄, respectivamente.

Resolução:

$$M_{HCl} = 1 + 35,5 = 36,5 \text{ g} \leftrightarrow \text{Equiv} - g_{HCl} = \frac{36,5 \text{ g}}{1} = 36,5 \text{ g}$$

$$M_{H_2SO_4} = 2.1 + 1.32 + 4.16 = 98 \text{ g} \leftrightarrow \text{Equiv} - g_{H_2SO_4} = \frac{98 \text{ g}}{2} = 49 \text{ g}$$

$$M_{H_3PO_4} = 3.1 + 1.31 + 4.16 = 98 \text{ g} \leftrightarrow \text{Equiv} - g_{H_3PO_4} = \frac{98 \text{ g}}{3} = 32,6 \text{ g}$$

2. Equivalente-grama de Base

É a massa em grama, da base, capaz de fornecer 1 mol de íões OH⁻.

O equivalente-grama de uma base poderá ser calculado pela relação:

$$\text{Equiv-g da base} = \frac{M_{base}}{n^\circ \text{ de } OH^- \text{ da formula}}$$

Onde **M** é a massa molar da base

Exemplo:

Determine o equivalente-grama de NaOH e Ca(OH)₂.

Resolução:

$$M_{NaOH} = 1.23 + 1.16.1.1 = 40 \text{ g} \leftrightarrow \text{Equiv} - g_{NaOH} = \frac{40 \text{ g}}{1} = 40 \text{ g}$$

$$M_{Ca(OH)_2} = 1.40 + 2.16 + 2.1 = 74 \text{ g} \leftrightarrow \text{Equiv} - g_{Ca(OH)_2} = \frac{74 \text{ g}}{2} = 37 \text{ g}$$

3. Equivalente-grama de Sal

É a massa do sal formada pela reacção de um equivalente-grama de ácido com o equivalente-grama de base.

A expressão para o seu cálculo é:

Equiv-g de Sal =

$$\frac{M_{sal}}{\text{Valor absoluto da carga positiva ou negativa em uma mol}}$$

Exemplo:

Determine o equivalente-grama de BaCl_2 e $\text{Fe}(\text{SO}_4)_3$

Resolução:

$$M_{\text{BaCl}_2} = 1.137 + 2.35,6 = 208 \text{ g} \leftrightarrow \text{Equiv-gBaCl}_2 = \frac{208\text{g}}{2} = 104 \text{ g}$$

$$M_{\text{Fe}(\text{SO}_4)_3} = 2.56 + 3.32 + 12.16 = 400 \text{ g} \leftrightarrow \text{Equiv-gFe}(\text{SO}_4)_3 = \frac{400 \text{ g}}{6} = 66,6 \text{ g}$$

Caro estudante, a essência desta aula é o cálculo da Normalidade, obviamente você já tem noção sobre o cálculo do equivalente-grama, pois o que se segue é o estudo pormenorizado da concentração normal ou normalidade (N).

Normalidade ou concentração normal (N)

Uma solução diz-se “Normal” quando contém 1 equivalente-grama de soluto por litro, ou seja a concentração normal define-se como sendo:

- número de equivalente-grama da substância soluto num litro de solução.

$$N = \frac{(n.e)_1}{V}$$

Onde: $(n.e)_1$ – número de equivalente-grama do soluto

V – volume da solução (em litros)

O número do equivalente-grama $(n.e)_1$, pode ser calculado pela seguinte expressão:

$$n.e = \frac{m_1}{\text{Equiv-g}}$$

Desta fórmula, obtém-se:

$$N = \frac{m_1}{\text{Equiv-g} \cdot V}$$

**Exemplo:**

Uma solução 0,2 M ou 0,2 normal, significa que uma solução contém 0,2 equivalente-grama de soluto para cada litro de solução.

Exercício:

Adicionando-se 19,6 de Ácido fosfórico (H_3PO_4) a 1,4 l de água, qual a normalidade da solução resultante?

Resolução:

$$1^\circ \text{ Dados} \qquad \qquad \qquad 2^\circ \qquad M_{H_3PO_4} = 98g$$

$$m_1 = 19,6 g$$

$$V = 1,4 l$$

$$N = ?$$

$$3^\circ \text{ Equiv} - g H_3PO_4 = \frac{98 g}{3} = 32,6 g$$

$$4^\circ \qquad n.e.de H_3PO_4 = \frac{19,6 g}{32,6 g}$$

$$n.e.de H_3PO_4 = 0,6 \text{ equi} - g$$

$$5^\circ N = \frac{(n.e)_1}{V}$$

$$6^\circ N = \frac{0,6eq g}{1,4l} = 0,4eq g / l \text{ ou } N = 0,4 N$$

7° **Resposta:** A solução resultante apresenta uma concentração de 0,4N.

Estimado estudante, o segredo para o ultrapassar qualquer que seja dificuldade é só exercitar sempre, e em caso de cometer erros visite os exemplos já resolvidos no seu módulo. Esperamos que tenha concordado com a nossa sugestão.

Resumo da lição



Resumo

Nesta lição você aprendeu que:

- Normalidade é a relação entre o número equivalente-grama do soluto e o volume da solução (em litros).

- A normalidade ou concentração normal de uma solução é determinada pela expressão: $N = \frac{(n.e)_1}{V}$ ou ainda

$$N = \frac{m_1}{Equiv - g \cdot V}$$

- Para o cálculo da normalidade é necessário primeiro conhecer o equivalente-grama. Daí que:

- $Equiv\ de\ \acute{a}cido = \frac{M_{\acute{a}cido}}{n^{\circ}\ de\ H\ ionizaveis}$

- $Equiv-g\ da\ base = \frac{M_{base}}{n^{\circ}\ de\ OH^{-}\ da\ formula}$

- $Equiv-g\ de\ Sal = \frac{M_{sal}}{Valor.\ absoluto.\ da.\ carga.\ positiva.\ ou.\ negativa.\ em.\ uma.\ mol}$

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

Actividades



Actividades

1. O que é concentração normal (N)?
2. Escreva a expressão usada para o cálculo da concentração normal de uma solução.
3. Qual a normalidade de uma solução, sabendo que 250ml dela contém 6,3g de HNO_3 ?



Passemos então a resolução da actividade proposta.

1. A concentração normal é a relação entre o nº do equivalente-grama do soluto e o volume da solução (em litros).

$$2. \quad N = \frac{(n.e)_1}{V} \text{ ou } N = \frac{m_1}{\text{Equiv} - g.V}$$

3. **Resolução:**

$$1^\circ \text{ Dados:} \quad 2^\circ \quad N = \frac{m_1}{\text{Equiv} - g.V}$$

$$V = 250\text{ml} = 0,25\text{l}$$

$$m_1 = 6,3$$

$$N = ?$$

$$3^\circ \text{ Eqg } HNO_3 = \frac{M_{HNO_3}}{1} = \frac{63\text{g}}{1} = 63\text{g}$$

$$4^\circ \quad N = \frac{m_1}{\text{Eqg}V} = \frac{6,3\text{g}}{63 \cdot 0,25\text{l}} = \frac{6,3\text{g}}{15,75\text{l}} = 0,4\text{N}$$

Avaliação



Avaliação

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

1. O que significa 0,4N?
2. Calcule o equivalente-grama de: H_2SiO_3 , HCN, H_3PO_4
3. Qual é a normalidade de uma solução de 500ml de NaCl que foi preparada pela diluição de 11,7g?
4. Calcule a normalidade de uma solução de Nitrato de cobre I preparada por diluição de 1,875g de sal para um volume de 250ml.

Agora compare as suas soluções com as que lhe apresentamos no final do módulo. Sucessos!

Lição 15

Concentração comum. Diluição de soluções

Introdução

Caro estudante, muitas vezes pode transformar-se a concentração das soluções sem que seja necessário preparar novas soluções.

Existem casos em que se deseja concentrá-la e outras em que se quer diluí-la. É evidente que para aumentar a concentração se deve diminuir o volume do solvente ou aumentar a quantidade de soluto e para a diminuir deve-se aumentar o volume do solvente.

Ao concluir esta unidade você será capaz de:

- Preparar soluções diluídas e concentradas.
- *Efectuar* cálculos de concentração comum e de diluição de soluções.



Objectivos

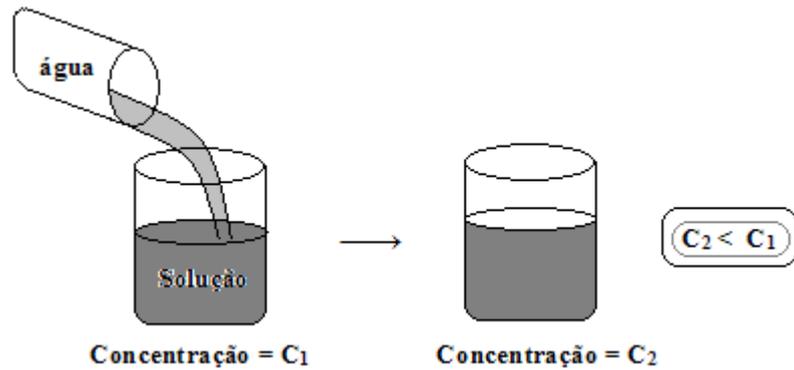
Diluição de soluções

Querido estudante, quando uma solução contém pouco soluto em relação ao solvente, denomina-se ***solução diluída***.

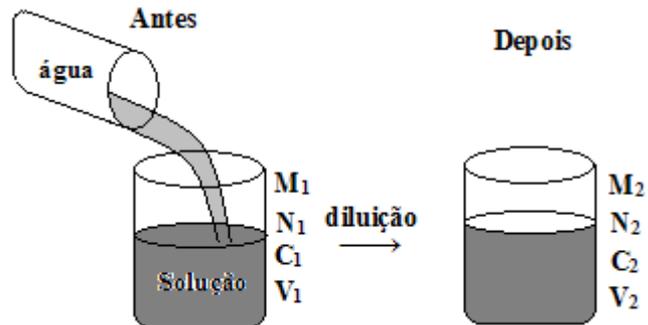
Caso contrário, se apresenta muito soluto em relação ao solvente, chama-se ***solução concentrada***.

Diluir uma solução significa diminuir a sua concentração. A diluição pode ser feita retirando o soluto ou adicionando o solvente. A prática mostra que é mais fácil o ultimo caso, isto é, adicionando o solvente à solução a diluir.

Quando uma solução é diluída pela adição do solvente, a quantidade do soluto não é alterada.



Vamos convencionar que as quantidades antes da diluição apresentam índice 1 e após a diluição, índice 2.



Acreditamos que você percebeu que houve acréscimo unicamente de água. Isto permite concluir que a massa do soluto é a mesma antes e depois da diluição.

A concentração, em geral é dada por g/l vale: $C = \frac{m_1}{V}$

onde, m_1 é a massa do soluto $m_1 = C \times V$

Então:

Antes da diluição $\{m_1 = C_1 \cdot V_1$

Depois da diluição $\{m_2 = C_2 \cdot V_2$

Logo, concluímos que:

$$C_1 \cdot V_1 = C_2 \cdot V_2$$

E analogamente, podemos escrever:

$$N_1 \cdot V_1 = N_2 \cdot V_2$$

E

$$M_1 \cdot V_1 = M_2 \cdot V_2$$

Onde:

M_1 : molaridade da solução antes da diluição

V_1 : volume da solução antes da diluição

N_1 : normalidade da solução antes da diluição

M_2 : molaridade da solução depois da diluição

V_2 : volume da solução depois da diluição

N_2 : normalidade da solução depois da diluição

Estimado estudante, aconselhamos que procure dominar as fórmulas para poder resolver exercícios sem muitos entraves. Combinado! Então, preste atenção à resolução do problema a seguir.

Exemplo:

Tem-se 100 ml de solução de NaOH a 0,5 M que foi adicionada a 400 ml de água. Qual será a molaridade da solução obtida?

1º Dados:

$$2^\circ M_1 \cdot V_1 = M_2 \cdot V_2$$

$$M_1 = 0,5M$$

$$V_1 = 100 \text{ ml}$$

$$3^\circ M_2 = \frac{M_1 \cdot V_1}{V}$$

$$V_2 = 500 \text{ ml} (400 \text{ ml} + 100 \text{ ml})$$

$$4^\circ M_2 = \frac{0,5M \cdot 100 \text{ ml}}{500 \text{ ml}} = 0,1M$$

$$M_2 = ?$$

5º R: A solução final terá uma concentração de 0,1M.

Que tal, foi fácil, pois não? De facto, foi muito facil!



Resumo da lição



Resumo

Nesta lição você aprendeu que:

- Diluir uma solução significa diminuir a sua concentração.
- A diluição pode ser feita retirando o soluto ou adicionando o solvente.
- Quando uma solução é diluída pela adição do solvente, a quantidade do soluto não é alterada e as diferentes concentrações duma solução diluída podem ser calculadas com base nas fórmulas seguintes:
 - $C_1 \cdot V_1 = C_2 \cdot V_2$
 - $N_1 \cdot V_1 = N_2 \cdot V_2$
 - $M_1 \cdot V_1 = M_2 \cdot V_2$
- Quando se diz que uma solução é diluída, quer dizer que possui pouco soluto em relação ao solvente, e quando se diz que a solução é concentrada quer dizer que possui muito soluto em relação ao solvente.

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

Actividades



Actividades

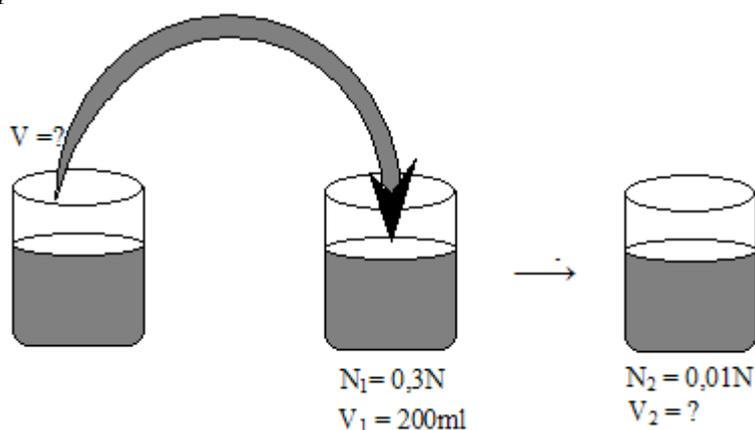
1. Como se prepara uma solução diluída?
2. Quando é que se diz que uma solução é diluída?
3. Qual é o volume de água que devemos adicionar a 200ml de solução 0,3N de Nitrato de Magnésio, para que a concentração diminua até 0,01N?

Passemos então a resolução da actividade proposta.

1. Uma solução diluída é preparada ou obtida retirando o soluto ou adicionando o solvente.
2. Uma solução é diluída quando possui pouca quantidade do soluto em relação ao solvente.

3. Resolução:

1º



$$2^\circ \quad N_1 \cdot V_1 = N_2 \cdot V_2 \qquad 3^\circ \quad V_2 = \frac{N_1 \cdot V_1}{N_2}$$

$$4^\circ \quad V_2 = \frac{0,3N \cdot 200ml}{0,01N} = 6000ml \text{ (volume final)}$$

$$5^\circ \quad \text{Então: } V_{\text{água}} = V_2 - V_1; \quad V_{\text{água}} = 6000ml - 200ml = 5800ml$$

$$6^\circ \quad \text{R: o volume da água a adicionar é igual a 5800ml.}$$



Avaliação



Avaliação

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

1. Quando é que se diz que uma solução é concentrada?
2. Dispõe-se de 0,5 l de solução de KOH a 0,01N, que foi adicionada 600ml de água, Qual será a concentração normal da solução resultante?
3. Adiciona-se 250ml de água a 0,375l de uma solução 0,35M de HNO_3 . Qual é a molaridade da solução obtida?
4. Dispomos de 100ml a 0,1M de HCl.
 - a. Qual será a quantidade de moles de HCl dissolvida nessa solução?
 - b. Acrescentamos à solução referida 400ml de água. A molaridade do HCl aumenta ou diminui?
 - c. Calcule a nova molaridade.
5. Qual é a molaridade de uma solução obtida adicionando-se 300ml de água a 200ml de uma solução, 0,5molar de ácido sulfúrico?
6. Qual é a normalidade de uma solução de 500ml de NaCl que foi preparada pela diluição de 11,7g?
7. Volume de água que se deve adicionar a 200cm³ de uma solução 0,7M de hidróxido de sódio para que esta se transforme numa solução 0,2 é:
 - a) 200cm³
 - b) 400cm³
 - c) 550cm³
 - d) 750cm³
 - e) Nenhuma delas

Agora compare as suas soluções com as que lhe apresentamos no final do módulo. Sucessos!

Então foi difícil? Acreditamos que não. Siga em frente lendo a lição seguinte.

Lição 16

Mistura de soluções

Introdução

Caro estudante, as soluções de um mesmo soluto e solvente podem ser misturadas ocorrendo, desta feita, a formação de uma solução final diluída ou concentrada conforme sejam as soluções.

Ao concluir esta unidade você será capaz de:

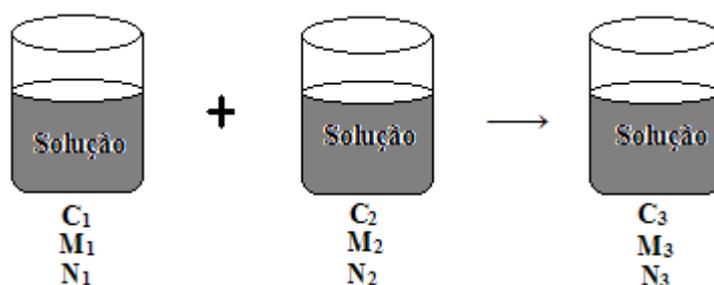


Objectivos

- Misturar soluções.
- Efectuar cálculos de concentração de mistura de soluções.

Mistura de soluções

A mistura de soluções do mesmo soluto e mesmo solvente pode ser feita segundo o esquema abaixo indicado, em que mistura-se por exemplo duas soluções.



A solução final (solução 3) possui uma massa do soluto (m_3) que é igual à soma das massas de soluto das soluções 1 e 2.

$$m_3 = m_1 + m_2$$

Solução 1 → massa do soluto = m_1



Solução 2 → massa do soluto = m_2 logo teremos:

Solução 3 → massa do soluto = m_3

Mas, como se sabe: $m = C \cdot V$, o que resulta:

$$C_3 \cdot V_3 = C_1 \cdot V_1 + C_2 \cdot V_2$$

$$N_3 \cdot V_3 = N_1 \cdot V_1 + N_2 \cdot V_2$$

$$M_3 \cdot V_3 = M_1 \cdot V_1 + M_2 \cdot V_2$$

Exercício:

Determine a concentração molar de uma solução resultante da mistura de 500ml de solução 0,1M de NaOH com 0,2l da solução 0,3M de NaOH.

1º Dados:

$$2^\circ M_3 \cdot V_3 = M_1 \cdot V_1 + M_2 \cdot V_2$$

$$V_1 = 500\text{ml } (0,5\text{l})$$

$$M_1 = 0,1\text{M}$$

$$3^\circ M_3 = \frac{M_1 \cdot V_1 + M_2 \cdot V_2}{V_3};$$

$$V_2 = 0,2\text{l } (200\text{ml})$$

$$V_3 = V_1 + V_2 = 0,5\text{l} + 0,2\text{l} = 0,7\text{l}$$

$$M_2 = 0,3\text{M}$$

$$M_3 = ?$$

$$4^\circ M_3 = \frac{0,1\text{M} \cdot 0,5\text{l} + 0,3\text{M} \cdot 0,2\text{l}}{0,7\text{l}}$$

$$M_3 = \frac{0,11\text{M} \cdot \text{l}}{0,7\text{l}} = 0,16\text{M}$$

5º Resposta: A solução resultante tem uma concentração igual a 0,16M.

Resumo da lição



Resumo

Nesta lição você aprendeu que:

- A mistura de soluções de um mesmo soluto e mesmo solvente ocorre quando a partir de duas soluções resulta uma terceira solução ou solução final.
- A concentração da solução resultante da mistura de soluções pode-se calcular com base nas fórmulas seguintes.
 - $C_3 \cdot V_3 = C_1 \cdot V_1 + C_2 \cdot V_2$
 - $N_3 \cdot V_3 = N_1 \cdot V_1 + N_2 \cdot V_2$
 - $M_3 \cdot V_3 = M_1 \cdot V_1 + M_2 \cdot V_2$

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



Actividades



Actividades

1. Como determinar a concentração normal de uma solução resultante da mistura de duas soluções com mesmo soluto e solvente?
2. Qual a molaridade da solução obtida da mistura de 300ml de solução 0,3M de KOH com 200ml de solução 0,2M de KOH?

Passemos então a resolução da actividade proposta.

1. Pode-se aplicar a seguinte expressão: $N_3 \cdot V_3 = N_1 \cdot V_1 + N_2 \cdot V_2$ e daqui segue que

$$N_3 = \frac{N_1 \cdot V_1 + N_2 \cdot V_2}{V_3}$$

2. Resolução:

1º Dados:

$$V_1 = 300ml$$

$$M_1 = 0,3M$$

$$V_2 = 200ml$$

$$M_2 = 0,2M$$

$$M_3 = ?$$

$$2^\circ M_3 \cdot V_3 = M_1 \cdot V_1 + M_2 \cdot V_2$$

$$3^\circ V_3 = V_1 + V_2$$

$$V_3 = 300ml + 200ml = 500ml$$

$$4^\circ M_3 = \frac{M_1 \cdot V_1 + M_2 \cdot V_2}{V_3}$$

$$M_3 = \frac{0,3M \cdot 300ml + 0,2M \cdot 200ml}{500ml}$$

$$M_3 = \frac{90M \cdot ml + 40Mml}{500ml} = 0,26M$$

5º **Resposta:** A solução resultante apresenta uma concentração igual a 0,26M.

Avaliação



Avaliação

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

- Qual é a normalidade da solução obtida da adição de 300ml da solução 0,2N de KOH com 0,5l de solução 0,5 de KOH?
- Qual é o volume de água destilada necessário para que 600cm³ de uma solução de H₂SO₄, 0,2N se tornem numa solução 0,18N?
- Misturam-se 40ml de uma solução 0,3M de ácido nítrico com 60ml de solução 0,8M de ácido nítrico.
 - Qual é o volume da solução resultante?
 - Calcule a molaridade da nova solução obtida.
- 30ml de uma solução 0,1M de ácido sulfúrico foram adicionados a 20ml de uma solução 0,2 do mesmo soluto. A solução resultante terá molaridade:
 - 0,28M
 - 0,70M
 - 0,14M
 - 0,56M
 - 0,35M
- Qual a molaridade da solução obtida da adição de 500ml da solução 0,1 de NaOH com 0,2l de solução 0,3 de NaOH?

Agora compare as suas soluções com as que lhe apresentamos no final do módulo. Sucessos!

Caro estudante, você resolveu com sucesso os exercícios propostos. Não é verdade? Então prossiga com o estudo do seu módulo lendo a lição sobre Termoquímica.

Lição 17

Termoquímica: Definição. Energia, trabalho, calor e temperatura.

Introdução

Querido estudante, depois de ter estudado as soluções vamos tratar de um novo tema, “**Termoquímica**”. A maioria das reacções químicas ocorre produzindo variações de energia que frequentemente se manifestam na forma de variações de calor. A energia que acompanha as reacções químicas, é tratada num ramo da química chamada **termoquímica**.

Ao concluir esta unidade você será capaz de:



Objectivos

- Explicar os conceitos de termoquímica, energia, trabalho, calor e temperatura.
- *Descrever* a lei de conservação de energia.

Termoquímica

A energia libertada nas reacções químicas, está presente em várias actividades da nossa vida quotidiana como por exemplo:

- calor libertado na queima de carvão que cozinha os nossos alimentos.
- calor libertado na combustão do álcool ou da gasolina que movimenta os nossos veículos.
- Reacções químicas dos alimentos no nosso organismo de onde obtemos a energia necessária para a manutenção da vida.

Diversas reacções químicas decorrem com produção de variação de energia, que normalmente se manifestam na forma de variação de calor.

Deste modo a **Termoquímica** define-se como sendo o ramo da Química que se ocupa do estudo da energia envolvida nas reacções químicas.

Conceitos fundamentais na termoquímica

A termoquímica estuda as relações existentes entre energia, calor, temperatura e trabalho.

1. Calor e temperatura

Prezado estudante, **calor** e **temperatura** são conceitos bem distintos.

Consideremos o seguinte exemplo:

Dois recipientes **A** e **B** contendo 0,5 l de água em ebulição e 1l de água em ebulição, respectivamente. O recipiente que contém mais água recebeu mais calor que o outro, no entanto, a temperatura da água é a mesma em ambos os recipientes.

Veja a explicação mais detalhada para isto: Seja uma molécula de H₂ no estado gasoso. Ela possui movimentos de translação, vibração e rotação simultaneamente. Cada um desses movimentos possui uma energia cinética. Quanto mais agitado for cada um desses movimentos, maior será a respectiva energia cinética. Portanto, dizemos que quanto maior for a energia cinética total, maior será a temperatura do H₂.

Assim temos:

Temperatura: é a grandeza associada à energia cinética média das moléculas.

A temperatura revela-nos o estado de aquecimento de um corpo ou de uma reacção química.

Quando a energia cinética (de translação, rotação ou vibração) está passando de um corpo para o outro, dizemos que esta havendo fluxo de calor. Por causa disso, antigamente era aceite a expressão: “calor é a transferência de agitação molecular”.

No entanto, o conceito de calor evoluiu, ele foi associado à teoria das ondas electromagnéticas. Actualmente, a definição mais simples de calor diz que **Calor** - é uma forma de energia quantificada, capaz de produzir agitações moleculares ou é a energia transferida entre dois corpos que estejam a temperaturas diferentes.

O calor libertado ou absorvido por um sistema que sofre uma reacção química é determinado em aparelhos chamadas *calorímetros*.

A determinação do calor libertado ou absorvido numa reacção química é efectuado através da expressão:

$$Q = m \cdot c \cdot \Delta T$$

Onde: **Q** – é a quantidade de calor libertada ou absorvida pela reacção



m – é massa, em gramas, do líquido presente no calorímetro

c – é o calor específico do líquido presente no calorímetro. Para a água, o seu valor é de 1cal/g.°c.

ΔT – é a variação de temperatura sofrida pela massa de água devido à ocorrência de reacção.

O calor pode ser expresso em calorias (cal), quilo caloria (Kcal), Joules (J) ou quilojoules (KJ).

2. Trabalho

O trabalho é uma forma de energia que sempre aumenta quando se realiza trabalho sobre um sistema. O trabalho é representado pela letra “**W**”.

W → quantidade de trabalho realizado sobre o sistema.

O trabalho pode ser feito sobre o sistema, isto é, o ambiente realiza trabalho sobre o sistema. Neste caso, o trabalho toma um valor positivo. Aqui o sistema é comprimido, porque a força interna do sistema é menor que a externa feita pelo ambiente. Quando o sistema realiza trabalho sobre o ambiente, o valor deste trabalho fica negativo. Neste caso, o sistema se expande porque a força interna do sistema é maior que a do ambiente.

Processo	Trabalho	Sinal do trabalho
Expansão	É realizado pelo sistema	Negativo ($W < 0$)
Compreensão	É realizado sobre o sistema	Positivo ($W > 0$)

O trabalho é expresso em Joules (J) ou em Quilojoules (KJ)

3. Energia

Caro estudante, define-se energia como sendo a capacidade de um corpo realizar trabalho.

Existem diversas formas de energia:

- Energia mecânica
- Energia química
- Energia térmica
- Energia potencial
- Energia eléctrica

- Energia nuclear, etc

“A energia não se cria nem se perde, mas sim transforma-se”.

Caro estudante, os conceitos calor, temperatura, energia e o trabalho não constituíram novidade para si porque é matéria tratada na disciplina de Física. Pelo que, em caso de dúvida, entra em contacto com o seu professor ou grupo de estudo.

Vamos continuar com o estudo da nossa lição.

Lei da conservação da energia

A pilha ou bateria transforma a energia química em energia eléctrica. Logo dizemos que toda a energia existente quando transformada numa forma para outra não é possível produzir energia em nada. Assim:

«Num sistema isolado, a soma de todas as energias é sempre constante».

Resumo da lição



Resumo

Nesta lição você aprendeu que:

- Termoquímica é o ramo da química que se debruça no estudo da energia envolvida em qualquer reacção química.
- Os conceitos importantes na termoquímica são os seguintes:
- **Calor:** energia transferida entre dois corpos que se encontram a temperaturas diferentes.
- **Trabalho:** forma de energia que sempre aumenta quando se realiza trabalho sobre o sistema.
- **Energia:** capacidade de um corpo realizar trabalho.
- A **lei de conservação de energia** diz que: “num sistema isolado, a soma de todas as energias é sempre constante.

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



Actividades



Actividades

1. O que estuda a termoquímica?
2. Qual é a diferença entre temperatura e calor?
3. O que é um calorímetro?
4. Enuncie a lei de conservação de energia.

Passemos, então, à resolução da actividade proposta.

1. A termoquímica estuda a energia envolvida nas reacções químicas.
2. A temperatura é uma grandeza associada à energia cinética média das moléculas, enquanto que calor é uma forma de energia quantificada, capaz de produzir agitações moleculares.
3. Calorímetro é um aparelho que é usado para determinar a quantidade de calor libertado ou absorvido por um sistema que sofre uma reacção química.
4. A lei de conservação de energia diz o seguinte: num sistema isolado, a soma de todas as energias é sempre constante.

Avaliação



Avaliação

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

1. Defina os conceitos abaixo:
 - a) Termoquímica
 - b) Energia
 - c) Trabalho
2. Como se define o calor libertado ou absorvido numa reacção química? Mostre a expressão para o seu cálculo.
3. Enumere cinco (5) formas de energia.
4. Quando é que o trabalho tem um valor positivo?
5. Enuncie a lei da conservação de energia.

Agora compare as suas soluções com as que lhe apresentamos no final do módulo. Sucessos!



Lição 18

Classificações das reacções quanto ao efeito energético. Equação termoquímica

Introdução

Caro estudante, o estudo da energia associada às reacções químicas é tratado na termoquímica. Numa reacção química, quando se realiza, há uma variação do conteúdo energético, existindo assim sistemas ou reacções químicas que ganham ou consomem energia e outros que perdem ou libertam energia.

Ao concluir esta unidade você será capaz de:

- Classificar as reacções químicas quanto ao efeito energético.
- *Escrever* e explicar a equação da termoquímica.



Objectivos

Entalpia

A entalpia de uma reacção é a quantidade de calor libertado ou absorvido por um sistema sob condições de pressão constante.

Porém, não existe um meio que permite ao químico medir a entalpia de um sistema. Contudo, só é possível medir a variação de entalpia verificada num processo químico. Neste caso, a entalpia de reacção ΔH , é a diferença entre a entalpia dos produtos (final) e a entalpia dos reagentes (inicial). Assim pode-se escrever:

$$\Delta H = H_{\text{produtos}} - H_{\text{reagentes}}$$

ou

$$\Delta H = H_{\text{final}} - H_{\text{inicial}}$$

H_{final} → entalpia do estado final (produtos)

H_{inicial} → entalpia do estado inicial (reagentes)

A entalpia da reacção pode ser positiva ou negativa, dependendo do processo.

Tipos de reacções químicas quanto ao efeito energético

A medida de variação da entalpia permite conhecer se a entalpia aumentou ou diminuiu numa reacção química que ocorre com a libertação ou absorção de calor. Ao calor absorvido ou libertado numa reacção química denomina-se *entalpia de reacção ou calor de reacção*.

Estimado estudante, quanto ao efeito energético as reacções químicas classificam-se em dois tipos:

1. Reacções exotérmicas (exo = para fora)

Uma reacção exotérmica é aquela que ocorre com a libertação ou perda de calor.

Numa reacção exotérmica, a entalpia final (dos produtos) será menor que a inicial (dos reagentes), ou seja calor será menor que o conteúdo

$$H_{\text{inicial}} > H_{\text{final}}$$

o conteúdo final de inicial, isto é:

Assim teremos: $\Delta H = H_{\text{final}} - H_{\text{inicial}}$ e logo teremos $\Delta H < 0$.

Conclusão:

Sempre que houver diminuição do conteúdo de calor do sistema, teremos um processo exotérmico, logo ΔH é negativo.

2. Reacções endotérmicas (endo = para dentro)

Uma reacção endotérmica, é aquela que ocorre com a absorção ou consumo de calor.

Numa reacção endotérmica, a entalpia final (dos produtos) será maior que a inicial (dos reagentes), permitindo assim prever que irá ocorrer um aumento do conteúdo de calor

$$H_{\text{inicial}} < H_{\text{final}}$$

do sistema.

Assim teremos: $\Delta H = H_{\text{final}} - H_{\text{inicial}}$ e logo teremos que $\Delta H > 0$.

Conclusão:

Sempre que houver aumento do conteúdo de calor do sistema, teremos um processo endotérmico. Logo ΔH é positivo.



Olha, caro estudante, fixe bem isto: quando $\Delta H < 0$ a reacção é **exotérmica** e quando $\Delta H > 0$ é **endotérmica**.

Estes conceitos foram por si estudados nas classes anteriores. Prossiga com o seu estudo, fazendo revisão sobre equações químicas que envolvem calor.

Equações termoquímicas

Estimado estudante, uma **equação termoquímica** é a forma completa de se especificar o calor de reacção química. Para além de indicar os reagentes e os produtos, a equação termoquímica também apresenta:

- Estado físico dos reagentes e produtos;
- A quantidade de calor de reacção (ΔH);
- A temperatura e a pressão do processo.

Exemplo 1:

- $C_{(s)} + O_{2(s)} \rightarrow CO_{2(s)}; \Delta H = -395 \text{ KJ}$
- $C_{(s)} + O_{2(s)} - 395 \text{ KJ} \rightarrow CO_{2(s)}$
- $C_{(s)} + O_{2(s)} \rightarrow CO_{2(s)} + 395 \text{ KJ}$

Cada uma destas equações termoquímicas representa um processo exotérmico.

Exemplo 2:

- $N_{2(g)} + O_{2(s)} \rightarrow 2NO_{(g)}; \Delta H = +181 \text{ KJ}$
- $N_{2(g)} + O_{2(s)} + 181 \text{ KJ} \rightarrow 2NO_{(g)}$
- $N_{2(g)} + O_{2(s)} \rightarrow 2NO_{(g)} - 181 \text{ KJ}$

Cada uma das equações termoquímicas representa um processo endotérmico.

Resumo da lição



Resumo

Nesta lição você aprendeu que:

- **Entalpia** de uma reacção é a quantidade de calor libertado por um sistema nas condições de pressão constante.
- A entalpia de um processo químico é determinada pela expressão:

$$\Delta H = H_{\text{final}} - H_{\text{inicial}} \quad \text{ou} \quad \Delta H = H_{\text{produtos}} - H_{\text{reagentes}}$$

- A entalpia de uma reacção pode ser positiva ou negativa, conforme se trate de reacção exotérmica ou endotérmica, isto é:

Reacção	Característica do sistema	Sinal de ΔH
Exotérmica	Liberta calor	Negativo (-)
Endotérmica	Absorve calor	Positivo (+)

- Quanto ao efeito energético as reacções podem ser:
 - **Exotérmicas:** aquelas que ocorrem com libertação de calor. Estas apresentam $\Delta H < 0$.
 - **Endotérmicas:** aquelas que ocorrem com absorção de calor. Estas apresentam $\Delta H > 0$.
- Uma equação termoquímica é uma forma de especificar o calor de reacção química, podendo esta apresentar os estados físicos dos reagentes e dos produtos, a quantidade de calor, a temperatura e a pressão do processo.
- Uma reacção exotérmica ou endotérmica pode ser respectivamente representada de uma forma genérica pelas equações termoquímicas seguintes:
 - $A + B \rightarrow C; \Delta H < 0 \leftrightarrow$ reacção exotérmica
 - $A + B \rightarrow C; \Delta H > 0 \leftrightarrow$ reacção endotérmica

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



Actividades



Actividades

1. Como se classificam as reacções químicas quanto ao efeito energético?
2. Qual é a diferença entre as reacções exotérmicas e endotérmicas?
3. Classifique cada uma das reacções seguintes quanto ao efeito energético:
 - a) $\text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightarrow \text{H}_2\text{O}_{(g)}; \Delta H = 40,7 \text{ KJ}$
 - b) $\text{N}_2_{(g)} + \text{H}_2_{(g)} \rightarrow \text{NH}_3_{(g)}; \Delta H = -59 \text{ KJ}$
4. A decomposição térmica do cálcio é um processo endotérmico que envolve a absorção de 180 KJ de calor. Represente a equação termoquímica do processo.

Passemos então a resolução da actividade proposta.

1. As reacções podem ser classificadas em dois tipos quanto ao efeito energético: reacções exotérmicas e reacções endotérmicas.
 2. Reacções exotérmicas são aquelas que libertam calor enquanto as reacções endotérmicas são aquelas que absorvem calor.
- 3. a) Reacção endotérmica**
- b) Reacção exotérmica**
4. $\text{CaCO}_3_{(s)} \rightarrow \text{CaO}_{(s)} + \text{CO}_2_{(g)}; \Delta H = 180 \text{ KJ}$

Avaliação



Avaliação

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

1. O que é entalpia de reacção?
2. Distinga uma reacção endotérmica de uma reacção exotérmica.
3. Dos seguintes processos, diga se há absorção ou libertação de energia.
 - a) Evaporação de água
 - b) Condensação de água
 - c) A combustão do carvão
 - d) Descarregamento da bateria
 - e) Fotossíntese de carboidratos nas plantas
4. Classifique cada uma das seguintes reacções, em exotérmicas ou endotérmicas:
 - a) $2\text{KCl}_{(s)} + \text{Calor} \rightarrow 2\text{KCl}_{(s)} + 3\text{O}_{2(g)}$
 - b) $\text{Ba}^{+2}_{(aq)} + \text{SO}^{-2}_{4(aq)} \rightarrow \text{BaSO}_{4(s)}; \Delta H = -X \text{ KJ}$
 - c) $2\text{Mg}_{(s)} + \text{O}_{2(g)} \rightarrow 2\text{MgO}_{(s)} + b \text{ KJ}$
 - d) $\text{H}_2\text{SO}_{4(l)} + \text{água} \rightarrow 2\text{H}^{+}_{(aq)} + \text{SO}^{2-}_{4(aq)} + \text{Ca}$

Agora compare as suas soluções com as que lhe apresentamos no final do módulo. Sucessos!

Lição 19

Determinação experimental da entalpia da reacção. Diagrama de entalpia. Lei de Hess

Introdução

Querido estudante, a medida da variação da entalpia permite saber se a entalpia aumentou ou diminuiu numa reacção química que ocorre com libertação ou absorção de calor.

O calor envolvido nas reacções químicas pode ser determinado experimentalmente com o conhecimento das entalpias dos reagentes e produtos de reacções. Este calor pode ainda ser apresentado em forma de diagramas de entalpia.

Ao concluir esta unidade você será capaz de:



Objectivos

- Representar e interpretar os diagramas de entalpia de reacção.
- *Efectuar* cálculos de entalpia de reacção.
- Descrever a Lei de Hess.

Diagramas de entalpia de reacção

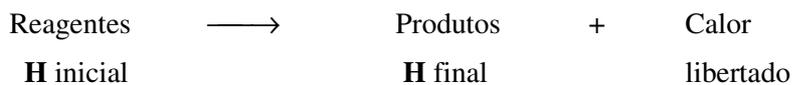
Prezado estudante, os **diagramas de energia** são extremamente importantes, pois permitem a visualização imediata do calor envolvido no processo. O diagrama de energia típico mostra um **eixo vertical** contendo valores de entalpia e um **eixo horizontal** que indica o sentido do processo. Portanto, este tem o sentido idêntico ao das reacções químicas, isto é da esquerda para a direita.

Agora, observe a figura abaixo.

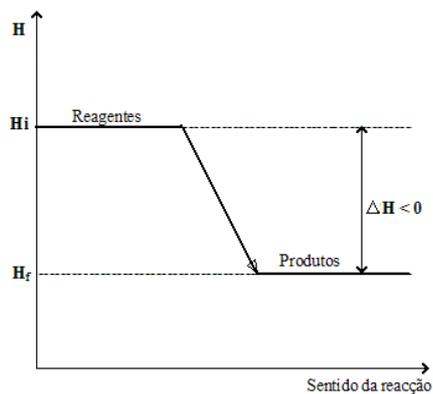


1. Diagrama da reação exotérmica.

Como você sabe, a reação exotérmica liberta calor e apresenta $\Delta H < 0$.



Observe o diagrama:



Você deve ter observado que o diagrama mostra o seguinte:

- Houve perda de calor, pois ocorreu diminuição da entalpia;
- Os produtos apresentam entalpia menor que a dos reagentes.



- O calor perdido (calor de reacção) é dado por ΔH .

$$\Delta H = H_{\text{final}} - H_{\text{inicial}}$$

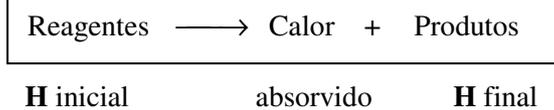
Logo, temos: $\Delta H < 0$

Exemplos

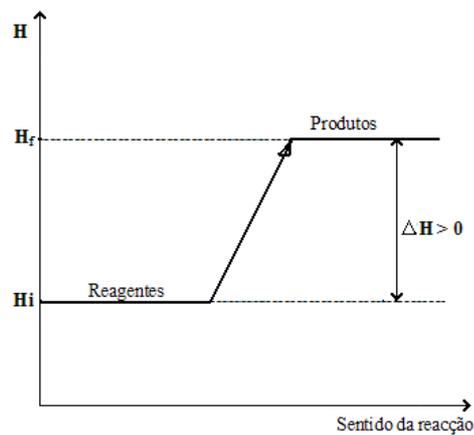


2. Diagrama da reacção endotérmica.

Como você sabe, a reacção endotérmica absorve calor e apresenta $\Delta H > 0$.



Veja o diagrama:



O diagrama deixa claro que:

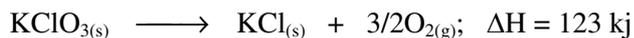
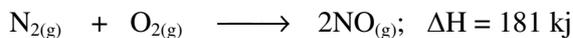
- Houve ganho de calor, pois a entalpia aumentou.
- calor absorvido (calor de reacção) é dado por ΔH .
- Os produtos apresentam entalpia maior que a dos reagentes e o processo apresenta ΔH positivo.

De facto:

$$\Delta H = H_{\text{final}} - H_{\text{inicial}}$$

Logo, temos: $\Delta H > 0$

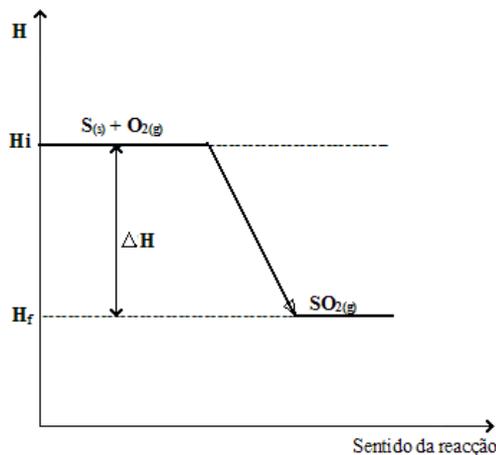
Exemplo:



Ao observar um diagrama de energia, é possível perceber de imediato se o processo é endotérmico ou exotérmico e eventualmente pode-se até calcular o valor de ΔH .

Exemplo 1:

A reacção $\text{S}_{(\text{s})} + \text{O}_{2(\text{g})} \longrightarrow \text{SO}_{2(\text{g})}$ apresenta o seguinte diagrama de entalpia:



Conclusões:

O processo é exotérmico, porque o ΔH é negativo.

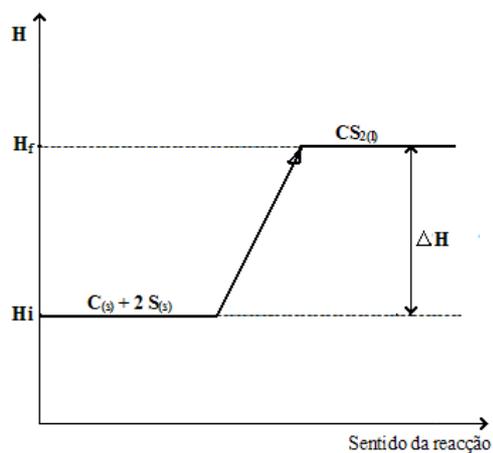
$$\Delta H = H_{\text{final}} - H_{\text{inicial}}$$

menor maior

Logo, temos: $\Delta H < 0$

Exemplo 2:

A reacção $\text{C}_{(\text{s})} + 2\text{S}_{(\text{s})} \longrightarrow \text{CS}_{2(\text{l})}$ apresenta o seguinte diagrama:



Conclusões:

- O processo é endotérmico, pois aumenta a entalpia do sistema, ao ocorrer absorção de calor.
- ΔH é Positivo.

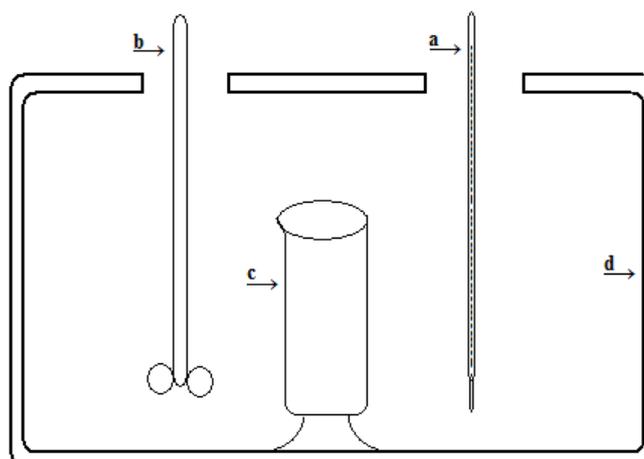
$\Delta H = H_{\text{final}} - H_{\text{inicial}}$ <div style="display: flex; justify-content: space-around; font-size: small;"> maior menor </div>	Logo, temos: $\Delta H > 0$
-------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------	-----------------------------

Estimado estudante, depois de ter estudado os diferentes tipos de diagramas de energia, agora você vai aprender a determinar experimentalmente as entalpias das reacções químicas.

Determinação experimental da entalpia da reacção.

A entalpia de muitas reacções pode ser determinada experimentalmente.

É um valor determinável como o volume, a distância, a força duma corrente eléctrica, etc., pois utiliza-se um aparelho a que se chama **Calorímetro**, veja o esboço simples de um calorímetro.



N.B: A massa da água no aparelho é bem conhecida.

- a) - Termómetro
- b) - Agitador
- c) - Copo de Reacção
- d) - Parede isoladora

Faz-se a reacção da água no copo "C". O calor que se liberta na reacção causa um aumento na temperatura da água, porque a quantidade de calor necessário para aumentar uma determinada quantidade de água 1°C de temperatura, é conhecida. A partir do aumento da temperatura que mostra o termómetro, é possível calcular a ΔH .

No caso em que haja uma reacção rápida entre substâncias dissolvidas na água, não é necessário o copo "C" e é possível calcular ΔH directamente do aumento da temperatura da solução na qual ocorreu a reacção.

Exemplo:

Determinação de ΔH da reacção $H^+ + OH^- \longrightarrow H_2O$ em KJ /mole.

Misturamos 10 ml 1M HCl com 1M NaOH, e introduz-se um termómetro na solução que indica um aumento de temperatura de 7°C. A energia que causou este aumento era a entalpia da reacção de Neutralização.

Calculando:

Temos 20 ml de solução, que tem massa de 20 g.

Para aumentar 20 g de água 7°C em temperatura são necessários $7 \times 20 = 140$ calorias.

Convertido em Joule, dá: $140 \times 4,2 \text{ J} = 588 \text{ J} = 0,59 \text{ kJ}$ (1cal = 4,2J).
Formou-se 0,01mol de H_2O , formando-se 1mole de H_2O numa neutralização, liberta-se então $100 \times 0,59 \text{ J} = 59 \text{ J}$.

Resposta:

A entalpia da reacção de neutralização é de 59 kJ/mol de água formado.



Lei de Hess ou lei de estado inicial e final

Caro estudante, esta lei foi estabelecida pelo médico e químico Suíço **Germain Hess** em 1840, é particularmente útil na determinação **teórica** de calores de reacção de difícil medida experimental.

Utiliza-se uma técnica geral que se baseia na medição experimental da variação de entalpia de outras reacções e só depois se faz o cálculo da variação de entalpia da reacção desejada.

A lei de Hess diz o seguinte:

A Variação de entalpia de uma reacção química depende apenas do estado final (natureza dos produtos) e do estado inicial (natureza dos reagentes) e é independente do nº de etapas (caminho) da reacção ou da maneira como é realizada a reacção.

O valor de ΔH , portanto, **não depende** do nº de etapas que constituem o processo, nem do tipo de cada etapa.

Por outras palavras, se o estado final for alcançado por vários caminhos, o valor de ΔH **será o mesmo**, não importando o tipo de caminho percorrido pelo processo.

Exemplo de uma reacção geral.

Seja uma reacção de qualquer tipo:

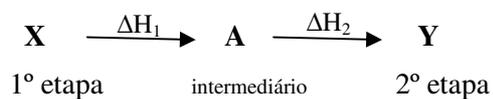


Que pode ser realizada por dois caminhos:

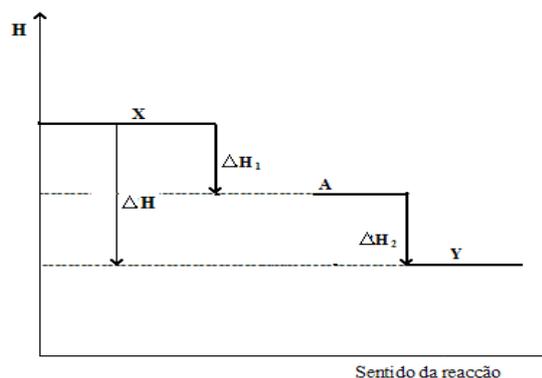
1º caminho: reacção directa (1º etapa).



2º caminho: reacção com duas etapas.



Esboçando o diagrama de energia, teremos:



Analisando o diagrama, percebe-se que a variação de entalpia do processo $X \longrightarrow Y$ é a mesma, quer o processo se é em uma ou e duas etapas.

Pelo diagrama, também fica evidente que : $\Delta H = \Delta H_1 + \Delta H_2$

N.B: Quando a reacção não menciona os valores de temperatura e de pressão deve entender-se que ela ocorreu nas condições ambientais (25°C, 1 atm).

Exemplo:



A interpretação desta equação termoquímica é:

- As substâncias que participam nela são o Enxofre no estado sólido, o Oxigénio e o Dióxido de enxofre no estado gasoso.
- O processo é exotérmico, pois ΔH é negativo.
- A reacção liberta 71 kcal por cada mol de SO_2 formado.
- A reacção ocorre a 25°C e a pressão de 1 atm.
- A variação de entalpia do processo é a mesma, quer o processo ocorra em uma ou em duas etapas.

Consequências da lei de Hess.

Pelo diagrama acima, fica evidente que: $\Delta H = \Delta H_1 + \Delta H_2$.

Se um processo apresentar “n” etapas o ΔH total será:

$$\Delta H = \Delta H_1 + \Delta H_2 + \Delta H_3 \dots + \Delta H_n$$

Assim encontramos uma importantíssima consequência da Lei de Hess:



O valor de variação de entalpia (ΔH) de um processo será a soma algébrica dos valores de variação de entalpia (ΔH) das etapas.

Isto é:
$$\Delta H = \Delta H_1 + \Delta H_2 + \Delta H_3 \dots + \Delta H_n$$

A lei de Hess mostra ainda que uma equação termoquímica pode ser tratada como uma **equação algébrica** e tudo o que ocorrer algebricamente como equação termoquímica ocorrerá também com a respectiva ΔH .

Aplicações da lei de Hess.

Para melhor resolução deve seguir-se os processos abaixo:

1º Trabalhar algebricamente com as equações fornecidas de tal modo que, quando somadas, resultem na equação desejada.

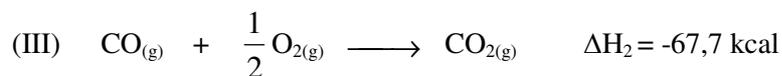
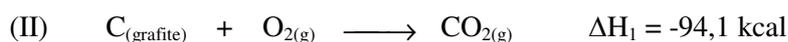
2º Deve ter-se em conta que tudo o que aconteceu algebricamente com uma equação termoquímica, acontece com o respectiva ΔH .

3º A ΔH da equação desejada será a soma algébrica das ΔH das etapas.

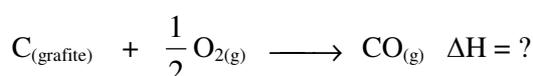
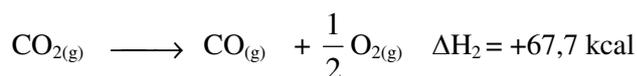
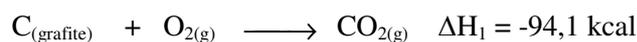
Exemplo 1

Para a reacção (I) $C_{(\text{grafite})} + \frac{1}{2} O_{2(\text{g})} \longrightarrow CO_{(\text{g})}$. Calcule a sua ΔH .

A determinação experimental, neste caso, é muito difícil porque sempre se formará CO_2 como produto secundário. Mas a combustão da grafite e a formação do CO são processos cujos valores de ΔH são determinados experimentalmente:



Mantendo-se a equação (II) e invertendo-se a equação (III), a soma delas terá como resultado a equação (I).



Tendo em conta o principio de conservação de energia, temos o seguinte:

- Tudo o que ocorre algebricamente com a equação termoquímica ocorre também com o respectivo ΔH .
- Se a equação for invertida, o sinal de ΔH também será.

Então teremos:

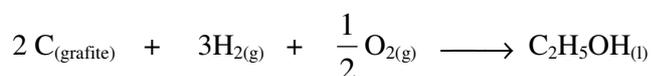
$$\Delta H = \Delta H_1 + \Delta H_2$$

$$\Delta H = -94,1 \text{ kcal} + 67,7 \text{ kcal}$$

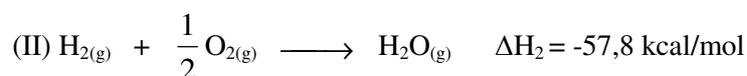
$$\Delta H = -26,4 \text{ kcal}$$

Exemplo 2:

Calcular o ΔH do processo:



Dados:



Trabalhemos algebricamente com as equações, de tal modo que a soma delas resulte na equação desejada.

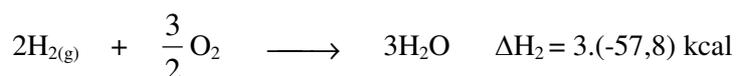
Então, faremos:

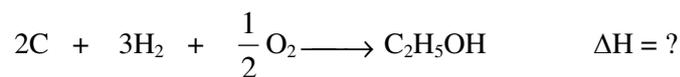
Equação I \longrightarrow multiplicar por 2

Equação II \longrightarrow multiplicar por 3

Equação III \longrightarrow inverter

Dispensando a indicação dos estados físicos teremos:





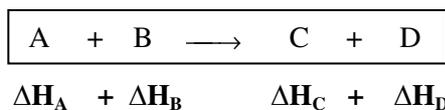
Aplicando a principal consequência da lei de Hess, temos:

$$\Delta\text{H} = \Delta\text{H}_1 + \Delta\text{H}_2 + \Delta\text{H}_3$$

$$\Delta\text{H} = 2(-94) + 3(-57,8) + 327,6$$

$$\Delta\text{H} = -33,8\text{kcal}$$

Generalizando para uma reacção química:



Onde:

ΔH_A – Calor de formação de A

ΔH_B – Calor de formação de B

ΔH_C – Calor de formação de C

ΔH_D – Calor de formação de D

A Lei de Hess permite dizer que:

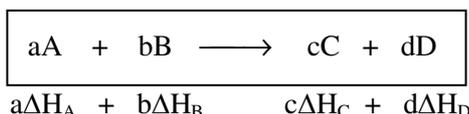
$$\Delta\text{H} = (\Delta\text{H}_\text{C} + \Delta\text{H}_\text{D}) - (\Delta\text{H}_\text{A} + \Delta\text{H}_\text{B})$$

Produtos Reagentes

O ΔH ou calor da reacção de um processo pode ser dado pela diferença entre o somatório dos produtos da reacção e o somatório das entalpias dos reagentes.

$$\boxed{\Delta\text{H} = \sum H_{\text{formação}} - \sum H_{\text{quebra}}}$$

Este valor só é válido para 1 mol de substância. Logo, deve multiplicar-se o calor de formação da substância pelo respectivo coeficiente, caso este seja diferente de um, pois o coeficiente indica-nos estequimetricamente qual é o n° de moles a participar no processo.



Logo teremos:

$$\boxed{\Delta\text{H} = c\Delta\text{H}_\text{C} + d\Delta\text{H}_\text{D} + a\Delta\text{H}_\text{A} + b\Delta\text{H}_\text{B}}$$

Por convenção, o calor de formação de um elemento no estado padrão é igual a zero.

A explicação da aplicação da lei de Hess pareceu-lhe extensiva, mas não fique triste: vá ao CAA apresentar as suas dúvidas ao seu tutor ou mesmo ao seu professor de disciplina; eles estarão sempre à sua disposição. Coragem, não tenha vergonha!

Resumo da lição



Resumo

Nesta lição você aprendeu que:

- Os diagramas de energia são bastante importantes na medição em que a partir deles podemos, de imediato, concluir qual o calor envolvido no processo.
- Com os diagramas de energia podem ser representadas reacções exotérmicas e endotérmicas.
- A **lei de Hess** diz que: o calor de reacção (ΔH) depende apenas do estado inicial e final do processo.
- Como consequência da lei de Hess o valor de ΔH de um processo será a soma algébrica dos valores de ΔH das etapas, isto é: $\Delta H = \Delta H_1 + \Delta H_2 + \Delta H_3 + \dots + \Delta H_n$
- A lei de Hess é aplicada nos cálculos de entalpia de reacção.

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

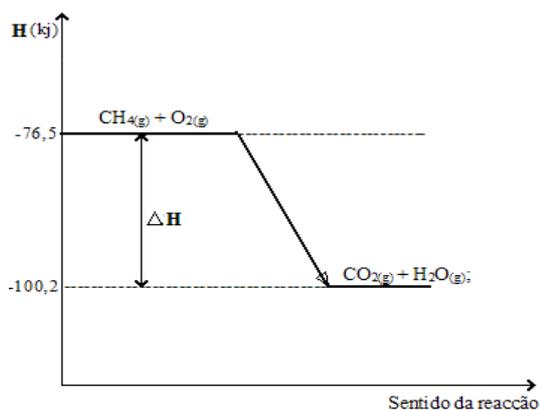


Actividades



Actividades

1. Como se distingue uma reacção exotérmica da endotérmica em termos de ΔH .
2. Na combustão do metano, formam-se CO_2 e H_2O a 397°K . O esquema de entalpia está representado na figura abaixo.
 - a) Classifique a reacção química quanto ao efeito energético?
 - b) Calcule ΔH da reacção.
 - c) Escreva a equação termoquímica da reacção.



Passemos então a resolução da actividade proposta.

1. Para qualquer reacção exotérmica vale $\Delta H < 0$ e para uma reacção endotérmica $\Delta H > 0$.

2. Resolução:

- a) Trata-se de uma reacção exotérmica, pois liberta calor ($\Delta H < 0$)
- b) $\Delta H = \Delta H_{\text{final}} - \Delta H_{\text{inicial}}$

$$\Delta H = -100,2 \text{ kJ} - (-76,5 \text{ kJ})$$

$$\Delta H = -100,2 \text{ kJ} + 76,5 \text{ kJ}$$

$$\Delta H = -23,7 \text{ kJ}$$

- c) Equação termoquímica:



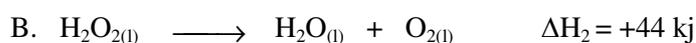
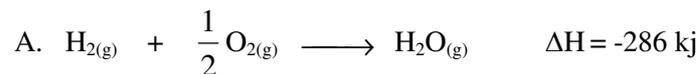
Avaliação



Avaliação

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

2. Considere as equações termoquímicas abaixo:



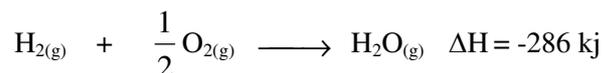
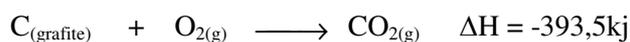
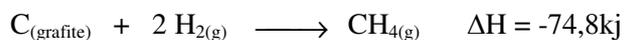
a) Represente graficamente estas reacções.

b) Classifique cada uma das reacções

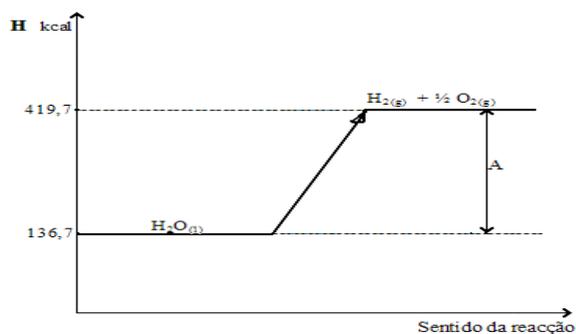
3. Enuncie a lei de Hess.

4. Como aplicar a lei de Hess?

Calcule a ΔH do processo:



5. Seja dado o diagrama de energia seguinte:



a) Classifique a reacção química quanto ao efeito energético.

b) Calcule o valor de A.



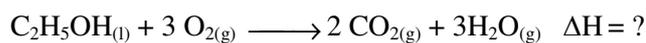
c) Represente a equação termoquímica da reacção.

Avaliação (Cont.)



Avaliação

6. Calcule a ΔH do processo de combustão do álcool etílico



Dados:

$$\Delta H \text{ de formação de } \text{C}_2\text{H}_5\text{OH}_{(l)} = -33,8 \text{ kcal/mol}$$

$$\Delta H \text{ de formação de } \text{CO}_{2(g)} = -94,0 \text{ kcal/mol}$$

$$\Delta H \text{ de formação de } \text{H}_2\text{O}_{(l)} = -57,8 \text{ kcal/mol}$$

7. Calcule a ΔH da reacção:



Sendo dados os calores de formação que são as próprias entalpias das substâncias:

$$\text{CS}_{2(l)} = +21,0 \text{ kcal/mol}$$

$$\text{CO}_{2(g)} = -94,1 \text{ kcal/mol}$$

$$\text{SO}_{2(g)} = -74,0 \text{ kcal/mol}$$

Agora compare as suas soluções com as que lhe apresentamos no final do módulo. Sucessos!

Lição 20

Tipos de entalpia: Formação, combustão, decomposição, ligação e dissociação

Introdução

Como você viu na lição anterior, a entalpia de reação representa o conteúdo energético que acompanha uma determinada reação química. No entanto, vários são os diferentes tipos de entalpia a considerar durante um processo químico.

Ao concluir esta unidade você será capaz de:

- *Descrever* os diferentes tipos de entalpia



Objectivos

Tipos de entalpia

Entalpia de formação ou calor de formação (ΔH_{form})

Esta é a variação de entalpia (ΔH) na síntese de 1 mol de substância, a partir dos seus elementos no estado-padrão.

O estado-padrão de um elemento químico é o conjunto das seguintes condições:

- Estado físico mais estável
- 25° e 1 atmosfera

Para o estado físico mais estável, assim como para 25° e 1 atmosfera, os calores de formação de um elemento são zero, ou seja:



- calor de formação de um elemento no estado-padrão, por convenção, vale zero.

$$\Delta H_{\text{form}}(\text{H}_2) = 0$$

$$\Delta H_{\text{form}}(\text{S}) = 0$$

$$\Delta H_{\text{form}}(\text{C}) = 0$$

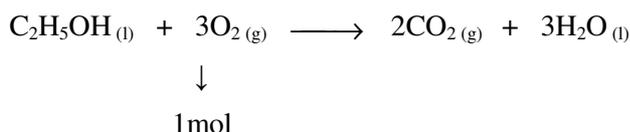
Entalpia de combustão ou calor de combustão ($\Delta H_{\text{combustão}}$)

Esta é a variação de entalpia da reação de combustão completa de 1 mol de substância.

Geralmente os calores de combustão são fornecidos para reagentes e produtos a 25° e 1 atmosfera.

Exemplo:

A combustão completa do álcool etílico:



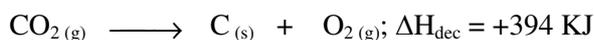
$$\Delta H_{\text{combustão}} = -327,6 \text{ Kcal/mol}$$

Portanto, a queima de 1 mol de álcool etílico liberta 327,6 Kcal.

Entalpia de decomposição ou calor de decomposição (ΔH_{dec})

A entalpia de decomposição de uma substância, ΔH_{dec} é o número de KJ envolvidos na decomposição de 1 mol dessa substância nos seus elementos.

Exemplo:



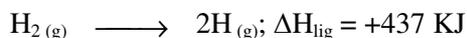
Então a ΔH_{dec} de CO_2 é igual a +394 KJ

Entalpia de ligação ou calor de ligação (ΔH_{lig})

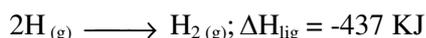
A entalpia de ligação de uma ligação entre dois átomos (ΔH_{dec}), é a quantidade de calor que se liberta na formação de uma mole dessa ligação a partir dos átomos livres.

Exemplo:

Pela acção de calor ou raios electromagnéticos é possível romper a ligação numa molécula. Por exemplo de H_2 , formam-se assim dois átomos de hidrogénio.



A energia envolvida é necessária para romper a ligação na molécula de H_2 . No processo inverso, haverá libertação de 437KJ (lei de Hess).



Deste modo, pode-se falar dos conceitos de entalpia de ligação e entalpia de dissociação.

Entalpia de dissociação ou calor de dissociação (ΔH_{diss})

A entalpia de dissociação (ΔH_{lig}) é a energia necessária para dissociar uma mole de moléculas diatómicas gasosas nos seus respectivos átomos gasosos.

A entalpia de

$\Delta H_{lig} = -\Delta H_{diss}$

 de dissociação esta relacionada com a ligação. Veja:

No exemplo anterior da reacção $H_{2(g)} \rightarrow 2H_{(g)}; \Delta H_{lig} = +437\text{KJ}$, a energia envolvida é necessária para romper a ligação na molécula de H_2 . No processo inverso haverá libertação de 437KJ. $2H_{(g)} \rightarrow H_{2(g)}; \Delta H_{diss} = -437\text{KJ}$

Deste modo, pode-se falar dos conceitos de entalpia de ligação e entalpia de dissociação que estão relacionados.



Resumo da lição



Resumo

Nesta lição você aprendeu que:

- Os tipos de entalpia são:
 - Entalpia de formação
 - Entalpia de combustão
 - Entalpia de decomposição
 - Entalpia de ligação
 - Entalpia de dissociação
- Calor de formação de um elemento no estado-padrão, por convenção é igual a zero.
- A entalpia de dissociação está relacionada com a entalpia de ligação; ou seja:

$$\Delta H_{\text{lig}} = -\Delta H_{\text{diss}}$$

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

Actividades



Actividades

1. O que é entalpia de formação (ΔH_{form})?
2. Qual é a relação entre a entalpia de ligação e a entalpia de dissociação?

Passemos, então, à resolução da actividade proposta.

1. A entalpia de formação (ΔH_{form}) é a variação de entalpia (ΔH) na síntese de 1 mol de substância, a partir dos seus elementos no estado-padrão.
2. $\Delta H_{\text{lig}} = -\Delta H_{\text{diss}}$

Avaliação



Avaliação

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

1. Mencione os diferentes tipos de entalpia.
2. Distingue a entalpia de formação da entalpia de decomposição.
3. Defina os seguintes conceitos:
 - a) Entalpia de dissociação
 - b) Entalpia de combustão
 - c) Entalpia de ligação
4. Num determinado processo químico, tem-se como valor de $\Delta H_{\text{lig}} = +135 \text{ KJ}$. Qual será o ΔH_{diss} do mesmo processo.

Agora compare as suas soluções com as que lhe apresentamos no final do módulo. Sucessos!

Lição 21

Cálculos de entalpia de formação e combustão de uma reacção

Introdução

Você, querido estudante, já aprendeu nas lições anteriores que na termoquímica existem vários tipos de entalpia que acompanham o decurso das reacções químicas. Com base em cálculos químicos podem ser definidos os valores das diferentes entalpias.

Ao concluir esta unidade você será capaz de:

- Realizar cálculos de entalpia de formação e entalpia de combustão.



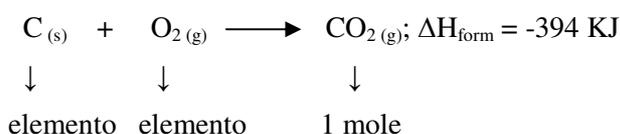
Objectivos

Entalpia de formação (ΔH_{form})

A entalpia de formação duma substância, ΔH_{form} é o n° de KJ envolvidos na formação de uma mole dessa substância a partir dos elementos.

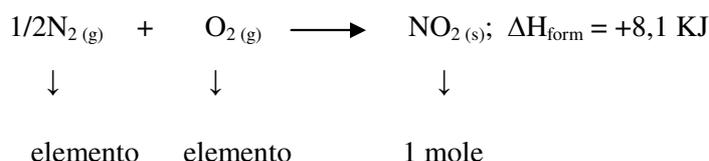
Por definição a ΔH_{form} dos elementos é igual a zero.

Exemplo 1 :



A entalpia de formação de CO_2 gasoso vale -394 KJ. Isto significa que para formar 1 mole de CO_2 gasoso, o processo liberta 394 KJ. Dai que ΔH_{form} de CO_2 é igual a -394 KJ.

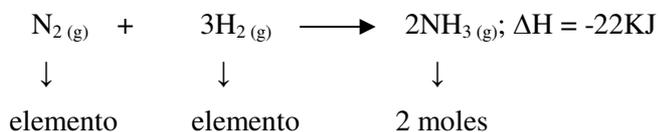
Exemplo 2:



O calor de formação de 1 mol de $\text{NO}_2(\text{g})$ correspondente a uma associação de 8,1 KJ.

Então ΔH_{form} de $\text{NO}_2(\text{g})$ é igual a 8,1 KJ.

Exemplo 3:



O calor libertado (22Kcal) vale para a formação de 2 moles de NH_3 . O calor de formação do NH_3 é o ΔH para 1 mole de substância. Então:

$$\Delta H_{\text{form}} = \frac{\Delta H}{2} = \frac{-22\text{Kcal}}{2} = -11\text{Kcal}$$

Exemplo 4:



$$\Delta H_{\text{form}} = -92\text{KJ} \text{ pois } \Delta H_{\text{form}} = \frac{\Delta H}{2} = \frac{-184\text{Kcal}}{2} = -92\text{Kcal}$$

Aos compostos que têm uma $\Delta H_{\text{form}} < 0$, chama-se compostos exotérmicos, e são a maioria.

Compostos com $\Delta H_{\text{form}} > 0$, são compostos endotérmico.

Alguns exemplos são: C_2H_2 (etino), $\Delta H_{\text{form}} = +227 \text{ KJ}$; NO (óxido de nitrogénio), $\Delta H_{\text{form}} = +90 \text{ KJ}$, CS_2 (bissulfureto de carbono), $\Delta H_{\text{form}} = +121 \text{ KJ}$ e HI (iodeto de hidrogénio), $\Delta H_{\text{form}} = +26 \text{ KJ}$.

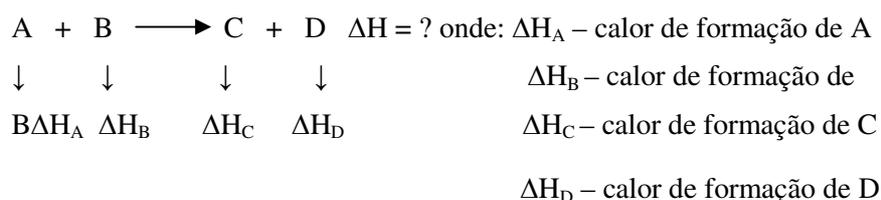
Nota:

Caro estudante, os valores de ΔH das reacções de formação são tabelados (ver livro de tabelas Matemática, Física e Química, Pag.47). Por isso, não precisará de memorizar os valores das entalpias. Porque a ΔH duma reacção depende da temperatura os valores obtidos são dados para temperatura padrão (298 K = 25°C).

A lei de Hess e os calores de formação

O valor de ΔH de um processo pode ser calculado facilmente se conhecermos a entalpia de formação dos reagentes e produtos.

Seja a equação geral:



A lei de Hess permite dizer que:

$$\Delta H = (\Delta H_C + \Delta H_D) - (\Delta H_A + \Delta H_B)$$

\downarrow \downarrow
 Produtos reagentes

O valor de reacção de um processo pode ser dado pela diferença entre o somatório dos calores de formação dos produtos e o somatório dos calores de formação dos reagentes:

$$\Delta H = \sum \Delta H_{\text{form}} - \sum \Delta H_{\text{form}}$$

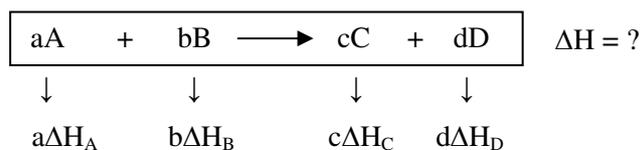
\downarrow \downarrow
 produtos reagentes

Nota:

Como o calor de formação é válido para 1 mol da substância, deve-se multiplicar o calor de formação da substância pelo coeficiente que afecta a substância. Achamos que voêe nao vai esquecer desse promenor, pois nao?!...

O coeficiente nos indica, estequiometricamente, o n° de moles que estão participando no processo.

Assim, na equação geral:



Fica-se com:

$$\Delta H = (c\Delta H_C + d\Delta H_D) - (a\Delta H_A + b\Delta H_B)$$

\downarrow \downarrow
 Produtos reagentes

Considere o exemplo seguinte:

Calcular o ΔH do processo de combustão do álcool etílico.



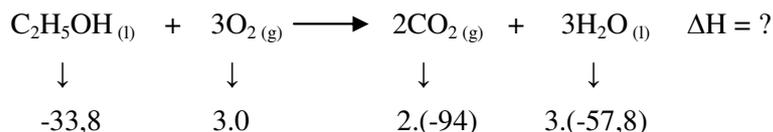
Dados:

$$\Delta H \text{ de formação de } C_2H_5OH_{(l)} = -33,8 \text{ Kcal/mol}$$

$$\Delta H \text{ de formação do } CO_{2(g)} = -94 \text{ Kcal/mol}$$

$$\Delta H \text{ de formação da } 3H_2O_{(l)} = -57,8 \text{ Kcal/mol}$$

Lembre-se que: o calor de formação do elemento $O_2 =$ zero.

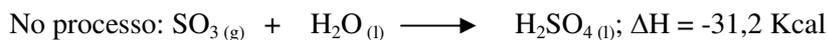


$$\text{Então: } \Delta H = [2.(-94) + 3.(-57,8)] - [-33,8 + 3.0]$$

$$\text{Efectuado cálculos: } \Delta H = -327,6 \text{ Kcal}$$

Outro exemplo:

No processo de formação de ácido sulfúrico líquido liberta-se 31,2 Kcal. Tendo em conta os dados seguintes, calcule, (SO_3) .

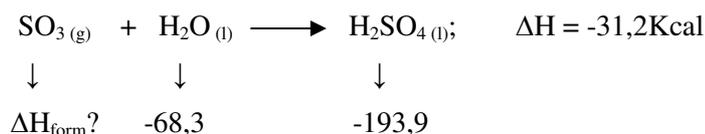


Sendo dados:

$$\Delta H_{\text{form}}(H_2O) = -68,3 \text{ Kcal/mol}$$

$$\Delta H_{\text{form}}(H_2SO_4) = -193,9 \text{ Kcal/mol}$$

Calcular $\Delta H_{\text{form}}(SO_3) = ?$



Pela lei de Hess:

$$\Delta H = \Delta H_{H_2SO_4} - (\Delta H_{SO_3} + \Delta H_{H_2O})$$

Substituindo :

$$-31,2 \text{ Kcal / mol} = -193 \text{ Kcal / mol} - (\Delta H_{SO_3} - 68,3)$$

$$-31,3 \text{ Kcal / mol} = -193,9 \text{ Kcal / mol} - \Delta H_{SO_3} + 68,3$$

$$\Delta H_{SO_3} = -94,4 \text{ Kcal / mol}$$

Entalpia de combustão ($\Delta H_{\text{combustão}}$)

A entalpia de combustão representa a variação de entalpia da reacção de combustão de 1 mol de substância.



Os valores dos calores de combustão são geralmente fornecidos a 25°C.

Exemplo 1:

A combustão do álcool etílico.



↓

1 mol

$$\Delta H_{\text{combs}} = -327,6\text{Kcal}$$

Ao queima-se 1 mol de álcool etílico liberta-se 327,6 Kcal

Exemplo 2:

A combustão do hidrogénio



↓

1 mol

Ao queimar-se 1 mol de hidrogénio liberta-se 68,3 Kcal.

Estimado estudante, note que o ΔH de combustão do hidrogénio é o mesmo que o ΔH de formação da água líquida, pois trata-se de mesma reacção.

Os valores da entalpia de combustão encontram-se tabelados (pag.48, livro de tabela de Matemática, Física e Química).

Resumo da lição



Resumo

Nesta lição você aprendeu que:

- Por definição a ΔH_{form} dos elementos é igual a zero.
- Ao calcular a entalpia de formação é válida a aplicação da lei de Hess:
$$\Delta H = \sum \Delta H_{\text{form}(\text{produtos})} - \sum \Delta H_{\text{form}(\text{reagentes})}$$
- Como o calor de formação é válido para 1 mol de substância, se deve multiplicar o calor de formação de substâncias pelo coeficiente que afecta a substância.
- A entalpia de combustão é também válida para 1 mol de substância.
- Os valores de ΔH das reacções de formação se encontram tabelados (pág. 47 do livro de tabela de Matemática, Física e Química) a temperatura padrão de $298\text{K} = 25\text{ }^\circ\text{C}$. Estão também tabelados os valores de entalpia de combustão na pág. 48.

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



Actividades



Actividades

1. Considere as equações termoquímicas abaixo:



- a) Determine os valores de ΔH_{form} de $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$ e $\text{SO}_2(\text{g})$
b) Calcular o valor da entalpia de combustão do hidrogénio.

Resolução:

$$\Delta H_{\text{cmbs}} \cdot \text{de} \cdot \text{H}_2 = \frac{\Delta H}{2} = -34,15 \text{ Kcal}$$

2. No processo de formação do NO_2 liberta-se 43,9 Kcal. De acordo com os dados fornecidos, calcule ΔH_{form} de NO.

Passemos, então, à resolução da proposta actividade

1. Resolução:

$$\Delta H_{\text{form}} \cdot \text{de} \cdot \text{H}_2\text{O}(\text{l}) = \frac{\Delta H}{2} = \frac{-68,3}{2} = -34,15 \text{ Kcal}$$

$$\Delta H_{\text{form}} \cdot \text{de} \cdot \text{SO}_2(\text{g}) = -34,15 \text{ Kcal}$$

2. Resolução:

Dados:

$$\Delta H_{\text{form}} \text{ de } \text{NO}_2 = 43,9 \text{ Kcal}$$

$$\Delta H_{\text{form}} \text{ de } \text{NO} = -19,4 \text{ Kcal}$$



$$\Delta H = \Delta H_{\text{NO}_2} - (\Delta H_{\text{NO}} + \Delta H_{\text{O}_2})$$

$$\Delta H = \Delta H_{\text{NO}_2} - \Delta H_{\text{NO}}$$

$$\Delta H_{\text{NO}} = \Delta H_{\text{NO}_2} - \Delta H$$

$$\Delta H_{\text{NO}} = 43,9 \text{ Kcal} - 19,4 \text{ Kcal}$$

$$\Delta H_{\text{NO}} = 24,5 \text{ Kcal}$$

Avaliação



Avaliação

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

1. Calcular o ΔH do processo de combustão do etileno.

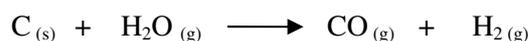


Dados: ΔH_{form} de $\text{C}_2\text{H}_4(\text{g}) = -41,7 \text{ KJ/mol}$

$$\Delta H_{\text{form}} \text{ de } \text{CO}_2(\text{g}) = -73,1 \text{ KJ/mol}$$

$$\Delta H_{\text{form}} \text{ de } \text{H}_2\text{O}(\text{g}) = -68,4 \text{ KJ/mol}$$

2. Calcule a entalpia da reacção seguinte:



Entalpia de formação: $\text{H}_2\text{O}(\text{g}) = -244 \text{ KJ/mol}$

$$\text{CO}(\text{g}) = -111 \text{ KJ/mol}$$

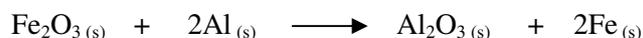
3. Ao queimar etino (C_2H_2), formam-se $\text{CO}_2(\text{g})$ e $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$. Se a temperatura final for de 25°C a entalpia de combustão do etino é de -1300 KJ/mol . As entalpias de formação do $\text{CO}_2(\text{g})$ e de $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$ são respectivamente (em KJ/mol): -394 e -285 .

- a) Dê a equação termoquímica dessa reacção
- b) Calcule a entalpia de formação do etino.
- c) Desenhe o esquema da entalpia.

4. Ao queimar $\text{NH}_3(\text{g})$ forma-se $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$ e $\text{NO}(\text{g})$. A ΔH_{comb} do $\text{NH}_3(\text{g})$ é de -289 KJ/mol ; a entalpia de formação da H_2O e do NO são respectivamente (em KJ/mol): -285 e $+92$.

- a) De a equação de reacção.
- b) Calcule a entalpia de reacção.
- c) Calcule ΔH_{form} do $\text{NH}_3(\text{g})$.

5. Seja dada a equação química de reacção:



Indique o oxidante, o redutor e as semi-equações de oxidação e redução.



6. A reacção é altamente exotérmica e muito espectacular. A uma mistura de óxido de ferro e alumínio nas proporções da reacção chama-se “Térmite”. Na reacção de térmite a temperatura pode subir até 300°C, razão pela qual é aplicado em certos métodos de solução de ferro.
- a) Calcule a entalpia da reacção, conhecendo as seguintes entalpias de formação em KJ/mol: $\text{Al}_2\text{O}_3 = -1670$; $\text{Fe}_2\text{O}_3 = -823$.
- b) Que quantidade de energia se liberta na preparação de 1,0 Kg de ferro nessa reacção.
7. Qual é o valor do calor de formação de PCl_5 , segundo o processo:



8. Qual é o valor do calor de formação de NH_3 , atendendo o processo:



Agora compare as suas soluções com as que lhe apresentamos no final do módulo. Sucessos!

Lição 22

Cálculos da entalpia de decomposição, ligação e dissociação

Introdução

Tal como aconteceu com as entalpias de formação e de combustão numa reacção química, nesta lição, caro estudante, você vai continuar a determinar os valores das entalpias de decomposição, ligação e dissociação envolvidas na reacção química, permitindo assim avaliar o conteúdo energético das reacções.

Ao concluir esta unidade você será capaz de:

- Efectuar *cálculos* de entalpia de decomposição, de ligação e de dissociação.

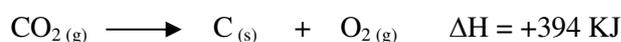


Objectivos

Entalpia de decomposição (ΔH_{dec})

A entalpia de decomposição de uma substância representa o número de KJ envolvidos na decomposição de 1 mol dessa substância e seus elementos.

Exemplo 1:



↓

1 mol

Exemplo 2:



↓

2 moles



Como a entalpia de decomposição, vale para 1 mol de substâncias, temos então:

$$\Delta H_{\text{dec}} \text{ de } \text{CO}_2 = +349 \text{ KJ e}$$

$$\Delta H_{\text{dec}} \text{ de } \text{H}_2\text{O} = \frac{\Delta H}{2} = \frac{570 \text{ KJ}}{2} \leftrightarrow \Delta H_{\text{dec}} = +285 \text{ KJ}$$

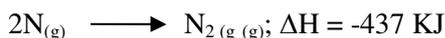
Entalpia de ligação e de dissociação

Pela acção de calor ou raios electromagnéticos é possível romper uma molécula, por exemplo de N_2 formando-se assim dois átomos de Nitrogénio.

Exemplo:



A energia envolvida é necessária para romper a ligação na molécula de N_2 . no processo inverso haverá libertação de 437KJ (lei de Hess).



Deste modo, pode-se falar dos conceitos de *entalpia de ligação e entalpia de dissociação*.

A entalpia de ligação numa ligação entre dois átomos (ΔH_{lig}) é a quantidade de calor que se liberta na formação de uma mole dessa ligação a partir dos átomos livres.

A entalpia de dissociação está relacionada com a entalpia de ligação, veja:

$$\Delta H_{\text{lig}} = -\Delta H_{\text{diss}}$$

A formação de ligação a partir de átomos livres é sempre um processo exotérmico, e os valores da ΔH_{lig} são negativos.

De salientar que a entalpia de ligação dá uma indicação sobre a força entre dois átomos, pois *quanto maior for a entalpia de ligação, tanto mais calor é libertado na formação daquela ligação e tanto mais forte é ligação*.

Exemplo:

A energia necessária para dissociar uma mole de moléculas diatómicas gasosas nos seus respectivos átomos gasosos, será a energia de ligação correspondente:

- $\text{H}_{2(\text{g})} \longrightarrow 2\text{H}_{(\text{g})} \quad \Delta H = +104 \text{ Kcal/mol}$
- $\text{Cl}_{2(\text{g})} \longrightarrow 2\text{Cl}_{(\text{g})} \quad \Delta H = +57,9 \text{ Kcal/mol}$



No 1º caso, o calor de reacção corresponde à energia de ligação H-H.

No 2º caso, o calor de reacção corresponde à energia de ligação Cl-Cl.

No 3º caso, o calor de reacção corresponde à energia de ligação H-Cl.

No caso inverso, quando a partir dos átomos gasosos se formam as respectivas ligações, teremos as energias correspondentes, ou seja: $\Delta H_{\text{lig}} = -\Delta H_{\text{diss}}$.

Resumo da lição



Resumo

Nesta lição você aprendeu que:

- A entalpia de decomposição duma substância corresponde ao número de KJ envolvidos na decomposição de 1 mol dessa substância nos seus elementos:
- A entalpia de decomposição está relacionada com a entalpia de ligação:
- $\Delta H_{\text{lig}} = -\Delta H_{\text{diss}}$
- A entalpia de ligação é a quantidade de calor que se liberta na formação de uma mole dessa ligação a partir dos seus átomos livres.

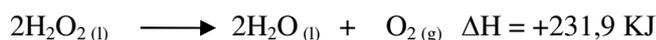
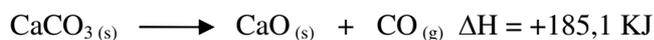
Agora vamos realizar conjuntamente as actividades que se seguem para que possa aprender como usar o conhecimento que acaba de adquirir.

Actividades



Actividades

1. Determinar a entalpia de decomposição em cada uma das reacções descritas pelas equações químicas seguintes:



2. Conhecendo as seguintes energias de ligação no estado gasoso:

$$\text{H-H} = 104\text{Kcal/mol}; \text{Cl-Cl} = 58\text{Kcal/mol}; \text{H-Cl} = 103\text{Kcal/mol}$$

Passemos, então, à resolução da actividade proposta.

Resolução:

1. Na 1ª reacção temos a decomposição de 1 mol de CaCO_3 .

Então teremos: ΔH_{dec} de $\text{CaCO}_3 = +185,1\text{KJ}$

Por outro lado já na 2ª equação temos a decomposição de 2 moles de H_2O_2 , daí que:

$$\Delta H_{\text{dec}} \cdot \text{de.} \text{H}_2\text{O}_2 = \frac{\Delta H}{2} = +115,95\text{KJ}$$

2. Resolução:

$$\Delta H = 2\Delta H_{\text{lig}(\text{HCl})} - [\Delta H_{\text{lig}(\text{H}_2)} + \Delta H_{\text{lig}(\text{Cl}_2)}]; \text{ segundo a lei de Hess}$$

$$\Delta H = 2 \cdot 103\text{kcal/mol} - (104\text{kcal/mol} + 58\text{Kcal/mol})$$

$$\Delta H = 206\text{Kcal/mol} - 162\text{Kcal/mol}$$

$$\Delta H = 44\text{Kcal}$$

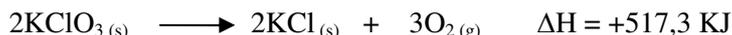
Avaliação



Avaliação

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

- Qual é o valor da entalpia de decomposição se KClO_2 , segundo o processo:



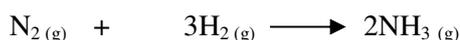
- Seja 347KJ o valor da ΔH_{lig} do processo: $\text{H}_2(g) \longrightarrow 2\text{H}_{8g}$

Qual será o valor de ΔH_{diss} do mesmo processo?

- Dadas as seguintes energias de ligação, em KJ/mol, de:

N=N: 945; H-H: 436 e N-N: 391

Calcule a ΔH da reacção representada por:



- Dadas às energias de ligação em Kcal/mol a25°C e 1 atm:

H-H: 1004 Kcal/mol; F-F: 35 Kcal/mol; H-F: 135 Kcal/mol

Calcule ΔH na reacção de síntese de 1 mol de fluoreto de hidrogénio a partir das substâncias simples reagentes:



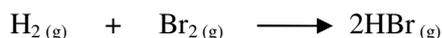
- Calcule a quantidade de calor libertado (em KJ) quando se produzem $1,26 \cdot 10^4 \text{g}$ de Amoníaco de acordo com a equação:



- Conhecendo as seguintes energias de ligação no estado gasoso:

H-H: 124,5Kcal/mol Br-Br: 68,3Kcal/mol H-Br: 121,9Kcal/mol

Calcule ΔH de reacção:



Agora compare as suas soluções com as que lhe apresentamos no final do módulo. Se você acertou todas as questões, está de parabéns. Poderá dirigir-se ao CAA realizar o teste do fim do módulo. Sucessos!



Soluções

Lição 1

1.

- a) Óxidos ácidos: SO_3 , CO_2 , e P_2O_5 ; óxidos básicos: CaO , K_2O , Ag_2O e Li_2O ; óxidos duplos ou mistos: Fe_3O_4 e Pb_3O_4 ; óxidos anfóteros: ZnO , MnO_2 , Al_2O_3 , Cr_2O_3 e SnO_2 .
- b) ZnO – óxido de zinco; MnO_2 – Óxido de manganês (IV); Al_2O_3 – Óxido de alumínio; Cr_2O_3 – óxido de crómio (III); SnO_2 – óxido de estanho (IV); CO_2 – dióxido de carbono; P_2O_5 – pentóxido de difósforo; CaO – óxido de cálcio; K_2O – óxido de potássio; Ag_2O – óxido de prata e Li_2O – óxido de lítio
- c) Óxidos anfóteros – são aqueles que podem comportar-se como óxido básico ou ácidos dependendo das circunstâncias

2.

- a) $\text{ZnO} + \text{HCl} \longrightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- b) $\text{BaO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow \text{BaSO}_4 + \text{H}_2\text{O}_2$
- c) $\text{FeO} + \text{Fe}_2\text{O}_3 \longrightarrow \text{Fe}_3\text{O}_4$

3.

- a) **combinação - Oxigénio.**
- b) **reacção de oxidação - oxidação.**
- c) **ácidos - ácido forte.**

Lição 2

1. As afirmações correctas correspondem as alíneas b) e c)
2. a) F; b) V; c) F; d) V

3. As afirmações correctas correspondem as alíneas b) e d)

Lição 3

1. c. H_2SO_4 , HCN , HNO_3 , H_2CO_3 (X)
2. a) Ácido crómico; b) ácido nitroso; c) ácido cloroso; d) ácido persulfúrico; e) ácido permangânico; f) ácido mangânico
3. (b) ; 4. (a)

Lição 4

1. a) $\text{HF}_{(\text{aq})} + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \longrightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{F}^-_{(\text{aq})}$
- b) $\text{H}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{CO}_3^{2-}$
- c) $\text{HNO}_2 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{NO}_2^-$
2. a) $\text{HCl}_{(\text{aq})} \longrightarrow \text{H}^+_{(\text{aq})} + \text{Cl}^-_{(\text{aq})}$
- b) 1ª etapa: $\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{aq})} \longrightarrow \text{H}^+_{(\text{aq})} + \text{HSO}_4^-_{(\text{aq})}$
- 2ª etapa: $\text{HSO}_4^-_{(\text{aq})} \longrightarrow \text{H}^+_{(\text{aq})} + \text{SO}_4^{2-}_{(\text{aq})}$
-
- Equação total:** $\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{aq})} \longrightarrow 2\text{H}^+_{(\text{aq})} + \text{SO}_4^{2-}_{(\text{aq})}$
- c) 1ª etapa: $\text{H}_3\text{PO}_{4(\text{aq})} \longrightarrow \text{H}^+_{(\text{aq})} + \text{H}_2\text{PO}_4^-_{(\text{aq})}$
- 2ª etapa: $\text{H}_2\text{PO}_4^-_{(\text{aq})} \longrightarrow \text{H}^+_{(\text{aq})} + \text{HPO}_4^{2-}_{(\text{aq})}$
- 3ª etapa: $\text{HPO}_4^{2-}_{(\text{aq})} \longrightarrow \text{H}^+_{(\text{aq})} + \text{PO}_4^{3-}_{(\text{aq})}$
-
- Equação total:** $\text{H}_3\text{PO}_{4(\text{aq})} \longrightarrow 3\text{H}^+_{(\text{aq})} + \text{PO}_4^{3-}_{(\text{aq})}$
3. (b)



Lição 5

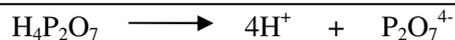
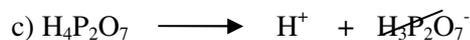
1. a) HCl- ácido clorídrico; b) HClO – ácido hipocloroso c) HClO₂ – ácido cloroso; d) HClO₃ – ácido clórico; e) HClO₄ – ácido perclórico; f) H₂SO₃ – ácido sulfuroso; g) H₂SO₄ – ácido sulfúrico; h) HNO₃ – ácido nítrico; i) HNO₂ – ácido nitroso; j) HCN- ácido cianídrico; k) H₂CrO₄ – ácido crômico; l) H₃PO₄ – ácido fosfórico; m) H₃PO₃ – ácido fosforoso; n) H₂PO₂ – ácido hiposforoso; o) H₄P₂O₇ – ácido pirofosfórico; p) H₂CO₃ q) CH₃COOH- ácido acético; r) HMnO₄- ácido permangânico.

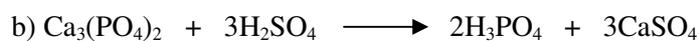
2. a) HNO₃ b) HClO₃ c) H₂CO₃ d) HClO e) H₃BO₃ f) H₃AsO₄ g) H₂SeO₄ h) HIO i) HIO₃ j) H₃PO₄

3. Equacione a ionização (em uma só etapa) dos seguintes ácidos:



4. Equacione a ionização (em duas ou mais etapas, conforme o caso) dos seguintes ácidos:





Lição 6

1. Monobases (1OH^-): NaOH, KOH

Dibases (2OH^-): $\text{Mg}(\text{OH})_2$, $\text{Ca}(\text{OH})_2$

Tribases (3OH^-): $\text{Al}(\text{OH})_3$, $\text{Fe}(\text{OH})_3$

Tetrabases (4OH^-): $\text{Sn}(\text{OH})_4$, $\text{Pb}(\text{OH})_4$

2. a)

3. a) $\text{Fe}(\text{OH})_3$ = Hidróxido de ferro III

b) $\text{Fe}(\text{OH})_2$ = Hidróxido de ferro II

c) $\text{Sn}(\text{OH})_4$ = Hidróxido de estanho IV

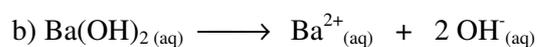
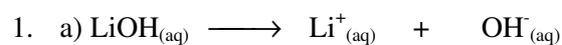
d) $\text{Sn}(\text{OH}_2)$ = Hidróxido de estanho II

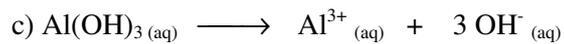
e) NH_4OH = Hidróxido de amónia

f) $\text{Ca}(\text{OH})_2$ = Hidróxido de cálcio

g) $\text{Ba}(\text{OH})_2$ = Hidróxido de Bário

Lição 7





2. c)

3. a) ZnCl_2 , e KCl b) NaOH , e NH_4OH ,

c) Ba(OH)_2 e KOH

Lição 8

1. a) F, b) V; c) V; d) F

2. No processo de diafragma : **cátodo** - redução



No processo de amálgama : **cátodo** - redução



3. O NaOH é usado no fabrico de sabão, papel e vidro.

Lição 9

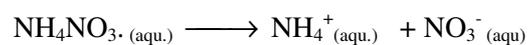
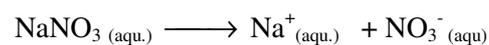
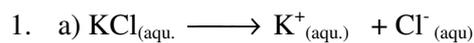
1. (c)

2. Em jazigos de calcário, giz, gesso e mármore.

3. Sólido, sabor salgado e conduzem a corrente eléctrica

4. a. (F); b. (V); c. (V); d. (V)

Lição 10



b) KCl – Cloreto de potássio

NaNO_3 – Nitrato de sódio

NH_4NO_3 - Nitrato de amónio

2. b) e c)

Lição 11

1. Solução é uma mistura homogénea de duas ou mais substâncias.

Soluto é a componente que se apresenta na solução em menor quantidade.

Solvente é a componente que se apresenta na solução em maior quantidade.

2. a) Água do mar, álcool em água

b) Latão, Bronze, Certas ligas metálicas

3. a. (F); b. (V); c. (F); d. (V); e. (V); f. (V)

4. a) Trata-se de uma solução líquida

b) Solvente: água; soluto: sumo concentrado

5. a. Sim

b) Solvente – água; soluto- açúcar e café com leite

Lição 12

1. Em um litro de solução contém 0,5 g de soluto.

2. $v = 2,5 \text{ l}$; 3. $m_1 = 8 \text{ g}$; 4. 20g

Lição 13

1. Significa que o HCl tem a concentração de 0,1 M.

2. 98 M ; 3.a) 0,75 mol ; b) 0,02 mol ; c) 0,05 mol 4. a) 0,2 M ; b) 0,003 M 5. 14,6 M



Lição 14

1. Significa que a concentração normal da solução é de 0,4 N.
2. 39 g, 27 g, 32,6 g ; 3. 0,4 N ; 4. 0,06 N 5. $N = 0,4$

Lição 15

1. Uma solução é concentrada quando tiver maior quantidade de soluto do que solvente.
2. 0,045N ; 3. 0,21M ; 4. a) 0,01 mol ; b) Diminuiu c) 0,02M 5. 0,2M 6. 0,4M, 7. (b)

Lição 16

1. 0,38N ; 2. 666,6 cm³ ; 3. a) 100 ml b) 0,6N ; 4. (c) ; 5. 0,159M

Lição 17

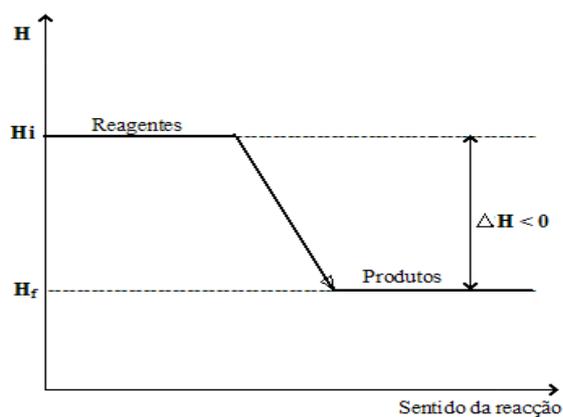
1. a) termoquímica é o ramo da Química que estuda o calor das reacções químicas.
b) Energia é a capacidade de um corpo realizar trabalho;
c) Trabalho é a quantidade de trabalho realizado sobre o sistema
2. Calor libertado ou absorvido é a forma de energia quantificada. $Q = m.c. \Delta t$
3. Energias mecânica, química, térmica, potencial e eléctrica.
4. Quando o trabalho realizado pelo sistema sofre o processo de compressão.
5. Num sistema isolado a soma de todas as formas de energia é sempre constante.

Lição 18

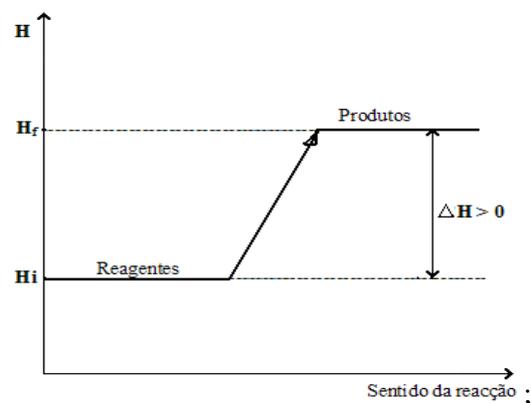
1. Entalpia de reacção é o calor absorvido ou libertado numa reacção química.
2. Reacção exotérmica liberta calor e a endotérmica absorve calor.
3. a) Libertação; b) Absorção de energia, c) Libertação de energia; d) libertação de energia; e) libertação de energia.
4. a) Endotérmica; b) Exotérmica; c) Exotérmica, d) Exotérmica

Lição 19

1.A)



B)



b) A- exotérmica; B- endotérmica

b) $\Delta H_{\text{form}} = -847 \text{ KJ}$; c) $-7562,5 \text{ KJ}$

6. $\Delta H_{\text{form}} = -391,5 \text{ Kcal}$; 7. $\Delta H_{\text{form}} = -11 \text{ Kcal}$

Lição 22

1. $\Delta H_{\text{dec}} = 258,65 \text{ KJ}$; 2. $\Delta H_{\text{diss}} = -347 \text{ KJ}$; 3. $\Delta H_{\text{R}} = -1908 \text{ KJ}$; 4. $\Delta H_{\text{R}} = 65,5 \text{ Kcal}$; 5. $Q = -343,4 \text{ KJ}$; 6. $\Delta H = 51 \text{ Kcal}$



Módulo 3 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!

- Dados os seguintes óxidos ZnO , SO_3 , P_2O_5 , MnO_2 , CO_2 , Cr_2O_3 , Al_2O_3 , Fe_3O_4 , SnO_2 , Pb_3O_4 , K_2O , Li_2O , Ag_2O , CaO .
 - Identifique e Classifique os óxidos acima quanto às propriedades químicas.
 - Nomeie os óxidos ácidos.
 - O que são óxidos anfóteros?
- Os óxidos apresentam uma série de propriedades químicas.
 - Escreva a equação química que traduz a reacção que ocorre entre óxido de zinco com um ácido clorídrico.
 - Escreva a equação química que traduz a reacção que ocorre entre peróxido de bário e ácido sulfúrico diluído.
 - Escreva a equação química que traduz a reacção que ocorre entre Óxido de ferro (II) e Óxido de ferro (III) para formar o Óxido misto.
- Assinale as afirmações com “V” as verdadeiras e “F” as falsas.
 - () A reacção entre óxido ácido e base resulta um sal e água.
 - () A reacção entre óxido básico e ácido resulta um sal e hidrogénio.
 - () A reacção Peróxido e água resulta um sal
 - () A reacção entre óxido básico e óxido ácido resulta um sal.
- Assinale com X a resposta correcta. São considerados ácidos inorgânicos:

- a. () HCl, HBr, CH₃COOH, H₂S
- b. () H₂CO₃, H₂SO₄, HCN, CH₃COOH
- c. () H₂SO₄, HCN, HNO₃, H₂CO₃
- d. () H₃PO₄, HI, HClO₃, HCOOH
5. Escreva o nome dos seguintes ácidos:
- a) HCl e) HClO₄ i) HNO₂ m) H₃PO₃ q) CH₃COOH
- b) HClO f) H₂SO₃ j) HCN n) H₂PO₂ r) HMnO₄
- c) HClO₂ g) H₂SO₄ k) H₂CrO₄ o) H₄P₂O₇
- d) HClO₃ h) HNO₃ l) H₃PO₄ p) H₂CO₃
6. Escreva a fórmula molecular dos seguintes ácidos.
- a) Nítrico d) hipocloroso g) selénico
- b) clórico e) Bórico h) Hipoiódoso
- c) carbónico f) Arsénico i) Periódico j) Fosfórico
7. O amoníaco usado para fins de limpeza é uma solução aquosa de amónia que contém iões. Das alternativas abaixo indicadas escolha apenas a certa:
- a. () hidroxila b. () sulfato
- c. () nitrato d. () cálcio e. () sódio
8. Nomeie as seguintes bases:
- a) Fe(OH)₃ b) Fe(OH)₂ c) Sn(OH)₄ d) Sn(OH)₂
- e) NH₄OH, f) (Ca(OH)₂ g) Ba(OH)₂
9. Escreva as equações de ionização para as seguintes bases:
- a) LiOH
- b) Ba(OH)₂
- c) Al(OH)₃
10. Assinale com “V” as afirmações verdadeiras e com “F” as falsas:



- a. No processo de obtenção industrial de hidróxido de cálcio, faz-se reagir a cal viva com um ácido forte.
- b. No processo de obtenção industrial de hidróxido de cálcio, faz-se reagir a cal viva com água.
- c. No processo de diafragma e amálgama obtém-se o Hidróxido de sódio a partir da electrólise de cloreto de sódio.
- d. No processo de diafragma e amálgama obtém o Hidróxido de sódio a partir da electrólise de brometo de sódio
11. Mencione três propriedades físicas dos sais.
12. Escolha apenas as afirmações correctas:
- a. Quando um composto iónico é dissolvido em água, os iões se separam. Esse processo denomina-se ionização.
- b. Quando um composto iónico é dissolvido em água, os iões se separam. Esse processo denomina-se dissociação iónica.
- c. Nitrato de amónio é usado como adubo no quotidiano
- d. Nitrato de amónio é usado como desinfectante no quotidiano.
13. Assinale com (V) ou (F) as afirmações abaixo, conforme sejam verdadeiras ou falsas, respectivamente.
- a. O refresco Coca-Cola não é uma solução
- b. Toda a mistura de líquidos é uma solução
- c. Solução gasosa é toda aquela em que o solvente é gás e o soluto podendo ser sólido, líquido ou gás
- d. A água do mar é uma solução
- e. A água mineral é uma solução
- f. Numa mistura de água e cinza, a água é solvente e a cinza o soluto
14. Uma solução de hidróxido de Sódio apresenta concentração igual a 0,08 g/l, num volume de 100ml. Calcule a massa do soluto presente na solução.
15. Quantas gramas do solvente contêm 50 g a 40% da solução de Cloreto de Sódio?

16. Calcule a concentração molar da solução de 49 g de Ácido Sulfúrico em 500 ml de solução.
17. Calcule o equivalente-grama de: H_2SiO_3 , HCN , H_3PO_4
18. Qual é a normalidade de uma solução de 500ml de NaCl que foi preparada pela diluição de 11,7g?
19. Como se prepara uma solução diluída?
20. Quando é que o trabalho tem um valor positivo?
21. Enuncie a lei da conservação de energia.
22. Classifique cada uma das seguintes reacções, em exotérmicas ou endotérmicas:
- $2\text{KCl}_{(s)} + \text{Calor} \rightarrow 2\text{KCl}_{(s)} + 3\text{O}_{2(g)}$
 - $\text{Ba}^{+2}_{(aq)} + \text{SO}^{-2}_{4(aq)} \rightarrow \text{BaSO}_{4(s)}; \Delta H = -X \text{ KJ}$
 - $2\text{Mg}_{(s)} + \text{O}_{2(g)} \rightarrow 2\text{MgO}_{(s)} + b \text{ KJ}$
 - $\text{H}_2\text{SO}_{4(l)} + \text{água} \rightarrow 2\text{H}^{+}_{(aq)} + \text{SO}^{-2}_{4(aq)} + \text{Ca}$
23. Calcule a ΔH do processo:
- $$\text{CH}_{4(g)} + \text{O}_{2(g)} \longrightarrow \text{CO}_{2(g)} + \text{H}_2\text{O}_{(g)}; \Delta H = ?$$
- $$\text{C}_{(\text{grafite})} + 2 \text{H}_{2(g)} \longrightarrow \text{CH}_{4(g)} \quad \Delta H = -74,8\text{kJ}$$
- $$\text{C}_{(\text{grafite})} + \text{O}_{2(g)} \longrightarrow \text{CO}_{2(g)} \quad \Delta H = -393,5\text{kJ}$$
- $$\text{H}_{2(g)} + \frac{1}{2} \text{O}_{2(g)} \longrightarrow \text{H}_2\text{O}_{(g)} \quad \Delta H = -286 \text{ kJ}$$
24. A equação termoquímica: $\text{CH}_{4(g)} \longrightarrow \text{C}_{(g)} + 4\text{H}_{(g)} \Delta H = +1660 \text{ KJ/mol}$. Indica uma reacção:
- () Exotérmica à pressão constante
 - () Exotérmica à temperatura constante
 - () Exotérmica à volume constante
 - () Endotérmica à pressão constante
25. Se A, B, C representam substâncias que participam nas reacções:
- $$\text{A} \longrightarrow \text{B} \Delta H = -10 \text{ Kcal}$$
- $$\text{B} \longrightarrow \text{C} \Delta H = +5 \text{ Kcal}$$

- a. O cálculo somente será possível se for dado o peso molecular do soluto
- b. o cálculo somente será possível se forem dadas as condições de pressão e temperatura.
- c. Não falta nenhum dado para o cálculo pedido.
- d. o cálculo somente será possível se for dada a fração molar do solvente.
33. Lê-se no rótulo de um frasco: "HCl 40% em peso, Densidade 1,20 g/ml".

A Molaridade desse ácido é:

- a. 10,95 M b. 26,20 M
- c. 13,15 M d. nenhuma



Soluções de Teste de preparação

1. a) Óxidos ácidos: SO_3 , CO_2 , e P_2O_5 ; óxidos básicos: CaO , K_2O , Ag_2O e Li_2O ; óxidos duplos ou mistos: Fe_3O_4 e Pb_3O_4 ; óxidos anfóteros: ZnO , MnO_2 , Al_2O_3 , Cr_2O_3 e SnO_2 .

b) ZnO – óxido de zinco; MnO_2 – Óxido de manganês (IV); Al_2O_3 – Óxido de alumínio; Cr_2O_3 – óxido de crômio (III); SnO_2 – óxido de estanho (IV); CO_2 – dióxido de carbono; P_2O_5 – pentóxido de difósforo; CaO – óxido de cálcio; K_2O – óxido de potássio; Ag_2O – óxido de prata e Li_2O – óxido de lítio

c) Óxidos anfóteros – são aqueles que podem comportar-se como óxido básico ou ácido dependendo das circunstâncias



3. a) F; b) V; c) F; d) V

4. c. H_2SO_4 , HCN , HNO_3 , H_2CO_3 (X)

5. a) HCl - ácido clorídrico; b) HClO – ácido hipocloroso c) HClO_2 – ácido cloroso; d) HClO_3 – ácido clórico; e) HClO_4 – ácido perclórico; f) H_2SO_3 – ácido sulfuroso; g) H_2SO_4 – ácido sulfúrico; h) HNO_3 – ácido nítrico; i) HNO_2 – ácido nitroso; j) HCN - ácido cianídrico; k) H_2CrO_4 – ácido crômico; l) H_3PO_4 – ácido fosfórico; m) H_3PO_3 – ácido fosforoso; n) H_2PO_2 – ácido hiposforoso; o) $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$ – ácido pirofosfórico; p) H_2CO_3 q) CH_3COOH - ácido acético; r) HMnO_4 - ácido permangânico.

6. a) HNO_3 b) HClO_3 c) H_2CO_3 d) HClO e) H_3BO_3 f) H_3AsO_4 g) H_2SeO_4 h) HIO i) HIO_3 j) H_3PO_4

7. a)

8. a) $\text{Fe}(\text{OH})_3$ = Hidróxido de ferro III

b) $\text{Fe}(\text{OH})_2$ = Hidróxido de ferro II

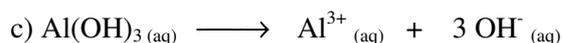
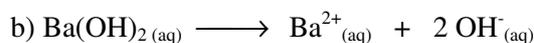
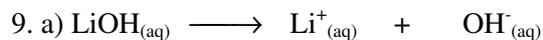
c) $\text{Sn}(\text{OH})_4$ = Hidróxido de estanho IV

d) $\text{Sn}(\text{OH})_2$ = Hidróxido de estanho II

e) NH_4OH = Hidróxido de amônia

f) $\text{Ca}(\text{OH})_2$ = Hidróxido de cálcio

g) Ba(OH)_2 = Hidróxido de Bário



10. a) F, b) V; c) V; d) F

11. Sólido, sabor salgado e conduzem a corrente eléctrica

12. b) e c)

13. a. (F); b. (V); c. (F); d. (V); e. (V); f. (V)

14. $m_1 = 8\text{g}$;

15. $m = 20\text{g}$

16. 98 M

17. 39 g, 27 g, 32,6 g

18. 0,4 N

19. Uma solução é concentrada quando tiver maior quantidade de soluto

20. Quando o trabalho realizado pelo sistema sofre o processo de compressão.

21. Num sistema isolado a soma de todas as formas de energia é sempre constante.

22. a) Endotérmica; b) Exotérmica; c) Exotérmica, d) Exotérmica

23. a) $\Delta H = -890,7 \text{ KJ}$ b) 283 Kcal 6. $\Delta H_{\text{form}} = -327 \text{ Kcal}$; 7. $\Delta H = -257,1 \text{ Kcal}$

24. (d) 25. (c) 26. (b) 27. (c) 28. (b) 29. (b) 30. (b) 31. (c) 32. (c)
33. (c)