

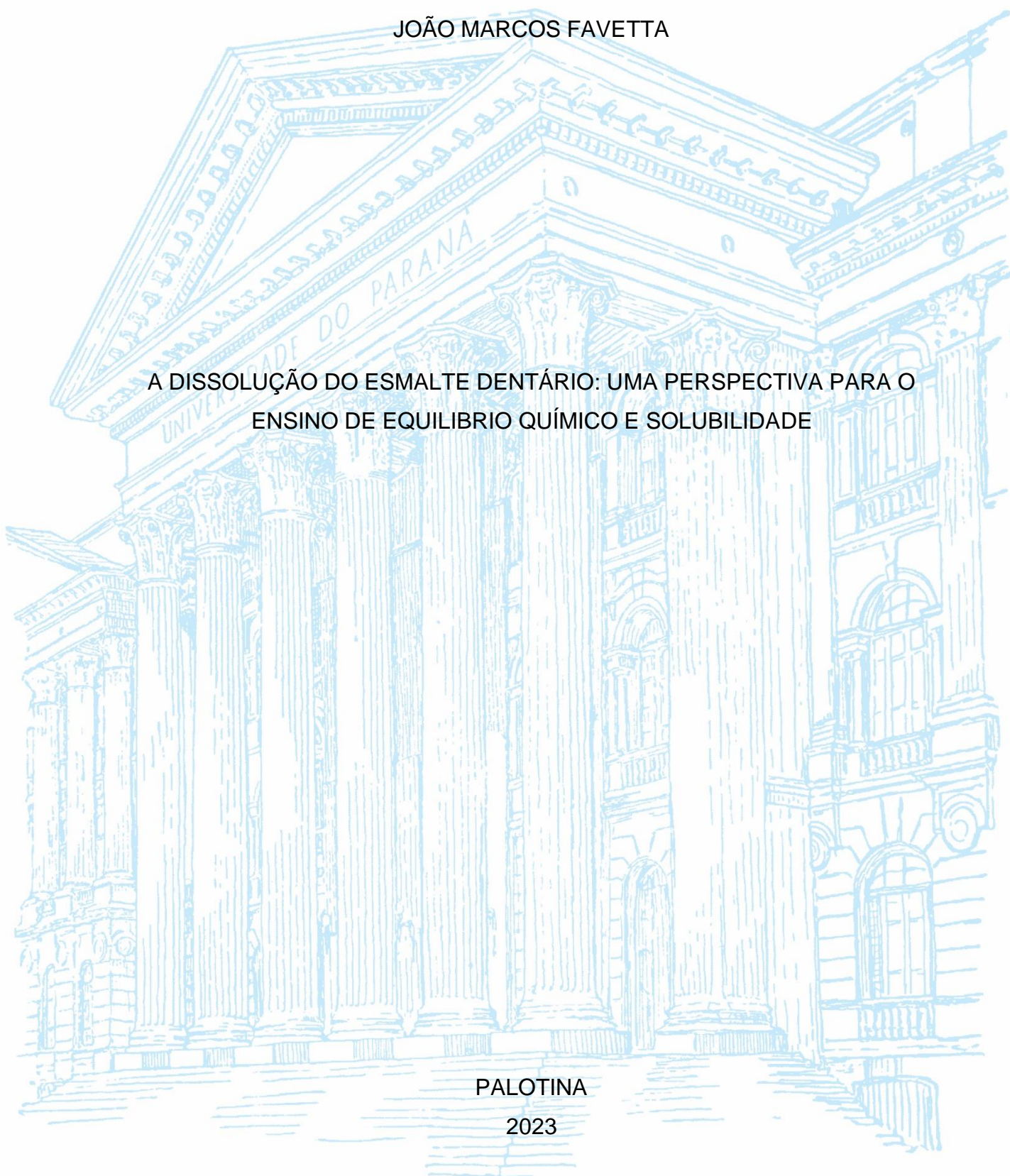
UNIVERSIDADE FEDERAL DO PARANÁ

JOÃO MARCOS FAVETTA

A DISSOLUÇÃO DO ESMALTE DENTÁRIO: UMA PERSPECTIVA PARA O
ENSINO DE EQUILÍBRIO QUÍMICO E SOLUBILIDADE

PALOTINA

2023



João Marcos Favetta

A DISSOLUÇÃO DO ESMALTE DENTÁRIO: UMA PERSPECTIVA PARA O
ENSINO DE EQUILÍBRIO QUÍMICO E SOLUBILIDADE

TCC apresentada ao curso de Graduação em Licenciatura em Ciências Exatas, Setor de Palotina, Universidade Federal do Paraná, como requisito parcial à obtenção do título de Licenciado em Ciências Exatas - Habilitação em Química.

Orientador: Prof. Dr. Rodrigo Sequinel

Coorientador: Prof. Dr. Isac Rosset

PALOTINA

2023



UNIVERSIDADE FEDERAL DO PARANÁ
Rua Pioneiro, 2153, - - Bairro Jardim Dallas, Palotina/PR, CEP 85950-000
Telefone: 3360-5000 - <http://www.ufpr.br/>

Ofício nº 96/2023/UFPR/R/PL/DEE

Palotina, 20 de dezembro de 2023.

TERMO DE APROVAÇÃO

JOÃO MARCOS FAVETTA

A DISSOLUÇÃO DO ESMALTE DENTÁRIO: UMA PERSPECTIVA PARA O ENSINO DE EQUILÍBRIO QUÍMICO E SOLUBILIDADE.

Trabalho de Conclusão de Curso apresentado ao Curso de Licenciatura em Ciências Exatas na Universidade Federal do Paraná como requisito para a obtenção de Licenciatura em Ciências Exatas com habilitação em Química e aprovado pela seguinte banca avaliadora:

Prof. Dr. Rodrigo Sequinel
Orientador

Prof^a Dr^a. Leticia Lopes Ricardo
Membro da Banca

Dr^a. Ivonete Rossi Bautitz
Membro da Banca



Documento assinado eletronicamente por **RODRIGO SEQUINEL, PROFESSOR DO MAGISTERIO SUPERIOR**, em 08/01/2024, às 15:42, conforme art. 1º, III, "b", da Lei 11.419/2006.



Documento assinado eletronicamente por **IVONETE ROSSI BAUTITZ, PROFESSOR DO MAGISTERIO SUPERIOR**, em 08/01/2024, às 16:12, conforme art. 1º, III, "b", da Lei 11.419/2006.



Documento assinado eletronicamente por **LETYCIA LOPES RICARDO**, **Usuário Externo**, em 08/01/2024, às 16:44, conforme art. 1º, III, "b", da Lei 11.419/2006.



A autenticidade do documento pode ser conferida [aqui](#) informando o código verificador **6296068** e o código CRC **AFF30A6B**.

Referência: Caso responda este Ofício, indicar expressamente o Processo nº 23075.044669/2022-59

SEI nº 6296068

RESUMO

Um dos principais conteúdos de química trabalhado no ensino médio é o de equilíbrio químico e solubilidade, mais este apresenta difícil abordagem em aula. Este trabalho busca um meio de ensinar equilíbrio químico e solubilidade utilizando a temática do desgaste dentário. Os dentes são fundamentais para o processo de digestão dos alimentos. O desgaste do seu principal componente, a hidroxiapatita de cálcio (HA), conhecido como desmineralização, é causado pela ingestão de bebidas com baixo pH e pela presença de ácidos orgânicos provenientes da fermentação de carboidratos que ocorre no metabolismo das bactérias presentes no meio bucal. Tal processo prejudica a função principal dos dentes e os deixam vulneráveis a doenças infecciosas como a cárie. O objetivo deste estudo foi avaliar a solubilização da HA variando o potencial hidrogeniônico (pH) do meio no qual esta é inserida. Para isso, foram realizados quatro experimentos em diferentes faixas de pH, que consistiram na adição por gotejamento de soluções com diferentes valores de pH em uma amostra de HA, a fim de visualizar mudanças no aspecto visual da solução até obtenção de um estado límpido e livre de corpo de fundo. Assim, determinou-se que a HA é solubilizada quando o pH do meio é inferior a quatro, pois essa condição desloca o equilíbrio da solubilidade do mineral para a dissolução, semelhante ao que ocorre no meio bucal. Deste modo, por meio de um experimento simples é possível demonstrar na prática o conceito de equilíbrio de solubilidade abordando o contexto da constituição química dos dentes e o processo de desmineralização dentária.

Palavras-chave: Hidroxiapatita de cálcio (HA); potencial hidrogeniônico (pH), solubilidade; desmineralização; equilíbrio químico.

ABSTRACT

One of the main pieces of chemistry content taught in secondary school is chemical equilibrium and solubility, which is difficult to approach in class. This work seeks to find a way of teaching chemical equilibrium and solubility using the theme of tooth wear. Teeth are fundamental to the process of digesting food. The wear of its main component, calcium hydroxyapatite (HA), known as demineralization, is caused by the ingestion of low pH drinks and the presence of organic acids from the fermentation of carbohydrates that occurs in the metabolism of bacteria present in the oral environment. This process impairs the main function of teeth and leaves them vulnerable to infectious diseases such as caries. The aim of this study was to evaluate the solubilization of HA by varying the hydrogen potential (pH) of the medium in which it is inserted. To this end, four experiments were carried out in different pH ranges, consisting of the drip addition of solutions with different pH values to a sample of HA, in order to visualize changes in the visual appearance of the solution until a clear state free of background body was obtained. Thus, it was determined that HA is solubilized when the pH of the medium is less than four, as this condition shifts the balance of the mineral's solubility towards dissolution, similar to what occurs in the oral environment. Thus, by means of a simple experiment, it is possible to demonstrate the concept of solubility equilibrium in practice, addressing the context of the chemical constitution of teeth and the process of dental demineralization

Keywords: Calcium hydroxyapatite (HA); hydrogen potential (pH); solubility; demineralization; chemical balance.

SUMÁRIO

1	INTRODUÇÃO	6
2	OBJETIVOS	8
2.1	OBJETIVO GERAL	8
2.2	OBJETIVOS ESPECÍFICOS	8
3	FUNDAMENTAÇÃO TEÓRICA	9
3.1	EQUÍLÍBRIO QUÍMICO	11
3.2	EQUILÍBRIO DE SOLUBILIDADE	12
3.3	O ENSINO SOBRE EQUILÍBRIO QUÍMICO.....	14
4	METODOLOGIA	15
5	RESULTADOS E DISCUSSÃO	17
6	CONSIDERAÇÕES FINAIS	22
6.1	RECOMENDAÇÕES PARA TRABALHOS FUTUROS	22
7	REFERÊNCIAS	23

1 INTODUÇÃO

Para a eficácia do ensino de química, o professor deve articular teoria e prática. Um obstáculo para o ensino de química é a adequação dos conhecimentos científicos para o ensino em sala de aula. A articulação das aulas teóricas e experimentais torna-se fundamental para o desenvolvimento dos alunos. Nesse sentido, a didática da química é imprescindível para as aulas, assim o conhecimento científico fica mais compreensível.

O conhecimento escolar não pode ser tratado da mesma forma que o conhecimento científico, pois os termos utilizados na linguagem científica não são adequados para o ambiente escolar. Segundo Leal (2009), o conhecimento científico deve passar por uma transposição para ser abordado em aula, tornando um conhecimento didatizado, sendo assim, o professor de química é como uma espécie de tradutor do conhecimento químico, ou seja, adequando o conhecimento científico puro para um conhecimento científico ensinado. Para isso, o professor de química deve, além de conhecer as facetas da didática, compreender a natureza da química, identificando seus objetos de interesse que podem ocasionar em benefícios para a prática do professor de química. A ciência da química pode ser definida em três principais focos, sendo elas as propriedades, constituição e transformações de substâncias e materiais, todas elas de maneira relacionada. Para abordar essa ação se faz necessário relacionar a teoria com a prática dentro de sala de aula. A articulação da teoria e prática química é mais do que apenas um método científico, pois para o ensino, trata-se de uma ferramenta indispensável, metodologia para educar através da química (CHASSOT, 2018).

Para associação entre teoria e prática, o que facilita na compreensão do mundo por meio do conhecimento químico, é necessário trabalhar com a abordagem adequada. Estas abordagens apresentam o papel de comparar a teoria com o contato empírico, sensorial, com a prática em si, observando os fenômenos de forma teoricamente química. O processo de articulação do conhecimento prático exerce papel fundamental na formação dos alunos, no entanto, o ensino de química não é adequado somente com a prática, experimentação, e também não somente teoria, portanto faz-se necessário a articulação da teoria com a prática. Pensando em atribuir

o conhecimento de forma teórica, mas também lúdica, associando a realidade com a própria química, as experimentações são complementadas com a teoria.

Neste contexto, uma temática interessante a ser trabalhada é a constituição química dos dentes e o seu processo de desgaste. Como parte fundamental, os dentes são elementos necessários no processo digestivo, pois atuam como um processador inicial dos alimentos, então precisam permanecer em boas condições e inteiros. Mas com o passar do tempo, os dentes sofrem desgaste mediante a dissolução de seu componente principal, a hidroxiapatita de cálcio, que compõe grande parte da estrutura dentária. Assim, conforme se desgasta, os dentes ficam vulneráveis a infecções, como a cárie, que pode causar a destruição da estrutura dentária, prejudicando a saúde e estética (POLIMENO, 2021).

O desgaste dos dentes é chamado de desmineralização, e esse processo é acelerado quando os fluidos bucais sofrem redução no pH (potencial hidrogeniônico) (SHIROMA, 2006). As bactérias comumente presentes na boca metabolizam restos de alimentos principalmente carboidratos e produzindo ácidos, ocasionando aumento na concentração de íons $\text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})}$, e a redução do pH do meio bucal. A saliva e as escovações dentárias previnem este processo, mantendo o pH bucal em torno de 6,8 (SILVA, 2001), porém em situações de desequilíbrio constante, a redução do pH aumenta o grau de dissolução da HA, desmineralizando o esmalte dentário, ou seja, desgastando os dentes.

A dissolução do esmalte dentário está associada a falta de cuidados, como a escovação e a utilização de fio dental. É comum que crianças não tenham cuidados com relação aos dentes. Este trabalho traz uma forma de ensinar equilíbrio químico e solubilidade, associando a experimentação com a teoria, e dessa forma, vincula a realidade do aluno com os conteúdos da química. Assim, torna-se mais fácil compreender os conceitos de equilíbrio químico e solubilidade, bem como a prática adequada dos cuidados dos dentes traz reflexo em questões de saúde.

2 OBJETIVOS

2.1 OBJETIVO GERAL

Avaliar a solubilidade aparente da hidroxiapatita de cálcio em diferentes valores de pH.

2.2 OBJETIVOS ESPECÍFICOS

Propor uma forma de ensinar os conceitos de equilíbrio químicos e solubilidade por meio da experimentação.

Observar a diferença no aspecto visual da dissolução da HA em meio ácido e básico.

Avaliar a variação do pH de soluções em diferentes faixas de pH, após a adição de massa conhecida de HA.

Relacionar a variação de pH com a equação de equilíbrio químico de solubilidade da HA, avaliando aspectos da condutividade do mineral.

3 FUNDAMENTAÇÃO TEÓRICA

A adequação do meio bucal é um fator importante dentro do campo de estudo da odontologia e é a principal razão relacionada a atividade da doença cárie. A desmineralização do esmalte dos dentes possibilita um ambiente favorável à proliferação de organismos cariogênicos na cavidade bucal (POLIMENO, 2021). Para combater esses tipos de organismos, podemos citar: o controle da dieta, higienização e utilização de fluoretos (REIS, 2010).

Os dentes são compostos principalmente de hidroxiapatita de cálcio (HA), mineral solúvel em pH menor ou igual a quatro (FEATHERSTONE et al., 1990). A desmineralização do esmalte dos dentes é causada pela diminuição do pH do meio bucal por consequência da produção de ácidos a partir da fermentação bacteriana de carboidratos, como por exemplo a sacarose. A redução do pH provoca a dissolução do esmalte do dente, e consequente deslocamento de íons cálcio e fosfato para o meio bucal (SHIROMA, 2006). Entretanto, Maltz et al. (2000), afirmam que tal processo é lento e pode ser revertido devido a presença da saliva, biofilme dental e presença de flúor, que são capazes de estabelecer um equilíbrio entre a desmineralização e a remineralização.

Para a existência da HA dentária em condições fisiológicas, a saliva e os fluidos bucais devem estar supersaturados em relação à HA, caso contrário causaria um desequilíbrio entre a desmineralização e a remineralização, ocasionando a dissolução dos tecidos dentários, ou seja, maior é a propensão em relação a maturação do esmalte dos dentes (SHIROMA, 2006). Quando o pH do meio bucal sofre redução, a solubilidade da HA aumenta consideravelmente, cerca de dez vezes a cada unidade de pH, ou seja, o mineral em ambiente ácido apresenta vulnerabilidade, levando a lesão cariiosa e erosão dentária.

As reações químicas são processos resultantes de uma interconversão de espécies químicas, o que envolve a reorganização de átomos de uma ou mais substâncias (SILVEIRA, 2015). As velocidades das reações químicas são dependentes da composição e da temperatura do meio reacional. Segundo Atkins (2012), a velocidade de uma reação é proporcional às concentrações dos reagentes.

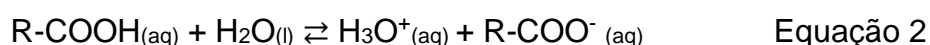
No meio bucal existe milhões de microrganismos, pois é um ambiente adequado para sua reprodução, com temperatura constante em 36°C, úmida e

contendo nutrientes (resto de alimentos). Com a presença de alimentos (sacarose), as bactérias se multiplicam, formando um biofilme sobre o dente, dando origem ao que se denomina placa bacteriana. Ao metabolizarem o açúcar, as bactérias produzem ácidos orgânicos pela fermentação, gerando a cárie (SILVA, 2001).

O esmalte dos dentes que é composto principalmente de HA ($\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{OH}$), essa substância iônica é constituída pelos íons Ca^{2+} , PO_4^{3-} e OH^- . O processo de dissolução da HA em água, chamado desmineralização, pode ser representado pela Equação 1:



O processo inverso também acontece, chamado de remineralização, no entanto, quando a concentração de íons $\text{H}_3\text{O}^+_{(aq)}$ aumenta com a ação do metabolismo das bactérias, alterando o pH da saliva, o equilíbrio se desloca no sentido da desmineralização da HA. Conforme a placa bacteriana cresce a concentração dos íons $\text{H}_3\text{O}^+_{(aq)}$ aumenta, devido a produção dos ácidos orgânicos (SILVA, 2001). O principal ácido produzido pelas bactérias na fermentação é o ácido láctico, mas também podem ser produzidos outros ácidos em menores quantidades, como o acético, o fórmico e o succínico. De forma geral, podemos descrever a ionização desses ácidos pela Equação 2:



Assim, em uma reação de neutralização, os íons $\text{H}_3\text{O}^+_{(aq)}$ provenientes da fermentação bacteriana (Equação 2) reagem com os íons $\text{OH}^-_{(aq)}$ gerados a partir da desmineralização da HA (Equação 1). A Equação 3 representa a reação de neutralização citada:



Como os íons $\text{OH}^-_{(aq)}$ são essenciais para a remineralização, sua neutralização ocasionada pelos íons $\text{H}_3\text{O}^+_{(aq)}$ (Equação 3), reduz tal processo significativamente. Quando a desmineralização ocorre em uma velocidade e a

remineralização em velocidade menor, resulta no desgaste dentário, possibilitando a proliferação de organismos cariogênicos (SHIROMA, 2006).

Além da ação bacteriana que causam o desgaste dentário, o consumo de alimentos, principalmente bebidas, como o refrigerante do tipo cola (FUSHIDA, 1999), que possuem baixo pH, podem resultar no desgaste dentário e em infecções cáries (LEITE, 2010).

3.1 EQUILÍBRIO QUÍMICO

Em uma reação química, é comum considerar que os reagentes se transformam completamente em produtos. No entanto, Brown (2005) afirma que não é toda reação química que consome completamente os reagentes limitantes, ou seja, existem reações que não se completam, mas que atingem um estado de equilíbrio, estando presentes reagentes e produtos no meio. Nesse estado, a reação continua sem que haja alteração na concentração das espécies envolvidas, este estado é chamado de equilíbrio químico.

O equilíbrio químico ocorre quando as reações opostas acontecem a velocidades iguais: a velocidade na qual os produtos são formados a partir dos reagentes é igual a velocidade no qual os reagentes são formados a partir dos produtos (BROWN, 2005, p. 531).

O equilíbrio químico trata-se de um estado no qual a taxa em que os reagentes alteram sua composição originando os produtos é a mesma em que os produtos originam os reagentes. Outro ponto importante a ser destacado é que as reações só atingem equilíbrio em situações de sistemas fechados, pois não pode haver mudanças na quantidade das espécies presentes no meio reacional (SANTANA, 2015).

Um sistema é uma parte em específico que se deseja estudar, o que está ao redor desse sistema é chamado vizinhança. Quando o objetivo é analisar uma reação química de forma minuciosa, considerando até mesmo variações de energia, o indicado é um sistema fechado (BROWN, 2005). Para atingir o equilíbrio químico em uma reação, três fatores devem permanecer constantes: concentração, temperatura e pressão. Caso algum dos três sofra alterações após a reação atingir o equilíbrio, a mesma tende a se reajustar, minimizando os efeitos dessa variação. A capacidade de reajuste do equilíbrio em uma reação é descrita pelo princípio de Le Châtelier.

Se um sistema em equilíbrio é perturbado por uma variação na temperatura, pressão ou concentração de um dos componentes, o sistema deslocará sua posição de equilíbrio de tal forma a neutralizar os efeitos do distúrbio (BROWN, 2005, p. 549).

Quando o equilíbrio da reação química é estabelecido em estado dinâmico, ou seja, o processo reacional direto e inverso estão equiparados em relação a suas velocidades, dizemos que está em estado de balanço. A alteração do estado de balanço pode ocorrer por meio de perturbações no sistema. Caso isso aconteça, o sistema desloca seu equilíbrio para atingir um novo estado de balanço, alterando a concentração de qualquer componente presente no sistema, levando o mesmo a atingir um novo estado de balanço.

Se um sistema químico está em equilíbrio e adicionarmos uma substância (um reagente ou um produto), a reação se deslocará de tal forma a restabelecer o equilíbrio pelo consumo de parte da substância adicionada. Contrariamente, a remoção de uma substância fará com que a reação se mova no sentido que formar mais daquela substância (BROWN, 2005, p. 549).

Neste sentido, as alterações da pressão e temperatura também deslocam o equilíbrio da reação, para que esse seja restabelecido mediante a perturbação. Com relação a pressão, esta perturbação é aplicada principalmente em sistemas gasosos, e sua alteração está associada ao volume do sistema, que caso seja reduzido, este se desloca de forma a diminuir o número de moléculas do gás. Quanto à alteração do equilíbrio por variação da temperatura, as reações direta e inversa do equilíbrio reacional estão correlacionadas com liberação (exotérmica) e absorção (endotérmica) de calor, o deslocamento do equilíbrio é semelhante com mudanças de concentração, ou seja, aumentar a temperatura é como adicionar reagente ou produto na reação, deslocado o equilíbrio no sentido a consumir o calor (BROWN, 2005).

3.2 EQUILÍBRIO DE SOLUBILIDADE

Grande parte das substâncias químicas estão na forma de misturas na natureza, muitas dessas misturas são chamadas de soluções por estarem homogeneizadas. Uma solução consiste em dois componentes, um soluto (substância dissolvida) e um solvente (substância que dissolve), que podem estar em qualquer

estado físico (DO CARMO, 2008). O comportamento da solução geralmente depende da natureza do soluto e da sua concentração (BROWN, 2005). No preparo de soluções, o processo de dissolução se faz presente, em que o solvente dissolve o soluto. A capacidade de dissolução de um solvente em relação a um soluto está ligada ao fator de solubilidade.

A solubilidade de um soluto depende das características do solvente e das condições do sistema. Segundo Brown (2005), o aumento da temperatura pode potencializar a capacidade de solubilização de um soluto sólido em um líquido, bem como esta depende da polaridade desses dois componentes. Desse modo, existe um limite, capacidade de solubilização, que um solvente dissolve determinado soluto. Assim, podemos ter três tipos de soluções, as que atingem o limite de solubilidade, chamadas soluções saturadas, as que não atingem este limite, insaturadas, e as que ultrapassam, supersaturadas.

Frisando nas características dos componentes de uma solução, a dissolução depende de fatores como: potencial hidrogeniônico (acidez ou alcalinidade), polaridade, forças intermoleculares, entre outros (BROWN, 2005). A variação do potencial hidrogeniônico (pH) influencia principalmente na dissolução de substâncias iônicas.

Os sais são compostos iônicos formados a partir da neutralização de ácidos e bases. Existem ácidos e bases, fortes e fracos (ABRANTES, 2019). A neutralização de um ácido forte com uma base fraca resulta em um sal ácido, já a neutralização de um ácido fraco e uma base forte resulta em um sal básico. Dessa forma, os sais formados a partir de um ácido forte apresentam maior solubilidade em meio básico, e os sais básicos em meio ácido (RUSSEL, 1994).

Quanto a polaridade, a dissolução depende da semelhança entre soluto e solvente, “semelhante dissolve semelhante” (BROWN, 2005, p. 453), ou seja, substâncias polares dissolvem mais facilmente substâncias polares, e apolares dissolvem apolares. Com relação às forças intermoleculares, quanto maior a atração entre as moléculas do soluto e solvente, maior a solubilidade, ou seja, temos uma relação proporcional entre a atração molecular e a dissolução. Tais fatores estão relacionados diretamente com a solubilidade de uma substância, são considerados fatores internos em relação a um sistema em equilíbrio, pois trata-se de características das substâncias no meio reacional. Entretanto, o equilíbrio químico, abordado

anteriormente, pode ser afetado por fatores externos, como a variação de temperatura e de pressão, ou mesmo a adição ou redução da quantidade de uma substância.

3.3 O ENSINO SOBRE EQUILÍBRIO QUÍMICO

Quando é ensinado sobre o conceito de equilíbrio químico, muitos estudantes trazem consigo concepções de sobre o que é o equilíbrio. Maskill e Cachapuz (1989) ressaltam, por meio de uma pesquisa de campo, que essas concepções provocam obstáculos no processo de ensino e aprendizagem em relação ao conceito de equilíbrio químico. Em sua pesquisa, os autores destacam que o bloqueio da aprendizagem era ocasionado devido a associação da palavra equilíbrio com “equilíbrio estático”, a “reversão como movimento físico” e o “equilíbrio quando tudo é igual”.

O estudo sobre equilíbrio químico e sua compreensão é um passo importante para a aprendizagem de vários outros conteúdos da química, pois articula com temas como cinética química, reversibilidade das reações, entre outros. Segundo investigação feita por Machado (1996), muitos alunos conseguem executar cálculos e compreendem o deslocamento do equilíbrio em uma reação. Entretanto, quando se trata de estabelecer relação com aspectos observáveis e mensuráveis, ou seja, em um experimento, o entendimento dos conceitos de equilíbrio ficam comprometidos.

Para superar tais problemáticas no ensino e aprendizagem de equilíbrio químico, é importante fazer uma introdução ao conteúdo de forma simples, utilizando o que os estudantes conhecem. Haywood (2023) sugere que o ensino de equilíbrio químico comece conceituando fenômenos conhecidos, como por exemplo, a evaporação e condensação da água, processo que apresenta reversibilidade. Assim, iniciando a explicação dos conceitos mais simples, associando a fenômenos conhecidos pelos alunos, obstáculos acerca de comparações com outros conhecimentos são superados, e o ensino sobre equilíbrio químico torna-se mais palpável e conseqüentemente, mais fácil.

4 METODOLOGIA

Para avaliar a dissolução da HA, primeiramente foi realizada uma varredura de como se dá sua dissolução aparente. Para isso, foram preparadas uma solução com pH ácido 8,0 e uma solução com pH básico 2,0, utilizando hidróxido de sódio (NaOH) 0,101 mol/L, ácido clorídrico (HCl) 0,099 mol/L, respectivamente, e água deionizada. Para solução de pH 8,0 mediu-se aproximadamente 200 mL de água deionizada em um béquer sob agitação magnética (Agitador magnético digital Lucadema – MOLUCA-0851), e com auxílio de uma bureta, foram adicionadas por gotejamento NaOH, lentamente, até atingir e estabilizar no pH desejado. O mesmo processo foi aplicado para preparar a solução ácida de pH 2,0, utilizando HCl. Os ajustes de pH foram monitorados com o pHmetro de bancada (mPA-210, MS – Tecnopon).

Para verificar a dissolução da HA em pH 8,0, foram adicionados cerca de 20 miligramas do mineral em um béquer, e com o auxílio da bureta, foram acrescentadas por gotejamento a solução de pH 8,0, sob agitação magnética, até o mineral dissolver completamente, sendo feito o mesmo processo com a solução de pH 2,0. Assim, foi possível determinar, aproximadamente, o volume necessário de cada solução para dissolver a porção da amostra. Este processo foi avaliado por meio da análise do aspecto visual das soluções.

Para analisar o processo de dissolução da HA em diferentes faixas de pH, foram adicionadas, aproximadamente, 10 miligramas de HA em quatro béqueres, e analisou-se sua dissolução de cada uma das quatro soluções aquosas com pH: 8,0; 6,0; 4,0 e 2,0, respectivamente. A cada 5 mL de solução adicionada, cessava-se seu gotejamento, mantendo a agitação por um minuto, e observava-se a dissolução do mineral para continuar. Em cada um dos experimentos a solubilização completa do mineral foi determinada por meio da observação do aspecto visual das soluções, sendo considerado solúvel quando límpido e isento de corpo de fundo. A temperatura foi mantida constante durante o experimento, em torno de 25° C, temperatura ambiente.

No processo de dissolução analisou-se a variação da condutividade do meio, monitorada com o condutímetro de bancada (9 VDC – NI CVP), para compreender a dinâmica dos íons em solução de cada condição experimental. Ao fim da dissolução

do mineral, foi determinado novamente o pH da solução. Essas duas medidas de variação de condutividade e de pH, serão abordadas na discussão relacionando com a equação de equilíbrio químico da dissolução da HA. O experimento foi feito em uma única etapa, pois a quantidade de HA disponível estava limitada.

5 RESULTADOS E DISCUSSÃO

As análises de solubilidade de sais são realizadas verificando a proporção de um soluto em um determinado solvente. No caso de eletrólitos como a HA, a dissolução no solvente água, forma o equilíbrio químico descrito pela Equação 1. A HA é um eletrólito fraco, ou seja, não se solubiliza completamente, portanto, pouco solúvel. Conforme Equação 1, a dissolução completa da HA produz os íons Ca^{2+} , PO_4^{3-} e OH^- , mas para isso, algumas condições são necessárias, que serão discutidas posteriormente.

A análise de solubilidade da HA pode ser realizada medindo a dosagem de cálcio livre em solução com o Kit comercial Cálcio-PP (FERREIRA, 2014). No entanto, como não existia tal possibilidade de utilização desse equipamento ou semelhante, e também como a grande maioria das escolas não possuem equipamentos adequados, neste trabalho, o enfoque é determinar, aproximadamente, a dissolução da HA, analisando apenas o aspecto visual da solução, e desse modo comparar a diferença na solubilidade da substância em diferentes faixas de pH. Assim, possibilita a aplicação desse experimento em ambientes escolares.

Inicialmente, foram feitos testes de varredura da dissolução da HA. Em um primeiro momento, adicionou-se 20 miligramas de HA em um béquer, e sob agitação magnética, foi acrescentada a solução aquosa com pH 8,0 por meio de gotejamento. À medida que adicionava-se a solução com pH 8,0, a HA não apresentava aspecto de dissolução, conforme FIGURA 1.

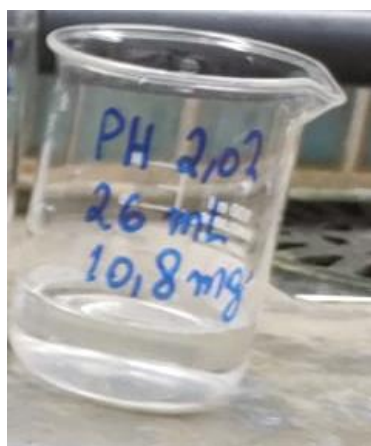
FIGURA 1 – ASPECTO VISUAL DA ETAPA DE DISSOLUÇÃO DA HA EM 25, 50 E 80 mL DE SOLUÇÃO AQUOSA DE pH 8,0.



FONTE: O autor (2023).

Assim, constatou-se que a HA não seria solubilizada facilmente em tal pH, isso porque esse mineral é um sal iônico com características básicas, ou seja, se desfaz mais facilmente em meio ácido. Entretanto, quando na presença da solução de pH 2,0, a HA apresentou dissolução completa após adição de 26 mL da solução, pois trata-se de um meio ácido, e o resultado foi uma solução com aspecto visual límpido e isento de corpo de fundo, conforme FIGURA 2.

FIGURA 2 – ASPECTO VISUAL DA ETAPA DE DISSOLUÇÃO DA HA EM 26 mL DE SOLUÇÃO AQUOSA DE pH 2,0.



FONTE: O autor (2023).

Na sequência, para os próximos experimentos, reduziu-se a quantidade do mineral para 10 miligramas, com intuito de obter resultados mais visíveis da dissolução da HA nas diferentes faixas de pH estudadas. Podemos observar o aspecto visual das soluções na FIGURA 3.

FIGURA 3 – ASPECTO VISUAL DA DISSOLUÇÃO DA HA EM pH 8; 6; 4; 2, RESPECTIVAMENTE.



FONTE: O autor (2023).

Os resultados obtidos através do experimento proposto estão expressos na TABELA 1. Importante ressaltar que o volume adicionado foi limitado a 100 mL, pois maiores quantidades prejudicariam a visualização do aspecto da solução.

TABELA 1 – QUANTIDADE DE HA E SOLUÇÃO UTILIZADA EM CADA EXPERIMENTO.

	Solução em pH	Massa de HA (g)	Volume gasto (mL)
Experimento 1	8,32	10,5	100
Experimento 2	5,92	10,6	100
Experimento 3	4,03	11,4	100
Experimento 4	2,02	10,8	26

FONTE: O autor (2023).

De acordo com os resultados apresentados na TABELA 1, pode-se dizer que nos experimentos de 1 a 3 a HA não dissolveu completamente após a adição de até 100 mL das respectivas adições do solvente nas faixas de pH de 8,32 a 4,03. Nesta faixa de pH, após a adição de 100 mL do solvente o aspecto visual das soluções apresentou turbidez e corpo de fundo, indicando que parte do sal não solubilizou. Na faixa de pH 2 houve solubilização completa do sal após a adição de 26 mL do solvente, sendo obtida uma solução límpida e isenta de precipitado.

A HA quando solubilizada produz os íons Ca^{2+} e PO_4^{3-} , e esses são formados pela dissociação do hidróxido de cálcio (CaOH) e ionização do ácido fosfórico (H_3PO_4), ou seja, uma base forte e um ácido fraco. Assim, a neutralização entre CaOH e H_3PO_4 , produz um sal básico. Portanto, a sequência de experimentos caracteriza a HA como um sal básico e sua solubilidade em meios ácidos.

Além da análise do aspecto visual, foram obtidos resultados em relação a variação do pH e de condutividade, esses dados estão dispostos na TABELA 2. Vale ressaltar que o tempo da dissolução em cada experimento foi vinculada a estabilização do pH e condutividade.

TABELA 2 – VARIAÇÃO DE pH E CONDUTIVIDADE NA DISSOLUÇÃO DA HA.

	Solução em pH	Condutividade ($\mu\text{S}/\text{cm}$)		PH final
		Inicial	Final	
Experimento 1	8,32	24,52	28,01	7,55
Experimento 2	5,92	23,31	29,11	7,34

Experimento 3	4,03	40,89	35,06	6,90
Experimento 4	2,02	2340	1009	3,09

FONTE: O autor (2023).

Analisando primeiramente os resultados em relação a variação de pH, a solução de pH 2,02 foi a única que dissolveu a amostra de HA, apresentando variação positiva de 1,07 em seu pH. Isso ocorreu porque os íons $\text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})}$, provenientes do ácido clorídrico (HCl), foram neutralizados parcialmente pelos íons $\text{OH}^-_{(\text{aq})}$ oriundos da dissolução da HA, elevando o pH do meio. Assim, subentende que a variação positiva do pH nas dissoluções, são resultantes da neutralização parcial do meio e consequentemente da dissolução do mineral.

A solução de pH 4,03 também apresentou aumento do pH quando adicionada junto a amostra, no entanto, com volume limitado a 100 mL (TABELA 1), a dissolução da amostra do mineral não foi completada, ocorrendo apenas uma dissolução parcial. Com o mesmo princípio podemos analisar a dissolução da amostra em pH 5,92, entretanto, esta apresentou menor variação que a anterior, em pH 4,03. Como previsto, a HA apresenta dissolução considerável apenas no pH abaixo de quatro, isso porque os íons $\text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})}$ presente na solução ácida reagem prontamente com os íons $\text{OH}^-_{(\text{aq})}$, desfazendo o mineral.

A solução de pH 8,32 apresentou uma diminuição do pH após ser inserida com a amostra da HA. Neste caso, como a solução foi preparada com NaOH, a dissociação dessa base libera íons $\text{OH}^-_{(\text{aq})}$ no meio, reagindo com os íons cálcio provenientes da dissolução da HA (Equação 1), reduzindo o pH.

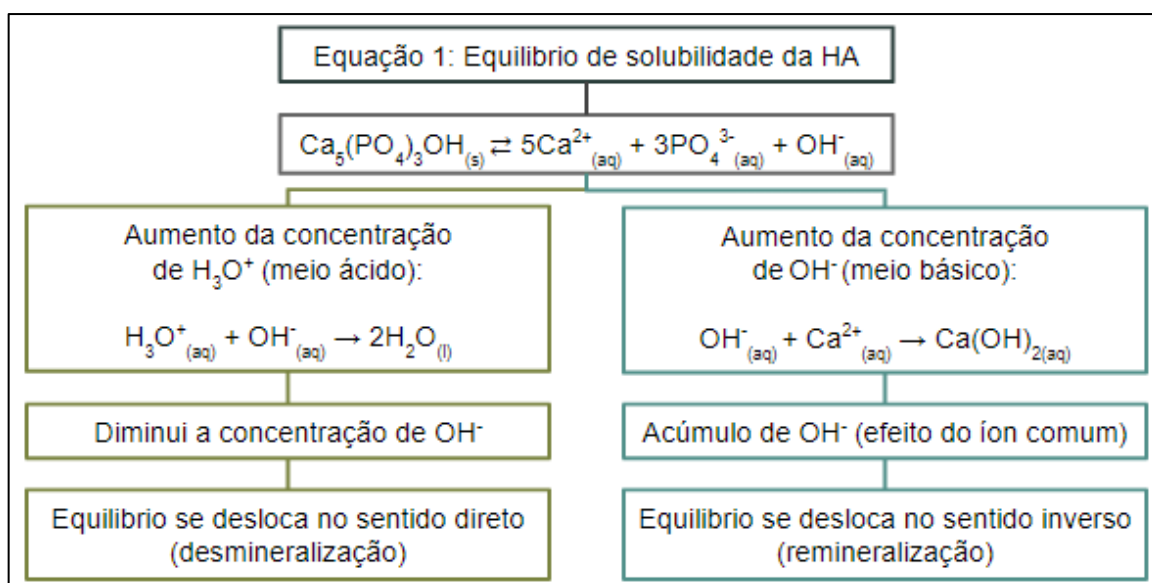
Ao contrário das demais soluções, a solução de pH 8,32 apresentou uma diminuição do pH após ser inserida com a amostra da HA. Neste caso, como a solução foi preparada com NaOH, com a presença do íon comum $\text{OH}^-_{(\text{aq})}$ no meio era esperada limitação da dissolução do sal, visto que o equilíbrio se desloca para a esquerda na Equação 1. Neste caso, é favorecida a presença do reagente, que seria a forma associada do sal. Todavia, houve leve aumento da condutividade da solução quando comparada à condutividade da solução solvente na ausência do sal (TABELA 2). Neste caso, novos estudos podem ser realizados para melhor explicar a dinâmica do equilíbrio deste sal na faixa de pH próxima a 8. Ainda no que diz respeito à dissolução da HA com relação a variação na condutividade, a solução com pH 8,32 e 5,92

evidenciaram um aumento na ação de íons. Isso indica que a HA se dissolveu parcialmente nas soluções. Entretanto, nas soluções de pH 4,03 e 2,02, observou-se redução de cargas disponíveis em solução. Neste caso, estudos complementares também devem ser realizados para esclarecer a dinâmica dos eletrólitos em solução.

Em âmbito geral, a HA solubilizou melhor em pH ácido, pois quando é aumentada a concentração de íons $\text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})}$ em solução, esses consomem os íons $\text{OH}^-_{(\text{aq})}$ resultantes da dissolução da HA, deslocando o equilíbrio da solubilidade da HA no sentido a formar mais íons $\text{OH}^-_{(\text{aq})}$, um dos produtos da reação, elevando o pH do meio e dissolvendo o mineral. Dessa forma, pode-se dizer que a HA apresenta dissolução considerável quando o meio bucal sofre redução do pH causada pela ação das bactérias ao produzirem ácidos orgânicos degradando o esmalte dentário, e assim, possibilitando o surgimento da cárie.

De forma simplificada, o esquema abaixo (FIGURA 4) explica os efeitos na solubilidade da HA quando submetida ao meio ácido ou básico:

FIGURA 4: ESQUEMA DA SOLUBILIDADE DA HA EM MEIO ÁCIDO E BASICO.



FONTE: O autor (2023).

6 CONSIDERAÇÕES FINAIS

Aparentemente a HA apresenta solubilidade somente em pH mais ácidos, sendo esta solubilidade acentuada em pH abaixo de quatro. O aspecto visual da dissolução completa da HA em meio ácido é uma solução límpida, isente de corpo de fundo. Como a HA é um composto iônico básico, quando adicionada em meio ácido, o pH é aumentado, no entanto, ao adicioná-la em meio básico, o pH do meio sofre redução. No equilíbrio de solubilidade da HA em água, o aumento da concentração de ácidos, desloca o equilíbrio no sentido a desmineralização do mineral, assim, conforme o pH do meio é reduzido, a HA é dissolvida.

Este experimento é simples de ser realizado, sendo possível sua aplicação em ambiente escolar. Assim, os alunos teriam um maior entendimento de como se dá a solubilidade do esmalte dentário, proporcionando-lhes conhecimento acerca dos cuidados que devem ser tomados em relação a escovação dos dentes e alimentos ingeridos. Mas também teriam maior facilidade em compreender o conceito de equilíbrio químico.

6.1 RECOMENDAÇÕES PARA TRABALHOS FUTUROS

O processo de desmineralização do esmalte dos dentes ocorre devido a diminuição do pH no meio bucal. Entretanto, a saliva desempenha um papel importante na proteção dos dentes, pois atua como uma solução tampão, impedindo que o meio bucal sofra redução no pH causada pela produção de ácidos orgânicos pelas bactérias após ingestão de carboidratos. Assim, mesmo que a HA, que compõe grande parte da estrutura dos dentes seja solúvel em pH abaixo de quatro, a mesma não será totalmente dissolvida devido à proteção proporcionada pela saliva. Portanto, trabalhos futuros devem ser desenvolvidos para compreender a atuação da saliva nos processos de desmineralização e remineralização dos dentes.

7 REFERÊNCIAS

ABRANTES, Poliana Gomes de. **Investigação das abordagens dos conceitos de sais em livros didáticos de química do ensino médio**. 2019.

ATKINS, P. W.; PAULA, Julio de. Físico-química, vol. 1, 9a. Ed. Editora LTC, 2012.

BROWN, Theodore L.; LEMAY JR, H. Eugene; BURSTEN, Bruce E. Química: a ciência central. 2005.

CHASSOT, Attico I. et al. Química do cotidiano: pressupostos teóricos para a elaboração de material didático alternativo. **Espaços da Escola**, v. 10, n. 1, p. 47-53, 1993.

DA SILVEIRA, Benedito Inácio. **Cinética química das reações homogêneas**. Editora Blucher, 2015.

DO CARMO, Miriam Possar; MARCONDES, Maria Eunice Ribeiro. Abordando soluções em sala de aula—uma experiência de ensino a partir das ideias dos alunos. **Química Nova na Escola**, n. 28, p. 37-41, 2008.

FEATHERSTONE, J. D. B. et al. Dependence of in vitro demineralization of apatite and remineralization of dental enamel on fluoride concentration. **Journal of dental research**, v. 69, n. 2_suppl, p. 620-625, 1990.

FERREIRA, Rhamonn Fernandes; WF, Annies; VIANA, Adriano Gonçalves. Estudo do efeito da variação do pH na dissolução da hidroxiapatita: uma aula prática de bioquímica para o curso de odontologia. **Conversando sobre Extensão (CONEX)**, v. 12, 2014.

FUSHIDA, Claudia Emy; CURY, Jaime Aparecido. Estudo in situ do efeito da frequência de ingestão de Coca-Cola na erosão do esmalte-dentina e reversão pela

saliva. **Revista de odontologia da Universidade de São Paulo**, v. 13, p. 127-134, 1999.

HAYWOOD, Joanna. Teaching reversible reactions and equilibrium. **Royal Society of Chemistry: education in chemistry**, 2023.

LEAL, Murilo Cruz. Didática da Química: fundamentos e práticas para o Ensino Médio. **Belo Horizonte: Dimensão**, p. 5-18, 2009.

LEITE, Tatiana Moroz et al. Influência de substâncias com pH ácido sobre a microdureza de resinas compostas. **Stomatós**, v. 16, n. 30, p. 21-32, 2010.

MACHADO, Andréa Horta; ARAGÃO, RMR de. Como os estudantes concebem o estado de equilíbrio químico. **Química Nova na Escola**, v. 4, n. 2, p. 18-20, 1996.

MALTS, Marisa. Cárie dental: fatores relacionados. In: **Saúde bucal coletiva**. 2000. p. 319-39.

MASKILL, R. & CACHAPUZ, A.F.C. Learning about the chemistry topic of equilibrium: the use of word association tests to detect developing conceptualizations. **International Journal of Science Education**, v. 11, n. 1, p. 57-69, 1989.

POLIMENO, Emanoeli Leide; CARVALHO, Milena Rodrigues. A ADEQUAÇÃO DO MEIO BUCAL NA PREVENÇÃO E REDUÇÃO DA DOENÇA CÁRIE EM ODONTOLOGIA PEDIÁTRICA. **Revista InterCiência-IMES Catanduva**, v. 1, n. 8, p. 2-2, 2021.

REIS, Belchior Ferreira et al. Adequação do meio bucal e promoção de saúde em Odontopediatria. **Revista Ceciliana**, v. 2, n. 2, p. 32-34, 2010.

RUSSEL, John B. Química Geral. Ed. São Paulo: Editora Makron, 1994.

SANTANA, Genilson Pereira. Equilíbrio Químico. 2015.

SHIROMA, Elisandra. Diagnóstico in vitro de cárie oclusal com laser diodo em dentes submetidos à desmineralização e remineralização. 2006.

SILVA, R. R. et al. A química e a conservação dos dentes. **Química nova na escola**, v. 13, p. 3-8, 2001.