GOVERNO DO ESTADO DE SÃO PAULO
Secretaria da Educação

APRENDER SEMPRE

VOLUME 1

3ª SÉRIE - ENSINO MÉDIO

QUÍMICA
2022

PROFESSOR

Governo do Estado de São Paulo

Governador
João Doria

Vice-Governador
Rodrigo Garcia

Secretário da Educação
Rossieli Soares da Silva

Secretária Executiva
Renilda Peres de Lima

Chefe de Gabinete
Henrique Cunha Pimentel Filho

Coordenador da Coordenadoria Pedagógica
Caetano Pansani Siqueira

Presidente da Fundação para o Desenvolvimento da Educação
Nourival Pantano Junior

APRESENTAÇÃO

Estas sequências de atividades foram elaboradas com o intuito de oferecer um suporte adicional aos estudantes, auxiliando-os no processo de recuperação e aprofundamento de aprendizagens essenciais para seu percurso educacional.

Com o intuito de favorecer a aprendizagem de todos os estudantes, não deixando ninguém para trás, serão oferecidas, além das sequências de atividades, avaliações diagnósticas e formativas para acompanhar a evolução da aprendizagem dos estudantes e direcionar o ensino às suas necessidades; e formações, com foco no uso do resultado das avaliações, em metodologias que favorecem a recuperação e aprofundamento da aprendizagem, e no desenvolvimento das atividades presentes neste material.

Os materiais, as avaliações e as formações do Programa de Recuperação e Aprofundamento estão articulados entre si, fortalecendo o desenvolvimento das habilidades essenciais para o percurso educacional dos estudantes.

Essas habilidades essenciais foram selecionadas a partir de análises do Currículo Paulista no Ensino Fundamental e na 1ª série do Ensino Médio, e do Currículo Oficial vigente na 3ª série do Ensino Médio, dos resultados de avaliações externas, diagnósticas e formativas realizadas pela SEDUC-SP, em um trabalho conjunto entre a equipes curriculares da Coordenadoria Pedagógica (COPED), PCNP e professores da rede. Considerando a importância da continuidade do trabalho de recuperação iniciado em 2020, a matriz de habilidades essenciais que serviu de base a este material, foi elaborado tendo em conta um ciclo de progressão das aprendizagens de 2020 a 2021.

As sequências de atividades contam com orientações didáticas que auxiliarão no trabalho para o desenvolvimento das habilidades essenciais de cada ano/série, de forma articulada aos demais materiais disponibilizados pela SEDUC.

Para favorecer esse entrelaçamento, há indicações de como utilizar as sequências de atividades juntamente com os materiais didáticos Currículo em Ação / São Paulo Faz Escola.

Cada professor, a partir de seu contexto, poderá utilizar essas sequências de atividades para promover o desenvolvimento dos estudantes, de acordo com as necessidades de cada um, com o objetivo de oferecer a todos oportunidades de aprendizagem, não deixando ninguém para trás.

Desejamos a todos um excelente trabalho!

Coordenadoria Pedagógica - Coped

Anotações

SEQUÊNCIA DE ATIVIDADE 1

Anotações

Olá, professor(a)!

Elaboramos esta sequência de atividades tendo como fundamento pedagógico que:

> *"Desenvolver competências específicas e habilidades de Ciências na formação de crianças e jovens cidadãos é formá-los para investigar e compreender fenômenos e processos e para se posicionarem de modo crítico-reflexivo, possibilitando-lhes intervirem e atuarem em um mundo em constante mudança". (Currículo Paulista, p.375).*

Ao encerrar esta sequência de atividades, os estudantes deverão ter desenvolvido as seguintes habilidades essenciais propostas para o 2º bimestre da 3ª série do Ensino Médio, conforme o Currículo do Estado de São Paulo:

Interpretar a constante de equilíbrio como uma relação que indica as concentrações relativas de reagente e produtos que coexistem em equilíbrio dinâmico.

Reconhecer os fatores que alteram os estados de equilíbrio químicos: temperatura, pressão e mudanças na concentração de espécies envolvidas no equilíbrio.

Prever como as alterações nas pressões modificam equilíbrios envolvendo fases líquidas e gasosas (solubilidade de gases em líquidos).

De acordo com as fragilidades apresentadas pelos estudantes, **foram** contempladas também habilidades de suporte apresentadas em séries anteriores, como **construir o conceito de ligação química em termos das atrações e repulsões entre elétrons e núcleos**, além de habilidades propostas na matriz das avaliações do SARESP (Sistema de Avaliação de Rendimento Escolar do Estado de São Paulo) (SÃO PAULO, 2019).

Sempre que possível, as atividades práticas indicadas aos estudantes devem ser adaptadas à realidade de cada turma e do ambiente escolar. Os materiais sugeridos são acessíveis, e os procedimentos que exigirem maiores cuidados devem ser realizados pelo(a) professor(a) com o objetivo de evitar acidentes. Esperamos que este material venha enriquecer ainda mais suas aulas.

Bom trabalho!

Esta sequência de atividades está organizada em três temas, conforme o quadro a seguir:

AULA/TEMPO	ATIVIDADE
Aulas 1 e 2/ 90 min.	Transformações químicas e as ligações
Aulas 3 e 4/ 90 min.	Por que a cor vai e volta?
Aulas 5 e 6/ 90 min.	Alterando o estado de equilíbrio químico

Anotações

AULAS 1 E 2

Transformações químicas e as ligações

1. Habilidades:

- Interpretar a constante de equilíbrio como uma relação que indica as concentrações relativas de reagente e produtos que coexistem em equilíbrio dinâmico.
- Reconhecer os fatores que alteram os estados de equilíbrio químicos: temperatura, pressão e mudanças na concentração de espécies envolvidas no equilíbrio.

2. Organização da Turma

- As atividades podem ser realizadas em duplas para facilitar a interação entre estudantes e professor(a). Em condições favoráveis, os agrupamentos são mais indicados, pois as discussões coletivas são muito importantes para o desenvolvimento dos estudantes.

Materiais Necessários

- ***Para o experimento A:*** *palha de aço, copo de vidro, água, colher de sopa, vinagre e termômetro.*
- ***Para o experimento B – "Mais frio do que o gelo":*** *2 copos de vidro, cubos de gelo, sal de cozinha, termômetro.*
- *Caderno do Estudante.*

Observação:
Se não houver termômetro, as mãos podem ser utilizadas para perceber a mudança da temperatura.

4. Iniciando

Caro(a) professor(a), incentive os estudantes a desenvolver um olhar científico e investigativo, orientando-os a anotar o que observaram no experimento e a expor suas ideias sobre o ocorrido. A ideia é que consigam descrever suas observações a respeito da energia envolvida no processo da reação química e na mudança de estado de uma substância.

5. Desenvolvendo

Atividade 1 – Iniciando o assunto

Inicie a aula fazendo a seguinte pergunta aos estudantes: "Quais reações químicas observamos no nosso dia a dia?". Anote na lousa as principais contribuições da turma.

Pergunte também: "Quais dessas reações envolvem energia?".

É importante contextualizar esses processos, chamando a atenção para as milhares de reações, desde aquelas indispensáveis para a manutenção da vida até as responsáveis pelos meios de transporte, geração de energia, funcionamento de eletroeletrônicos, produção de medicamentos ou, ainda, as que causam problemas ambientais, como a chuva ácida e as queimadas. Os químicos estudam mecanismos que permitem obter o domínio dessas reações, o que é de extrema importância para controlar a combustão e seus efeitos indesejados, por exemplo, além de otimizar a produção, fornecer melhor qua-

Química | Sequência de Atividade 1

AULAS 1 E 2

Transformações químicas e as ligações

Objetivos de Aprendizagem

- *Interpretar a transformação química como quebra e formação de ligações.*
- *Reconhecer a variação de energia envolvida em transformações químicas observadas no cotidiano.*

Iniciando o Assunto

Discuta com o(a) professor(a) e seus colegas as seguintes questões:

1. Quais reações químicas observamos no nosso no dia a dia?
2. Essas reações envolvem energia?

TERMOQUÍMICA: PROCESSOS EXOTÉRMICOS E ENDOTÉRMICOS

(Adaptado de CORREIA, 2017).

O campo que estuda as trocas de calor nas reações químicas e nas mudanças de estado físico é a **Termoquímica.**

As transformações químicas envolvem processos de transferência de energia na forma de calor. As reações que ocorrem com absorção de energia são chamadas de **endotérmica**, enquanto aquelas que ocorrem com liberação de energia são chamadas de **exotérmicas**.

Após responder aos questionamentos da seção **Iniciando o Assunto**, expresse sua opinião sobre como essas reações acontecem.

Experimentos

Caro(a) estudante, siga as orientações do(a) professor(a) e realize o experimento A. Registre suas observações.

EXPERIMENTO A

Materiais Necessários

Palha de aço; Copo de vidro; Vinagre; Termômetro; Colher de sopa (para medida)

Procedimentos

1. Abra meio rolo de palha de aço.
2. Coloque-o em um copo de vidro.
3. Adicione uma colher de sopa de vinagre.
4. Cubra e agite o copo, de modo que toda a palha de aço entre em contato com o vinagre.
5. Coloque um termômetro na palha de aço e observe.

DISCUTINDO OS RESULTADOS

1. O que aconteceu com a temperatura dentro do copo durante o processo?

lidade de vida à população e preservar o meio ambiente.

Atividade 2 – Experimentos A e B

Realize com os estudantes os dois experimentos apresentados. É importante que, durante a realização do experimento, os estudantes sejam instigados a analisá-lo de forma crítica, discutindo suas impressões e criando hipóteses e explicações para o que é observado. Eles devem ser orientados a perceber as evidências (sinais) da ocorrência ou não de uma reação química, como mudança de cor e estado físico e liberação ou absorção de energia, sem perder de vista que certas reações não apresentam essas evidências.

O desenvolvimento dessas atividades práticas deve levar os estudantes a perceber a liberação e absorção de energia na forma de calor e a diferenciar a reação química — em que ocorre a quebra de ligações entre os átomos e a formação de novas substâncias — da transformação física — observada através da mudança de estado físico da água.

Durante as discussões, oriente os estudantes a utilizar a linguagem e os termos próprios das ciências, por exemplo: "liberou ou absorveu energia ou calor"; "formou novas substâncias"; e "houve mudança de estado físico".

Atividade 3 – Aprendendo com a prática

Retome alguns conceitos trabalhados na 2ª série do Ensino Médio, mostre à turma gráficos que representem a variação de entalpia e conceitue energia de ligação e energia de formação. Os estudantes devem desenvolver os exercícios propostos relacionando os conhecimentos adquiridos na prática experimental com os conceitos trabalhados em séries anteriores, como as trocas de energia nas reações químicas e nas mudanças de estado físico e os fenômenos físicos e químicos.

6. Finalizando

Consideramos importante promover a discussão e a correção coletiva das atividades, de modo que os estudantes socializem com o(a) professor(a) e os colegas as descobertas e possíveis dúvidas surgidas ao longo do processo.

Conversando sobre o assunto: Termoquímica

O campo que estuda as trocas de calor nas reações químicas e nas mudanças de estado físico é a **Termoquímica.**

As transformações químicas envolvem processos de transferência de energia na forma de calor.

As reações que ocorrem com absorção de energia são chamadas de **endotérmica**, enquanto aquelas que ocorrem com liberação de energia são chamadas de **exotérmicas**.

A variação de entalpia **(ΔH)** é uma grandeza física simbolizada pela letra grega **Δ** (representando a variação), e pelo **H** (representando a entalpia). Ela indica a quantidade de energia liberada ou absorvida em uma reação química.

Representação:

$$\Delta H = H_{PRODUTO} - H_{REAGENTES}$$

- *Se o processo for exotérmico, a variação de entalpia ser á negativa (ΔH < 0), pois haverá liberação de calor.*
- *Se o processo for endotérmico, a variação de entalpia ser á positiva (ΔH > 0), pois haverá absorção de calor.*

2. O processo que ocorreu dentro do copo é químico ou físico? Justifique.

3. Se há uma reação química, quais são os reagentes e qual é o produto formado?

4. O que muda em uma reação química? Justifique sua resposta.

5. O processo que ocorreu no interior do copo é endotérmico ou exotérmico?

EXPERIMENTO B: "MAIS FRIO DO QUE O GELO"

(adaptado de CIENSAÇÃO)

Caro(a) estudante, você já pesquisou uma forma de gelar líquidos em um tempo menor? Conhece pessoas que usam técnicas para gelar a bebida de forma mais rápida?

Materiais Necessários

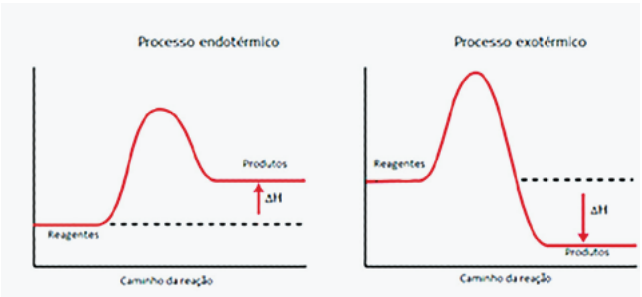
Cubos de gelo; Água; 2 copos de vidro; Sal; Termômetro; Colher de sopa (para medida); Cronômetro ou relógio

Procedimento

1. Coloque 3 ou 4 cubos de gelo em um dos copos e encha-o com ¼ da capacidade de água.
2. Coloque o termômetro no copo com gelo, de modo que o bulbo fique submerso na água.
3. Em outro copo, adicione uma colher de sal em temperatura ambiente.
4. Transfira o sal para o copo com água e gelo.
5. A cada minuto anote a temperatura obtida na mistura. Faça isso por cinco minutos.

Discutindo os Resultados

1. O que aconteceu com a temperatura do sistema durante o processo?



Fonte: adaptado de CORREIA, 2017.

Em uma situação de não equilíbrio (não reversibilidade), o sentido de uma reação química, por definição, é dos reagentes para os produtos (reagentes → produtos).

Assim, ao observar a representação gráfica, chegamos à conclusão que:

O sentido da seta indica a variação de energia. No processo endotérmico a reação acontece a partir da absorção de calor

e a entalpia dos produtos é maior que a entalpia dos reagentes.

O sentido da seta indica a variação de energia. No processo exotérmico a reação acontece a partir da liberação de calor e a entalpia dos produtos é menor que a entalpia dos reagentes.

Os átomos ligam-se entre si para adquirir estabilidade eletrônica. Nesse processo, o átomo passa de uma situação de maior energia para outra de menor energia.

Quando dois átomos se ligam, há liberação de energia e, portanto, podemos concluir que o processo é exotérmico. Para romper essa ligação, os átomos devem absorver toda a energia liberada anteriormente, tornando o processo endotérmico.

A energia necessária para formar ou romper uma ligação entre átomos é conhecida como Energia de Ligação.

Para calcular a variação de energia da reação

$$2\ HCl_{(g)} + 1\ F_2 \rightarrow 2HF_{(g)} + Cl_{2(g)},$$

São dadas as seguintes informações:

LIGAÇÃO	ENTALPIA DE LIGAÇÃO (KJ/MOL)
H – Cl	-431,8
Cl – Cl	-242,6
H – F	-563,2
F – F	-153,1

Temos a reação:

2. H – Cl + 1. F – F → 2. H – F + 1. Cl – Cl

2x (-431,8) 1x (-153,1) →2x (-563,2)

1x (-242,6)

Vamos calcular a variação de entalpia dos reagentes e produtos:

-863,6 -153,1 →-1.126,4 -242,6

ΔH reagentes = -1.016,7 kJ

ΔH produtos = -1.369 kJ

Depois, vamos calcular a variação de entalpia:

$$\Delta H = H_P - H_R$$

$$\Delta H \text{ reação} = -1.369 \text{ kJ} - (-1.016,7 \text{ kJ})$$

$$\Delta H \text{ reação} = -352,3 \text{ kJ/mol}$$

Como a variação de entalpia teve resultado negativo, dizemos que o processo é exotérmico (CORREIA, 2017).

EXPERIMENTO A

1. *A temperatura dentro do copo aumentou.*

2. *O processo é químico, pois houve formação de uma nova substância. Isso é evidenciado pela palha de aço que, ao enferrujar, mudou de cor para marrom.*

Professor(a), este momento é oportuno para definir e explicar o processo de oxidação do ferro.

3. *Os reagentes são: oxigênio (do ar), ferro e vinagre (principalmente água e um pouco de ácido acético). O produto formado é o óxido de ferro (ferrugem).*

Professor(a), aproveite para demonstrar a equação química de oxidação do ferro:

$$4Fe + 3O_2 + 6H_2O \rightarrow 4Fe(OH)_3$$

O hidróxido de ferro será, então, transformado em óxido férrico hidratado (ferrugem):

$$2Fe(OH)_3 + (n\text{-}3)\ H_2O \rightarrow Fe_2O_3.n\ H_2O(s)$$

A formação da ferrugem (óxido de ferro hidratado = $Fe_2O_3.nH_2O$) ocorre em duas etapas.

4. *O que muda é a interação entre os átomos, que se rompem, formando novas substâncias.*

Para que aconteça reação química e formação de novas substâncias, é necessário haver liberação ou absorção de calor.

5. *O processo é exotérmico, pois houve liberação de calor para o meio.*

Anotações

Anotações

EXPERIMENTO B: "MAIS FRIO DO QUE O GELO"

1. A temperatura do sistema diminuiu durante o processo.
2. A água mudou de estado físico, passando de sólido (gelo) para líquido.
3. Trata-se de um processo ou fenômeno físico.
4. A energia vem da água líquida presente no copo e do ambiente.
5. O derretimento do gelo é um processo endotérmico, porque há absorção de calor.

ATIVIDADE 3 – APRENDENDO COM A PRÁTICA

1. a) Experimento A Processo exotérmico, $\Delta H < 0$ (negativo)
   b) Experimento B Processo endotérmico, $\Delta H > 0$ (positivo)

2. Durante esse processo houve absorção de energia, pois $\Delta H > 0$.

3. Durante esse processo houve liberação de energia, pois $\Delta H < 0$.

4. $Ca(OH)_{2(s)} + CO_{2(g)} \rightarrow CaCO_{3(s)} + H_2O_{(g)}$
   -986,1 -393,5 → -1.206,9 -241,8

   $H_{reagentes} = -986,1 + (-393,5) = -1.379,6$ kJ/mol
   $H_{produtos} = -1.206,9 + (-241,8) = -1.448,7$ kJ/mol
   $\Delta H_{reação} = H_{produtos} - H_{reagentes} = -1.448,7 - (-1.379,6)$
   $\Delta H_{reação} = -69,1$ kJ/mol

5. (2. H – C + 1. C = C) + (1.H - F) → (3. C - H + C=C + C -F)(2. -100 + 1. -200)+(1. -135) → 3. -100 +(-146) +(-116)

   -400 + (-135) → (-300 - 146 - 116)
   -400 - 135 → - 562
   Δ reagentes = -535 kcal/mol
   Δ produtos = -562 kcal/mol
   ΔH = -562 kcal/mol - (-535 kcal/mol)
   ΔH = -27 kcal/mol

2. O que mudou na água presente no gelo quando este derreteu?

3. O derretimento do gelo é um processo físico ou químico? Justifique.

4. De onde vem a energia necessária para derreter o gelo?

5. O derretimento do gelo é um processo endotérmico ou exotérmico?

ATIVIDADE 3 – APRENDENDO COM A PRÁTICA

1. De acordo com os resultados dos experimentos, identifique cada um dos processos como exotérmico ou endotérmico e, simbolicamente, a variação e energia (ΔH):

a) Experimento A: _____

b) Experimento B: _____

2. O valor envolvido em uma reação hipotética foi ΔH = + 30 kcal/mol. Durante esse processo houve liberação ou absorção de energia? Justifique.

3. O metano é um dos gases responsáveis pela aceleração do efeito estufa. Sua formação é representada pela equação química a seguir:

$$C_{(s)} + 2H_{2(g)} \rightarrow CH_{4(g)}\ \Delta H = -12{,}7\ kcal/mol$$

Durante esse processo houve liberação ou absorção de energia?

4. O CaO, ao ser misturado com água, produz $Ca(OH)_2$, que, ao reagir lentamente com o CO_2 da atmosfera, forma o calcário, material bastante utilizado pelos romanos como argamassa nas construções:

$$Ca(OH)_{2(s)} + CO_{2(g)} \rightarrow CaCO_{3(s)} + H_2O_{(g)}$$

SUBSTÂNCIA	ΔH_F (KJ/MOL)
$Ca(OH)_2$	-986,1
$CaCO_3$	-1.206,9
CO_2	-393,5
H_2O	-241,8

Anotações

AULAS 3 E 4
Por que a cor vai e volta?

1. HABILIDADES

- *Interpretar a constante de equilíbrio como uma relação que indica as concentrações relativas de reagente e produtos que coexistem em equilíbrio dinâmico.*
- *Reconhecer os fatores que alteram os estados de equilíbrio químicos: temperatura, pressão e mudanças na concentração de espécies envolvidas no equilíbrio.*
- *Prever como as alterações nas pressões modificam equilíbrios envolvendo fases líquidas e gasosas (solubilidade de gases em líquidos).*

2. Organização da Turma

As atividades podem ser realizadas em duplas, para facilitar a interação entre estudantes e professor(a). As discussões coletivas são muito importantes para o desenvolvimento dos estudantes.

3. Materiais Necessários

- ***Para o experimento:*** *2 copos transparentes, 1 garrafa de água mineral (vazia e com tampa) com capacidade de 500 mL, 2 colheres pequenas, bicarbonato de sódio, solução de repolho roxo, água e mangueira fina (mangueira de aquário).*

De acordo com os valores de variação de entalpia de formação (ΔH_f) fornecidos na tabela, determine a variação de energia resultante da formação do calcário e classifique o processo em endotérmico ou exotérmico.

5. Calcule a energia total envolvida na reação $C_2H_2 + HF \rightarrow C_2H_3F$, de acordo com os valores de energia de ligação fornecidos na tabela a seguir:

LIGAÇÃO	ENTALPIA DE LIGAÇÃO (KCAL/MOL)
C = C	-146
C – F	-116
C ≡ C	-200
C – H	-100
H – F	-135

AULAS 3 E 4
Por que a cor vai e volta?

Objetivos de Aprendizagem

- *Identificar transformações químicas como reversíveis ou não reversíveis por meio de experimento.*
- *Conceituar a constante de equilíbrio e saber aplicá-la na previsão da extensão das transformações.*

ATIVIDADE 1 – INICIANDO O ASSUNTO

Discuta com o(a) professor(a) e seus colegas as seguintes questões:

1. Uma floresta, após ser queimada, consegue retornar ao seu estado inicial em um tempo mínimo?
2. A água, depois que evapora, pode voltar ao que era antes?

- *Caderno do Estudante.*

Observações:

- *A solução de repolho roxo, utilizada como indicador ácido-base natural durante o experimento, deve ser preparada com antecedência pelo(a) professor(a).*

- ***Para preparar a solução de repolho roxo, você pode utilizar dois métodos:*** *ferver algumas folhas de repolho roxo com água e, em seguida, coar o líquido; ou bater algumas folhas no liquidificador e depois coar. Você obterá um indicador ácido-base que, na presença de uma solução neutra, apresenta coloração roxa. Quando*

o pH muda, sua coloração varia do vermelho ao amarelo-claro, tornando-se rosa/avermelhada em meio ácido e esverdeada em meio básico.

- *O repolho roxo pode ser substituído por extrato de hibisco ou jabuticaba.*

4. Iniciando

Caro(a) professor(a), incentive os estudantes a desenvolver um olhar científico e investigativo a fim de observar as mudanças de coloração — ou seja, a reversibilidade das reações — obtidas durante o experimento.

5. Desenvolvendo

Atividade 1 – Iniciando o assunto

Alguns agricultores usam em suas terras um procedimento chamado Queimada antes de fazer uma plantação. Uma floresta, depois de queimada, consegue voltar ao seu estado inicial?". Depois de ouvir as respostas dos estudantes, o(a) professor(a) deverá introduzir os conceitos de **processo reversível** e **processo irreversível**. Em seguida, fará as seguintes perguntas: "Levar um pudim ao forno até assar é um processo reversível ou irreversível?"; e "Aquecer um copo de leite é um processo reversível ou irreversível?".

Uma floresta, depois de queimada, não consegue voltar ao seu estado inicial. O mesmo acontece com o pudim após ser assado no forno. Já o leite, depois de aquecido, pode voltar à sua temperatura inicial (temperatura ambiente).

Temos, portanto, nos casos de transformação citados, processos reversíveis e irreversíveis.

Dizemos que um processo é reversível quando, após sua transformação, ele pode voltar ao seu estado inicial; e que o processo é irreversível quando, após sua transformação, ele não pode voltar ao seu estado inicial.

Atividade 2 – Experimento: "Que cor é essa, afinal?"

É importante realizar o experimento antes para verificar os pontos a serem discutidos sobre as mudanças de coloração observadas, as quais foram causadas pela adição de bicarbonato à água e pela interação entre o gás carbônico liberado e a solução contida no copo. Ainda, deve-se ter cuidado ao preparar o esquema de aparelhagem, o que exigirá o uso de uma faca ou material similar para perfurar a garrafa. Auxilie os estudantes durante a execução e, ao encaixar a mangueira, certifique-se de que não haja espaços entre a mangueira e a tampa, a fim de evitar o vazamento de gás.

É importante promover uma discussão que instigue os estudantes a buscar explicações e formular hipóteses para as mudanças observadas.

Atividade 3 – Aprendendo com a prática

Professor(a), nesta etapa você deverá conceituar equilíbrio químico a partir do levantamento prévio e das observações realizadas pelos estudantes durante a execução do experimento. Lembre-os de que o sistema pode ser físico, como acontece com a evaporação da água, ou químico, como ocorre com a queima da floresta. Os estudantes devem desenvolver os exercícios relacionando os conhecimentos adquiridos ao observar o experimento com os conceitos discutidos durante a aula.

6. Finalizando

Consideramos importante promover a discussão e a correção coletiva das atividades, de modo que os estudantes socializem com o(a) professor(a) e os colegas as descober-

Anotações

Anotações

tas e possíveis dúvidas surgidas ao longo do processo. Solicite aos estudantes a elaboração de um Mapa Mental a fim de facilitar a compreensão dos conceitos trabalhados, pois é hora de sistematizar as informações e organizar os conhecimentos obtidos.

O Mapa Mental é um instrumento de organização de conhecimentos pessoais que agrega informações de fácil entendimento. Para elaborar o Mapa Mental, o estudante deve estabelecer conexões entre os conteúdos trabalhados, organizando suas ideias. O Mapa pode ser constituído de desenhos, fotos e diferentes cores, tudo para ajudá-lo a visualizar e alcançar uma aprendizagem significativa.

Conversando sobre o assunto: Termoquímica

Como vimos anteriormente, uma reação química reversível é aquela que ocorre tanto no sentido de formação de produtos, quanto na formação de reagentes. Um exemplo é o que ocorre em uma garrafa de refrigerante fechada, simultaneamente a reação ocorre no sentido dos produtos, formando ácido carbônico, e, pela sua decomposição, no sentido dos reagentes, produzindo água e gás carbônico. Já uma reação de combustão, como a queima do gás de cozinha, ocorre apenas no sentido de formação dos produtos, obtendo-se gás carbônico e água.

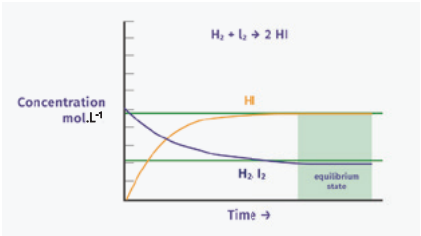
Reagentes → Produtos

A reação reversível pode ocorrer tanto no sentido direto, que é aquele de formação dos produtos, quanto no sentido inverso, que é aquele de formação dos reagentes.

Assim, a reação reversível é representada por uma dupla de setas, pois se desloca nos dois sentidos simultaneamente: dos reagentes para os produtos (reação direta) e dos produtos para os reagentes (reação inversa):

Reagentes ⇌ Produtos

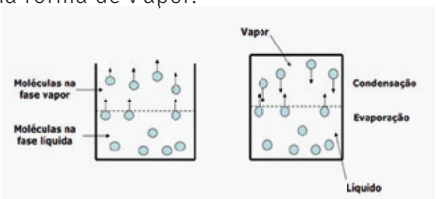
Sabemos que as reações podem acontecer em velocidades diferentes, dependendo da superfície de contato, da concentração dos reagentes, entre outros fatores. Quando a velocidade da reação direta é igual à velocidade da reação inversa, obtemos o **Equilíbrio Químico.** Uma vez atingido o equilíbrio, as concentrações dos reagentes e produtos não mais se alteram, ou seja, permanecem constantes. Já que o equilíbrio químico é dinâmico e, consequentemente, as reações continuam a acontecer, mas com velocidades iguais, não são observadas mudanças no sistema.



Fonte: AZZELLINI, 2011b.

Assim, dizemos que coexistem num mesmo sistema reagentes e produtos.

Observe o que acontece com a água ao ser aquecida em um ambiente fechado. Mesmo esse sendo considerado um processo físico, as moléculas de água no estado líquido coexistem com as moléculas na forma de vapor.



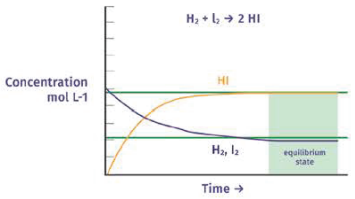
Fonte: AZZELLINI, 2011b.

Embora a velocidade da reação tenha atingido o equilíbrio, as concentrações de reagentes e produtos não são necessariamente iguais. Nesse caso, há uma relação entre eles, que é chamada constante de equilíbrio químico (K). (CHANG; GLODSBY, 2013).

EQUILÍBRIO QUÍMICO

(Adaptado de HALL, 2008)

As reações químicas podem ocorrer em diferentes velocidades. Quando a velocidade da reação direta é igual à velocidade da reação inversa, obtemos a situação de Equilíbrio Químico. Uma vez atingida a situação de equilíbrio químico, as concentrações dos reagentes e produtos não mais se alteram, ou seja, permanecem constantes. Entretanto, a reação continua ocorrendo no sentido direto e inverso.



Fonte: AZZELLINI, 2011b.

Embora a velocidade da reação tenha atingido o equilíbrio químico, as concentrações de reagentes e produtos não são necessariamente iguais. Nesse caso, há uma relação entre eles chamada constante de equilíbrio químico (K) (CHANG; GLODSBY, 2013).

$$*K = \frac{[produtos]^P}{[reagentes]^R}$$

K = Constante de Equilíbrio,
P = Coeficientes estequiométricos das substâncias identificadas como Produtos,
R = Coeficientes estequiométricos das substâncias identificadas como Reagentes.

ATIVIDADE 2 – EXPERIMENTO: "QUE COR É ESSA, AFINAL?"

Realize o experimento de acordo com as orientações de seu/sua professor(a).

Materiais Necessários

2 copos transparentes; Bicarbonato de sódio; 3 comprimidos efervescentes; Água; 1 colher (café) para medida; Solução de repolho roxo; Fita adesiva ou fita veda-rosca; Mangueira fina (mangueira de aquário); 1 garrafa de água mineral (vazia e com tampa) com capacidade de 500 mL

Procedimento

1. Faça um furo na tampa da garrafa plástica grande o suficiente para passar a mangueira. Vede o furo com fita adesiva para evitar o vazamento de gás.
2. Coloque cerca de 300 mL de água na garrafa e reserve.
3. Em cada um dos copos, coloque cerca de 150 mL de água.
4. Acrescente algumas gotas de solução de repolho roxo a cada copo.
5. Adicione aos dois copos uma medida pequena de colher de bicarbonato. Agite e observe a coloração das soluções.
6. Um dos copos será utilizado para o restante do experimento e o outro será usado como comparativo.
7. Adicione 3 comprimidos efervescentes à garrafa **e tampe-a rapidamente**.
8. Coloque a extremidade da mangueira dentro do copo que contém a solução preparada anteriormente em um dos copos (item 6) e deixe borbulhar o gás carbônico que está sendo liberado da garrafa.
9. Observe o que aconteceu com a solução.
10. Quando cessar a liberação de gás da garrafa, aproxime os dois copos e compare a coloração obtida ao final da reação.

$$*K = \frac{[Produtos]^P}{[Reagentes]^R}$$

K = Constante de Equilíbrio, P = Coeficientes estequiométricos das substâncias identificadas como Produtos, R = Coeficientes estequiométricos das substâncias identificadas como Reagentes.

Em que n = coeficiente da equação química balanceada.

Para a reação: $aA + bB \rightleftharpoons cC + dD$,

Temos a seguinte constante de equilíbrio:

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

Portanto, para a reação $2\ N_2O_5 \Leftrightarrow 4\ NO_2 + O_2$, a expressão da constante de equilíbrio é:

$$K = \frac{[NO_2]^4 \times [O_2]^1}{[N_2O_5]^2}$$

Como podemos interpretar a constante de equilíbrio?

CONSTANTE DE EQUILÍBRIO (K)	
K > 1	K < 1
Haverá mais moléculas de produtos	Haverá mais moléculas de reagentes

Assim, a constante de equilíbrio pode indicar se haverá maior concentração de reagentes ou maior formação de produtos.

A constante de equilíbrio químico pode ser determinada pela relação entre produtos e reagentes, levando em consideração a concentração $mol.L^{-1}$ ou as pressões parciais dos gases que participam da reação. Deve-se, porém, estar atento a algumas condições especiais:

Para Kc, participam apenas as concentrações em quantidade de matéria que podem sofrer variação, como em sistemas gasosos e soluções líquidas.

Para Kp, participam apenas as substâncias que se encontram no estado gasoso, pois levam-se em consideração as pressões parciais dos gases.

ATIVIDADE 2 – *EXPERIMENTO: "QUE COR É ESSA, AFINAL?"*

- *A cor obtida é verde-azulado, e a solução de bicarbonato apresenta pH = 8, levemente alcalino.*
- *Observamos a cor amarelo-clara.*

ATIVIDADE 3 – AGORA É COM VOCÊ

O refrigerante é uma solução que contém gases dissolvidos no líquido. Ao abrir a garrafa de refrigerante, observa-se uma alteração na pressão e a liberação de gás ou o derramamento do líquido, causando um desequilíbrio. Nesse caso o sistema é irreversível, pois uma parte dos constituintes foi liberada.

Professor(a), neste momento é importante retomar o conceito de solubilidade de gases, segundo o qual o aumento de temperatura ou a agitação das moléculas reduzem a concentração de gases dissolvidos no sistema.

Ter conhecimento da concentração dos reagentes e produtos permite controlar o processo industrial, determinando o rendimento e quantificando as substâncias e o equilíbrio térmico das reações.

3. *Gabarito: Letra c, pois, quanto maior o valor de Kc, maior a concentração do produto.*

4. *O sal (cloreto de cobalto) absorve a umidade do ar, hidratando-se e formando o $[Co(H_2O)_6]^{-2}(aq)$, que tem coloração rosa.*

$$K = \frac{[[Co(H_2O)_6]^{-2}] \times [Cl^{-1}]^4}{[(CoCl_2)^{-2}]}$$

5. *Gabarito: Letra b.*

6.

$$Kc = \frac{(NO)^2}{(O_2) \times (N_2)}$$

$$Kc = \frac{(1)^2}{(2) \times (0,8)}$$

$$Kc = \frac{1}{1,6}$$

$$Kc = 0,625$$

Discutindo os Resultados

1. Qual a cor obtida ao acrescentar bicarbonato de sódio aos copos?

2. Que cor observamos no copo que esteve em contato com o gás liberado da garrafa?

ATIVIDADE 3 – AGORA É COM VOCÊ

Para responder às questões, leve em consideração o que estudamos.

1. (ENEM 2010) Sabemos que os processos reversíveis são aqueles que, após transformação, voltam ao estado inicial e que os irreversíveis são aqueles que não voltam ao estado inicial. Imagine que você derrubou uma garrafa plástica de refrigerante no chão. O que acontecerá com o sistema ao abri-la logo em seguida? Nesse momento, o processo pode ser considerado reversível? (ADAPTADO DE BRASIL, 2010).

2. Qual a importância de saber a concentração dos reagentes e produtos em uma reação química?

3. A amônia (NH_3) é a principal matéria-prima para a produção de fertilizantes nitrogenados. A estratégia básica para a sua produção é combinar o gás hidrogênio (H_2) com o gás nitrogênio (N_2) em alta temperatura e pressão. Analise as constantes de equilíbrio (K) a seguir e aponte qual é a mais economicamente viável para ser desenvolvida em uma produção industrial. Justifique a sua resposta.

a) 10
b) 0,01
c) 120
d) 4
e) 50

4. (UFMG - Adaptado) O "galinho do tempo" foi muito utilizado nas residências para simbolizar a mudança de tempo, indicando se iria ou não chover, pois sua cor se altera de acordo com a umidade do ar. Nele encontramos um sal, chamado cloreto de cobalto ($CoCl_2$), e água. Com a umidade do ar, sua cor passa de azul a rosa, segundo a equação:

$$(CoCl_2)^{-2}_{(aq)} + 6\ H_2O_{(l)} \underset{V_i}{\overset{V_d}{\rightleftharpoons}} [Co(H_2O)_6]^{-2}_{(aq)} + 4\ Cl^{-1}_{(aq)}$$

Azul — Rosa

AULAS 5 E 6

Alterando o estado de equilíbrio químico

1 - HABILIDADES

Reconhecer os fatores que alteram os estados de equilíbrio químicos: temperatura, pressão e mudanças na concentração de espécies envolvidas no equilíbrio.

Prever como as alterações nas pressões modificam equilíbrios envolvendo fases líquidas e gasosas (solubilidade de gases em líquidos).

Organização da Turma

As atividades podem ser realizadas em duplas. Os agrupamentos são mais indicados, pois as discussões coletivas são muito importantes para o desenvolvimento dos estudantes.

a) Explique o que acontece nesse processo em termos de equilíbrio químico.

b) Levando em consideração os participantes dessa reação química, elabore a expressão da constante de equilíbrio.

5. Observe a seguinte reação química:

$$2NO_{(g)} + 1\,Br_{2(g)} \rightleftharpoons 2\,NOBr_{(g)}$$

Qual a representação correta para Kc?

a) $Kc = \dfrac{[NOBr]}{[NO] \times [Br_2]}$

b) $Kc = \dfrac{[NOBr]^2}{[NO]^2 \times [Br_2]}$

c) $Kc = 2\,[NO]^2 \times [Br_2]$

d) $Kc = [NO]^2 \times [Br_2]$

e) $Kc = \dfrac{[2\,NOBr]^2}{[2\,NO]^2 \times [Br_2]}$

6. Determine o valor de Kp da reação a seguir, levando em consideração as pressões parciais dos gases que dela participam: 0,8 atm de N_2, 2 atm de O_2 e 1 atm de NO.

Anotações

AULAS 5 E 6

Alterando o estado de equilíbrio químico

Objetivo de Aprendizagem

- *Comprovar através de experimentos simples os fatores que alteram o equilíbrio das espécies que participam de uma reação química.*

ATIVIDADE 1 – INICIANDO O ASSUNTO

Discuta com o(a) professor(a) e seus colegas as seguintes questões:

1. Você conhece um tipo de óculos cujas lentes escurecem em ambientes ensolarados e clareiam em ambientes fechados?

2. Você consegue imaginar por que essa mudança acontece?

DESLOCAMENTO DE EQUILÍBRIO

(Adaptado de AZZELLINI, 2011a)

O **Equilíbrio Químico** existe para as reações reversíveis, ou seja, quando o reagente passa a ser produto e o produto pode voltar a ser reagente.

Quando a rapidez da reação direta (reagentes → produtos) se iguala à da reação inversa (produtos → reagentes), dizemos que o sistema atingiu o equilíbrio químico.

O sistema permanece em equilíbrio até que um fator externo seja capaz de perturbá-lo, determinando uma maior ou menor quantidade do produto desejado. Quando isso ocorre, o produto se desloca no sentido de anular essa perturbação, procurando voltar ao equilíbrio. Esse princípio é chamado Le Chatelier.

Os fatores que podem abalar o equilíbrio de um sistema químico são a variação de temperatura, concentra-ção e pressão.

ATIVIDADE 2 – FAZENDO CIÊNCIAS

(ENEM 2010) Às vezes, ao abrir um refrigerante, percebe-se que uma parte do produto vaza rapidamente pela extremidade do recipiente. A explicação para esse fato está relacionada à perturbação do equilíbrio químico existente entre alguns ingredientes do produto, de acordo com a equação:

Materiais Necessários

- ***Para o experimento:***

1 copo transparente, água, fenolftaleína, canudo, bicarbonato de sódio, 1 colher pequena (para medida).

- *Caderno do Estudante.*

Observações:

- *A fenolftaleína pode ser substituída por outro indicador natural, como extrato ou solução de repolho roxo, extrato de hibisco ou jabuticaba, azul de metileno 1%, alaranjado de metil a etc. As colorações obtidas vão variar de acordo com indicador utilizado. Independentemente do indicador escolhido, é importante testá-lo antes da realização do experimento.*

Iniciando

Caro(a) professor(a), incentive os estudantes a desenvolver um olhar científico e investigativo a fim de observar as mudanças de coloração obtidas durante o experimento.

Desenvolvendo

Atividade 1 – Iniciando o assunto

Inicie a aula fazendo as seguintes perguntas aos estudantes: "Vocês conhecem um tipo de óculos cujas lentes escurecem em ambientes ensolarados e clareiam em ambientes fechados?"; e "Vocês sabem por que isso ocorre?".

Discuta com a turma as hipóteses levantadas, esclarecendo que as lentes comuns utilizam um vidro constituído pela reação entre o carbonato de sódio (Na_2CO_3), o calcário ($CaCO_3$) e a sílica (SiO_2) da areia, formando sais de sódio e cálcio. Já os vidros fotocromáticos, utilizados na

confecção das lentes fotossensíveis, apresentam na sílica sais de cloreto de prata e uma pequena quantidade de íons cobre I, segundo a equação de equilíbrio:

$$\underset{\text{Clara}}{2\,Ag^{+} + 2\,Cl^{-1}} \underset{\text{Escura}}{\rightleftharpoons 2\,Ag^{0} + Cl_2}$$

Quando as lentes dos óculos entram em contato com a radiação solar, o aumento da temperatura provoca um desequilíbrio que leva à formação da prata metálica (Ag^0). Esse deslocamento do equilíbrio no sentido da reação direta faz escurecer a lente. As lentes fotossensíveis são prescritas para pacientes que têm sensibilidade à exposição aos raios ultravioleta (UV).

Atividade 2 – Experimento: "Deslocando o equilíbrio químico"

É importante que o experimento seja realizado antes para verificar os pontos de atenção a serem discutidos, como as mudanças de cor, a liberação de gás e a formação do ácido carbônico, comprovado pela mudança da cor da solução quando a água entra em contato com o gás carbônico.

Professor(a), tome cuidado para que os estudantes não inspirem o ar pelo canudo, evitando a ingestão da solução.

Durante a realização do experimento, os estudantes devem ser instigados a elaborar hipóteses, pesquisar e discutir as questões apresentadas e outras que você julgar pertinentes.

Atividade 3 – Aprendendo com a prática

Professor(a), nesta etapa você deverá conceituar deslocamento de equilíbrio químico, relacionando o conhecimento adquirido no levantamento prévio com as observações feitas pelos estudantes durante a execução do experimento. É importante retomar os conceitos discutidos nas aulas 3 e 4, como "processos reversíveis" (que podem ser regenerados) e "equilíbrio químico" (sistema no qual há coexistência de reagentes e produtos).

6. Finalizando

Consideramos importante promover a discussão e a correção coletiva das atividades, de modo que os estudantes socializem com o(a) professor(a) e os colegas as descobertas e possíveis dúvidas surgidas ao longo do processo. Solicite aos estudantes a elaboração de um Mapa Conceitual como forma avaliativa dos conceitos trabalhados nesta sequência de aulas.

Mapa Conceitual é um método de estudo que ajuda a memorizar rapidamente o conteúdo e a relacionar os conceitos entre si através de palavras-chave ou pequenas frases, de forma estratégica e cronológica. Enquanto o Mapa Mental é mais pessoal, agregando informações de fácil entendimento para a pessoa que o montou — e nem sempre para o outro —, o Mapa Conceitual almeja a compreensão do conteúdo por mais pessoas.

Conversando sobre o assunto: Deslocamento de equilíbrio químico

(Adaptado de AZZELLINI, 2011a)

Como vimos nas aulas anteriores, no **Equilíbrio Químico** há a coexistência de reagentes e produtos num mesmo sistema, ou seja, as substâncias reagem formando os produtos ao mesmo tempo que os produtos reagem entre si reconstruindo os reagentes. Quando a velocidade da reação direta (reagentes → produtos) se iguala à da reação inversa (produtos → reagentes), dizemos que o sistema atingiu o equilíbrio químico.

O sistema permanece em equilíbrio até que um fator externo seja capaz de perturbá-lo, determinando uma maior ou menor

Anotações

Anotações

quantidade do produto desejado. Quando isso ocorre, o produto se desloca no sentido de anular essa perturbação, procurando voltar ao equilíbrio. Esse princípio é chamado L e Chatelier.

Os fatores que podem abalar o equilíbrio de um sistema químico são a variação de temperatura, concentração e pressão.

Variação da temperatura

Observe o exemplo da reação de aquecimento do $N_2O_{4(g)}$, gás incolor:

$N_2O_{4(g)} \rightleftharpoons 2\ NO_{2(g)}$ $\Delta H>0$ (endotérmica)

incolor castanho

Ao aquecer o gás no sistema, haverá aumento de temperatura, o que favorecerá o sentido da reação endotérmica $\Delta H > 0$(da esquerda para a direita na equação de equilíbrio). Isso provocará a diminuição da concentração de N_2O_4 e o aumento da concentração de NO_2, tornando o gás castanho.

Se o mesmo sistema for resfriado, a diminuição da temperatura favorecerá o sentido da reação exotérmica $\Delta H < 0$ (da direita para a esquerda na equação de equilíbrio), com diminuição da concentração de NO_2 e aumento da concentração de N_2O_4, fazendo com que o gás volte a ser incolor.

Variação da concentração

Vamos analisar o que ocorre se variarmos as concentrações dos reagentes ou produtos na reação a seguir:

$$H_{2(g)} + CO_{2(g)} \rightleftharpoons H_2O_{(g)} + CO_{(g)}$$

Se aumentarmos a concentração de um dos reagentes, haverá maior formação de produtos e, assim, o equilíbrio se deslocará no sentido da reação direta. Da mesma forma, se aumentarmos a quantidade de produtos, o equilíbrio se deslocará no sentido da reação inversa (da direita para a esquerda).

Porém, se retirarmos ou diminuirmos a concentração dos reagentes, a quantidade de reagentes será menor e, assim, o equilíbrio se deslocará no sentido da reação inversa, a fim de repor essas substâncias. Se diminuirmos a concentração dos produtos, o equilíbrio tenderá a se deslocar no sentido da reação direta (da esquerda para a direita), a fim de formar mais produtos.

Variação da pressão

Fonte: adaptado de CHANG; GLODSBY, 2013.

Como vimos na figura, volume e pressão são inversamente proporcionais, ou seja, quanto maior a pressão sofrida pelo sistema, menor o volume molar do gás.

Em geral, o aumento de pressão (diminuição no volume) favorece a reação em que ocorre redução do número total de mols de gases (reação direta), enquanto a diminuição de pressão (aumento no volume) favorece a reação em que ocorre aumento do número total de mols de gases (reação inversa).

A quantidade de uma substância no estado gasoso é proporcional aos coeficientes da reação balanceada. Se levarmos em consideração o volume (molar) de cada um dos participantes dessa reação, teremos:

$$N_2O_4(g) \rightleftharpoons 2\ NO_2(g)$$

1 volume 2 volumes

Se aumentarmos a pressão desse sistema em equilíbrio, a reação que contém menor volume molar (reação inversa) será favorecida; se, ao contrário, diminuirmos a pressão, a reação que contém maior volume molar (reação direta) será favorecida.

Reações que não apresentam variação

$$CO_{2(g)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_2CO_{3(aq)}$$

A alteração do equilíbrio anterior, relacionada ao vazamento do refrigerante nas condições descritas, tem alguma consequência? (ADAPTADO DE BRASIL, 2010).

Discuta o Tema Com o(a) Professor(a) e os Colegas.
De acordo com as orientações do(a) professor(a), realize o experimento "Deslocando o equilíbrio químico".

Materiais Necessários

- 1 copo transparente;
- Água;
- Fenolftaleína;
- Canudo;
- Bicarbonato de sódio;
- 1 colher pequena (para medida)

Procedimento

1. Dissolva uma colher de sopa de bicarbonato de sódio em cerca de 100 mL de água.
2. Adicione algumas gotas de fenolftaleína.
3. Observe a coloração obtida.
4. Com o auxílio do canudo, sopre dentro da solução até que a cor desapareça.

Discutindo os Resultados

1. Qual a cor obtida ao adicionar fenolftaleína à solução que continha bicarbonato de sódio?

2. Que substância foi liberada quando você soprou dentro do recipiente?

3. Qual foi o produto formado quando o gás entrou em contato com a água?

4. A equação química obtida ao final do experimento é:

$$\underset{\text{Rósea}}{H_2CO_{3(aq)}} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons \underset{\text{Incolor}}{HCO_3^-{}_{(aq)} + H_3O^+_{(aq)}}$$

Com base no conceito estudado de equilíbrio químico, como você explica a mudança da coloração de rósea para incolor?

do número de mols de gás (variação de pressão ou de volume molar) não causarão desequilíbrio no sistema.

Exemplo:

$$H_{2(g)} + F_{2(g)} \rightleftharpoons 2HF_{(g)}$$

2 volumes 2 volumes

Referências

AZZELLINI, G. C. **Deslocamento da posição do equilíbrio –** Princípio de Le Chatelier. 2011a. Disponível em: <http://www2.iq.usp.br/docente/gcazzell/QFL4020_Aulas/EQ_Parte2.pdf>. Acesso em: 23 out. 2020.

ATIVIDADE 2 – *FAZENDO CIÊNCIAS*

1. *A cor obtida é rósea.*

2. *Foi liberado gás carbônico.*

3. *Foi formado ácido carbônico.*

4. *A coloração muda de rósea para incolor porque há um aumento na concentração de gás carbônico (CO_2). Ao entrar em contato com a água, o CO_2 forma o ácido carbônico.*

Professor(a), explique aos estudantes que a fenolftaleína se torna incolor em meio ácido e rósea em meio básico.

Anotações

ATIVIDADE 3 – AGORA É COM VOCÊ

Vamos responder às questões a seguir, considerando o que estudamos.

1. A amônia é obtida a partir do método Haber-Bosch. Em mais um exemplo do impacto da Química sobre a sociedade, esse composto é considerado uma importante matéria-prima para a produção de explosivos, fertilizantes e corantes, de acordo com a reação:

$$1\ N_{2(g)} + 3\ H_{2(g)} \rightleftharpoons 2\ NH_{3\ (g)}\ \Delta H = -22\ Kcal$$

Observe os efeitos da temperatura e da pressão na produção de amônia pelo método Haber-Bosch (% NH_3 no equilíbrio):

°C	K	10 ATM	50 ATM	100 ATM	300 ATM
200	0,4	51	74	82	90
300	4×10^{-3}	15	39	52	71
400	2×10^{-4}	4	15	25	47

Complete a tabela a seguir, indicando o sentido em que o equilíbrio se desloca de acordo com as seguintes perturbações:

CONCENTRAÇÃO DE:	EQUILÍBRIO
a) Nitrogênio diminui.	
b) Amônia aumenta.	
c) Nitrogênio aumenta.	
d) Hidrogênio aumenta.	
e) Amônia diminui.	

2. Indique em qual das reações abaixo deslocará o equilíbrio para a direita após sofrer aumento de pressão, por quê?

I. $1\ NH_{3(g)} + 3\ HCl_{(g)} \rightleftharpoons 2\ NH_4Cl_{(s)}$
II. $2H_{2(g)} + O_{2(g)} \rightleftharpoons 2\ H_2O_{(g)}$
III. $CaCO_{3(s)} \rightleftharpoons CaO_{(s)} + 1CO_{2(g)}$

a) I, II e III
b) II
c) I e III
d) II e III
e) Todas as anteriores

Atividade 3 – Agora é com você

1.

CONCENTRAÇÃO DE:	EQUILÍBRIO
a) Nitrogênio diminui.	Desloca-se para a esquerda a fim de repor o reagente (N_2).
b) Amônia aumenta.	Desloca-se para a esquerda a fim de produzir maiores concentrações de reagentes.
c) Nitrogênio aumenta.	Desloca-se para a direita a fim de produzir maior quantidade de produtos.
d) Hidrogênio aumenta.	Desloca-se para a direita a fim de produzir maior quantidade de produtos.
e) Amônia diminui.	Desloca-se para a direita a fim de produzir maior quantidade de produtos (amônia).

2. *Gabarito: A alternativa correta é a letra b, pois o equilíbrio se deslocará para a reação que contém menor volume de gás (I - 2 NH_4Cl é sólido e não um gás; III - $CaCO_{3(s)}$ é sólido, e não há gases nos reagentes).*

Anotações

3. *Gabarito: A alternativa correta é a letra d, porque em altitudes elevadas a baixa pressão atmosférica determina que o ar seja rarefeito, o que diminui a pressão parcial de oxigênio no sangue.*

4. *A produção de amônia será favorecida se houver diminuição da temperatura — já que a reação é exotérmica — e aumento da pressão — visto que a quantidade de matéria (ou volume molar) de gases reagentes é maior do que a quantidade de gases produzidos.*

5. ***a)*** *A afirmação é correta, pois a solubilidade de gases é maior em baixas temperaturas, havendo maior concentração de CO_2. Com isso, há deslocamento de equilíbrio para a direita, o que determina maior consumo de $CaCO_3$.*

b) *A afirmação é falsa, pois, como há pouco CO_2 nos mares quentes, há pouco $CaCO_3$ dissolvido.*

3. (ENEM 2015). Hipoxia ou mal das alturas consiste na diminuição de oxigênio (O_2) no sangue arterial do organismo. Por essa razão, muitos atletas apresentam mal-estar (dores de cabeça, tontura, falta de ar etc.) ao praticar atividade física em altitudes elevadas. Nessas condições, ocorrerá uma diminuição na concentração de hemoglobina oxigenada (HbO_2) em equilíbrio no sangue, conforme a relação (ADAPTADO DE BRASIL, 2015):

$$Hb_{(aq)} + O_{2\,(aq)} \rightleftharpoons HbO_{2\,(aq)}$$

A alteração da concentração de hemoglobina oxigenada no sangue ocorre por causa do(a):

a) Elevação da pressão arterial.
b) Aumento da temperatura corporal.
c) Redução da temperatura do ambiente.
d) Queda da pressão parcial de oxigênio.
e) Diminuição da quantidade de hemácias.

4. Analise a tabela a seguir:

$$N_{2(g)} + 3\ H_{2(g)} \rightleftharpoons 2\ NH_{3(g)}\ \Delta H = < 0$$

°C	K	10 ATM	50 ATM	100 ATM	300ATM
200	0,4	51	74	82	90
300	4×10^{-3}	15	39	52	71
400	2×10^{-4}	4	15	25	47

Responda à questão:
Para que haja avanço no processo tecnológico, é de suma importância o controle das reações químicas. É possível prever quais são as melhores condições para obter um alto rendimento na produção de amônia (NH_3)?

_____. **Equilíbrio químico**. 2011b. Disponível em: <http://www2.iq.usp.br/docente/gcazzell/QFL4020_Aulas/EQ_Parte1.pdf>. Acesso em: 23 out. 2020

BRASIL. Ministério da Educação. **Exame nacional do ensino médio:** documento básico. Brasília: INEP, 2010. Acesso em: 23 out. 2020.

_____. **Exame nacional do ensino médio:** documento básico. Brasília: INEP, 2015. Disponível em: <download.inep.gov.br/educacao_basica/enem/provas/2015/CAD_ENEM%20 2015_DIA%20 1_01_AZUL.pdf>. Acesso em: 31 out. 2020.

CHANG, R.; GOLDSBY, K. A. Equilíbrio Químico. In: _____. **Química**. 11. ed. São Paulo: AMGH, 2013. p 623-628. Disponível em: <https://edisciplinas.usp.br/pluginfile.php/5337567/mod_resource/content/1/

5. Os corais são encontrados somente em águas quentes. Um dos seus componentes, o carbonato de cálcio, $CaCO_{3(s)}$, coexiste em equilíbrio, segundo a reação:

$$CaCO_{3(s)} + CO_{2(g)} + H_2O_{(g)} \rightleftharpoons Ca(HCO_3)_{2(aq)}$$

Classifique as afirmações a seguir em verdadeiras ou falsas e justifique suas respostas:

a) Em mares frios quase não se encontram corais, pois há pouco $CO_{2(g)}$ dissolvido na água e o equilíbrio se desloca para a direita, consumindo o $CaCO_{3(s)}$, um dos componentes desses organismos.

b) Em mares quentes há pouco $CO_{2(g)}$ dissolvido, o que provoca a dissolução do $CaCO_{3(s)}$.

Raymond%20Chang%2C%20Kenneth%20A.%20Goldsby%20-%20Qu%C3%ADmica-AMGH%20%282013%29-653-893.pdf>. Acesso em: 23 out. 2020.

CIENSAÇÃO. **Mais frio do que o gelo**. Disponível em: <https://www.ciensacao.org/experimento_mao_na_massa/e5023cp_colderThanIce.html>. Acesso em: 24 out. 2020.

CORREIA, P. **Termodinâmica química**. 2017. Disponível em: <https://edisciplinas.usp.br/pluginfile.php/3891386/mod_resource/content/3/170105-Termo1-Paulo.Correia-Slides.pdf>. Acesso em: 21 out. 2020.

HALL, P. **Equilíbrio químico**. 2008. Disponível em: <http://www.iq.usp.br/fmvichi/html/topico05>. Acesso em: 23 out. 2020.

SÃO PAULO (Estado). Secretaria da Educação (SE). **Currículo Paulista**. São Paulo: SE, 2020. Disponível em: <https://efape.educacao.sp.gov.br/curriculopaulista/ensino-medio/materiais-de-apoio/>. Acesso em: 16 out. 2020.

_____. **Matriz de avaliação processual:** biologia, física e química, ciências da natureza; encarte do professor. São Paulo: SE, 2016. p. 48.

_____. **Matrizes de referência para a avaliação Saresp:** documento básico. São Paulo: SE, 2019. Disponível em: <https://saresp.fde.sp.gov.br/Arquivos/MatrizReferencia_2019.pdf>. Acesso em: 15 out. 2020.

UNIVERSIDADE DE SÃO PAULO. Laboratório de Química Ambiental. **Combustão e energia,** c2006. Disponível em:<http://www.usp.br/qambiental/combustao_energia.html>. Acesso em: 25 out. 2020.

Anotações

SEQUÊNCIA DE ATIVIDADE 2

Anotações

Olá Professor(a)!

Elaboramos esta Sequência de Atividades tendo como fundamento o desenvolvimento das habilidades essenciais propostas para o 2º bimestre da 3ª série do Ensino Médio (Currículo do Estado de São Paulo, 2011):

- *Utilizar valores de escala de pH para classificar soluções aquosas como ácidas, básicas e neutras (25 °C).*
- *Calcular valores de pH a partir das concentrações de H^+ e vice-versa.*

A escolha das habilidades também considera a retomada e o aprofundamento das aprendizagens dos anos finais do Ensino Fundamental (Currículo Paulista, 2019) e séries anteriores do EM, visando minimizar as fragilidades apresentadas pelos estudantes. Assim, serão elencadas as habilidades suporte:

- **(EF04CI01)** *Identificar misturas na vida diária, com base em suas propriedades físicas observáveis, reconhecendo sua composição.*
- **(EF06CI01)** *Classificar como homogênea ou heterogênea a mistura de dois ou mais materiais, a partir da observação e da comparação das características e propriedades de diferentes materiais, por meio da execução de experimentos simples como a mistura de água e sal , água e areia, dentre outros.*
- ***2ª série EM:*** *identificar e explicar os procedimentos envolvidos no tratamento de água.*
- **H19.** *(SARESP) Utilizar valores de escala de pH para classificar soluções aquosas como ácidas, básicas e neutras (25 ºC) e calcular valores de pH a partir das concentrações de H^+ e vice-versa.*
- **H40.** *(SARESP) Aplicar conceitos de separação de misturas, de solubilidade, de transformação química para compreender os processos envolvidos no tratamento da água para consumo humano e em outras situações cotidianas.*

As atividades práticas indicadas, sempre que possível, devem ser realizadas pelos estudantes, adaptando-as à realidade de cada turma e do ambiente escolar; e os procedimentos que exigirem maiores cuidados devem ser realizados pelo(a) professor(a).

A Sequência Didática está organizada em três temas distintos:

AULA/TEMPO	ATIVIDADE
Aulas 1 e 2	Investigando a água mineral: substância pura ou mistura?
Aulas 2 e 3	Tratamento de água.
Aulas 3 e 4	Classificando soluções aquosas como ácidas, básicas ou neutras.

Esperamos que esse material venha enriquecer ainda mais as suas aulas.

Bom trabalho!

Anotações

AULAS 1 E 2

Investigando a água mineral: substância pura ou mistura?

HABILIDADES

- *Utilizar valores de escala de pH para classificar soluções aquosas como ácidas, básicas e neutras (25 ”C). Calcular valores de pH a partir das concentrações de H^+ e vice-versa.*

ORGANIZAÇÃO DA TURMA

- *As atividades podem ser realizadas em duplas, com a turma organizada em semicírculo para facilitar a interação entre estudantes e professor(a). Os agrupamentos são mais indicados, pois as discussões coletivas são muito importantes para o desenvolvimento dos estudantes.*
- *Apresente para toda a turma alguns rótulos de marcas de águas diferentes. Solicite que comparem as diferenças e semelhanças, como concentração de sais e pH.*

MATERIAIS NECESSÁRIOS

- ***Para a aula prática:*** *rótulo de água mineral.*
- *Material do estudante.*

OBSERVAÇÕES

- *Providencie com antecedência alguns rótulos de água mineral para disponibilizar aos estudantes que por ventura não trouxerem.*

INICIANDO

Caro(a) professor(a), incentive os estudantes a desenvolverem um olhar científico e investigativo, de modo que identifiquem as substâncias presentes na água mineral, classificando-a como uma mistura homogênea. Para isso, siga as orientações descritas na **ATIVIDADE 1** a seguir. É de suma importância para a discussão entre os estudantes ao compararem as diferentes características dos rótulos apresentados, o que trará maior contribuição à construção da aprendizagem.

ATIVIDADE 1 – Professor(a), inicie a aula perguntando aos estudantes: “Vocês conhecem alguma fonte de água mineral?” e “Quais as características que classificam a água como mineral?”. Escreva na lousa as principais contribuições. Informe que a Anvisa (Agência Nacional de Vigilância Sanitária) define como água mineral natural a água obtida diretamente de fontes naturais ou por extração de águas subterrâneas. A Anvisa destaca ainda que uma das principais características da água mineral é o conteúdo definido e constante de determinados sais minerais. Os principais

Química | Sequência de Atividade 2

AULAS 1 E 2

Investigando a Água Mineral: Substância Pura ou Mistura?

Objetivos de Aprendizagem

- *Identificar misturas por meio da observação de um rótulo de água mineral.*
- *Classificar misturas em homogêneas e heterogêneas em situações do cotidiano.*

1 – INICIANDO O ASSUNTO

Discuta com o(a) professor(a) e seus colegas as seguintes questões:

a) Você conhece alguma fonte de água mineral?
b) Quais as características que classificam a água como mineral?

2 – INVESTIGANDO

Olá, você já percebeu que nos rótulos das embalagens dos alimentos existem várias informações? O que elas geralmente nos trazem? Será que todo alimento possui a mesma tabela?
Quanto à água, que se trata de uma substância vital para nós, seres humanos, quais informações são trazidas em seu rótulo? O que a informação sobre o pH nos traz? O que é pH? Qual a importância de se conhecer o valor de pH? Vamos investigar?

ÁGUA MINERAL: SUBSTÂNCIA PURA OU MISTURA?

Fonte: Freepik.com.

De acordo com o rótulo de uma água mineral, responda às questões abaixo:

a) De que fonte é proveniente essa amostra de água mineral?

b) A concentração comum ou concentração é dada pela razão entre a massa do soluto e o volume da solução. Como estão expressas as concentrações das substâncias presentes na composição química da água? Quais as unidades de medidas utilizadas?

c) Indique quatro substâncias químicas que se encontram em maior quantidade na água mineral, ou seja, que apresentam maior concentração?

parâmetros utilizados para caracterizar fisicamente as águas naturais são a cor, a turbidez, os níveis de sólidos em suas diversas frações, a temperatura, o sabor e o odor. As águas minerais brasileiras, diferentemente das europeias, possuem poucos sólidos dissolvidos. A composição química da água depende das características de suas fontes. Discuta ainda sobre a importância da conservação do meio ambiente e sobre a preservação da água, que está se tornando cada vez mais escassa devido às ações do ser humano. Além disso, relacione também com a qualidade e a disponibilidade da água em lugares diferentes.

DESENVOLVENDO

ATIVIDADE 2 – Fazendo Ciências. Realize com os estudantes a investigação do rótulo da água mineral. Essa atividade deve fazer com que observem as características de diferentes marcas de água e suas composições físico-químicas. É importante que os estudantes comparem os rótulos entre si e identifiquem as características comuns e diferentes das amostras.

ATIVIDADE 3 - Aprendendo com a prática. Inicie questionando a turma sobre o que eles entendem por substâncias e misturas. Obtenha seus conhecimentos prévios e, em seguida, explane brevemente os conceitos de Substâncias Puras e Misturas. Exponha algumas imagens e auxilie os estudantes na interpretação gráfica ao comparar as curvas de aquecimento entre uma substância pura e uma mistura, ajude-os a classificá-las. Os estudantes devem completar as informações do mapa conceitual nos exercícios propostos. Trata-se de uma ferramenta que pode ser usada para potencializar o aprendizado, pois possibilita a organização de informações e ideias por meio de palavras-chave interligadas que formam um gráfico. Além disso, estimula a criatividade ao permitir o uso de textos e imagens em sua construção.

Relacionando os conhecimentos adquiridos – ao realizar a prática experimental e ao retomar os conceitos trabalhados em séries anteriores – às situações problemas apresentadas.

6. FINALIZANDO

Para avaliar o aprendizado da turma, faça o acompanhamento da realização dos exercícios presentes no caderno do estudante. Circule entre os grupos verificando a participação, a interação, os momentos de discussões e auxiliando quando necessário. A correção coletiva das atividades permite que os estudantes socializem as evidências observadas e as possíveis dúvidas que possam surgir ao longo do processo, interagindo com o(a) professor(a) e com os colegas.

CONVERSANDO SOBRE O ASSUNTO:

Substância pura e mistura. As substâncias podem ser classificadas como: substâncias simples ou compostas.

A substância simples é aquela formada por um único elemento químico. Como exemplo, temos o gás hidrogênio (H_2) e o gás oxigênio (O_2), que são usados como combustíveis nos foguetes espaciais; ou ainda o gás ozônio (O_3), importante por ser o único gás capaz de filtrar a radiação ultravioleta do tipo B (UV-B), nociva aos seres vivos.

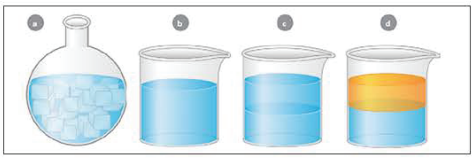
A substância composta é aquela formada por mais que um elemento químico. Um exemplo: a água (H_2O). Ela possui em sua composição dois elementos químicos, o oxigênio e o hidrogênio.

Os materiais também podem ser classificados como misturas. A mistura tem como particularidade a reunião de duas ou mais substâncias num mesmo sistema, por exemplo: dentro de um copo, uma panela, um tanque de tratamento de água

d) De onde é proveniente a condutividade da água?

e) Troque o rótulo de água com outra dupla de colegas e registre as principais diferenças observadas.

Vejamos os sistemas representados na figura abaixo e suas classificações:

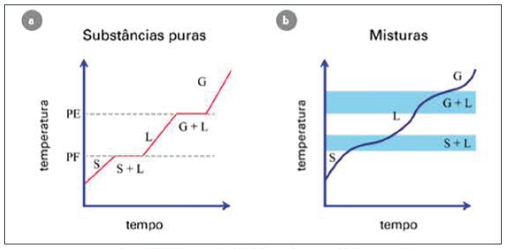


Fonte: https://midia.atp.usp.br/plc/plc0013/impressos/plc0013_03.pdf

Água e gelo – uma substância e duas fases (água sólida e líquida) – mistura heterogênea.
Água e álcool – duas substâncias e uma fase – mistura homogênea.
Água e éter – duas substâncias e duas fases – mistura heterogênea.
Água, sal e óleo – três substâncias e duas fases – mistura heterogênea.

Uma característica da substância pura é apresentar pontos de fusão e ebulição constantes, ou seja, enquanto coexistirem as fases sólidas e líquidas (no processo de fusão) ou a fase líquida e gasosa (no processo de ebulição), a temperatura permanecerá constante, isto é, não sofrerá alteração até que passe totalmente de uma fase para outra.

Observe a figura abaixo que apresenta os gráficos da temperatura em função de tempo para substâncias puras e misturas:



Fonte: https://midia.atp.usp.br/plc/plc0013/impressos/plc0013_03.pdf

3 – APRENDENDO COM A PRÁTICA

1. (USP – Adaptada)Preencha os espaços do Mapa Conceitual abaixo classificando em: substância pura ou mistura, substância simples ou composta, mistura homogênea ou heterogênea. Cite como exemplos a água mineral engarrafada, a acetona (C_3H_6O), o leite e o gás oxigênio.

Anotações

etc., podendo ser classificada como mistura homogênea ou mistura heterogênea, isso dependerá do número de fases que apresentar.

Fase representa qualquer forma (sólida, líquida, gasosa) em que a matéria pode existir, dependendo da temperatura e da pressão em que se encontra.

A matéria totalmente uniforme, ou seja, que apresenta uma única fase, é denominada mistura homogênea. Porém, se não for totalmente uniforme, ou seja, se apresentar mais de uma fase, é considerada uma mistura heterogênea. Exemplifique observando as imagens no caderno do estudante.

2 – INVESTIGANDO

a) *Professor(a), oriente os estudantes a observarem as características indicadas no rótulo.*

b) *Resposta esperada: as concentrações estão expressas em miligramas por litro (mg/L).*

c) *Professor(a), oriente os estudantes a observarem as características indicadas no rótulo.*

d) *Resposta esperada: dos íons provenientes dos sais que se encontram dissolvidos na água.*

e) *Professor(a), oriente-os a observar as características indicadas no rótulo.*

3 – APRENDENDO COM A PRÁTICA

1. *Respostas:*

***1.** Substância Pura; **2.** Mistura; **3.** Mistura Heterogênea; **4.** Leite; **5.** Substância Simples; **6.** Substância Composta; **7.** Mistura Homogênea; **8.** Gás oxigênio; **9.** Acetona; e **10.** Água mineral.*

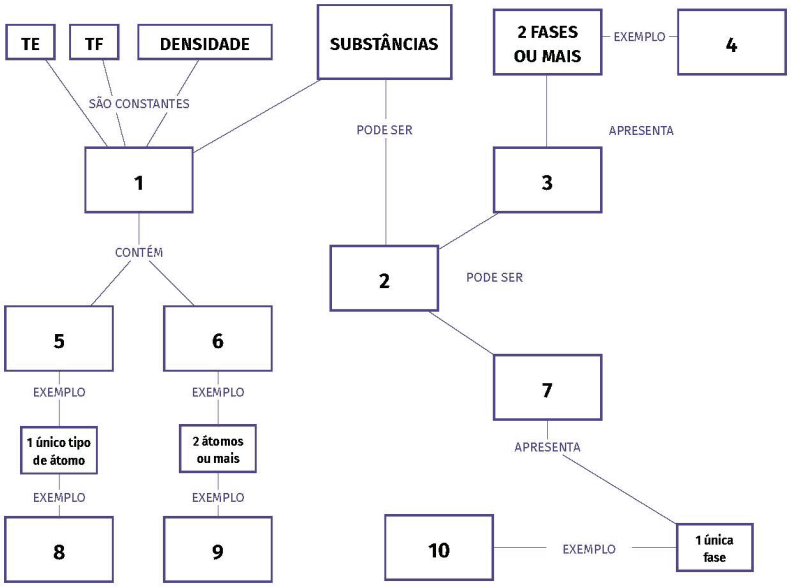
Anotações

2. *Gabarito: letra D. A água mineral é uma mistura homogênea, pois contém várias substâncias como os sais e minerais. Porém, ao observarmos um copo, uma garrafa com água, temos uma visão uniforme, homogênea, uma única fase, pois são substâncias muito pequenas para vermos a olho nu.*

II. A água é uma substância polar, e o óleo é uma substância apolar. Por isso, não se misturam. Assim, quando estão em um mesmo sistema, podemos ver as duas substâncias. Vemos duas fases, logo, trata-se de uma mistura homogênea.

III. Água e acetona possuem propriedades físicas semelhantes, ambas são incolores. Assim, ao se misturarem, apresentam uma única fase. Logo, formam uma mistura homogênea.

IV. O gás Ozônio (O_3) é uma substância composta por apenas um tipo de elemento químico, o oxigênio (O). Logo, trata-se de uma substância pura.



2. Analise os seguintes sistemas abaixo e classifique-os conforme suas características.

I. Água mineral
II. Água e óleo
III. Água e acetona
IV. Gás Ozônio

a) Substância pura, mistura homogênea, mistura heterogênea e substância pura.
b) Mistura homogênea, mistura homogênea, substância pura e substância composta.
c) Substância composta, mistura homogênea, mistura homogênea e substância pura.
d) Mistura homogênea, mistura heterogênea, mistura homogênea e substância simples.
e) Substância pura, substância composta, mistura homogênea e mistura heterogênea.

Anotações

AULAS 3 E 4

Tratamento de Água

1. HABILIDADES

Utilizar valores de escala de pH para classificar soluções aquosas como ácidas, básicas e neutras (25°C). Calcular valores de PH a partir das concentrações H+ e vice-versa.

ORGANIZAÇÃO DA TURMA

Organize a turma de maneira que os estudantes possam visualizar a todos e comunicar-se entre si. A troca de informações durante a atividade pode ser muito rica e proveitosa. Como sugestão, divida os estudantes em duplas ou trios, formando um grande "U".

Explique que metade deles deve executar a Etapa 1 – Realizando a filtração, e a outra metade, a Etapa 2 – Realizando a floculação. Isso contribuirá também para a segurança dos estudantes, pois, na Etapa 2, será utilizada soda cáustica. O(A) professor(a), se achar conveniente, deve realizar essa etapa e discutir os resultados com os estudantes.

AULAS 3 E 4
Tratamento de Água

Objetivo de Aprendizagem

- *Identificar e demonstrar o processo de separação de misturas necessário no tratamento de água para torná-la própria ao consumo humano.*

1 – Iniciando o Assunto

Discuta com o(a) professor(a) e com seus colegas as seguintes questões:

a) Você acha que um dia a água pode acabar? Como ocorre o ciclo da água e como o ser humano pode interferir nele? Todas as pessoas têm acesso à água e à água de qualidade?
b) Como você acredita que é a qualidade de vida das pessoas que vivem em locais onde não há tratamento de água?

Leia as informações a seguir.

A água potável é um recurso que cada vez está se tornando mais escasso devido ao seu mau uso ou à degradação do meio ambiente que acaba afetando os lençóis freáticos, rios e lagos. Para que a água chegue até nossas torneiras, ou seja, esteja pronta para o consumo humano, precisa passar por diferentes processos físicos e químicos. Vamos entender um pouco melhor alguns desses processos:

SEPARAÇÃO DE MISTURAS

Para que seja escolhido o melhor método de separar uma mistura, é importante reconhecer suas características. Sejam eles sistemas homogêneos, sejam heterogêneos, dependerá do estado físico de cada um de seus componentes. Por exemplo, como poderíamos separar misturas como água e óleo, água e areia, álcool e água ou ainda água e sal.

Vejamos alguns dos processos de separação:

FILTRAÇÃO COMUM - SEPARAÇÃO SÓLIDO-LÍQUIDO

Fonte: file:///C:/Users/Pc%20Cecilia/Downloads/OBQ%20Jr2015Fase1+Gabarito.pdf

3. MATERIAIS NECESSÁRIOS

- ***Para a aula prática:***

1. Providenciar pelo menos três tipos diferentes de amostras de águas sujas, que deverão ser preparadas anteriormente e disponibilizadas para que os estudantes realizem a Etapa 1 - Filtração do experimento. Exemplos: água com barro, folhas e areia; água com barro, folhas, areia e canetinha ou corante.

2. Para montar o filtro de areia e carvão, será necessário: 1 garrafa plástica transparente de 2 litros, 1 copo com areia limpa, punhados de algodão (ou filtros de café), 1 copo com pedras pequenas, 1 tesoura e 1 copo com carvão em pó.

3. Para a Etapa 1 - Realizando a filtração: uma das amostras de água.

4. Para a Etapa 2: vidro (como os de maionese ou café solúvel), 2 colheres de plástico de sobremesa, sulfato de alumínio - $Al_2(SO_4)_3$, hidróxido de sódio (soda cáustica - NaOH), e o filtro de areia e carvão (montado no início do experimento).

- *Material do estudante.*

OBSERVAÇÕES:

- *Providencie com antecedência algumas amostras de água suja par a serem distribuídas às duplas de estudantes que de verão realizar a Etapa 1 – Filtração.*
- *O NaOH (ou soda cáustica) pode ser encontrado em supermercados ou lojas de produtos de limpeza. Auxilie os estudantes no manuseio desse produto, pois é um produto alcalino, higroscópico (absorve umidade) e pode causar queimaduras.*
- *O sulfato de alumínio pode ser adquirido em lojas de produtos para manutenção e limpeza de piscinas.*

4. INICIANDO

Caro(a) professor(a), estimule o olhar científico e investigativo dos estudantes, instigue a turma a entender que, para tornar a água potável, são necessários diferentes processos físicos e químicos. A análise de diferentes tipos de amostras de água suja é muito importante para que eles percebam que quanto mais poluída a água for, mais tempo, reagentes e processos serão necessários para torná-la própria ao consumo humano.

Atividade 1

Professor(a), inicie a aula perguntando aos estudantes: "Você acha que um dia a água pode acabar?" e "Como você acredita que é a qualidade de vida das pessoas que vivem em locais onde não há tratamento de água?".

5. DESENVOLVENDO

Atividade 2 – Fazendo Ciências.

Realize com os estudantes os experimentos sobre tratamento de água. Durante os experimentos incentive-os a observar as amostras de água que lhes foram entregues (A - Filtração) ou que eles mesmos prepararam (B - Floculação), observando também suas características iniciais e como ficaram depois do experimento realizado. Comente ainda que cada camada do filtro é responsável por retirar um dos elementos que estão poluindo a água. As pedras e a areia servem de barreira física às partículas de terra misturadas na água e aos pequenos objetos – como as folhas secas. Já o carvão filtra os poluentes químicos – invisíveis a olho nu –, como metais dissolvidos na água, pesticidas e outros. O algodão também serve para reter partículas grandes, portanto, quanto maiores as camadas do filtro, mais transparente será a água obtida após a filtração. Na floculação, as partículas sólidas se aglomeram em flocos para que sejam removidas mais facilmente. Este processo consiste na formação e precipitação de hi-

Anotações

Anotações

dróxido de alumínio, $Al(OH)_3$, que é insolúvel em água e "carrega" as impurezas para o fundo do recipiente; a soda cáustica serve para elevar o pH da água. Após o ajuste do pH, adiciona-se o sulfato de alumínio, que irá dissolver na água e, depois, precipitar na forma de hidróxido de alumínio com as partículas de sujeira.

Atividade 3 - Aprendendo com a prática.

Retome alguns conceitos sobre Separação de Misturas e auxilie os estudantes na identificação das etapas necessárias para o tratamento da água. Os estudantes devem desenvolver os exercícios propostos relacionando os conhecimentos adquiridos, ao realizar a prática experimental e ao retomar os conceitos trabalhados em séries anteriores, às situações problemas apresentadas.

6. FINALIZANDO

Professor(a), para avaliar a turma, acompanhe a participação e execução dos estudantes em todo o processo das atividades práticas e de registro. Acompanhe a realização dos exercícios presentes no material do estudante. Circule entre a turma e analise a interação e a troca de informações entre os estudantes. Faça a correção coletiva, promovendo a interação e a socialização das descobertas. Intervenha sempre que necessário na busca por solução de dúvidas e construção da aprendizagem.

CONVERSANDO SOBRE O ASSUNTO: SEPARAÇÃO DE MISTURAS E O TRATAMENTO DE ÁGUA

Esta Sequência de Atividades nos chama a atenção para a importância da água potável, um recurso que cada vez está se tornando mais escasso devido ao seu mau uso ou à degradação do meio ambiente, que acaba afetando os lençóis freáticos, rios e lagos. Para que a água chegue às nossas torneiras, ou seja, esteja pronta para o consumo humano, precisa passar por diferentes processos, físicos e químicos. Vamos entender um pouco melhor alguns desses processos.

SEPARAÇÃO DE MISTURAS

Para que seja escolhido o melhor método de separar uma mistura é importante reconhecer seu sistema e suas características. Sejam eles sistemas homogêneos, sejam heterogêneos, dependerá do estado físico de cada um de seus componentes. Por exemplo, como poderíamos separar misturas como água e óleo, água e areia, álcool e água ou, ainda, água e sal.

Vejamos alguns dos processos de separação:

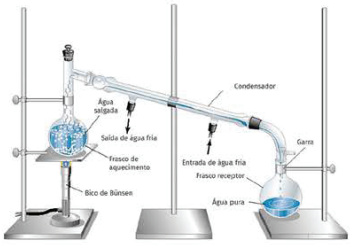
- *Quando as misturas são heterogêneas, ou seja, quando apresentam mais de uma fase como água e areia (líquido e sólido) e água e óleo (líquido e líquido). Podemos usar a filtração ou a decantação para separarmos as misturas.*
- *Quando as misturas são homogêneas – apresentam uma única fase –, podemos separar substâncias como água salgada (água e sal) ou água e álcool utilizando os processos de destilação.*

A destilação simples é a mais recomendada para separar a água e o sal (sólido e lí-

DECANTAÇÃO - SEPARAÇÃO SÓLIDO-LÍQUIDO OU LÍQUIDO-LÍQUIDO

Disponível em: <https://edisciplinas.usp.br/pluginfile.php/2872855/mod_resource/content/1/SLC660_aula1.pdf>. Acesso em: 29 nov. 2020.

DESTILAÇÃO SIMPLES - SEPARAÇÃO SÓLIDO-LÍQUIDO



Disponível em: <http://dequi.eel.usp.br/domingos/aula_1.pdf>. Acesso em: 29 nov. 2020.

2 – EXPERIMENTOS

Realize a atividade de acordo com as orientações do(a) professor(a).

a) Tratamento de água

Os experimentos a seguir tratam de procedimentos já realizados nos anos finais do Ensino Fundamental. Você irá realizar os processos de filtração e floculação. Considerando os conhecimentos adquiridos anteriormente, você se lembra o que são e como funcionam a filtração e a floculação? Para que elas servem? E como podem ser úteis para o ser humano?

b) Montando o filtro de areia e carvão que será utilizado nos momentos A e B.

Materiais necessários:

- *1 garrafa plástica transparente de 2 litros;*
- *1 tesoura;*
- *1 copo com areia limpa e 1 copo com pedras pequenas;*
- *1 punhado de algodão (ou filtros de café);*
- *1 copo com carvão em pó;*
- *Amostras de água suja.*

quido), pois, ao atingir a temperatura de ebulição, a água, na forma de vapor, ao passar pelo condensador, resfria-se, tornando-se líquida novamente, sendo recolhida no recipiente (balão).

Para separar o álcool da água (líquido-líquido), o mais adequado é a destilação fracionada, que é um método semelhante a esse. Porém, há colunas, chamadas colunas de fracionamento, que separam os líquidos por suas diferenças de temperatura de ebulição, fazendo aquele que apresenta menor taxa de vaporização condensar primeiro.

Encontre mais informações sobre o tema no Caderno do Professor, Química, Ensino Médio, 3ª Série do EM, pág. 66, - SP faz escola.

2 – EXPERIMENTOS

***a)** Tratamento de água*

A - REALIZANDO A FILTRAÇÃO

***1.** As características podem mudar de uma amostra de água para outra, a depender das misturas e dos materiais presentes.*

***2.** Sim, espera-se que a água obtida após a filtração esteja mais límpida.*

***3.** Não, pois ainda existem substâncias dissolvidas na água que podem ser nocivas à saúde.*

B - REALIZANDO A FLOCULAÇÃO

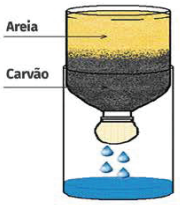
***1.** Filtração e floculação.*

***2.** Não. Embora tenha passado por um processo de filtração, ainda pode haver microrganismos nocivos à saúde presentes nestas águas extraídas de determinadas fontes. Estas podem conter certos tipos de contaminação, sendo necessária, nesses casos, a etapa de desinfecção.*

Anotações

Procedimento:

1. Divida a garrafa plástica em dois pedaços; utilizando a tesoura, corte-a um pouco acima da metade de sua capacidade.
2. Na boca ou no bico da garrafa, coloque uma camada de algodão (ou o filtro de café), tapando-a completamente.
3. Depois, vire essa parte da garrafa com o bico voltado para baixo e adicione uma camada do carvão em pó e, em seguida, uma camada de areia.
4. Sobre todas as camadas, coloque algumas pedras.
5. Encaixe essa parte da garrafa na outra metade (da garrafa) que sobrou, formando um funil (conforme a figura).



A - Realizando a Filtração

1. Observe a amostra de água que você recebeu de seu(ua) professor(a) e anote suas observações.
2. Despeje essa amostra na aparelhagem (filtro de carvão e areia).
3. Depois que toda a água for filtrada, anote o que observou.

Discutindo os Resultados

1. Quais as principais características que você observou na amostra de água antes da filtração?

2. Houve diferença entre a água obtida depois da filtração e a amostra inicial? Quais?

3. Você acredita que a água, após ter sido filtrada, está pronta para ser consumida?

B - Realizando a Floculação

Materiais necessários:

- *Vidro (como os de maionese ou café solúvel);*
- *Colher de plástico de sobremesa;*
- *Sulfato de alumínio - $Al_2(SO_4)_3$;*
- *Hidróxido de sódio (soda cáustica - NaOH);*
- *Punhado de terra ou barro;*
- *Filtro de areia e carvão preparado com garrafa PET, montado anteriormente.*

Procedimentos

1. Coloque água da torneira até cerca de 2/3 do volume do vidro.
2. Adicione uma "pitada" de terra (só para a água ficar turva).
3. Adicione uma colher rasa de soda cáustica (NaOH) e agite a solução cuidadosamente com a colher.
4. Lave a colher, tomando cuidado para não colocar os dedos na parte que tocou na solução de soda cáustica, e enxugue com um pedaço de papel.
5. Em seguida, com a colher seca, adicione duas colheres rasas de sulfato de alumínio e misture muito bem.
6. Deixe em repouso por aproximadamente 10 minutos. Anote suas observações.
7. Filtre o sobrenadante (com o auxílio do filtro de areia e carvão preparado anteriormente) e recolha o filtrado.
8. Deposite o precipitado (substância sólida) presente no vidro, $Al(OH)_3$, em um recipiente fornecido pelo(a) professor(a).

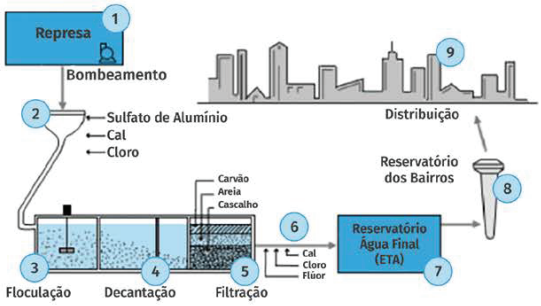
Discutindo os Resultados

1. Quais os nomes dos processos utilizados no experimento?

2. Existem localidades que não possuem estações de tratamento de água, e a população precisa extrair a água diretamente de nascentes, cisternas ou em poços artesianos. A filtração é um processo que pode ser utilizado após a extração da água presente nestas fontes. A água coletada, após a filtração, está própria para o consumo?

3– APRENDENDO COM A PRÁTICA

1. (ENEM 2009 - Adaptado) Na atual estrutura social, o abastecimento de água tratada desempenha um papel fundamental para a prevenção de doenças. Entretanto, a população mais carente é a que mais sofre com a falta de água tratada, em geral, pela falta de estações de tratamento capazes de fornecer o volume de água necessário para o abastecimento ou pela falta de distribuição dessa água.



Fonte: http://site.sabesp.com.br/site/interna/Default.aspx?secaoId=47

3– APRENDENDO COM A PRÁTICA

1. Gabarito: letra D. Na etapa 4, já foram adicionadas substâncias químicas que reagem com as impurezas presentes na água e se aglomeram em flocos (tornam-se grandes) para que sejam removidas mais facilmente na decantação.

Na etapa 6, são adicionados compostos bactericidas e fungicidas na água, como o hipoclorito de sódio (água sanitária, NaClO), também conhecido como "cloro". Esse processo permite, além da desinfecção, a redução do gosto, do odor e a mudança de coloração da água.

AULAS 5 E 6

Classificando soluções aquosas como ácidas, básicas ou neutras

1. HABILIDADES

Utilizar valores de escala de pH para classificar soluções aquosas como ácidas, básicas e neutras (25 °C). Calcular valores de pH a partir das concentrações de H^+ e vice-versa.

2. ORGANIZAÇÃO DA TURMA

As atividades podem ser realizadas em duplas, com a turma organizada em semicírculo para facilitar a interação entre estudantes e professor(a).

Os agrupamentos são mais indicados, pois as discussões coletivas são muito importantes para o desenvolvimento dos(as) estudantes.

No sistema de tratamento de água apresentado na figura, a remoção das partículas maiores e a desinfecção da água coletada ocorrem, respectivamente, nas etapas:

a) 1 e 3
b) 1 e 6
c) 2 e 4
d) 4 e 6
e) 3 e 4

AULAS 5 E 6
Classificando Soluções Aquosas Como Ácidas, Básicas ou Neutras

Objetivos de Aprendizagem

- *Entender a escala de pH para interpretar e analisar textos e tabelas que utilizam dados referentes à acidez de soluções.*
- *Fazer uso das linguagens próprias da Química e da Matemática para calcular valores de pH a partir das concentrações de íons H^+ presentes numa solução aquosa.*

1 – Iniciando o Assunto

Discuta com seus colegas e com o(a) professor(a) a seguinte questão:
Porque algumas hortênsias apresentam colorações diferentes?

Fonte: https://pixabay.com/pt/photos/hort%C3%Ansia-flor-flor-hort%C3%Ansia-azul-3487664/

2 – Experimento: Comprovando a Acidez ou Basicidade Das Substâncias

Realize a atividade de acordo com as orientações do(a) professor(a).

Materiais necessários:

- *4 a 5 folhas de repolho roxo;*
- *1 frasco com tampa (tipo maionese);*
- *7 colheres plásticas;*
- *Água;*
- *1 peneira pequena;*

3. MATERIAIS NECESSÁRIOS

- ***Para a aula prática:*** *folhas de repolho roxo, frasco com tampa (tipo maionese), colheres plásticas, água, peneira pequena, copos plásticos ou de vidro de 200 mL transparentes, socador de alho (ou almofarize pistilo), caneta e etiquetas, cinco amostras para serem testadas, cinco rótulos (das amostras escolhidas).*
- *Solicite aos estudantes que providenciem amostras (pequena*

quantidade) de produtos do seu cotidiano com seus respectivos rótulos para que possam comparar os resultados obtidos ao final do experimento.

- *Material do estudante.*

OBSERVAÇÕES:

- *Providencie com antecedência alguns produtos e seus respectivos rótulos para disponibilizar aos estudantes que por ventura não trouxerem.*
- *Para auxiliar na comparação dos dados obtidos pelos estudantes ao classificarem os produtos em ácidos, básicos ou neutros, utilize a tabela de pH do indicador ácido-base do repolho roxo presente no material do estudante.*

4. INICIANDO

Professor(a), oriente os estudantes a utilizarem a tabela de pH presente no caderno do estudante, identificando as substâncias ácidas, básicas e neutras presentes na composição química do produto. Esse processo será um incentivo para eles desenvolverem um olhar científico e investigativo, auxiliando-os também na classificação das substâncias em ácidos, bases ou substâncias neutras.

Atividade 1 – Iniciando o assunto.

Pergunte aos estudantes: "Por que existem hortênsias de várias cores?". Escreva na lousa as principais contribuições e comente com os estudantes sobre as diferentes cores que a hortênsia pode adquirir. Sua coloração depende do pH do solo em que se encontra, podendo variar do branco ao roxo, sendo mais encontradas nas colorações rosa e azul. Essas flores são ótimas para indicar o tipo de solo de uma região. Quando apresentam coloração rosa, indica que o solo é básico ou alcalino, e as de coloração azul indicam que o solo é ácido. Conhecer o pH do solo auxilia os agricultores na produtividade, pois esse conhecimento determinará o melhor plantio para aquela região. As regiões ricas em calcário têm como característica solos alcalinos que apresentam pH maiores que 7, já os solos argilosos das regiões úmidas, como margem de rios e pântanos, são ácidos, apresentam pH menores que 7. O pH também é importante para a manutenção da vida, pois o aumento da concentração de dióxido de carbono no sangue provoca aumento de íons H^+ e, consequentemente, o aumento da acidez; e para o controle no tratamento de água, como vimos nas aulas anteriores, por exemplo.

5. DESENVOLVENDO

Atividade 2 – Fazendo Ciências.

Realize o experimento: comprovando a acidez ou basicidade dos produtos. Nessa atividade, os estudantes terão a oportunidade de identificar, nos produtos que comumente usam em suas casas, as características ácidas, básicas ou neutras. Eles devem registrar as cores obtidas após a adição do extrato de repolho roxo.

Retome a análise do rótulo do produto ao

Anotações

Anotações

final, isso irá auxiliá-los na identificação do caráter ácido básico ou neutro do produto. É importante ficar atento, porque nem sempre, no rótulo do produto, está identificado o pH. Retome os conceitos sobre substâncias ácidas apresentarem pH menor que 7, básicas ou alcalinas, pH maiores que 7. No roteiro há uma nova proposta para a preparação do indicador ácido – básico (repolho roxo), mas, se achar mais conveniente, você poderá realizar o mesmo procedimento que consta nas orientações das aulas 3 e 4 da Sequência de Atividades 1.

Atividade 3 - Aprendendo na prática.

Retome alguns conceitos, como as características que identificam ácidos, bases e sais.. Os estudantes devem desenvolver os exercícios propostos relacionando os conhecimentos adquiridos (tanto ao realizar a prática experimental quanto ao retomar os conceitos trabalhados em séries anteriores) às situações problemas apresentadas.

6. FINALIZANDO

A avaliação deve ser feita a partir da observação das experiências realizadas em sala, com vistas a verificar as dificuldades e reorientar os estudantes para que alcancem o melhor resultado possível. Um segundo processo avaliativo deve ocorrer utilizando as atividades propostas no caderno do estudante. Consideramos importante a discussão durante todo o processo das atividades, bem como a correção coletiva das atividades, fazendo com que os estudantes socializem as observações e as possíveis dúvidas que possam surgir ao longo do processo, interagindo com o(a) professor(a) e com os colegas.

CONVERSANDO SOBRE O ASSUNTO: pH DE SOLUÇÕES AQUOSAS

A água pode se comportar como ácido ou como base, pois pode doar ou receber prótons. Essa característica é denominada autoionização da água e pode ser representada pela seguinte equação:

$$H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$$

Quando a água se encontra a 25 ºC, o valor das concentrações dos íons é igual a:

$$[H^+] = [OH^-] = 1{,}0x10^{-7}\ mol/L.$$

O produto iônico da água é determinado pela expressão:

$$Kw = [H^+].[OH^-] = (1{,}0x10^{-7} mol/L)\ x\ (1{,}0x10^{-7} mol/L)$$
$$Kw = 1{,}0x10^{-14}$$

Para determinar o caráter ácido, básico ou neutro de uma solução, foi criada uma escala conhecida como escala de pH.

O termo pH significa potencial hidrogeniônico, que indica a concentração de íons H^+ presentes em uma determinada solução. Quanto maior a concentração de íons H^+, mais ácida a solução será. Porém, se houver maiores concentrações de íons OH^- no sistema, mais básica ou alcalina será a solução.

Como vimos na representação da autoionização da água, as concentrações de íons H^+ e OH^- são iguais ($[H^+] = [OH^-] = 1{,}0 \times 10^{-7} mol/L$). Por esse motivo, ela é considerada neutra.

- *12 copos plásticos de 200 mL transparentes;*
- *Socador de alho (ou almofariz e pistilo);*
- *Caneta e etiquetas;*
- *5 amostras;*
- *5 rótulos (das amostras escolhidas).*

Observação:

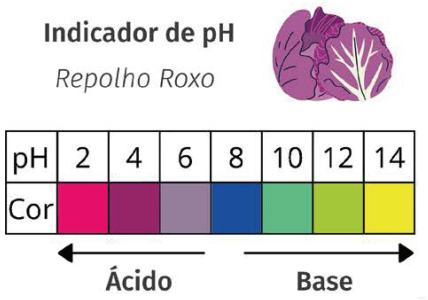
- *Exemplos de amostras: detergente neutro, leite, bicarbonato de sódio, suco de laranja, refrigerante de limão, vinagre, sabonete, leite de magnésia, amoníaco, fermento químico, pastilha antiácida, sabão em pó, vinagre, sal, condicionador, xampu, suco de limão, hidróxido de sódio, água sanitária e água de torneira.*
- *Não utilize a mesma colher durante o experimento para que não interfira no resultado da análise.*

a) **Preparando o extrato do indicador ácido-base:** o socador de alho deve estar limpo e esterilizado para que não interfira no resultado do experimento.

Procedimento

1. Macere folhas de repolho roxo com o auxílio do socador de alho (ou almofariz e pistilo).
2. Após formar um extrato, com o auxílio da peneira, separe-o das folhas maceradas, recolhendo o líquido do frasco com a tampa.
3. Adicione ao frasco aproximadamente 500 mL de água.

a) Analisando as amostras



Fonte: Imagem criada pelo autor na plataforma Canva

Procedimento

1. Para cada amostra que deseja analisar, utilize dois copos (um para a análise e o outro como comparativo).
2. Coloque no primeiro copo duas colheres de detergente, por exemplo, e adicione água até a metade da capacidade do copo.
3. Repita o procedimento no segundo copo. Esse será utilizado como comparativo.
4. Identifique cada copo com as etiquetas. Copo 1 – Detergente (análise), Copo 2 (comparativo).
5. Repita os procedimentos 2 e 4 para todos os produtos que deseja analisar, enumerando-os como 2, 3, 4 e 5.

Vejamos o exemplo:

Determinada solução apresenta $[H^+] = 1x10^{-8}$ mol/L. Determine o pH e indique se essa solução é ácida, básica ou neutra.

De acordo com os conhecimentos matemáticos, log 1 = 0, teremos:

$$pH = -\log [H^+]$$
$$pH = -\log [1,0 \times 10^{-8}]$$
$$pH = 8$$

Como o pH>7, a solução é básica

O pH, potencial hidrogeniônico e o pOH, potencial hidroxiliônico, podem ser representados pelas expressões matemáticas:

$$pH = -\log [H^+] \text{ e } pOH = -\log [OH^-]$$

Relacionando a constante de ionização da água teremos:

$$Kw = 1,0x10^{-14}$$
$$[H^+] \cdot [OH^-] = (1,0x10^{-7}) \times (1,0x10^{-7})$$

ou

$$pH + pOH = 14$$

2 – Experimento: comprovando a acidez ou basicidade das substâncias

B) ANALISANDO AS AMOSTRAS

1. *As substâncias com caráter ácido tendem para as tonalidades em roxo e vermelho. Algumas substâncias como o vinagre e o suco de limão, que possuem pH menor que 7, devem apresentar essas características.*

Professor(a), oriente os estudantes a verificarem se as análises correspondem aos rótulos das embalagens.

2. *As substâncias com caráter básico tendem para as tonalidades em azul, verde e amarelo. Algumas substâncias como o sabão, a pasta de dente e o detergente, que possuem pH maior que 7, devem apresentar essas características.*

Professor(a), oriente os estudantes a verificarem se as análises correspondem aos rótulos das embalagens.

3. *Por meio da análise da coloração obtida após o procedimento, pela análise do rótulo – identificação do valor do pH; pela composição química (substâncias ácidas, básicas ou neutras – no caso sais) ou ainda pelo conhecimento popular, segundo o qual o limão é ácido.*

6. Após todos os copos terem sidos identificados, inicie a análise colocando quatro colheres de sopa do indicador repolho roxo em cada um dos copos com as soluções.

7. Elabore uma tabela, de acordo com o exemplo abaixo, e anote suas observações:

PRODUTO	COLORAÇÃO INICIAL	COLORAÇÃO FINAL	ÁCIDO, BÁSICO OU NEUTRO

Para preencher a última coluna, analise o rótulo de cada um dos produtos, verificando as informações.

Discutindo os Resultados

1. Quais produtos foram identificados como ácidos e quais foram as cores de cada amostra?

2. Quais produtos foram identificados como básicos e quais foram as cores em cada amostra?

3. Como você identificou o caráter ácido ou básico de cada produto?

4. Sabendo que o pH varia de 0 a 14 e que as cores do indicador repolho roxo variam de vermelho a amarelo, elabore uma escala de pH de acordo com os resultados obtidos.

5. Compare a escala elaborada por você na questão anterior com a escala fornecida pelo(a) professor(a). Anote suas observações.

4. *Exemplo:*

ÁCIDO	NEUTRO	BÁSICO
Vinagre	Leite	Leite de magnésia
Vermelho, rosa claro	Roxo	Verde

5. *Professor(a), oriente os estudantes a utilizar a escala de pH do repolho roxo, disponível na* **ATIVIDADE 2**, *para comparar com suas anotações.*

3. APRENDENDO COM A PRÁTICA

1. Determine o pH das soluções abaixo de acordo com suas concentrações e classifique a solução em ácida, básica ou neutra:

a) $[H^+] = 1,0 \times 10^{-5}$ mol/L
b) $[H^+] = 1,0 \times 10^{-2}$ mol/L
c) $[OH^-] = 1,0 \times 10^{-4}$ mol/L
d) $[H^+] = 1,0 \times 10^{-7}$ mol/L

2. (Vunesp) Observe as concentrações de $[H^+]$ dos líquidos da tabela adiante e responda:

LÍQUIDO	$[H^+]$ MOL/L	$[OH^-]$ MOL/L
Leite	$1,0 . 10^{-7}$	$1,0 . 10^{-7}$
Água do mar	$1,0 . 10^{-8}$	$1,0 . 10^{-6}$
Coca-Cola	$1,0 . 10^{-3}$	$1,0 . 10^{-11}$
Café preparado	$1,0 . 10^{-5}$	$1,0 . 10^{-9}$
Lágrima	$1,0 . 10^{-7}$	$1,0 . 10^{-7}$
Água Sanitária	$1,0 . 10^{-12}$	$1,0 . 10^{-2}$

Quais das substâncias apresentadas na tabela possuem caráter neutro?

a) O leite e a lágrima.
b) A água de lavanderia.
c) O café preparado e a Coca-Cola.
d) A água do mar e a água sanitária.
e) A Coca-Cola e o Leite

3. (ENEM 2000 – adaptada) O suco extraído do repolho roxo pode ser utilizado como indicador do caráter ácido (pH menor que 7) ou básico (pH maior que 7) de diferentes soluções. Misturando-se um pouco de suco de repolho com a solução, a mistura passa a apresentar diferentes cores, segundo sua natureza ácida ou básica, de acordo com a escala abaixo.

ESCALA DE PH

VERMELHOR			ROSA			ROXO		AZUL		VERDE		AMARELO	
1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14

3 - Aprendendo com a prática

1. *De acordo com os conhecimentos matemáticos, log 1 = 0, assim, teremos:*

pH = -log $[H^+]$ = -lo1,0 x 10^{-5}] =- (log 1,0 + log 10^{-5}) =
pH = - (-5), portanto
pH = 5, solução ácida
pH = -log $[H^+]$
pH = -log [1,0 x 10^{-2}]
pH = - (-2), portanto
pH = 2, solução ácida
pOH = -log $[OH^-]$
pOH = -log [1,0 x 10^{-4}]
pOH = - (-4)
POH = 4
como pH + pOH = 14
Assim, pH = 10, solução básica
pH = -log $[H^+]$
pH = -log [1,0 x 10^{-7}]
pH = - (-7), portanto
pH = 7, solução neutra

2. *Gabarito: letra A.*

a) *Observando o expoente das concentrações apresentadas, verificamos que o leite e a lágrima possuem expoente -7. Logo, são líquidos neutros.*

b) *Observando o expoente das concentrações apresentadas, verificamos que a água sanitária tem expoente -12. Logo, possui caráter básico.*

c) *Soluções ácidas possuem pH menor que 7, isso pode ser deduzido a partir do valor do expoente na base 10. Assim, o café e a Coca-Cola apresentam expoentes -3 e -5, logo são de caráter ácido.*

d) *Observando o expoente das concentrações apresentadas, verificamos que a água sanitária tem expoente -12, e a água do mar, -8. Logo, ambas têm caráter básico.*

e) *O leite possui expoente -7. Logo, é um líquido neutro. No entanto, a Coca-Cola é uma substância ácida.*

Anotações

SEQUÊNCIA DE ATIVIDADE 3

3. Gabarito: letra E. Sabendo que os valores de pH menores que 7 são considerados ácidos, iguais a 7 neutro e maiores que 7 básicos, ao observar a escala de cores, verificamos que:

O amoníaco apresentou a cor verde, que tem pH entre 11 e 12, logo, é uma solução básica.

O leite de magnésia apresentou a cor azul, que na escala tem pH = 10, logo, é básica.

O vinagre apresentou a cor vermelha, que na escala tem pH entre 1 e 3, logo, é ácida.

O leite de vaca demonstrou coloração rosa, que apresenta um pH entre 4 e 6, portanto, é uma solução ácida.

Algumas soluções foram testadas com esse indicador, produzindo os seguintes resultados:

MATERIAL	COR
I - Amoníaco	Verde
II – Leite de magnésia	Azul
III - Vinagre	Vermelha
IV – Leite de vaca	Rosa

De acordo com esses resultados, as soluções I, II, III e IV têm, respectivamente, caráter:

a) Ácido / básico / básico / ácido.
b) Ácido / básico / ácido / básico.
c) Básico / ácido / básico / ácido.
d) Ácido / ácido / básico / básico.
e) Básico / básico / ácido / ácido.

Olá, professor(a)!

Elaboramos esta Sequência de Atividades tendo como fundamento pedagógico uma abordagem investigativa. Para isso, partimos de situações-problemas, realizamos o levantamento de hipóteses e trabalhamos a capacidade de argumentação. Além da abordagem investigativa, utilizaremos a contextualização para que os estudantes possam ter uma aprendizagem significativa que leve em consideração o seu cotidiano.

Ao término desta Sequência de Atividades (Aulas de 1 a 6) os estudantes devem ser capazes de ampliar conhecimentos relacionados ao objeto de conhecimento, possibilitando o desenvolvimento das habilidades indicadas para o 2º bimestre da **3ª série - EM**:

1. Reconhecer que é possível obter soluções neutras e a formação de sais a partir de reações entre soluções ácidas e básicas.
2. Saber prever a quantidade (em massa, em quantidade de matéria e em volume) de base forte que deve ser adicionada a um ácido forte para que a solução obtida seja neutra, dadas as concentrações das soluções (Currículo do Estado de São Paulo, 2011).

A escolha das habilidades foi feita levando em consideração as fragilidades apresentadas pelos estudantes, visando à retomada e ao aprofundamento de conhecimentos. Foram contempladas habilidades de suporte: **2ª série EM**: Expressar e inter-relacionar as composições de soluções (em $g.L^{-1}$, $mol.L^{-1}$, ppm e % em massa) e anos finais do Ensino Fundamental: **(EF09CI02)** Identificar e comparar quantidades de reagentes e produtos envolvidos em transformações químicas, estabelecendo a proporção entre suas massas, (Currículo Paulista, 2019). Também foram consideradas habilidades propostas na matriz do Sistema de Avaliação do Rendimento Escolar do Estado de São Paulo **(SARESP)**: **H33** e **H15**.

As atividades práticas indicadas, sempre que possível, devem ser realizadas pelos estudantes, adaptando-as à realidade de cada turma e do ambiente escolar. Os materiais sugeridos são acessíveis e os procedimentos que exigem maiores cuidados devem ser realizados por você, professor(a), visando evitar possíveis acidentes.

Professor(a), esperamos que este material possa enriquecer ainda mais suas aulas.
Bom trabalho!

A Sequência de Atividades está organizada em três temas, segundo o quadro abaixo:

AULA/TEMPO	ATIVIDADES
2 AULAS/90 min	Reações de neutralização e formação de sais.
2 AULAS/90 min	Soluções aquosas e suas concentrações.
2 AULAS/90 min	Prevendo as quantidades de reagentes e produtos envolvidos numa reação de neutralização.

Anotações

AULAS 1 E 2

Reações de neutralização e formação de sais

HABILIDADES

Reconhecer que é possível obter soluções neutras e a formação de sais a partir de reações entre soluções ácidas e básicas.

Saber prever a quantidade (em massa, em quantidade de matéria e em volume) de base forte que deve ser adicionada a um ácido forte para que a solução obtida seja neutra, dadas as concentrações das soluções.

Professor(a), apresente aos estudantes objetivo de aprendizagem das Aulas 1 e 2, deixando claro o que é esperado que os estudantes saibam. Registre os objetivos na lousa/quadro para que seja possível traçar estratégias de retomada ao final da aula com o intuito de verificar se esses objetivos foram atingidos.

As duas primeiras aulas estão organizadas da seguinte forma: **ATIVIDADE 1** é de identificação, assim, os estudantes são convidados a pensar sobre a formação de sais. Reconhecer que é possível obter soluções neutras e a formação de sais a partir de reações entre soluções ácidas e básicas.

Saber prever a quantidade (em massa, em quantidade de matéria e em volume) de base forte que deve ser adicionada a um ácido forte para que a solução obtida seja neutra, dadas as concentrações das soluções.

1. ORGANIZAÇÃO DA TURMA

- *As atividades podem ser realizadas em duplas, pois é importante estabelecer o diálogo entre os pares. Os agrupamentos são mais indicados, pois as discussões coletivas são muito importantes para o desenvolvimento dos estudantes.*

2. MATERIAL NECESSÁRIO

- *Material do aluno – Aprender Sempre*

3. INICIANDO

Atividade 1 – Iniciando o assunto.

Professor(a), a partir dos questionamentos prévios, é possível fazer um diagnóstico sobre o que os estudantes sabem a respeito do assunto a ser tratado. Dessa forma, inicie a aula propondo algumas questões problematizadoras, de maneira semelhante ao que é proposto no material do *SP Faz Escola*, *Caderno do Aluno*, pág. 45, acrescentando outras como: "De onde vem o sal de cozinha?", "Vocês acham que o cloreto de sódio pode ser obtido apenas a partir da água do mar?", "Vocês sabem para que serve o medicamento 'sal de frutas'?", "Vocês já sentiram azia após uma refeição?", "Como vocês imaginam que a ge um antiácido ?".

Estimule os estudantes a responderem às perguntas, socializando suas respostas com a classe. Finalize solicitando que registrem uma síntese das respostas de todos os colegas.

AULAS 1 E 2

Reações de neutralização e formação de sais

Objetivos de Aprendizagem

- *identificar reações de neutralização entre ácidos fortes e bases fortes como reações entre H^+ e OH^-.*

1. Iniciando o Assunto

Discuta com o(a) professor(a) e com seus colegas as seguintes questões:

a) De onde vem o sal de cozinha?
b) Vocês acham que o cloreto de sódio pode ser obtido apenas a partir da água do mar?
c) Vocês sabem para que serve o medicamento "sal de frutas"?
d) Vocês já sentiram azia após uma refeição? Como vocês imaginam que age um antiácido?

Anote as suas considerações. Socialize com os demais estudantes e faça uma síntese de todas as respostas da turma:

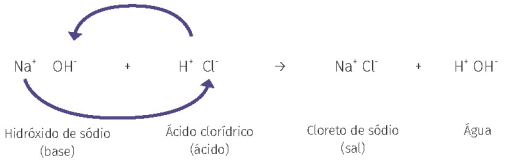
CONVERSANDO SOBRE O ASSUNTO: REAÇÕES DE ÁCIDOS E BASES (REAÇÃO DE NEUTRALIZAÇÃO)

A reação de neutralização ocorre quando os ácidos reagem com bases para produzir sal e água, por exemplo:

$$NaOH_{(aq)} + HCl_{(aq)} \rightarrow NaCl_{(aq)} + H_2O_{(l)}$$

hidróxido de sódio ácido clorídrico cloreto de sódio água

O sal, produto obtido a partir da reação de neutralização, é todo composto iônico cujo cátion provém de uma base (Na^+ do NaOH) e cujo ânion provém de um ácido (Cl^- do HCl), conforme a representação abaixo:



Como característica de uma reação de neutralização total, a solução final não será nem ácida, nem básica, pois os íons H^+ da solução ácida são neutralizados pelos íons OH^- da solução básica, produzindo, assim, a água (H_2O), permanecendo então na solução os íons Na^+ e Cl^-.

a) Espera-se que o estudante responda que o sal vem da água do mar, das salinas.

b) Professor(a), nesse momento, você pode enriquecer as respostas lembrando do mineral halita e de reações que resultam com formação de sais.

c) Espera-se que o estudante responda que é indicado em casos de azia e queimação.

d) Resposta pessoal. O antiácido age na neutralização do excesso de HCl presente no estômago, aliviando a sensação de queimação

4. DESENVOLVENDO

Atividade 2 – Compreendendo as reações de neutralização.

Proponha a leitura do texto "Modificação na dieta ajuda gestantes com problemas gastrointestinais". Fonte: Jornal da USP. Disponível em:<https://jornal.usp.br/atualidades/medicamentos-indicados-para-tratar-problemas-gastrointestinais-na-gravidez/>.

O site possui um recurso de áudio, possibilitando ouvir a leitura do texto. Fica a critério do(a) professor(a) ler o texto ou ouvir o podcast. Após a realização dessa atividade é importante retomar os conceitos de acidez e de basicidade, por intermédio do estudo do pH. Aproveite esse momento para retomar os conceitos sobre ácidos, bases e sais, suas características, conceituar e equacionar a reação de neutralização que ocorre no texto, balanceando-a. Em seguida, discuta com os estudantes.

2. COMPREENDENDO AS REAÇÕES DE NEUTRALIZAÇÃO

Faça a leitura do excerto do texto "Modificação na dieta ajuda gestantes com problemas gastrointestinais"

"[...] o tema é gravidez e problema gastrointestinal. Esse problema é muito comum nessa fase, porém, a maioria das mulheres não necessita de tratamento medicamentoso, basta a modificação na dieta. Para gestantes que possuem maior gravidade dos sintomas, o tratamento com medicamentos é recomendado para evitar desidratação, perda de peso e complicações para o feto.

De acordo com pesquisas internacionais das áreas de obstetrícia e ginecologia, há medicamentos que são mais adequados para o tratamento como alguns antiácidos e sucralfato. Os antiácidos contendo alumínio ($Al(OH)_3$) e magnésio ($Mg(OH)_2$) são considerados mais seguros, já o sucralfato é feito à base de hidróxido de alumínio e protege a mucosa das paredes gastrointestinais."

NEVES, Victor. Modificação na dieta ajuda gestantes com problemas gastrointestinais. Jornal da USP, 2018. Disponível em:<https://jornal.usp.br/atualidades/medicamentos-indicados-para-tratar-problemas-gastrointestinais-na-gravidez/>. Acesso em: 10 dez. 2020.

Com base no texto, responda às questões a seguir:

a) Equacione as reações de neutralização que aparecem no texto. Para isso, lembre-se de que o ácido presente no seu estômago é o ácido clorídrico (HCl). Nesse caso, como seriam as reações entre esse ácido e os antiácidos que contêm alumínio ($Al(OH)_3$) e magnésio ($Mg(OH)_2$)?
b) Quais são os produtos formados na reação de neutralização?
c) Os saberes escolares podem fundamentar escolhas e atitudes na sua vida cotidiana. Pensando dessa forma, após a leitura do texto, você acha indicado tomar antiácido todos os dias, sempre que sentisse azia? Lembre-se: antiácido é um medicamento, dessa forma, seria indicado tomar um medicamento sem necessidade? Justifique sua resposta com base em argumentos científicos.

3. AVALIANDO SUA APRENDIZAGEM

1. Equacione as reações de neutralização possíveis entre os ácidos e bases abaixo, balanceando-as:

HCl, H_2S, KOH e $Ca(OH)_2$

2. (ENEM – 2019) Laboratórios de química geram como subprodutos substâncias ou misturas que, quando não têm mais utilidade nesses locais, são considerados resíduos químicos. Para o descarte na rede de esgoto, o resíduo deve ser neutro, livre de solventes inflamáveis e elementos tóxicos como Pb, Cr e Hg. Uma possibilidade é fazer uma mistura de dois resíduos para obter um material que apresente as características necessárias para o descarte. Considere que um laboratório disponha de frascos de volumes iguais cheios dos resíduos listados no quadro:

TIPOS DE RESÍDUOS
I - Solução de H_2CrO_4 0,1 mol/L
II - Solução de NaOH 0,2 mol/L
III - Solução de HCl 0,1 mol/L
IV - Solução de H_2SO_4 0,1 mol/L
V - Solução de CH_3COOH 0,2 mol/L
VI - Solução de $NaHCO_3$ 0,1 mol/L

2.a)

$Al(OH)_3 + 3\,HCl \rightarrow AlCl_3 + 3\,H_2O$

$Mg(OH)_2 + 2\,HCl \rightarrow MgCl_2 + 2\,H_2O$

b)

$AlCl_3 + 3\,H_2O$

$MgCl_2 + 2\,H_2O$

c) *Resposta pessoal. Entretanto, espera-se que o estudante compreenda que neutralizar todos os dias a acidez estomacal vai prejudicar a sua digestão e sua saúde. Medicamentos também não devem ser tomados sem que haja real necessidade. Os argumentos científicos para justificar a resposta podem ser: mudança do pH no processo de neutralização, formação de produtos como sal, gás carbônico e água.*

Atividade 3 – Avaliando o aprendizado.

Retome alguns conceitos das séries anteriores, como conservação e proporção de massas, balanceamento de equações quí-

micas e características, fórmulas de alguns ácidos, bases e sais. Os estudantes devem resolver os exercícios propostos aplicando os conhecimentos trabalhados na aula. Dê tempo aos estudantes para que eles tentem resolver as questões. Passe entre as cadeiras observando e ajudando com possíveis equívocos. Posteriormente faça a correção na lousa, solicitando a participação deles, assim, será possível observar no que o estudante está errando, podendo ainda tirar as dúvidas dos demais. Professor(a), esta é uma atividade de avaliação, portanto, tente observar no que sua turma mais apresenta dificuldades, pois a próxima atividade será momento de retomada e recuperação.

5. FINALIZANDO

Consideramos importante a discussão durante todo o processo das atividades, bem como a correção coletiva das atividades, fazendo com que os estudantes socializem as observações realizadas e as possíveis dúvidas que possam surgir ao longo do processo, interagindo com o(a) professor(a) e com os colegas. Para fazermos o fechamento da aula, a **Atividade 4** irá propor uma sistematização dos conhecimentos por meio da elaboração de um mapa conceitual, uma ferramenta que ajuda a organizar informações por meio de palavras-chave interligadas. Geralmente colocamos o assunto no centro do mapa e vamos ligando subtópicos ao tema central, apresentando de forma resumida as informações que achamos pertinente guardar sobre o assunto.

Professor(a), essa é uma atividade de retomada dos assuntos e de recuperação, por isso, consideramos importante apresentar os conteúdos de forma a proporcionar aos estudantes a construção de outros caminhos. Também é hora de retomar esse(s) conteúdo(s) de um jeito novo, por esse motivo, pensamos na elaboração de um mapa mental. Se deixá-los sozinhos na construção do mapa, pode ser que os estudantes se percam no meio dos assuntos abordados. Direcione-os de modo que eles trabalhem com o conceito de neutralização, acidez e basicidade das substâncias. Espera-se especialmente que eles sejam capazes de identificar uma reação de neutralização, equacionando- a e balanceando-a, e tudo isso precisa aparecer no mapa.

Atividade 4 – Sistematizando o conhecimento.

Oriente os estudantes a registrarem no espaço indicado no caderno do estudante um mapa mental. Isso favorecerá a visualização de todo o processo, principalmente para estudantes que aprendem mais a partir de métodos de observação e organização de informações.

Ao final da aula, retome os objetivos com os estudantes a fim de verificar se eles foram alcançados. Por exemplo, você poderá fazer um checklist de tudo que foi estudado.

3. AVALIANDO SUA APRENDIZAGEM

1. ***Resposta esperada:***

$$1\ HCl + 1\ KOH \rightarrow 1\ KCl + 1\ H_2O$$
$$1\ HCl + Ca(OH)_2 \rightarrow 1\ CaCl_2 + 2\ H_2O$$
$$1\ H_2S + 2\ KOH \rightarrow 1\ K_2S + 2\ H_2O$$
$$H_2S + Ca(OH)_2 \rightarrow 1\ CaS + 2\ H_2O$$

Anotações

Anotações

Qual combinação de resíduos poderá ser descartada na rede de esgotos:

a) I e II
b) II e III
c) II e IV
d) V e VI
e) IV e VI

4. SISTEMATIZANDO O CONHECIMENTO

Utilize o espaço abaixo para elaborar um mapa mental, ferramenta que ajuda a organizar as informações e aprendizagens construídas nessa aula. Geralmente colocamos o tema no centro do mapa e vamos ligando subtópicos ao tema central, apresentando de forma resumida as informações que achamos pertinente guardar sobre o assunto. Seja criativo, utilize cores e formas diferentes para destacar as ideias. O ideal é fazer um resumo da aula que fique bem claro para você.

2. *Gabarito: letra C, pois, ao reagir um ácido (H^+) e uma base (OH^-), irá ocorrer a reação de neutralização, formando um sal. Observando a reação balanceada entre o NaOH e H_2SO_4, proporcionalmente, teremos:*

$2\ NaOH + 1\ H_2SO_4 \rightarrow 1\ Na_2SO4 + 1\ H_2O$

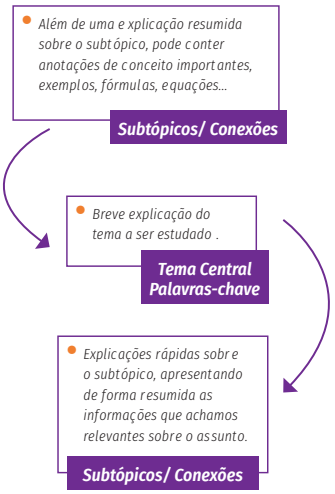
A proporção entre a base (NaOH) e o ácido (H_2SO_4) é de 2:1 (2 mols da base para cada 1 mol de ácido), ou seja, a concentração da base deverá ser o dobro da concentração do ácido para que haja a neutralização total entre os íons H^+ e OH^-.

Nas demais combinações entre ácido e base não ocorrem neutralização total por causa de suas concentrações (lembre-se de verificar o número de mols de base para cada mol de ácido) ou a reação descartará resíduo tóxico.
Se pegarmos a alternativa "a", o problema está no descarte de resíduo toxico.

$2NaOH + 1\ H_2CrO_4 \rightarrow Na_2CrO_4 + 2H_2O$

4. SISTEMATIZANDO O CONHECIMENTO

Professor(a), são diversas as possibilidade de construção do mapa conceitual. Apresentamos, a seguir, uma sugestão para orientar os estudantes na elaboração



AULAS 3 E 4

Soluções aquosas e suas concentrações

Reconhecer que é possível obter soluções neutras e a formação de sais a partir de reações entre soluções ácidas e básicas.

Saber prever a quantidade (em massa, em quantidade de matéria e em volume) de base forte que deve ser adicionada a um ácido forte para que a solução obtida seja neutra, dadas as concentrações das soluções.

Apresente o objetivo de aprendizagem das Aulas 3 e 4. Ressalte que será apresentado o rótulo de uma água mineral para identificação das concentrações de sais presentes nela, para que os estudantes estabeleçam relações entre as diferentes maneiras de representar essas concentrações, por exemplo, em g/L, mol/L, % em massa e ppm.

1. ORGANIZAÇÃO DA TURMA

Sugerimos a organização da sala em duplas, de modo que se estabeleça o diálogo entre os pares, facilitando as discussões coletivas, que são muito importantes para o desenvolvimento dos estudantes.

2. MATERIAIS NECESSÁRIOS

- *Caderno do Estudante – Aprender Sempre.*

3. INICIANDO

Atividade 1 – Iniciando o assunto

Professor (a), inicie a aula retomando os conceitos sobre misturas, nos quais temos que solução é uma mistura homogênea de duas ou mais substâncias e é constituída de soluto (substância a ser dissolvida) e solvente (substância que vai dissolver o soluto). Não aprofunde mais no assunto, pois nessa aula utilizaremos a técnica da aula invertida; os estudantes farão a pesquisa sobre o tema ao invés de você, professor(a), apresentar o assunto a eles. Eles deverão socializar a pesquisa com os demais colegas. Nesse momento, você poderá complementar informações que não aparecem na pesquisa, como soluções que são encontradas de diferentes formas em nosso dia a dia, na água que bebemos, nos medicamentos, nos sucos e refrigerantes. As soluções são muito co-

AULAS 3 E 4
Soluções aquosas e suas Concentrações

Objetivo de Aprendizagem

- *Relacionar a quantidade de substância e o volume de uma determinada solução aquosa para expressar e relacionar diferentes tipos de concentrações ($g.L^{-1}$, $mol.L^{-1}$, % em massa e ppm).*

1. Iniciando o Assunto

Você já parou para pensar nos tipos de soluções que podemos encontrar no nosso cotidiano?

Você sabia que o famoso álcool 70 líquido (que elimina o corona vírus) é uma mistura de 70 % em massa de álcool para 30 % em massa de água? E o soro fisiológico é uma mistura de água e cloreto de sódio (NaCl)?

Nesta aula, estudaremos as soluções e os tipos de soluções conhecidas. Esses exemplos citados podem ser considerados soluções?

Para essa atividade, utilizaremos a técnica da aula invertida! Pesquise sobre o tema **soluções,** respondendo às questões a seguir:

a) O que são soluções?
b) Quando pensamos em solução, logo lembramos das soluções aquosas. Quais são os tipos de soluções?
c) Quais soluções aquosas fazem parte do seu dia a dia?

CONCENTRAÇÕES DE SOLUÇÕES

Solução é uma mistura de duas ou mais substâncias que se encontram em uma única fase, formando um sistema homogêneo. É composta por soluto, que geralmente se encontra em menor quantidade na solução, e solvente, substância responsável por dissolver o soluto. Por exemplo, a solução de soro fisiológico é composta por sal e açúcar (solutos), que foram dissolvidos na água (solvente).

Para determinar a concentração de uma solução, é necessário relacionar as quantidades entre os componentes ou, o que é mais comum, a relação entre a quantidade do soluto e a quantidade total da solução (soluto mais o solvente).

A concentração de uma solução pode ser representada de diferentes maneiras, dependerá das características dos solutos presentes nela e das unidades que devem ser expressas.

TIPO DE MEDIDA	UNIDADE	OBSERVAÇÃO
Concentração em quantidade de matéria ou Molaridade.	$mol.L^{-1}$	Mols de soluto presente em 1 litro de solução.
Concentração em massa ou Concentração Comum.	$g.L^{-1}$	Massa do soluto presente em 1 litro de solução.
Partes por milhão.	ppm	Massa (g ou mg) do soluto presente em 1000.000 (g ou mg).
Porcentagem em massa.	%	Massa (g) do soluto presente em 100 g de solução.

(Adaptado de: FUNDAÇÃO CECIERJ. A Química tem solução)

2. IDENTIFICAÇÃO DA CONCENTRAÇÃO DOS SAIS NA ÁGUA MINERAL

Responda às questões 1 a 4 com base na análise da tabela a seguir.

ÁGUA MINERAL NATURAL	
Composição química provável em mg/L	
Sulfato de Estrôncio	0,04
Sulfato de Cálcio	2,29
Sulfato de Potássio	2,16
Sulfato de Sódio	65,71
Carbonato de Sódio	42,20
Cloreto de Sódio	4,07
Fluoreto de Sódio	1,24
Vanádio	0,07
Características físico-químicas	
pH a 25ºC	10,00
Temperatura da água na fonte	24ºC
Condutividade elétrica	$4,40 \times 10^{-4}$ ohm/cm
Resíduo de Evaporação a 180º	288,00 mg/L
Classificação	
"Alcalina-Bicarbonatada, Fluoretada, Vanádica"	

muns na natureza e são fundamentais em processos industriais, na medicina e para os cientistas. Estudar as soluções permite quantificar e identificar as substâncias que compõem uma solução. Na medicina, as variações nas concentrações das substâncias que compõem o sangue ou a urina dão aos médicos pistas valiosas sobre a saúde de um paciente. Na natureza, conhecer as substâncias que poluem um rio, por exemplo, permite aos cientistas estudar processos químicos e físicos para sua descontaminação. Professor(a), fica a seu critério fornecer os materiais de pesquisa, como o livro didático, ou deixar que eles usem a internet. Solicite que eles expliquem o assunto e avalie se conseguiram contemplar todas as questões.

5. DESENVOLVENDO

Atividade 2 – Identificação da concentração dos sais na água mineral

Realize, com os estudantes, a observação e a análise do rótulo da água mineral que aparece na atividade. Leiam juntos e interpretem as informações dispostas na tabela. Observe também a classificação da água no final da tabela. Essa atividade deve fazer com que observem as concentrações de sais presentes na amostra de água. A partir desses dados, os estudantes deverão ser capazes de relacionar as diferentes concentrações de soluto (sais) presentes na solução (água mineral), podendo ser representadas por $g.L^{-1}$, $mol.L^{-1}$, % em massa e ppm. Professor(a), espere que os estudantes iniciem a resolução dos problemas e vá auxiliando-os nesse processo, pois esse é o momento de avaliar quais estão sendo as dificuldades. Por diferentes razões, alguns precisam de auxílio diferenciado, e você tem a oportunidade de realizar intervenções que permitam aos estudantes continuar e avançar nos exercícios propostos.

Anotações

1. (ENEM-1999-Adaptada) Indicadores **ácido-base** são substâncias que, em solução aquosa, apresentam cores diferentes, conforme o pH da solução.

O quadro abaixo fornece as cores que alguns indicadores apresentam à temperatura de 25 °C.

ALARANJADO DE METILA	CORES CONFORME O PH
Azul de bromotimol	amarelo em pH ≤ 6,0; azul em pH ≥ 7,6
Vermelho de metila	vermelho em pH ≤ 4,8; amarelo em pH ≥ 6,0
Fenolftaleína	incolor em pH ≤ 8,2; vermelho em pH ≥ 10,0
Alaranjado de metila	vermelho em pH ≤ 3,2; amarelo em pH ≥ 4,4

Suponha que uma pessoa inescrupulosa guardou garrafas vazias dessa água mineral, enchendo-as com água de torneira (pH entre 6,5 e 7,5) para serem vendidas como água mineral. Tal fraude pode ser facilmente comprovada pingando-se na "água mineral fraudada", à temperatura de 25 °C, gotas de:

a) Azul de bromotimol ou fenolftaleína.
b) Alaranjado de metila ou fenolftaleína.
c) Alaranjado de metila ou azul de bromotimol.
d) Vermelho de metila ou azul de bromotimol.
e) Vermelho de metila ou alaranjado de metila.

2. Como está expressa a composição química da água? Por que essa concentração não está expressa g/L?
3. Escolha um sal e expresse a concentração em $g.L^{-1}$.
4. Converta a concentração do sal obtida no exercício anterior em mol/L. Obs.: recorrer à tabela periódica para calcular a massa molar (g/mol) dos sais.
5. (Unifesp - Adaptado) A contaminação de águas e solos por metais pesados tem recebido grande atenção dos ambientalistas devido à toxicidade desses metais ao meio aquático, às plantas, aos animais e à vida humana. Dentre os metais pesados há o chumbo, que é um elemento relativamente abundante na crosta terrestre, tendo uma concentração ao redor de 20 ppm (partes por milhão). Qual o valor de chumbo presente em uma amostra de 100 g da crosta terrestre?
6. (ENEM) A varfarina é um fármaco que diminui a agregação plaquetária, e por isso é utilizada como anticoagulante, desde que esteja presente no plasma, com uma concentração superior a 1,0 mg/L. Entretanto, concentrações plasmáticas superiores a 4,0 mg/L podem desencadear hemorragias. As moléculas desse fármaco ficam retidas no espaço intravascular e dissolvidas exclusivamente no plasma, que representa aproximadamente 60% do sangue em volume. Em um medicamento, a varfarina é administrada por via intravenosa na forma de solução aquosa, com concentração de 3,0 mg/mL. Um indivíduo adulto, com volume sanguíneo total de 5,0 L, será submetido a um tratamento com solução injetável desse medicamento. Qual é o máximo volume da solução do medicamento que pode ser administrado a esse indivíduo, pela via intravenosa, de maneira que não ocorram hemorragias causadas pelo anticoagulante?

a) 1,0 mL
b) 1,7 mL
c) 2,7 mL
d) 4,0 mL
e) 6,7 mL

1. *Gabarito: letra A. O azul de bromotimol passará de azul para amarelo e a fenolftaleína continuará incolor.*

2. *Repare que a concentração está expressa em miligramas por litro (mg/L) e não em gramas por litro (g/L), pois em concentrações pequenas utilizamos unidades de medidas adequadas a esses valores.*

3. *Exemplo: cloreto de sódio* $\frac{4{,}07\ \cancel{mg}}{L} \cdot \frac{1g}{1000\ \cancel{mg}} = 0{,}00407\ g/L$

4. $\frac{0{,}00407\ \cancel{g}}{L} \cdot \frac{1\ mol}{58{,}5\ \cancel{g}} = 6{,}95.10^{-5}\ mol/L$

5.

20 ppm = 20 g de chumbo em 10^6 g de crosta terrestre:
20 g — 10^6g de crosta terrestre
x g — 100 g de crosta terrestre

$x = \frac{20.100}{10^6} = \frac{2.10^3}{10^6} = 2.\ 10^{-3}$ *g de chumbo*

6. *Gabarito: letra D. Como a varfarina é utilizada como anticoagulante e age exclusivamente no plasma, esse não representa todo o volume de sangue do paciente, mas 60 %, então:*

5 L —— 100 %
X —— 60 %
X = 3 L de plasma

O volume máximo de concentração no plasma deve ser de 4 mg/L:

4 mg —— 1 L
X —— 3 L
X = 12 mg

Como a concentração de varfarina é de 3 mg/mL, então:

3 mg —— 1 mL x = 4 mL, quantidade máxima a ser administrada
12 mg —— x

Anotações

Anotações

6. FINALIZANDO

Atividade 3 – Argumentando: Produção de texto.

Esta atividade trabalhará a capacidade de argumentação, que está entre as 10 competências gerais da BNCC. Essa é uma atividade avaliativa e vai ajudar a verificar até que ponto o estudante chegou e quanto avançou desde a última tarefa. Oriente os estudantes a respeitar a opinião alheia e a entender o posicionamento do outro. Eles serão convidados a refletir sobre uma situação hipotética que tem relação com o conteúdo estudado e deverão escrever um pequeno texto argumentativo a fim de opinar sobre a situação-problema. Um texto argumentativo tem o objetivo de defender uma tese, que geralmente é apresentada no primeiro parágrafo (introdução). Nos parágrafos seguintes (desenvolvimento), deve-se levantar argumentos que sustentem a tese, e no último parágrafo, geralmente fazemos um fechamento, uma conclusão com a retomada da tese, apontando críticas ou soluções. A ideia é que os estudantes consigam enxergar que a ingestão regular de água alcalina pode não fazer tão bem à saúde quanto se pensa. Oriente os estudantes a lerem o texto indicado para auxiliar na escrita, mostrando que o texto pode ser consultado, mas não copiado, porque isso seria considerado plágio, caso não se referenciasse o material.

3. ARGUMENTANDO: PRODUÇÃO DE TEXTO

Situação-problema: imagine que uma determinada marca de água mineral utilize em sua propaganda a ideia de que o consumo regular de água alcalina é benéfico à saúde. Com base nos conhecimentos construídos ao longo das Sequências de Atividades, redija um texto dissertativo-argumentativo apresentando sua opinião sobre este caso: a água alcalina faz bem ou mal à saúde? Selecione, organize e relacione, de forma coerente e coesa, argumentos e fatos para defesa de seu ponto de vista. Não se esqueça de apontar, em sua conclusão, críticas ou sugestões para resolução do problema.
Para auxiliar a construção dos seus argumentos, leia o texto "O que é água alcalina?".

Fonte: GARCIA, Janaína. O que é água alcalina? Guia dos Entusiastas da Ciência, 2018. Disponível em: <https://proec.ufabc.edu.br/gec/voce-disse-ciencia/o-que-e-agua-alcalina/>. Acesso em: 26 nov. 2020.

Anotações

AULAS 5 E 6

Prevendo as quantidades de reagentes e produtos envolvidos numa reação de Neutralização

HABILIDADES:

Reconhecer que é possível obter soluções neutras e a formação de sais a partir de reações entre soluções ácidas e básicas. Saber prever a quantidade (em massa, em quantidade de matéria e em volume) de base forte que deve ser adicionada a um ácido forte para que a solução obtida seja neutra, dadas as concentrações das soluções.

1. ORGANIZAÇÃO DA TURMA

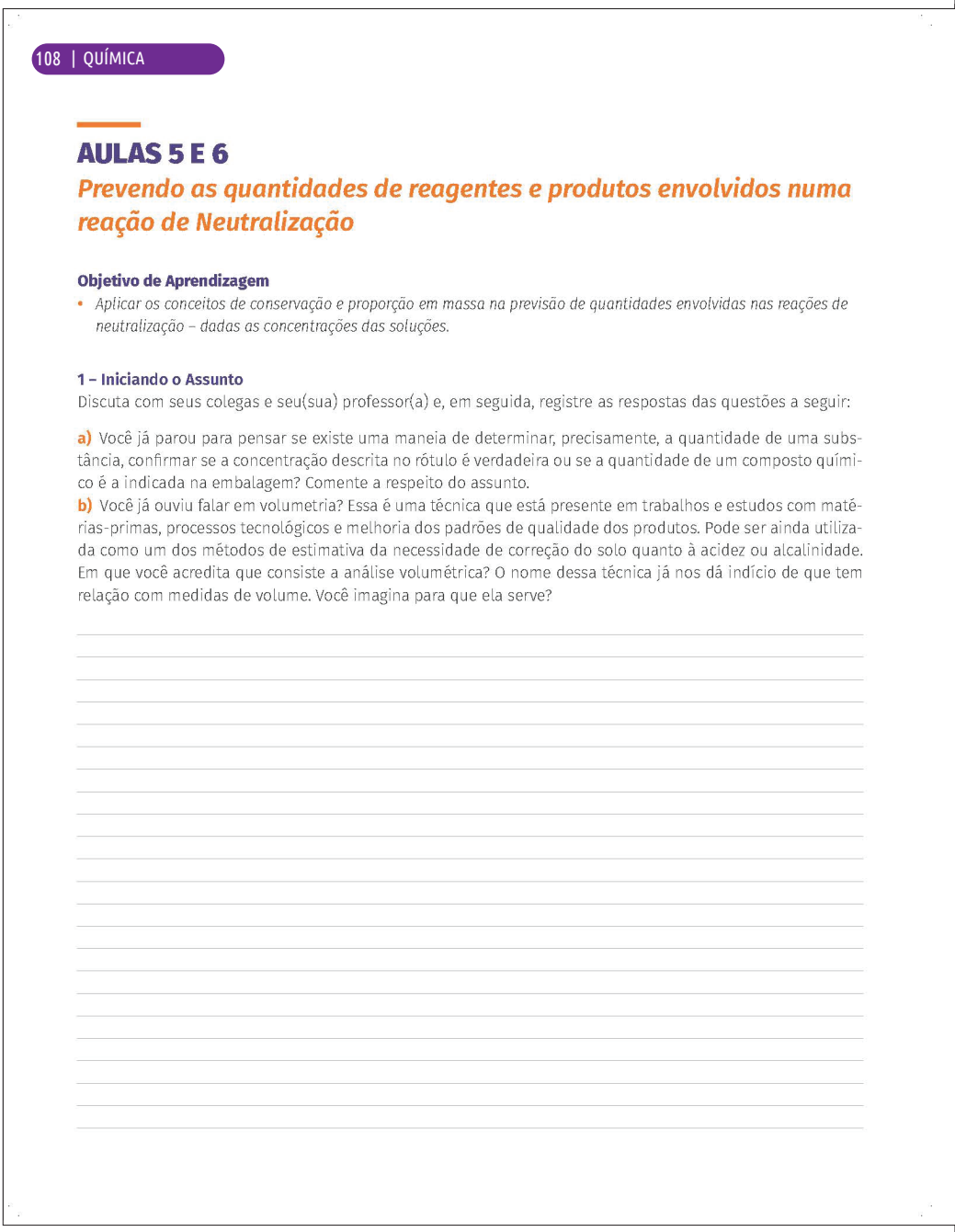
- *Sugerimos a organização da turma em duplas.*

2. MATERIAL NECESSÁRIO

- *Material do Aluno – Aprender Sempr e.*

3. INICIANDO

Professor(a), converse com a turma ressaltando o objetivo de aprendizagem proposto para as Aulas 5 e 6. Informe que realizarão por meio de uma abordagem investigativa, uma Sequência de Atividades partindo de uma situação-problema: "Como avaliar se amostras de vinagre estão ou não dentro do padrão de qualidade para o consumo da população orientado pela Anvisa (Agência Nacional de Vigilância Sanitária)?".



108 | QUÍMICA

AULAS 5 E 6

Prevendo as quantidades de reagentes e produtos envolvidos numa reação de Neutralização

Objetivo de Aprendizagem

- *Aplicar os conceitos de conservação e proporção em massa na previsão de quantidades envolvidas nas reações de neutralização – dadas as concentrações das soluções.*

1 – Iniciando o Assunto

Discuta com seus colegas e seu(sua) professor(a) e, em seguida, registre as respostas das questões a seguir:

a) Você já parou para pensar se existe uma maneia de determinar, precisamente, a quantidade de uma substância, confirmar se a concentração descrita no rótulo é verdadeira ou se a quantidade de um composto químico é a indicada na embalagem? Comente a respeito do assunto.

b) Você já ouviu falar em volumetria? Essa é uma técnica que está presente em trabalhos e estudos com matérias-primas, processos tecnológicos e melhoria dos padrões de qualidade dos produtos. Pode ser ainda utilizada como um dos métodos de estimativa da necessidade de correção do solo quanto à acidez ou alcalinidade. Em que você acredita que consiste a análise volumétrica? O nome dessa técnica já nos dá indício de que tem relação com medidas de volume. Você imagina para que ela serve?

Atividade 1 – Iniciando o assunto.

Professor (a), essa atividade tem o intuito de conhecer o que o estudante sabe sobre o assunto. Assim, incentive-os a exporem suas opiniões sobre todas as questões propostas e depois oriente o registro das respostas. Em seguida, encaminhe a leitura do texto disponível no link: http://webeduc.mec.gov.br/portaldoprofessor/quimica/sbq/QNEsc25/eeq02.pdf. Com mais informações sobre o assunto, solicite que reelaborem as respostas dadas às questões propostas no início da aul a.

TITULAÇÃO ÁCIDO-BASE

(Adaptado de: FERREIRA, 2017)

Titulação é o processo que permite determinar a concentração de uma solução, chamada solução problema, a partir de uma solução de concentração conhecida. Quando a titulação envolve a reação entre um ácido e uma base fortes, o ponto de equivalência molar é o ponto em que a quantidade de mols de ácido e base são exatamente a mesma, ocorrendo o equilíbrio da reação ácido-base. Nesta reação, há formação de um sal geralmente com pH neutro, indicando a neutralização total dos íons.

Levando em consideração que **o número de mols é representado por n, teremos:**

$$n_{ácido} = n_{base}$$

Como a concentração molar pode ser representada pela relação entre o número de mols do soluto e o volume da solução, temos:

$$M = \frac{n}{V} \text{ então } n = M.V$$

$$n_{ácido} = n_{base}$$

Substituindo, teremos:

$$M_{ácido} . V_{ácido} = M_{base} . V_{base}$$

$HCl_{(aq)} + NaOH_{(aq)} \rightarrow NaCl_{(aq)} + H2O_{(l)}$

→ **Bureta**
- **Solução de concentração conhecida (ácido ou Base)*
- *Volume gasto na titulação*

→ **Erlenmeyer**
- *Solução de concentração desconhecida (ácido ou base)*
- *Volume conhecido*
- *Algumas gotas de um indicador*

FERREIRA, Ana Maria da Costa. Teorias Ácido-Base Equilíbrios Simultâneos. USP: e-Disciplina, 2017. Disponível em: <https://edisciplinas.usp.br/pluginfile.php/3188530/mod_resource/content/1/Aula%205-%20Acidos%20e%20Bases.pdf>. Acesso em: 12. nov. 2020.

Agora que você já leu mais sobre o assunto, faça as alterações nas respostas das questões caso necessário.

Anotações

4. DESENVOLVENDO

Atividade 2 – Como avaliar se amostras de vinagre estão ou não dentro do padrão de qualidade para o consumo da população orientado pela Anvisa (Agência Nacional de Vigilância Sanitária)?

Professor (a), converse com os estudantes sobre o procedimento da titulação, que é a uma das técnicas de laboratório mais utilizadas quando se deseja determinar a concentração de uma solução. A reação química que ocorre é uma reação de neutralização, ou seja, entre um ácido e uma base, produzindo sal e água, por isso, ela é chamada de titulação ácido-base. O momento em que ocorre a mudança de coloração, caracterizada pelo indicador ácido-base apropriado, é chamado "ponto de viragem". Para que o resultado esteja dentro do esperado, é importante que o estudante esteja atento ao momento exato em que a solução que está sendo titulada muda de cor, passando de incolor para rosa. Oriente os estudantes no desenvolvimento dos cálculos para determinar a porcentagem de ácido acético (H_3COOH) presente na amostra analisada e então identificar se o vinagre se encontra ou não dentro dos padrões estabelecidos pela Anvisa, a qual determina que deva conter entre 4 e 6 % de ácido para estar próprio ao consumo.

2. COMO AVALIAR SE UMA AMOSTRA DE VINAGRE SE ENCONTRA OU NÃO DENTRO DO PADRÃO DE CONSUMO ESTABELECIDO PELA ANVISA?

Situação-problema: em uma aula de laboratório de Bioquímica, o(a) professor(a) da Universidade solicitou aos estudantes a realização da análise em uma amostra de vinagre. Em seguida, entregou o material a cada grupo para que pudesse ser averiguada a porcentagem de ácido acético presente. O vinagre é uma solução aquosa de ácido acético (CH_3COOH) muito utilizado como condimento em saladas. De acordo com a Anvisa (Agência Nacional de Vigilância Sanitária), o padrão de ácido acético aceitável na comercialização do vinagre é de 4 a 6 %.

Durante a análise, cada grupo diluiu uma amostra de 5 mL de vinagre em 25 mL de água. Logo após, a solução foi titulada com NaOH 0,1 $mol.L^{-1}$. Ao final do procedimento, os estudantes obtiveram os seguintes resultados:

AMOSTRAS	VOLUME GASTO DE NAOH (TITULAÇÃO)
A	40 mL
B	44 mL
C	50 mL
D	65 mL

Determine a % de ácido acético presente em cada uma das amostras e indique se a amostra se encontra ou não dentro do padrão de consumo estabelecido pela Anvisa, Sabendo que a densidade média das amostras de vinagre é = 1,02 g/cm^3.

3. AVALIANDO SEU APRENDIZADO:

Considerando os estudos realizados, responda às questões.

a) Utilizamos 50 mL de NaOH a 0,2 mol/L em uma titulação para neutralizar 100 mL de solução de H_2SO_4. Qual é a concentração em mol/L do ácido nessa solução?

b) (Mackenzie- Adaptado) Na neutralização de 30 mL de uma solução de soda cáustica (hidróxido de sódio comercial), foram gastos 20 mL de uma solução de 0,5 mol/L de ácido sulfúrico até a mudança de coloração de um indicador ácido-base adequado para a faixa de pH do ponto de viragem desse processo. Qual a concentração molar da amostra de soda cáustica?

Anotações

2. *Resultado das amostras: A = 3,9 % B = 4,3 % C = 4,9 % D = 6,4 %*

Amostra A

$$\underset{\text{Hidróxido de sódio}}{1\ NaOH} + \underset{\text{Ácido acético}}{1\ H_3CCOOH} \rightarrow \underset{\text{Acetato de sódio}}{1\ H_3CCOONa} + \underset{\text{Água}}{1\ H_2O}$$

- Como a proporção entre o NaOH e CH_3COOH é de 1 mol : 1 mol então, temos:

$M_{NaOH} = 0{,}1\ mol.L^{-1}$ V_{NaOH} *gastos = 40 mL*

$M_{ácido\ acético} = ?$ $V_{sol.} = 25\ mL\ H_2O + 5\ mL$ *vinagre= 30 mL*

Determinar a quantidade em mols de NaOH que reagem

0,1 mol —— 1 000 mL $\quad x = \dfrac{0{,}1 \times 40\ mL}{1000\ mL} = 0{,}004$ *mols*

x —— 40 mL

- Como $n_{base} = n_{ácido}$ *então reagiram 0,0055 mols de ácido acético, porém, em 40 mL de solução, quantos mols há em 5 mL de vinagre (inicial)?*

0,004 mols —— 30 mL $\quad x = \dfrac{0{,}004\ mols \times 5\ mL}{30\ mL} = 0{,}00067$ *mols*

x —— 5 mL

- Como se deseja saber a porcentagem em massa de ácido acético presente no vinagre, é preciso transformar o número de mols em massa. Sabendo que a massa molar do ácido acético é de 60 g/mol.

60 g —— 1 mol $\quad x = \dfrac{60\ g \times 0{,}00069\ mols}{1\ mol} = 0{,}04\ g$

x —— 0,00067 mols

- A densidade do vinagre (solução = ácido acético + água) é de 1 g/mL, ou seja, equivale a 100 %. Assim, qual a porcentagem de ácido acético corresponde à massa de 0,042 g de ácido que reagiu?

1,02 g —— 100 % $\quad x = \dfrac{0{,}4 \times 100\%}{1{,}02\ g} = 3{,}9\ \%$

0,04 g —— x 1,02 g

Observação: o cálculo para as demais amostras (B, C e D) seguem essa metodologia de sequência de cálculos e análises.

Anotações

3.a) Balanceando a equação, tem-se a proporção dos mols dos reagentes 1: 2.

$$M_{NAOH} \cdot V_{NAOH} = 2 \cdot M_{H2SO4} \cdot V_{H2SO4}$$
$$0{,}2 \cdot 50 = 2 \cdot M_{H2SO4} \cdot 100$$

$$M_{H2SO4} = \frac{0.2 \cdot 50}{200} = 0{,}05\ mol/L$$

b) Balanceando a equação, tem-se a proporção dos mols dos reagentes 1: 2.

$$M_{NAOH} \cdot V_{NAOH} = 2 \cdot M_{H2SO4} \cdot V_{H2SO4}$$
$$M_{NAOH} \cdot 30 = 2 \cdot 0{,}5 \cdot 20$$

$$M_{NAOH} = \frac{2 \cdot 0{,}5 \cdot 20}{30} = 0{,}66\ mol/L$$

c) Balanceando a equação, tem-se a proporção dos mols dos reagentes 1: 1

Calcular o número de mols de HCl.

$$0{,}1\ mol \text{ —— } 1\,000\ mL$$
$$X \text{ —— } 25\ mL$$
$$X = 0{,}0025\ mols$$

Calcular a concentração de mol. L^{-1} de NH_3

$$0{,}0025\ mols \text{ —— } 5\ mL$$
$$x \text{ —— } 1000\ mL$$
$$X = 0{,}5\ mol.\ L^{-1}$$

Como se deseja determinar a concentração em g. L^{-1}, basta transformar 0,5 mols em gramas. (Dado: Massa molar da amônia (NH_3) = 17 g. mol^{-1})

$$1\ mol \text{ —— } 17\ g$$
$$0{,}5\ mols \text{ —— } x$$
$$X = 8{,}5\ g \text{ ou } 8{,}5\ g.\ L^{-1}, \text{ assim,}$$
$$\text{a concentração informada no rótulo está incorreta.}$$

4. Professor (a), o registro das respostas será pessoal, porém, ressalte que a volumetria de neutralização é uma técnica bastante utilizada em Química Analítica para quantificação de ácidos ou bases em soluções, dessa forma, é possível determinar a concentração de uma solução ácida através de uma titulação com uma solução básica, ou vice-versa.

c) (FUVEST-SP - Adaptado) O rótulo de um produto de limpeza diz que a concentração de amônia (NH_3) é de 9,5 g/L. Com o intuito de verificar se a concentração de amônia corresponde à indicada no rótulo, 5,0 mL desse produto foram titulados com ácido clorídrico de concentração 0,100 mol/L. Para consumir toda a amônia dessa amostra, foram gastos 25,0 mL do ácido.

Dada a equação da reação:

$$NH_4OH + HCl \rightarrow NH_4Cl + H_2O$$

Qual a concentração da solução de amônia, calculada com os dados da titulação apresentados no enunciado? A concentração informada no rótulo do produto está correta? Justifique.
Dado: Massa molar da amônia (NH_3) = 17 g. mol^{-1}.

4. SISTEMATIZAÇÃO DO CONHECIMENTO

Utilize as linhas abaixo para redigir um texto sobre os assuntos estudados nesta Sequência de Atividades (reações de neutralização, soluções, titulação). Utilize estas dicas na hora de construir seu texto:

- *Estabeleça o mínimo de três parágrafos (introdução, desenvolvimento e conclusão).*
- *No primeiro parágrafo, explane brevemente sobre cada assunto estudado.*
- *No segundo parágrafo, dê exemplos de aplicações desses conhecimentos no nosso cotidiano.*
- *No último parágrafo, faça um fechamento para o assunto, indicando, por exemplo, a importância desses temas. Faça uma reflexão sobre como os saberes escolares podem fundamentar escolhas e atitudes na vida cotidiana.*

Anotações

REFERÊNCIAS

APPOLINÁRIO, F. Para onde caminha o estudo do comportamento organizacional? Revista de Economia e Administração, São Paulo, v.7, n.3, p. 262-267, jul.- set. 2008.

BRASIL. Ministério da Agricultura, Pecuária e Abastecimento – EMBRAPA - Sistema de composição do vinagre. Disponível em: <https://sistemasdeproducao.cnptia.embrapa.br/FontesHTML/Vinagre/SistemaProducaoVinagre/composicao.htm>. Acesso em: 10. no v. 2020.

RIBEIRO, Anderson Orzari (Org.). Lista de Exercícios. Disponível em: <http://professor.ufabc.edu.br/~karina.frin/LISTA_EXERCICIOS_2020_1.pdf>. Acesso em: 9. no v. 2020.

FUNDAÇÃO CECIERJ. A Química tem solução. Fascículo 4. Unidade 10, 2016. Disponível em: <https://cejarj.cecierj.edu.br/pdf_mod2/Unidade 5_Qui.pdf>. Acesso em: 10. no v. 2020.

GARCIA, Janaína. O que é água alcalina?. Guia dos Entusiastas da Ciência. Disponível em: <https://proec.ufabc.edu.br/gec/voce-disse-ciencia/ o-que-e- agua-alcalina/>. Acesso em 26 de no vembro de 2020.

OLIVEIRA., O.M. JUNIOR, K.S. SCHL UNZEN.E.T.M. Org. Química. Coleção temas de formação. Tomo I. 2013. V.3.

Química Geral e Reações Químicas - Volume 1. Disponível em: <https://edisciplinas.usp.br/pluginfile.php/5362399/mod_resource/content/1/Material%20guia%202%20acidos%20e%20b ases%20Kotz%206a%20ed.pdf>. Ac esso em: 10. no v. 2020.

RIBEIRO, Mauro Carlos da Costa. VIDINHA. Pedro. CORIO, Paola. Roteiros das Aulas Experimentais de Química Geral para Farmácia e Bioquímica. 2019 - Disponível em: <https://edisciplinas.usp.br/mod/ resource/view.php?id=2515621>. Acesso em: 12. nov. 2020.

SILVA. Wesley Pereira. Experimento. Disponível em: <http://webeduc.mec.gov.br/portaldoprofessor/quimica/cd2/conteudo/aulas/24_aula/aula.html> - Acesso em: 09. nov. 2020.

USP NOTÍCIAS. Simulação mostra efeito do aumento de CO2 na atmosfera. 2013. Disponível em: <http://www.usp.br/agen/?s=++Equipamento+aumenta+a+libera%C3%A7%C3%A3o+de+C O2+sobre+plantas+durante+a+pesquisa&imageField.x=40&imageField.y=8>. Acesso em 12. no v. 2020.

VICHI. Flávio. Química uma abordagem molecular – adaptado por: Flavio Vichi, QFL-2142, 2012 – Disponível em: <http://www.iq.usp.br/fmvichi/html/ topico06.pdf> Acesso em: 6. no v. 2020.

NEVES, Vitor. “Modificação na dieta ajuda gestantes com problemas gastrointestinais”. Jornal da USP. Disponível em:<https://jornal.usp.br/atualidades/ medicamentos-indicados-para-tratar-problemas-gastrointestinais-na-gravidez/>. Acesso em: 26. nov. 2020.

Anotações

Anotações

COORDENADORIA PEDAGÓGICA
Caetano Pansani Siqueira

DEPARTAMENTO DE DESENVOLVIMENTO CURRICULAR E DE GESTÃO PEDAGÓGICA
Viviane Pedroso Domingues Cardoso

CENTRO DE ENSINO MÉDIO – CEM
Ana Joaquina Simões Sallares de Mattos Carvalho

ASSESSORIA TÉCNICA
Aline Navarro
Cassia Vassi Beluche
Deisy Christine Boscaratto
Isaque Mitsuo Kobayashi
Luiza Helena Vieira Girão
Silvana Aparecida de Oliveira Navia
Valquiria Kelly Braga
Vinicius Gonzalez Bueno

EQUIPE CURRICULAR DE CIÊNCIAS DA NATUREZA - ENSINO MÉDIO
Alexandra Fraga Vazquez
Regiane Cristina Moraes Gomes
Rodrigo Fernandes de Lima

EQUIPE DE ELABORAÇÃO
Raph Gomes Alves
Camila Taira Nakamura
Elisa Rodrigues Alves
Isadora Lutterbach Ferreira Guimaraes
Tatiane Valéria Rogério de Carvalho
Estela Choi
Giovanna Ferreira Reggio
Lilian Avrichir
Marlon Marcelo
Veridiana Rodrigues Silva Santana
Renato Moura
Diego Alves Rodrigues
Denise Quirino da Silva
Diogo Nery Maciel
Ediana Barp
Eliette Lucas
José Diego de Melo
Maria Cecília de Oliveira Barbosa
Matheus de Araújo Dourado
Nednaldo Dantas dos Santos
Rosânia Cristina Araújo Costa Toscano e Wani
Patrícia Silva

LEITURA CRÍTICA:
Lilian Rodrigues Rios

REVISÃO DE LÍNGUA:
Aleksandro Nunes
Alexandre Napoli
Aline Lopes Ohkawa
Priscila Colhado Ferrarotto
Rodrigo Luiz Pakulski Vianna
Romina Harrison.

PROJETO GRÁFICO E DIAGRAMAÇÃO
André Coruja
Rayane Patrício
Sâmella Arruda
Wellington Costa
Julio Claudius Giraldes Junior
Eliza Natsuko Shiroma

GOVERNO DO ESTADO DE SÃO PAULO
Secretaria da Educação