



**UNIVERSIDADE ESTADUAL DE SANTA CRUZ
MESTRADO PROFISSIONAL EM QUÍMICA- PROFQUI**

IRANILDA CARVALHO DA SILVA

**LABORATÓRIOS VIRTUAIS COMO UMA POSSÍVEL FERRAMENTA
PEDAGÓGICA NO APRENDIZADO DE QUÍMICA NO ENSINO MÉDIO-
SEQUÊNCIA DIDÁTICA**

Produto referente à dissertação intitulada “LABORATÓRIOS VIRTUAIS COMO UMA POSSÍVEL FERRAMENTA PEDAGÓGICA NO APRENDIZADO DE QUÍMICA NO ENSINO MÉDIO”, apresentada ao Programa de Mestrado Profissional em Química em Rede Nacional, PROFQUI, da Universidade Federal do Rio de Janeiro, UFRJ, Polo Universidade Estadual de Santa Cruz, UESC. como parte dos requisitos necessários à obtenção do título de mestre em Química.

**ILHÉUS - BAHIA
2023**

SEQUÊNCIA DIDÁTICA

TÍTULO: Experimento Usando Laboratórios Virtuais Sobre Reações Endotérmicas, Exotérmicas e Equilíbrio Químico.

OBJETIVOS DA PROPOSTA: realizar experimento de química usando laboratório virtual. Identificar aspectos relevantes da realização de experimentos usando laboratório virtual como forma de reforçar o aprendizado de química com recorte para os conteúdos reações endotérmicas, exotérmicas e equilíbrio químico.

TEMPO DE EXECUÇÃO: cinco aulas de cem (100) minutos cada aula.

PÚBLICO ALVO

CARACTERIZAÇÃO DOS ALUNOS:

Esta sequência didática (SD) foi aplicada com alunos do segundo ano do ensino médio dos turnos matutino e vespertino. A escolha deste grupo se deu por conta destes estudantes já terem tido contato com o ensino de química na primeira série do ensino médio estando familiarizado com conteúdo, nomes e fórmulas utilizados na química. Os alunos, no tocante ao perfil econômico, são alunos de baixa renda, não trabalham, com faixa etária acima de 16anos, têm acesso a internet, possuem celular com capacidade “processar” o programa do laboratório virtual e alguns são oriundos de escolas privadas.

CARACTERIZAÇÃO DA ESCOLA:

Esta sequência didática foi aplicada com alunos do colégio estadual Reitor Miguel Calmon, colégio de porte especial (as escolas estaduais são categorizadas de acordo com o número de alunos, equipamentos tecnológicos e físicos bem como recursos humanos em: pequeno porte, médio porte e porte especial), localizada da cidade de Simões Filho-BA, que faz parte da grande região metropolitana de Salvador. Foi criada em 1978 como escola técnica com

o objetivo de formar mão-de-obra para as empresas do Centro Industrial de Aratu – CIA e Polo Petroquímico, oferecendo dois cursos específicos: Eletrotécnica e Mecânica. Hoje, a instituição funciona com os segmentos: Ensino Médio Regular; Ensino Médio Técnico Logístico, nas modalidades Integradas e PROEJA ofertado nos três turnos – matutino vespertino e noturno.

CARACTERIZAÇÃO DO MOMENTO QUE A PROPOSTA FOI APLICADA:

As aulas aconteceram na segunda unidade que teve início em maio com término em agosto de 2022.

JUSTIFICATIVA / MOTIVAÇÃO / PROBLEMATIZAÇÃO:

Nesta sequência didática procurou-se utilizar do método de investigação, proposto pelo Movimento de Cooperazione Educativa (MCE) da Itália que busca organizar e sistematizar a experimentação, bem como esclarecer os fundamentos psicopedagógicos da investigação como processo natural da aprendizagem do meio, que segundo ZABALA (2002), a investigação implica sempre em uma ação que leva a modificar o meio, tendo o MCE como finalidade principal ensinar a formular “projetos” de experiências e sistematizá-los, discutir, estabelecer relações, realizar experimentos, tirar conclusões, etc., contribuindo para a formação de cidadãos críticos, responsáveis e instrumentalizados para intervir na realidade que os rodeia, Zabala intitula Método de Investigação do Meio.

Sua relevância está em propiciar ao estudante uma aprendizagem de química de forma crítica, investigativa, experimental, apoiada pelas tecnologias digitais da informação e da comunicação, permitindo-lhe fazer uma leitura de mundo e do contexto local que está inserido e o ganho de aprendizagem. Esta sequência didática pode ser aplicada com qualquer série e outro conteúdo de química que se deseje realizar experimento, basta ter acesso à internet, a um computador ou a um celular.

Para tanto se elegeu como objetivos específicos: realizar questionário diagnóstico para identificar o nível de conhecimento; discutir aspectos teóricos das reações endotérmicas, exotérmicas e equilíbrio químico; apresentar o laboratório virtual; discutir aspectos de navegação e ambientação do grupo; realizar uma atividade experimental para demonstrar uma reação endotérmica, exotérmica e equilíbrio químico; aplicar questionário de avaliação de aprendizagem.

DESENVOLVIMENTO DA SEQUÊNCIA DIDÁTICA E CONTEÚDOS

AULA 1 – REAÇÕES ENDOTÉRMICAS E EXOTÉRMICAS

Objetivos específicos:

Discutir sobre as reações que absorvem energia e as que liberam energia.
Aplicar questionário diagnóstico.

Conteúdos:

Discutir sobre reações químicas em que há troca de energia na forma de calor. Discutir representação de uma equação química endotérmica, exotérmica. Responder às questões orientadoras: O que é uma reação endotérmica? O que uma reação exotérmica? Represente a reação de combustão do álcool.

Atividade 1: apresentação do conteúdo e proposta didática.

Atividade 2: realização do teste de sondagem (respondendo as questões orientadoras)

AULA 2 – REAÇÕES ENDOTÉRMICA E EXOTÉRMICA

Objetivos específicos:

Discutir sobre as reações que absorvem energia e as que liberam energia

Conteúdos:

Reações endotérmica e exotérmica, representação de uma equação química de um fenômeno endotérmico e exotérmico. Gráfico de uma reação exotérmica e endotérmica.

Atividade 1: abordagem teórica de como representar graficamente uma reação endotérmica e exotérmica

Atividade 2: conceito de reações reversíveis, a liberação e o ganho de energia, representação gráfica. Cálculo da variação de energia.

Atividade 3: responder as perguntas- o que é uma reação endotérmica? O que uma reação exotérmica? Represente a reação de combustão do álcool.

AULA 3 – EQUILÍBRIO QUÍMICO

Objetivos Específicos:

Apresentar as reações que admitem equilíbrio químico.

Representação de uma equação de uma reação química que admite equilíbrio químico.

Conteúdos:

Apresentar os fatores que interferem no equilíbrio químico.
Representação de uma reação reversível.

Atividade 1: acessar o link e assistir os vídeos abaixo, equilíbrio químico: <https://youtu.be/Wz2QLkV9Q98>. <https://youtu.be/s8oXpMcQWSY>. Solicitar que os alunos respondam: O que é uma reação reversível. Como identificar se uma reação é reversível ou não? Quando uma reação reversível esta em equilíbrio químico? Quando uma reação atinge o equilíbrio a reação para?

Atividade 2: realizar aula expositiva: equilíbrio químico

AULA 4 – REALIZAÇÃO DE EXPERIMENTO SOBRE REAÇÕES ENDOTÉRMICA E EXOTÉRMICA E EQUILÍBRIO QUÍMICO USANDO O LABORATÓRIO VIRTUAL

Objetivos específicos:

Realizar experimento usando o laboratório virtual.

Estudar a mudança de equilíbrio entre íons férricos e íons tiocianato aumentando a concentração de qualquer um deles.

Conteúdos:

Reações endotérmica, exotérmica e equilíbrio químico.

Atividade 1:

Objetivo é estudar a mudança de equilíbrio entre íons férricos e íons tiocianato aumentando a concentração de qualquer um deles.

Acessar a página do laboratório Goblab, através do link: **https://www.golabz.eu/labs?subject_domain=All&big_idea=All&type=All&age_range=All&language=All&sort_by=daycount&sort_order=DESC&page=4**. Localizar o laboratório equilíbrio químico, conforme figura abaixo e realizar o experimento conforme as orientações. Você pode realizar os experimentos quantas vezes for necessário.

Figura 01. Página do laboratório virtual

The screenshot displays a web browser window with the URL `golabz.eu/labs?subject_domain=All&big_idea=All&type=All&age_range=All&language=All&sort_by=daycount&sort_order=DESC&page=4`. The page features three main simulation cards:

- Crateras na Terra e outros planetas**: Rated 5 stars (5 votes). Description: "Neste laboratório, os alunos podem simular o impacto de um objeto (por exemplo, um asteroide) na Terra, na Lua ou em Marte. Eles podem variar parâmetros como diâmetro, densidade e velocidade do projétil e ver as características da cratera resultante." Includes an image of a cratered celestial body.
- Equilíbrio químico**: Rated 2 stars (1 vote). Description: "Neste laboratório, nosso objetivo é estudar a mudança de equilíbrio entre íons férricos e íons tiocianato aumentando a concentração de qualquer um deles." Includes an image of laboratory glassware.
- A Relação Número-Volume**: Rated 1 star (1 vote). Description: "Esta simulação demonstra a relação entre o número de moléculas de um gás e o volume que elas ocupam." Includes a scatter plot showing the relationship between number and volume.

The right sidebar contains two filter sections:

- Faixas etárias**:

Antes de 7	(29)
7-8	(64)
9-10	(205)
11-12	(338)
13-14	(767)
15-16	(767)
Acima de 16	(456)
- línguas**:

Africâner	(3)
Albanês	(87)
Árabe	(113)
Basco	(122)
Bielorrusso	(36)
Bósnio	(110)
Búlgaro	(64)
Catalão	(51)
Khmer Central	(21)

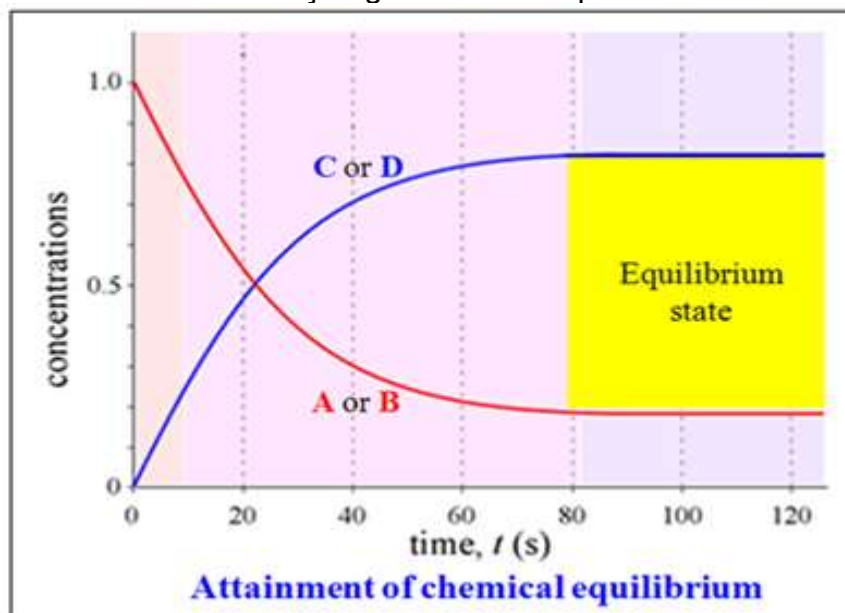
The bottom of the browser shows a taskbar with various application icons and a system tray displaying the date 08/10/2022 and time 14:43.

Fonte: dados da pesquisadora

Atividade 2:

Pré-laboratório –

Figura 02 - Gráfico de uma reação genérica em equilíbrio



Fonte: dados da pesquisadora

Vamos ver como os equilíbrios químicos se comportam quando a concentração muda.

Muitas reações químicas envolvem um estado de equilíbrio. O equilíbrio químico é atingido quando a velocidade da reação direta se torna igual à da reação inversa, no entanto as reações, direta e inversa, continuam a se processarem, por isso o equilíbrio é dito dinâmico.

Considere uma reação geral reversível:



Com o passar do tempo, há um esgotamento dos reagentes A e B e um acúmulo dos produtos C e D. Como resultado, a velocidade da reação direta diminui e a da reação inversa aumenta. Eventualmente, as duas reações podem ocorrer na mesma velocidade e o sistema atinge um estado de equilíbrio.

Vamos explicar a 'Lei do Equilíbrio Químico'

Os químicos noruegueses Cato Maxmillian Guldberg e Peter Waage propuseram isso para uma reação química;



A taxa de reação em qualquer direção é proporcional à massa ativa (concentração) dos reagentes.

Aplicando a Lei da Ação de Massa;

A taxa de reação direta;

$$R_f = K_f [A]^a [B]^b$$

, sendo que a letra f, representa a reação direta

em inglês

A taxa de reação inversa;

$$R_b = K_b [C]^c [D]^d$$

e a letra b , representa a reação inversa

também em inglês

Onde [A], [B], [C] e [D] são as concentrações de equilíbrio das espécies A, B, C e D, respectivamente; a, b, c e d representam os coeficientes

estequiométricos de A, B, C e D, respectivamente. K_f e K_b são as constantes de velocidade da reação direta e inversa, respectivamente.

No entanto, no equilíbrio, a velocidade da reação direta é igual a velocidade da reação inversa.

$$K_f[A]^a[B]^b = K_b[C]^c[D]^d$$

$$\frac{K_f}{K_b} = \frac{[C]^c[D]^d}{[A]^a[B]^b}$$

ou

$$K_c = \frac{[C]^c[D]^d}{[A]^a[B]^b}$$

ou,

$$K_c = \frac{K_f}{K_b}$$

Em que, K_c é chamada de constante de equilíbrio expressa em termos de concentrações molares e a equação acima é conhecida como a Lei do Equilíbrio Químico.

O que diz a Lei do Equilíbrio Químico?

A Lei do Equilíbrio Químico é definida como a razão entre o produto da concentração dos produtos e o produto da concentração dos reagentes, com cada termo de concentração elevado à potência pelo seu coeficiente na equação química global balanceada, é uma quantidade constante em uma dada temperatura e é chamada de constante de equilíbrio.



Henry Louis Le Chatelier

O que é então o "Princípio de Le Chatelier", e como aplicá-lo a reações em estado de equilíbrio dinâmico?

Se um sistema é submetido a uma mudança na concentração de um ou mais reagentes, ou a uma mudança na temperatura ou pressão, a condição de equilíbrio do sistema é alterada. Uma reação líquida ocorrerá em alguma direção até que um novo estado de equilíbrio seja alcançado.

Em 1884, um químico e engenheiro francês, Le Chatelier, mostrou que, em todos esses casos, o novo estado de equilíbrio reduz parcialmente o efeito da mudança que o provocou. Este princípio é conhecido como Princípio de Le Chatelier.

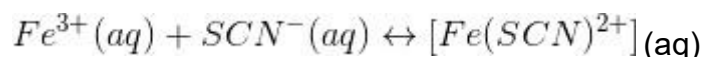
O princípio afirma que, se um sistema em equilíbrio é submetido a uma mudança de pressão ou temperatura ou alteração na concentração de um dos componentes da reação, haverá uma tendência para uma reação líquida (estado líquido) ou em meio aquoso, na direção que reduz o efeito dessa mudança.

Efeito da mudança de concentração

De acordo com o princípio de Le Chatelier, quando a concentração de qualquer um dos reagentes ou produtos em uma reação em equilíbrio é alterada,

a composição da mistura em equilíbrio muda de modo a minimizar o efeito das mudanças de concentração.

Para ilustrar o efeito da mudança na concentração no equilíbrio, considere o equilíbrio entre íons férricos e íons tiocianato;



A constante de equilíbrio para a reação acima pode ser escrita como,

$$K_c = \frac{[Fe(SCN)^{2+}]}{[Fe^{3+}][SCN^{-}]}$$

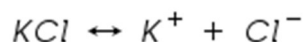
Em que, $[Fe(SCN)^{2+}]$, $[Fe^{3+}]$ e $[SCN^{-}]$ são as concentrações de equilíbrio das respectivos espécimes e K_c é a constante de equilíbrio. $\frac{[Fe(SCN)^{2+}]}{[Fe^{3+}][SCN^{-}]}$ é conhecido como o quociente de reação, conforme indicado por Q_c . Pode ser expresso da mesma forma que a constante de equilíbrio K_c , exceto que as concentrações em Q_c não são necessariamente os valores de equilíbrio.

Nesta reação, o cloreto férrico reage com o tiocianato de potássio para formar um complexo de tiocianato férrico de cor vermelha escura. A intensidade da cor vermelha torna-se constante ao atingir o equilíbrio, atendendo ao experimento realizado através do laboratório virtual

Quando a concentração de qualquer uma dessas espécies é alterada, o equilíbrio é perturbado e o quociente de reação não permanece mais igual ao valor de equilíbrio. Para restabelecer o equilíbrio, os íons interagem de tal forma que o quociente de reação se torna novamente igual à constante de equilíbrio.

- Se adicionarmos solução de cloreto férrico à solução de cor vermelha profunda contendo íons férricos, íons tiocianato e complexo de tiocianato férrico, a concentração de íons férricos aumenta. Como resultado, mais íons tiocianato se combinam com íons férricos para aumentar o complexo $[Fe(SCN)^{2+}]$ e, portanto, a intensidade da cor da solução vermelha aumenta. O aumento na concentração de íons férricos desloca o equilíbrio na direção direta.

- Se aumentarmos a concentração de tiocianato, mais íons férricos reagem com íons tiocianato para aumentar o complexo $[\text{Fe}(\text{SCN})_2]^{2+}$. Como resultado, a intensidade da cor da solução vermelha aumenta. Assim, o aumento na concentração de íons tiocianato desloca o equilíbrio na direção direta.
- Se adicionarmos cloreto de potássio à solução, a concentração de íons potássio aumenta.



Afeta o equilíbrio entre os íons potássio e os íons tiocianato.



À medida que a concentração de íons de potássio aumenta, mais íons de tiocianato reagem com íons de potássio para formar mais tiocianato de potássio e ocorre a mudança de equilíbrio acima na direção inversa. Como resultado, a concentração de íons tiocianato diminui e o equilíbrio 1 se desloca no sentido inverso. Em outras palavras, alguns dos complexos $[\text{Fe}(\text{SCN})_2]^{2+}$ dissociam-se para dar íons Fe^{3+} e SCN^- .

Como resultado, a concentração de $[\text{Fe}(\text{SCN})_2]^{2+}$ diminui e, portanto, a intensidade da cor vermelha diminui. Assim, o aumento na concentração de íons K^+ desloca o equilíbrio para trás.

Geralmente podemos dizer que;

- Um aumento na concentração dos reagentes desloca o equilíbrio na direção direta e uma diminuição na concentração dos reagentes desloca o equilíbrio na direção inversa.
- Da mesma forma, um aumento na concentração dos produtos desloca o equilíbrio para trás e uma diminuição na concentração dos produtos desloca o equilíbrio para frente.

Resultados de aprendizagem

- Os alunos entendem o termo 'equilíbrio químico' através do experimento.
- Os alunos compreendem o efeito da mudança na concentração no equilíbrio de uma reação.
- Os alunos compreendem a mudança na posição de equilíbrio em relação à mudança de concentração.

Materiais necessários:



Ferric chloride solution (0.1 M)



Potassium thiocyanate solution (0.1 M)



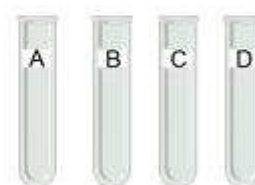
Potassium chloride solution (0.1 M)



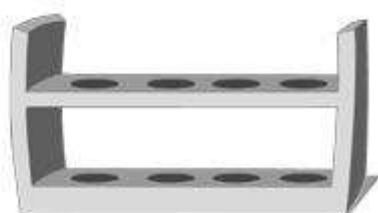
Distilled water



Beaker (250 ml)



Test tubes



Test tube stand



Measuring cylinders

Procedimento do Simulador

- Selecione a solução de teste na lista suspensa 'Selecionar a solução de teste'.
- Selecione o tubo de controle na lista suspensa 'Selecionar o tubo de controle'.
- Arraste o conta-gotas que contém o reagente em direção a qualquer um dos tubos de ensaio para despejar o reagente nele.
- Você pode ver a inferência de diferentes testes clicando no ícone de inferência.
- A reação química e a constante de equilíbrio podem ser vistas no menu lateral.
- Você pode refazer o experimento clicando no botão 'Redefinir'.

Observações:

No quadro abaixo são descritos a mudança de cor o efeito sobre a concentração do íon tiocianato aquoso e sentido de deslocamento do equilíbrio de acordo com a espécie química que é adicionada a cada tubo de ensaio.

Quadro - 01

Tubo de ensaio	Substâncias adicionadas no equilíbrio	Mudança de cor	Efeito sobre a concentração de $[\text{Fe}(\text{SCN})(\text{H}_2\text{O})_5]^{2+}$	Mudança de equilíbrio
A	5ml de água	Cor de referência	-	-
B	5 ml de solução de FeCl_3 0,1 M	A cor se aprofunda	Aumenta	Para a direita
C	5 ml de solução KSCN 0,1 M	A cor se aprofunda	Aumenta	Para a direita
D	5 ml de solução de KCl 0,1 M	A cor fica mais clara	Aumenta	Para a esquerda

Fonte: dados da pesquisadora

Conclusões

- A intensidade da cor vermelha corresponde à concentração do complexo $[\text{Fe}(\text{SCN})(\text{H}_2\text{O})_5]^{2+}$ e se a concentração deste íon aumentar, a intensidade da cor também aumentará.
- O aumento na concentração de qualquer um dos reagentes (íons Fe^{3+} ou íons SCN^-) desloca o equilíbrio na direção direta (para a direita).
- A diminuição da concentração de qualquer um dos reagentes desloca o equilíbrio para trás (para a esquerda).

Precauções

- Use tubos de ensaio de diâmetro quase idêntico.
- Soluções diluídas de tiocianato devem ser usadas.
- A intensidade de cor de uma solução deve ser comparada mantendo-a e a referência lado a lado e observando-as do topo do tubo de ensaio.

Figura 03 - Solução do tiocianato de ferro III em equilíbrio.

Fonte: dados da pesquisadora

Figura 04 - Solução do tiocianato de ferro III e adição de FeCl_3 , KCNS e KCl , nos tubos B, C e D, respectivamente. Deslocando o equilíbrio. Observado macroscopicamente pela mudança da intensidade da coloração.

Fonte: dados da pesquisadora

Atividade 3: reações endotérmicas e exotérmicas

Objetivo: através da mudança de temperatura identificar se a reação é reação química para determinar se é exotérmica ou endotérmica

Figura 06 – O laboratório.



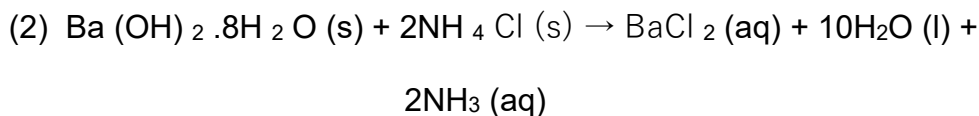
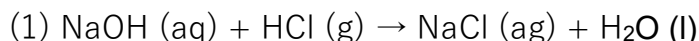
Fonte: dados da pesquisadora

Pré-laboratório

A teoria

Qualquer reação química resulta na formação ou quebra de ligações químicas. Quando as ligações químicas se formam, o calor é liberado e, quando elas se rompem, o calor é absorvido. Como as moléculas preferem ficar juntas, criar ligações químicas entre elas requer menos energia do que dissolver ligações químicas, que requerem mais energia e liberam calor no ambiente. As mudanças de energia são uma parte comum das reações químicas. A energia é absorvida em algumas reações e liberada como calor em outras. Exotérmica refere-se a reações químicas que liberam energia. Quando as ligações são formadas nos produtos de reações exotérmicas, mais energia é liberada do que a necessária para quebrar as ligações entre os reagentes. Endotérmica refere-se a reações químicas que usam ou absorvem energia. Quando as ligações nos reagentes são quebradas em reações endotérmicas, mais energia é absorvida do que é liberada quando novas ligações são formadas nos produtos. Uma reação química isotérmica não tem variação de energia líquida porque absorve exatamente tanta energia quanto libera GOLABZ (2022).

Neste experimento, as seguintes reações químicas podem ser realizadas:



Como identificar reações exotérmicas e endotérmicas

1. Ao rastrear as variações de temperatura, a temperatura da mistura de reação aumenta quando a energia é liberada em uma reação exotérmica. Em uma reação endotérmica, a temperatura cai à medida que a energia é absorvida. Colocar um termômetro na mistura de reação permitirá que você acompanhe as mudanças de temperatura.

2. Por cálculo (ΔH) entalpia da reação

A mudança na energia térmica que ocorre à medida que os reagentes se transformam em produtos é conhecida como entalpia de uma reação. Se a reação absorve calor, H é positivo; se liberar calor, H é negativo. Você pode calcular algo conhecido como variação de entalpia (ΔH), ou calor de reação, que contrasta a energia dos reagentes com a energia dos produtos, para categorizar a saída de energia líquida ou entrada de reações químicas.

Um indicador de energia interna é a entalpia. A variação de entalpia (ΔH), pode ser expressa matematicamente como:

$\Delta H = \text{energia usada na quebra da ligação reagente mais energia liberada na formação da ligação do produto}$ - é o que é descoberto quando você calcula a diferença entre a entalpia dos produtos e a entalpia dos reagentes.

A reação química é exotérmica se ΔH for negativo (-), pois mais energia é liberada durante a formação dos produtos que são usados para romper as ligações dos reagentes. A reação química é endotérmica se ΔH for positivo (+), o que significa que menos energia é liberada quando os produtos são formados do que o necessário para quebrar os reagentes. As mudanças de energia são uma parte comum das reações químicas. A energia é absorvida em algumas reações e liberada como calor em outras.

A respiração é uma reação exotérmica?

A respiração é um processo exotérmico porque a energia é liberada durante o processo. Durante o processo, a glicose é formada a partir do dióxido de carbono do alimento. Em nossas células, essa glicose se combina com o oxigênio para produzir uma quantidade significativa de energia.

Resultado de aprendizagem

1. Descreva como as reações endotérmicas e exotérmicas se diferem.
2. Defina reações químicas endotérmicas e exotérmicas.
3. Calcule a variação de temperatura experimentada durante uma reação.

Materiais necessários

Solução de hidróxido de sódio, ácido clorídrico, cloreto de amônio e hidróxido de bário, balança, sete béqueres (250 mL), quatro termômetros (-10°C a $^{\circ}\text{C}$), proveta métrica (100ml), espátula, duas varetas de vidro, água destilada.

Procedimento de simulação

Procedimento de simulação para preparar a solução

- Clique e selecione o composto químico das garrafas de produtos químicos.
- Arraste e solte o béquer em cima da balança de pesagem.
- Clique no botão de tara.
- Clique na tampa da garrafa para abrir a garrafa.
- Arraste a espátula para a garrafa que contém o composto químico.
- Solte a espátula na garrafa para tomar uma certa quantidade de composto químico.
- Arraste a espátula contendo o composto para o béquer colocado na balança.
- Solte a espátula no mesmo béquer para soltar o composto químico.
- Arraste e solte o béquer no béquer.
- Arraste o béquer contendo 100 ml de água para um béquer contendo o composto químico para despejar a água.
- Arraste e solte a haste de vidro no béquer para agitar a solução.
- Repita os passos mencionados acima para preparar a solução de outros compostos químicos.

Procedimento de simulação para o experimento

- Arraste o béquer contendo solução de hidróxido de sódio para o béquer vazio rotulado como hidróxido de sódio.
- Solte a solução de hidróxido de sódio em um béquer vazio rotulado como hidróxido de sódio.
- Arraste o béquer contendo solução de cloreto de amônio para o béquer vazio rotulado como cloreto de amônio.
- Solte a solução de cloreto de amônio em um béquer vazio rotulado como cloreto de amônio.
- Arraste o béquer contendo a solução de hidróxido de bário para o béquer vazio rotulado como hidróxido de bário.
- Solte a solução de hidróxido de bário em um béquer vazio rotulado como hidróxido de bário.
- Clique na tampa da garrafa de rolha de vidro para abrir.

- Arraste o frasco de rolha de vidro contendo ácido clorídrico em um béquer vazio rotulado como ácido clorídrico.
- Coloque o ácido clorídrico em um béquer vazio marcado com ácido clorídrico.
- Clique em 'Próximo botão'.
- Arraste o termômetro para o béquer contendo ácido clorídrico.
- Arraste o termômetro para o béquer contendo cloreto de amônio.
- Arraste o termômetro para o béquer contendo solução de hidróxido de bário.
- Arraste o termômetro para o béquer contendo solução de hidróxido de sódio.
- Arraste o béquer contendo hidróxido de sódio para o béquer rotulado como ácido clorídrico.
- Coloque o béquer contendo solução de hidróxido de sódio no béquer contendo ácido clorídrico para despejar a solução no béquer contendo ácido clorídrico.
- Arraste um termômetro para o béquer contendo a solução de hidróxido de sódio e ácido clorídrico.
- Coloque no béquer contendo a solução de hidróxido de sódio e a solução de ácido clorídrico.
- Clique na haste de vidro para agitar a solução.
- Arraste um termômetro para o béquer contendo a solução de hidróxido de sódio e a solução de ácido clorídrico.
- Arraste o béquer contendo solução de hidróxido de bário para o béquer contendo cloreto de amônio.
- Coloque o béquer contendo hidróxido de bário no béquer contendo cloreto de amônio para despejar a solução no béquer contendo cloreto de amônio.
- Arraste um termômetro para o béquer contendo a solução de hidróxido de bário e cloreto de amônio.
- Coloque no béquer contendo a solução de hidróxido de bário e cloreto de amônio.
- Clique na haste de vidro para agitar a solução.

- Arraste um termômetro para o béquer contendo a solução de hidróxido de bário e cloreto de amônio.

Observações e cálculos

- (1) Temperatura da solução de hidróxido de sódio = ___ °C = ___ K
- (2) Temperatura do ácido clorídrico = ___ °C = ___ K
- (3) Temperatura da solução de hidróxido de bário = ___ °C = ___ K
- (4) Temperatura do cloreto de amônio = ___ °C = ___ K
- (5) Temperatura ambiente = ___ °C = ___ K

Quadro 02 - Controle da temperatura inicial, final e variação de temperatura

Sl.	Reagentes da reação	Temperatura inicial da mistura de reação	Temperatura final da mistura de reação	Mudança de temperatura
		Q1 (°C)	Q2 (°C)	Q2-Q1 (°C)
1	NaOH + HCl			
2	Ba(OH) ₂ .8H ₂ O + 2NH ₄ Cl			

Fonte: dados da pesquisadora

Resultados e discussão

Com base nas observações da mudança de temperatura em duas reações, inferir a natureza das duas reações químicas (exotérmica ou endotérmica).

A reação entre a solução de hidróxido de sódio e o ácido clorídrico é _____; e a reação entre a solução de hidróxido de bário e cloreto de amônio é _____.

Precaução

- Agite a mistura de reação muito suavemente, para que não haja perda de calor durante a agitação.
- Lave o termômetro e a vareta de vidro com água antes de inseri-los em outro reagente ou mistura de reação.

AULA 05:

Aplicação do Questionário de Avaliação do Ganho de Aprendizagem

MATERIAIS E RECURSOS NECESSÁRIOS

Será necessário para desenvolvimento desta SD: acesso a internet, livro didático, computadores, smartphone, canetas, papel, Datashow.

AValiação

Como estratégia de avaliação foi solicitado registro do portfólio dos alunos contendo suas observações durante as aulas e respostas dos questionamentos que aparecem ao longo desta SD. Para fins de comparar ganho de conhecimento durante a aprendizagem pode ser aplicado um questionário de múltiplas escolas sobre o conteúdo abordado.

REFERÊNCIAS

BRASIL ESCOLA: <https://youtu.be/Wz2QLkV9Q98>. Acesso, 06 de maio de 2022.

CANAL Professor Igor Química. <https://youtu.be/s8oXpMcQWSY>. Acesso, 06 de maio de 2022.

https://www.golabz.eu/labs?subject_domain=All&big_idea=All&type=All&age_range=All&language=All&sort_by=daycount&sort_order=DESC&page=4. Acesso agosto de 2022

<https://amrita.olabs.edu.in/?sub=73&brch=3&sim=304&cnt=2>.

Acesso agosto de 2022

ZABALA, Antônio. **Enfoque Globalizador e pensamento complexo: uma proposta para o currículo escolar**. Porto Alegre: Artmed, 2002. ISBN 85-7307-808-1