

## PRODUTO EDUCACIONAL

# FUNÇÕES INORGÂNICAS:



Uliane Macuglia  
Aline Locatelli

Passo Fundo  
2017

CIP – Catalogação na Publicação

---

M175f Macuglia, Uliane  
Funções inorgânicas [recurso eletrônico]: vamos digerir? / Uliane  
Macuglia, Aline Locatelli. – 2018.  
1.4 Mb ; PDF. – (Produtos Educacionais do PPGECM)

Inclui bibliografia.  
ISSN 2595-3672

Modo de acesso gratuito: <<http://www.upf.br/ppgecm>>.  
Este material integra os estudos desenvolvidos junto ao Programa de  
Pós-Graduação em Ensino de Ciências e Matemática (PPGECM), na  
Universidade de Passo Fundo (UPF), sob orientação da Profª. Dra.  
Aline Locatelli.

1. Química – Métodos de ensino. 2. Aprendizagem. 3. Química –  
Estudo e ensino. I. Locatelli, Aline. II. Título. III. Série.

CDU: 372.854

---

Catalogação: Bibliotecária Marciéli de Oliveira - CRB 10/2113

Programa de Pós-Graduação em Ensino de Ciências e Matemática

Coordenador: Dr. Marco Antonio Sandini Trentin

Banca examinadora

Profa. Dra. Aline Machado

Instituto Federal Farroupilha - IFFar

Profa. Dra. Janaína Fischer

Universidade de Passo Fundo – UPF

Profa. Dra. Cleci Teresinha Werner da Rosa

Universidade de Passo Fundo – UPF

Profa. Dra. Aline Locatelli– Orientadora

Universidade de Passo Fundo – UPF

## SUMÁRIO

APRESENTAÇÃO .....	3
CONVERSA COMO PROFESSOR.....	4
CADERNO DO ALUNO.....	12
REFERÊNCIAS .....	33
ANEXO .....	34

## APRESENTAÇÃO

O material didático apresentado na forma de produto educacional trata-se de uma Unidade de Ensino Potencialmente Significativa – UEPS – contextualizada por meio do processo de digestão e nos desconfortos causados pela azia e má digestão, para o ensino de Funções Inorgânicas na primeira série do ensino médio. O produto educacional intitulado “**vamos digerir?**” da autora Uliane Macuglia, sob orientação da Profa. Dra. Aline Locatelli, está vinculado a dissertação de mestrado “**Funções Inorgânicas e Digestão: Uma UEPS construída nas premissas da Aprendizagem Significativa e da Aprendizagem Cooperativa**” e faz parte da linha de pesquisa Fundamentos Teóricos-metodológicos para o Ensino de Ciências e Matemática junto ao Programa de Pós-Graduação em Ensino de Ciências e Matemática (PPGECM) da Universidade de Passo Fundo (UPF).

Tal contextualização é justificada na medida que se observarmos em nossa casa há uma grande quantidade de compostos inorgânicos desde os alimentos, produtos de limpeza e higiene, remédios, em nosso organismo e no meio ambiente em que vivemos. Se formos classificar estes compostos, observaremos que poderemos agrupá-los, segundo algumas características químicas. Conhecendo estas características e propriedades, o aluno terá condições de selecioná-los para que faça bom uso ou até mesmo se precaver de acidentes, pois muitos destes compostos são perigosos ao organismo e ao meio ambiente.

Os ácidos, bases, sais e óxidos são substâncias familiares a todos nós e podem ser encontradas ao nosso redor, em nossas casas, em nosso organismo, nas frutas, nos alimentos, nos medicamentos, etc., além de estarem presentes na poluição atmosférica e influenciarem nas mudanças climáticas.

A presente sequência de ensino seguiu os passos propostos Moreira (2011) ao propor UEPS sendo organizadas de maneira a atender as premissas da aprendizagem significativa, concebida por David Ausubel, e da aprendizagem cooperativa, desenvolvida pelos irmãos David Johnson e Roger Johnson, visando favorecer a aprendizagem do conteúdo das funções inorgânicas de maneira mais significativa para os alunos.

Tal material é organizado em duas partes: **CONVERSA COM O PROFESSOR** e **CADERNO DO ALUNOS**. Na **CONVERSA COM O PROFESSOR** é explicado a sequência didática em si: os objetivos das atividades propostas, as discussões levantadas, as atividades experimentais, os conceitos e as avaliações. No **CADERNO DO ALUNO** está organizado o material a ser trabalhado diretamente com os alunos.

O presente material está disponível e pode ser utilizado de forma livre por todos aqueles que estiverem interessados em implementar essa metodologia de ensino em espaços formais e não-formais de ensino.

# FUNÇÕES INORGÂNICAS:



Conversa com professor

**PASSOS PARA APLICAÇÃO DA UEPS (Unidade de Ensino Potencialmente Significativa)****1º passo: verificação dos conhecimentos prévios dos alunos**

Para verificar os conhecimentos prévios dos alunos sobre o conteúdo das funções inorgânicas, é proposto a aplicação do questionário “Verificação do Conhecimento”. Através deste, os alunos, devem classificar alguns alimentos em ácidos ou alcalinos baseados em suas experiências. Após, os alunos são desafiados a organizar seus conhecimentos explicando as definições e características sobre cada uma das funções.

**2º passo: leitura e discussão do texto “DIGESTÃO”**

Este texto retrata de maneira simplificada o processo de digestão, enfatizando a presença do ácido clorídrico no suco gástrico, salientando o pH ideal do mesmo para uma boa digestão. Discute em seguida as complicações relacionadas a baixa produção de ácido clorídrico pelo organismo. Com isso, é possível relacionar os conceitos que serão trabalhados com o dia a dia dos alunos. Para orientar as discussões, são propostas algumas questões no final no texto.

**3º passo: conceito de pH e realização da atividade experimental sobre a acidez e alcalinidade dos alimentos**

Para aprofundar o conceito de pH introduzido no 2º passo o caderno do aluno apresenta o que são e como agem alguns indicadores de pH mais conhecidos (fenolftaleína, alaranjado de metila, tornassol e indicador universal); é explicado o conceito de potencial hidrogeniônico (pH), o que significa a escala de pH, e como as substâncias são classificadas de acordo com seu pH.

Para exemplificar a variação de pH nas substâncias, é proposto a realização de atividade experimental com uso de extrato de repolho roxo. A escolha desse indicador justifica-se pela fácil acessibilidade e baixo custo dos materiais para a preparação do mesmo e, pelo fato de apresentar diferentes colorações com a variação do pH, permitindo assim, identificar não somente se a substância é ácida ou alcalina, mas também, o valor aproximado do pH.

A produção do extrato de repolho roxo é muito simples:

### Extrato de repolho roxo:

#### Materiais e reagentes:

- 01 repolho roxo pequeno, água, panela, coador, recipiente para armazenar a solução.

Procedimento: Pique o repolho roxo. Coloque o repolho picado na panela, cubra com água e leve ao fogo. Cozinhe por mais ou menos 20 minutos ou até que a água adquira a cor roxa. Deixe esfriar e coe a solução transferindo-a para um recipiente. A solução deve ser guardada na geladeira.

Fonte: Própria autora.

### Passo 4: contexto histórico do estudo das funções inorgânicas

Antes de abordar os conceitos específicos, é importante destacar o contexto histórico do estudo das funções inorgânicas, isso pode ser feito por meios de pesquisa, leitura de texto, ou até mesmo através de uma explicação expositiva:

#### FUNÇÕES INORGÂNICAS

Desde os primórdios da humanidade o homem interage com a natureza a fim de compreender este complexo objeto de estudo. Ao longo dos tempos, nestas interações, uma série de substâncias foram descobertas ou sintetizadas por homens e mulheres envolvidos ou não em atividades científicas, gerando uma grande listagem de substâncias químicas, que haveriam de se tornar objeto de estudo da ciência Química na modernidade. Entretanto, trabalhar com tantas substâncias gerou a necessidade de criar classificações que as agrupassem com base em suas características. Dessa forma as substâncias químicas são classificadas em dois grandes grupos: **orgânicas** e **inorgânicas**.

Antigamente acreditava-se que as substâncias orgânicas eram aquelas que se originavam de organismos vivos (vegetal e animal); e as inorgânicas seriam as de origem mineral.

Hoje considera-se que as substâncias orgânicas são aquelas que apresentam estruturas formadas por átomos de carbono que se ligam entre si. São exemplos de substâncias orgânicas: a sacarose – açúcar comum ( $C_{12}H_{22}O_{11}$ ), o etanol – álcool etílico ( $C_2H_6O$ ), o ácido acético - vinagre - ( $C_2H_4O_2$ ). As substâncias inorgânicas, direta ou indiretamente, são de origem mineral, como o sulfato de cálcio ( $CaSO_4$ ), nitrato de sódio ( $NaNO_3$ ), o cloreto de sódio ( $NaCl$ ), etc. Algumas delas apresentam também o átomo de carbono, como é o caso do carbonato de cálcio ( $CaCO_3$ ), presente em matérias calcárias.

Cada um desses dois grupos é dividido em grupos menores, chamados de **funções químicas**. Assim, as substâncias químicas são agrupadas de acordo com suas propriedades, ou seja, todas as substâncias que apresentam propriedades semelhantes pertencem a mesma função química. As funções inorgânicas, foco do nosso estudo, são **ácidos, bases, sais e óxidos**.

As substâncias ácidas e básicas são conhecidas desde as antigas civilizações. A palavra **ácido** (do latim *acidus*) significa “azedo”, **álcali** (do árabe *al qaliy*) significa “cinzas vegetais”. Os termos **ácido**, **álcali** e **base** datam da Antiguidade, da Idade Média e do século XVIII, respectivamente. As **teorias ácido-base**, ou seja, as teorias que procuram explicar o comportamento dessas substâncias baseando-se em algum princípio mais geral, são também bastante antigas. Em 1789, Antoine-Laurent Lavoisier afirmava que “o oxigênio é o princípio acidificante”. Em outras palavras, dizia que todo ácido deveria ter oxigênio. Entretanto, já nesta época, Claude-Louis Berthollet (1787) e Humphry Davy (1810) descreveram vários ácidos que não apresentavam o oxigênio, tais como o ácido cianídrico ( $HCN$ ), ácido sulfídrico ( $H_2S$ ) e ácido clorídrico ( $HCl$ ).

Adaptado de: [http://www.eneq2016.ufsc.br/anais/lista\\_area\\_HFS.htm](http://www.eneq2016.ufsc.br/anais/lista_area_HFS.htm)



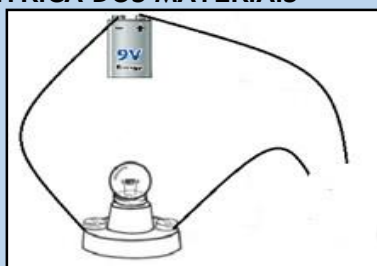
**Passo 5: explicação da Teoria da Dissociação Iônica**

Um subsunçor (conhecimento prévio) importante para o entendimento dos conceitos específicos de cada função inorgânica é a **TEORIA DA DISSOCIAÇÃO IÔNICA**.

Para facilitar a aprendizagem dessa teoria é proposta a realização de uma atividade experimental que teste a condutibilidade elétrica de diferentes soluções. As orientações para a realização desta atividade estão descritas no caderno do aluno, contudo, é importante que o professor monte antecipadamente um aparato capaz de testar a condutibilidade elétrica dos materiais. O mesmo pode ser montado da seguinte forma:

**APARATO PARA TESTAR A CONDUTIBILIDADE ELÉTRICA DOS MATERIAIS****Materiais:**

- bateria de 9v
- Fios de cobre (tipo fio de luz)
- Fita isolante
- Lâmpada pequena (6v)



Monte o aparato conforme o desenho ao lado:

Fonte: Própria autora.

**Passo 6: explicação dos resultados observados durante a atividade experimental.**

Após a realização da atividade experimental é feita a explicação de como estes resultados podem ser interpretados de acordo com a Teoria da Dissociação Iônica, fazendo uma relação direta com os resultados observados (o que aconteceu em cada etapa da atividade experimental) e o que ocorre a nível microscópico para esse resultado.

É importante que os alunos percebam as diferentes intensidades de brilho da lâmpada, e compreendam que este fato está diretamente relacionado com a quantidade de compostos que sofrem ionização ou dissociação que por sua vez mede a força do eletrólito que é explicado pelo Grau de Ionização ou Dissociação ( $\alpha$ ).

Como informação extra, é explicado porque a água destilada (pura), mesmo formando íons, não acende a lâmpada e a água que abastece nossas residências acende.

O principal nome da Teoria da Dissociação Iônica é Arrhenius, por isso é importante, contar aos estudantes quem foi esse cientista:



Arrhenius, físico e químico de nacionalidade sueca, nasceu em Wijk, em 1859. Aos 22 anos de idade, Arrhenius já havia realizado muitas experiências relacionadas com a passagem da eletricidade através de soluções aquosas. Durante dois anos, trabalhando no laboratório da Universidade de Upsala, colecionou vários dados sobre centenas de soluções e concentrações. Formulou, então uma hipótese, de que as soluções aquosas contêm partículas carregadas, isto é, ÍONS.

Tratava-se de uma proposição revolucionária e seus professores a acharam tão diferente de suas próprias ideias que, muito a contra-gosto, concederam-lhe o grau de doutor. Sem se deixar desencorajar, Arrhenius enviou cópias de sua tese a outros cientistas. Embora muito poucos tenham tomado a sério suas ideias radicais, o grande cientista alemão Ostwald ficou tão entusiasmado que viajou para a Suécia a fim de encontrar-se com Arrhenius. Estimulado por esse apoio, Arrhenius foi estudar na Alemanha e Holanda. Finalmente, em 1889, foi publicado seu trabalho sobre a "**Dissociação das Substâncias Aquosas**".

Embora convidado a ir para Leipzig como professor da Universidade preferiu voltar à Suécia como conferencista e professor secundário em Estocolmo. Sua teoria ainda não havia conquistado aceitação geral e os que eram contra apelidavam os seus adeptos de "horda selvagem de Ionianos". Dois anos após esta nomeação foi eleito Presidente da Universidade e recebeu o prêmio Nobel, tendo sido o terceiro a recebê-lo no campo da Química. Finalmente, era Arrhenius reconhecido como um grande cientista, como há muito o merecia. Foi-lhe oferecida a ambiciosa posição de professor de Química na Universidade de Berlim, mas tendo o rei da Suécia fundado o Instituto Nobel de Físico-Química, em 1905 Arrhenius tornou-se seu diretor. Continuou sendo um pesquisador incansável e um cientista extremamente versátil até sua morte, em 1927.

Adaptado de: [www.profpc.com.br/teoria\\_arrhenius.htm](http://www.profpc.com.br/teoria_arrhenius.htm)

É importante, usar uma linguagem científica com os estudantes, mesmo em nível médio, para que eles habituem-se a ela, porém, como não é uma linguagem comum e usual, é necessário explicar o que significa cada termo, para que este passe a ser utilizado de maneira consciente pelos estudantes, por isso, é apresentado de maneira resumida os principais termos técnicos relacionados a Teoria da Dissociação Iônica com alguns exemplos, para melhor entendimento.

#### Passo 7: **explicação das funções inorgânicas – ácido, base, sal e óxido**

Após o entendimento da formação dos íons em solução os estudantes têm maiores condições de entender o que são cada uma das quatro funções inorgânicas: ácido, base, sais e óxidos. Dessa forma é trabalhado cada uma dessas funções, abordando conceito, propriedades, nomenclatura e outras características específicas de cada função, assim com o alguns dos principais representantes de cada grupo.

É importante ressaltar que os conceitos de ácido e base são desenvolvidos de maneira conjunta, pois o conceito de cada uma dessas funções não é apresentado de maneira isolada, mas como parte de um

entendimento maior, que são as teorias ácido-base, que é proposto o estudo não apenas da teoria de Arrhenius, mais difundida no ensino médio, mas também as Teoria de Brönsted-Lowry e Teoria de Lewis, abordando as definições e limitações de cada uma.

#### Passo 8: **avaliação da aprendizagem dos alunos**

Para avaliar se as atividades desenvolvidas até o momento contribuíram para a aprendizagem dos alunos é importante a realização de atividades avaliativas. O que se propõe é a realização de dois processos de verificação de aprendizagem: a primeira é a aplicação do questionário “Verificação do Conhecimento” aplicado no passo 1; a segunda é a aplicação de uma avaliação somativa individual.

#### Passo 9: **formação de grupos para leitura e discussão do texto “COMO FUNCIONAM OS ANTIÁCIDOS”**

Nesta etapa é proposto que os estudantes se reúnam em grupos para discutir seus conhecimentos sobre os problemas de azia e a queimação no estômago e como combatem esses sintomas. Esses grupos serão chamados de **Grupos Base**. Para melhor entendimento desses distúrbios é sugerido a leitura do texto “**Como funcionam os antiácidos**”.

#### Passo 10: **pesquisas sobre a ação de substâncias antiácidas por meio do método cooperativo**

##### *Jigsaw*

Após a discussão do texto, os alunos deverão realizar uma pesquisa sobre a ação de uma substância inorgânica pré determinada e o ácido clorídrico presente no estômago. Para isso cada membro do grupo de origem será responsável por realizar a pesquisa sobre uma substância específica.

As substâncias a serem pesquisadas são:

A

S

Bicarbonato de sódio

$(NaHCO_3)$

Carbonato de cálcio

$(CaCO_3)$

Hidróxido de magnésio

$[Mg(OH)_2]$

Hidróxido de alumínio

$[Al(OH)_3]$

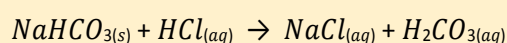
Para dar sequência aos trabalhos, os alunos responsáveis pela mesma substância devem se reunir para compartilhar os dados da pesquisa, formando os **Grupos de Especialistas**. Após o trabalho nos grupos de Especialistas, os alunos deverão voltar para os grupos de Origem, onde devem compartilhar com os demais membros as informações discutidas.

Com a finalidade de orientar a pesquisa dos alunos, é importante que o professor saiba sobre a ação de cada uma das substâncias no organismo:

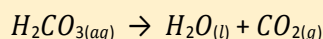
**Bicarbonato de sódio ( $\text{NaHCO}_3$ ):** Um dos antiácidos mais econômicos e mais acessíveis não está demasiado longe de qualquer armário de cozinha. O bicarbonato (bicarbonato de sódio) foi utilizado como neutralizador da acidez durante décadas. O bicarbonato de sódio é uma solução excelente, a curto prazo, para a indigestão. Mas bicarbonato em demasia pode destruir o equilíbrio ácido-base do organismo, causando uma alcalose.

O seu elevado conteúdo em sódio também pode causar problemas em indivíduos com insuficiência cardíaca ou com hipertensão arterial.

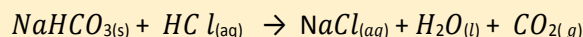
Ao entrar em contato com o ácido clorídrico, presente no suco gástrico do estômago, ocorre a seguinte reação de neutralização:



Nesta reação é possível eliminar o ácido clorídrico, mas ocorre a formação de outro ácido, o ácido carbônico. O ácido carbônico  $\text{H}_2\text{CO}_3$  é bastante instável, o que faz com que facilmente se decomponha em água e dióxido de carbono:

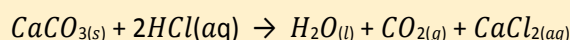


Desta forma, podemos escrever a reação total:



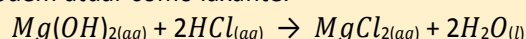
Veja que ocorre a liberação do gás carbônico ( $\text{CO}_2$ ), que é o responsável pelo arroto. Já a efervescência se dá em virtude da presença de outras substâncias (como ácido tartárico e ácido cítrico) que reagem com o bicarbonato.

**Carbonato de cálcio ( $\text{CaCO}_3$ ):** foi o principal antiácido durante muito tempo. O carbonato de cálcio atua rapidamente e neutraliza os ácidos durante um tempo relativamente prolongado. Outra vantagem é que representa uma fonte econômica de cálcio. No entanto, uma pessoa pode chegar a sofrer uma sobredosagem de cálcio. A quantidade máxima diária não deve exceder os 2000 miligramas, a não ser que o médico aconselhe o contrário.

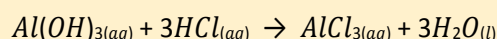


Nesta reação também há formação de gás carbônico ( $\text{CO}_2$ ) que é eliminado na forma de arroto.

**Hidróxido de magnésio [ $\text{Mg}(\text{OH})_2$ ]:** Os sais de magnésio atuam rapidamente e neutralizam os ácidos eficazmente, mas também podem atuar como laxante.



**Hidróxido de alumínio [ $\text{Al}(\text{OH})_3$ ]:** O hidróxido de alumínio dissolve-se lentamente no estômago e começa a atuar, gradualmente, proporcionando um alívio prolongado. Podem causar constipação intestinal. No entanto, foi questionada a segurança, a longo prazo, dos antiácidos que contêm alumínio. O uso prolongado pode debilitar os ossos ao esgotar o fósforo e o cálcio do organismo.



### Antiácidos

Antiácidos	Ação	Vantagem	Desvantagem
Bicarbonato de Sódio	Neutralização química do HCl	Grande poder antiácido Paladar agradável	Provoca alcalose sistêmica Produz CO <sub>2</sub> no estômago
Hidróxido de Alumínio	Neutralização química do HCl demulcente e adsorvente	Não altera o equilíbrio ácido-básico nem a motilidade intestinal	Constipante Impede a absorção de fosfatos
Hidróxido de Magnésio	Neutralização química do HCl	Insolúvel Não forma CO <sub>2</sub> Antiácido potente	Laxante Possibilidade de absorção de íon magnésio Sabor desagradável
Carbonato de cálcio	Neutralização química do HCl	Bom poder antiácido	Constipante Pode produzir cálculos renais Sabor desagradável Produz CO <sub>2</sub> no estômago

OBS: Os antiácidos que contêm simultaneamente alumínio e magnésio parecem oferecer o melhor de ambos os elementos: alívio rápido e prolongado com menor risco de diarreia ou de constipação.

Fonte: <https://soufarmaceutico.files.wordpress.com/2015/04/antic3a1cidos-fonte-resumos-do-segunda.jpg>

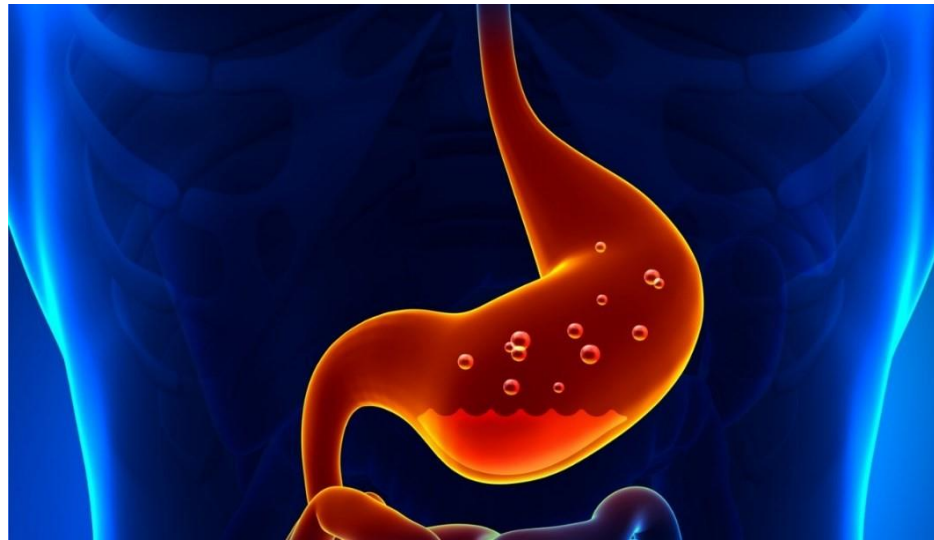
#### Passo 11: confecção de cartazes

Para avaliar a atividade proposta, tanto no que se refere a pesquisa realizada quanto o comprometimento de cada aluno com sua própria aprendizagem e com a aprendizagem dos colegas membros do grupo de origem, cada grupo deverá confeccionar um cartaz contendo a reação química entre as substâncias pesquisadas e o ácido clorídrico presente no estômago, as vantagens e desvantagens do uso para o combate da má digestão e azia.



# FUNÇÕES INORGÂNICAS:

Vamos digerir?



Caderno do aluno

## DIGESTÃO



O processo digestivo é essencial para boa saúde e quando em desequilíbrio, tem consequências apocalípticas para nossa saúde. E já fomos achando que basta comer de modo saudável e tomar suplementos, né? Mas e a absorção disso tudo

Bom, o processo começa na boca. Quando mastigamos, a saliva já vai agilizando a digestão através de enzimas salivares. Conforme o bolo alimentar se dirige ao estômago, este se expande e começa a liberar suco gástrico. É aí que rola a “quebra” das proteínas em aminoácidos para que depois possam ser absorvidos pelo intestino.

O pH do suco gástrico começa então a cair, ficando entre 1,8 e 1,3 para que o intestino libere a entrada do quimo (pasta alimentar). Enquanto isso vai rolando uma pré-digestão de carboidratos, gorduras e proteínas no estômago além de ocorrer a ionização dos minerais. Bactérias, fungos e vírus são destruídos.

Quando o pH é atingido, o alimento segue o rumo ao intestino. A acidez é neutralizada pela bile e bicarbonato, acontecendo assim o restante da digestão e absorção dos nutrientes através do desdobramento das moléculas em partículas menores.

Depois de uma série de processos químicos, onde o organismo decide o que vai aproveitar e o que não vai, o restante vai rumo ao intestino grosso, as bactérias “boas” produzem vitamina K e algumas B além de remover os excessos desde que haja quantidades suficientes de água e fibra.

Bom, agora imagina se não estamos produzindo **ácido clorídrico** suficiente?

### Quando não produzimos ácido suficiente:

– Não quebramos proteínas em aminoácidos (afetando todo o sistema endócrino, hormonal, imunológico, produção de enzimas e lembrem que os aminoácidos são os tijolinhos que constroem tudo no nosso corpo);

– O bolo alimentar fica sentado no estômago um tempão esperando ficar no ponto e, enquanto isso, o alimento vai fermentando, produzindo gases/toxinas e ficamos inchados, flatulentos e sentimos azia, refluxo, queimação e mau hálito;

– Os minerais não são ionizados;

– As bactérias, vírus e fungos não são esterilizados;

– O intestino acaba liberando a passagem depois de um tempo, mas como o pH específico não foi atingido: bile, bicarbonato e enzimas não são secretadas apropriadamente (o comando todo vem do pH) e não neutralizam a acidez (que embora menor, ainda existente e portanto queimando o intestino);

– O alimento que passou sem ser desdobrado para as mais minúsculas partículas acaba alimentando as bactérias ruins que abrem buracos na parede do intestino; moléculas maiores passam para o sangue, o sistema imunológico não reconhece e ataca. E é aí que surgem as tais alergias. Além disso, as bactérias e fungos vazam pelo sangue se instalando em diversas partes do corpo e daí surgem as candidíases/infestações de fungos da vida;

– Como a missão toda já foi comprometida, o cólon está numa situação complicada e rola uma constipação básica;

### Vamos para as principais causas de um indivíduo não produzir ácido suficiente:

- Uma dieta com alto teor de proteína animal faz com que haja uma sobrecarga no sistema e a produção falha;
- Uma dieta com pouca proteína faz com que o sistema fique preguiçoso;
- Consumo de bebidas com gás e/ou muito geladas;
- Combinação “pobre” de alimentos;
- Refeições muito pesadas (razão similar ao alto consumo de proteína animal);
- Uma dieta quase sem sal (literalmente);
- Desidratação em geral, ou consumo de muito líquido com as refeições;
- Uso de antiácidos, café e nicotina;
- Idade (atenção extra para quem está acima de 40 anos);
- E o velho amigo chamado *stress* (claro).

Resumidamente quando isso acontece, não assimilamos nutrientes, ou seja, ficamos desnutridos mesmo comendo bem. Desnutrição gera milhares de problemas incluindo infertilidade, anemia, fadiga crônica, problemas de pele, inflamações/infecções, queda de cabelo e a lista é basicamente sem fim.

Além disso, as bactérias/fungos invadem território já que nosso intestino fica parecendo uma peneira, a proteína vira inimiga (alergias) e a gente começa a pirar nos suplementos, consultas médicas, gastamos maior grana, nos matamos fazendo exercícios e tentamos de tudo, mas não vamos direto a raiz do problema: baixa produção de ácido clorídrico.

### Como resolver o problema?

- Coma refeições menores e mais frequentes para que seu estômago não continue sendo sobrecarregado e consiga vencer a crise;
- Evite beber durante as refeições e diga não às bebidas com gás e cafeína;
- Evite consumo de doces junto com proteínas e gorduras (deixe a sobremesa para depois – algo saudável, de preferência);
- E não podemos nos esquecer de tomar uma atitude em relação ao stress: meditação, yoga, exercícios, técnicas de respiração, etc.

Adaptado de: <http://www.insectashoes.com/blog/o-ministerio-da-digestao-adverte-baixa-acidez-estomacal-pode-ser-seu-problema/>

### Questões:

1. No texto que acabamos de ler, vimos que uma importante parte da digestão ocorre no estômago com a ação do suco gástrico, sendo formado principalmente de ácido clorídrico. Você conhece essa substância?
2. Além desse grupo de substâncias (ácido), quais outros grupos você conhece? Caracterize-os.
3. O texto também relata que para uma boa digestão é necessário que o suco gástrico atinja um pH ideal. Você sabe o que é pH?
4. Atualmente fala-se muito em pH, por exemplo, xampu com pH neutro, sabonete que mantém o pH natural da pele, alimentos que mantem o pH do sangue, entre outros. O que significa dizer que o pH é neutro?
5. A escala de pH varia de 0 a 14. Como são classificadas as substâncias em ácidas, básicas ou neutras dentro dessa escala?



## FUNÇÕES INORGÂNICAS

### 1. ESCALA pH

O extrato de repolho roxo e a solução de fenolftaleína, são exemplos de indicadores ácido-base usados pelos alquimistas, para identificar essas substâncias.

Os indicadores são substâncias orgânicas que possuem moléculas grandes que se alteram em função da acidez do meio. Ao terem suas estruturas moleculares alteradas, as substâncias passam a apresentar cores diferentes.

Na Tabela 01 são exemplificados a ação de alguns indicadores:

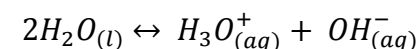
Tabela 1: Indicadores ácido-base

Indicador	Cor inicial do indicador	Cor na solução	
		Meio ácido	Meio básico
Fenolftaleína	incolores	incolores	rosa
Alaranjado de metila	amarelo	vermelho	amarelo
Tornassol	azul	vermelho	azul
Indicador universal	amarelo esverdado	de vermelho a	de azul a
		Alaranjado	verde

Fonte: própria autora

A acidez das soluções e materiais é determinada com base na escala de pH. A sigla pH significa potencial (ou potência) hidrogeniônico e indica o teor de íons hidrônio ( $H_3O^+_{(aq)}$ ) livres por unidade de volume da solução.

Quanto mais hidrônios houver no meio, mais ácida será a solução. Por consequência, podemos dizer que quanto mais íons  $OH^-_{(aq)}$  houver no meio, mais básica ou alcalina será a solução. Isso porque em uma solução aquosa, sempre há esses dois íons ( $H_3O^+_{(aq)}$  e  $OH^-_{(aq)}$ ), pois a própria água sofre uma autoionização. Veja:



Assim, para ser ácida, uma solução deve ter uma concentração maior de cátions  $H_3O^+$  do que de  $OH^-$  livres em seu meio, e o contrário ocorre com as soluções básicas.

**Ácidas:**  $[H_3O^+] > [OH^-]$

**Neutra:**  $[H_3O^+] = [OH^-]$

**Básicas:**  $[H_3O^+] < [OH^-]$

Isso nos ajuda a entender melhor a escala de pH, que costuma ser usada entre os valores de 0 a 14, em temperatura de 25°C. Quanto mais ácida for a solução, menor será seu pH; quanto mais básica for a solução, maior será seu pH

Tabela 2: escalala de pH

pH	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14
	Solução ácida						Solução básica							
							Solução neutra							

Fonte: própria autora.

O extrato de repolho roxo, é um indicador ácido-base natural, que nos fornece o pH aproximado das substâncias testadas. A variação das cores desse indicador é mostrada abaixo:

Tabela 3: cores aproximadas do extrato de repolho roxo em diferentes

pH:

pH	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14
Cor														

Fonte: própria autora.

### 1.1 ATIVIDADE EXPERIMENTAL ACIDEZ E ALCALINIDADE DOS ALIMENTOS

#### Materiais e reagentes

- bequer de 50mL
- pipeta
- bastão de vidro

#### Procedimento:

- Identifique os béqueres de 1 a 9
- Em cada um dos béqueres adicione um dos materiais abaixo:
  - 20 mL de suco de limão
  - 20 mL de vinagre branco
  - 20 mL de refrigerante incolor
  - 20 mL de cerveja
  - 20 mL de água
  - 20 mL de leite
  - 20 mL de leite de arroz
  - 20 mL de solução aquosa de cloreto de sódio
  - 10 mL de leite de magnésia dissolvido em água
- Adicione a cada copo 10 mL de extrato de repolho roxo.

Anote os resultados na tabela abaixo:

INDICADOR ÁCIDO/BASE: EXTRATO DE REPOLHO ROXO		
Nº do béquer	Reagente	Cor observada
1		
2		
3		
4		
5		
6		
7		
8		
9		

#### Discussão dos resultados

- Qual substância pode ser considerada neutra?
- Quais substâncias podem ser consideradas ácidas?
- Quais substâncias podem ser consideradas básicas?
- Com base na tabela de pH para a solução de extrato de repolho roxo (Tabela 03), indique o provável pH para cada substância:

## 2. TEORIA DA DISSOCIAÇÃO IÔNICA

Para entendermos a Teoria de Arrhenius, vamos testar a condutibilidade elétrica de várias soluções:

### 2.1. Atividade experimental da condutibilidade elétrica das soluções:

#### Materiais e reagentes:

- Aparato para testar a condutibilidade elétrica
- 1 colher de sopa de cloreto de sódio sólido  $\text{NaCl}_{(s)}$  (sal)
- Solução aquosa de sal –  $\text{NaCl}_{(aq)}$  (1 colher de sopa rasa dissolvida em 100 mL de água)
- 1 colher de sopa de sacarose  $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11(s)}$  (açúcar)
- Solução aquosa de açúcar –  $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11(aq)}$  (1 colher de sopa rasa dissolvida em 100 mL de água)
- Ácido clorídrico ( $\text{HCl}_{(aq)}$ ) 0,1 M

#### Procedimento:

Coloque os reagentes acima em béqueres e em cada um deles coloque as extremidades dos fios de cobre (previamente desencapados). Lembre-se de limpar as extremidades do fio de cobre em um papel toalha antes de emergir na próxima solução.

OBS: é importante não encostar as extremidades dos fios.

Anote os resultados no quadro abaixo

Substância	Condutibilidade elétrica
Sal de cozinha ( $\text{NaCl}_{(s)}$ )	
Solução aquosa de sal de cozinha ( $\text{NaCl}_{(aq)}$ )	
Sacarose $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11(s)}$	
Solução aquosa de sacarose $_{(aq)}$	
Solução aquosa de $\text{HCl}_{(aq)}$ (0,1 M)	

De acordo com estes resultados surge o questionamento:

Por que algumas soluções aquosas conduzem eletricidade, e outras não?

### 2.2. Entendendo a Teoria da Dissociação Iônica

Para responder a tais questionamentos, **Arrhenius** estabeleceu a **Teoria da Dissociação Iônica**, onde a condutividade elétrica das soluções era devido à existência de **íons livres**.

Vamos entender a razão pela qual algumas soluções conduzem eletricidade e outras não.

1ª) Testando a condutividade elétrica de uma solução de água com sal de cozinha ( $\text{NaCl}_{(s)}$ ) verificou-se que a lâmpada acendeu, indicando que esta solução conduziu corrente elétrica.

#### Observação macroscópica:



$\text{NaCl}_{(aq)}$   
(lâmpada acende –  
conduz corrente  
elétrica)

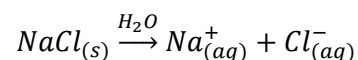
#### Explicação microscópica:

O sal de cozinha é representado pela substância cloreto de sódio –  $\text{NaCl}$  – que é um composto iônico constituído pelos íons  $\text{Na}^+$  e  $\text{Cl}^-$  organizados em um de um retículo cristalino.

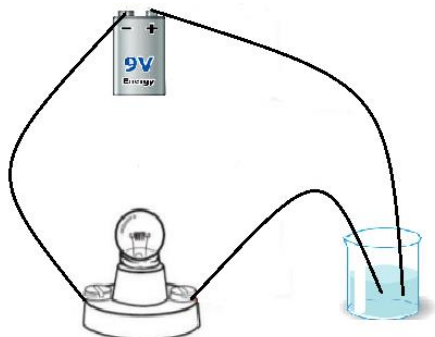


Quando o retículo cristalino de cloreto de sódio entra em contato com a água, ocorre uma separação dos íons, fenômeno denominado de **dissociação iônica**. Os íons livres obtidos após a dissociação, são os responsáveis pela condutividade elétrica.

Este processo de **dissociação iônica** pode ser representado de acordo com a seguinte equação:



2ª) Testando a condutividade elétrica de uma solução de água com açúcar verificou-se que a lâmpada se manteve apagada, indicando que esta solução não conduziu corrente elétrica.

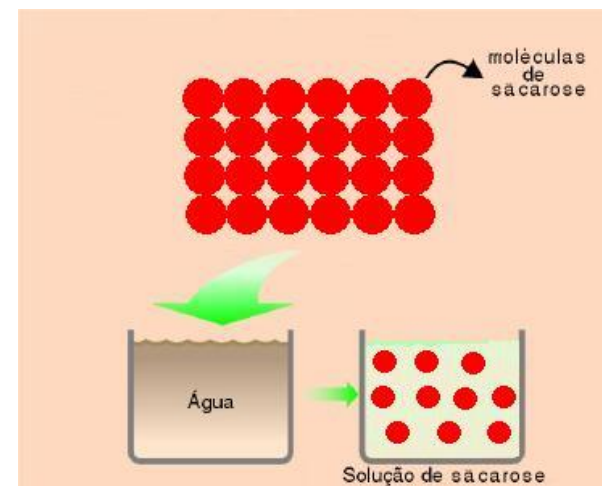


**Observação macroscópica:**

$\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11(aq)}$   
(lâmpada não acende  
– não conduz  
corrente elétrica)

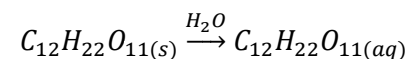
**Explicação microscópica:**

O açúcar é representado pela substância sacarose  $-\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$  – de natureza molecular.

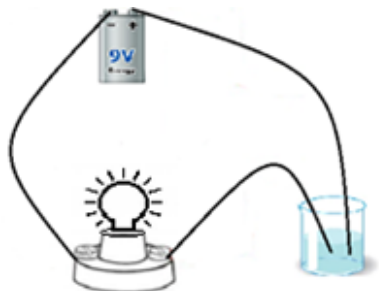


A molécula de sacarose não possui íons e também não originou íons em presença de água, o que explica o fato da não condutibilidade elétrica. Quando as moléculas de sacarose foram colocadas em presença de água, ocorreu apenas uma separação das moléculas, fenômeno denominado de **dissociação molecular**.

Este processo de **dissociação molecular** pode ser representado através da seguinte equação:



3ª) Testando a condutividade elétrica de uma solução de ácido clorídrico ( $\text{HCl}_{(aq)}$ ) verificou-se que a lâmpada acendeu, indicando que esta solução conduziu corrente elétrica.

**Observação macroscópica:**

$HCl_{(aq)}$   
(lâmpada acende  
– conduz corrente  
elétrica)

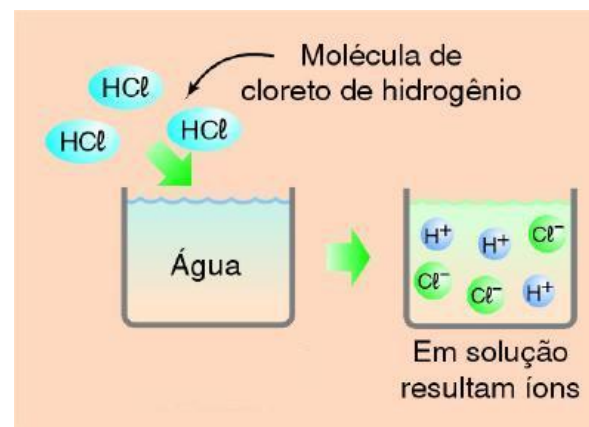
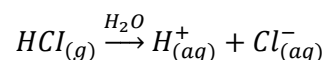
**Explicação microscópica:**

Veja que caso interessante! O ácido clorídrico ( $HCl$ ) é um composto molecular, ou seja, não é constituído por íons. No entanto, quando adicionado em água, originou uma solução condutora de eletricidade, que indica que a solução resultante possui íons. Como isto ocorre?

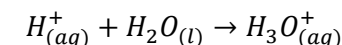
Como vimos, em ligação covalente, o cloreto de hidrogênio ( $HCl$ ) é uma molécula onde o átomo de hidrogênio ( $Z = 1$ ) compartilha 1 par de elétrons com o átomo de cloro ( $Z = 17$ ):



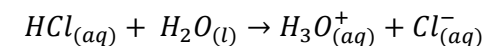
Quando o cloreto de hidrogênio é borbulhado na água, admite-se que ocorra uma quebra na ligação covalente entre o átomo de hidrogênio e o átomo de cloro, pela molécula de água, originando os íons  $H^+$  e  $Cl^-$ , responsáveis pela condutibilidade elétrica da solução. A este fenômeno, onde os íons foram produzidos a partir de um composto molecular (sem íons) é denominado de **ionização**, que pode ser representado esquematicamente por:

**Observação:**

Atualmente, sabe-se que o cátion  $H^+$ , proveniente da molécula do  $HCl$ , se une a uma molécula de água formando o íon  $H_3O^+$ , denominado **hidroxônio** ou **hidrônio**.



Desta forma, a representação mais correta para o processo de ionização do  $HCl$ , ficará assim:

**2.3. Grau de ionização ou dissociação ( $\alpha$ )**

Quando uma substância dissolve-se em água, não são todas as moléculas que irão sofrer ionização ou dissociação (quebra da molécula) com produção de íons. O grau de ionização ou dissociação ( $\alpha$ ) indica a porcentagem de moléculas sofrem ionização ou dissociação que por sua vez mede a força do eletrólito, ou seja, quanto maior o grau de ionização do eletrólito, maior é a sua força.

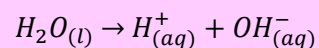
Ficou convencionado que: eletrólitos

- **Forte:**  $\alpha \geq 50\%$
- **Moderado:**  $5\% < \alpha < 50\%$
- **Fraco:**  $5\% \leq \alpha$

Curiosidade:

Pelos conceitos que aprendemos até agora, observamos que a água não conduziu eletricidade, com isso, podemos deduzir que não existem íons em solução, certo?

Errado! Atualmente, sabe-se que a água sofre um processo de auto-ionização, onde suas moléculas se unem ionizando-se umas às outras.



Mas, se existem íons em solução, por que então a água pura não conduz eletricidade? O fato é que apenas duas moléculas de cada um bilhão sofrem ionização, com isso a quantidade de íons produzidos não é suficiente para que ocorra a condutividade elétrica.

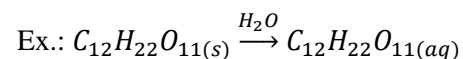
Agora que sabemos que a água destilada (pura) não conduz eletricidade, como explicar então, o fato da água potável conduzir eletricidade?

A água destinada ao abastecimento das cidades, ou seja, a água potável, é proveniente dos rios, lagos ou represas e contém impurezas. Esta água sofre um processo de tratamento físico e químico, que envolve etapas tais como: floculação, decantação, filtração e desinfecção, onde são adicionadas várias substâncias químicas com a finalidade de deixar a água em condições de ser consumida pela população. Estas substâncias químicas dissolvidas na água originam íons, que são responsáveis pela condutibilidade elétrica desta solução.

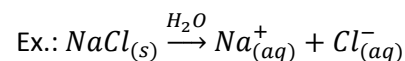
### Definições de termos técnicos de Arrhenius

Em função dos experimentos realizados através da condutividade elétrica de substâncias em presença de água, Arrhenius estabeleceu alguns termos técnicos utilizados de acordo com os resultados obtidos em suas experiências:

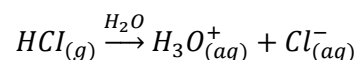
- **Solução eletrolítica** ou **iônica** – são soluções que conduzem eletricidade.  
Ex.: água + sal de cozinha ( $NaCl_{(s)}$ ) / água + cloreto de hidrogênio ( $HCl_{(g)}$ )
- **Solução não-eletrolítica** ou **molecular** – são soluções que não conduzem eletricidade.  
Ex.: água + açúcar (sacarose) ( $C_{12}H_{22}O_{11(s)}$ )
- **Eletrólitos** – são substâncias dissolvidas em água, que conduzem eletricidade.  
Ex.:  $NaCl_{(aq)}$  e  $HCl_{(aq)}$
- **Não-eletrólitos** – são substâncias dissolvidas em água, que não conduzem eletricidade.  
Ex.: açúcar (sacarose) ( $C_{12}H_{22}O_{11}$ ).
- **Dissociação molecular** – é a separação de substâncias moleculares, sem formação de íons, originando uma solução não-eletrolítica, ou seja, que não conduz eletricidade.



- **Dissociação iônica** – é a separação dos íons de substâncias iônicas, originando uma solução eletrolítica, ou seja, que conduz eletricidade.



- **Ionização** é a transformação de uma substância molecular em íons, originando uma solução eletrolítica, ou seja, que conduz eletricidade.



### 3. FUNÇÕES INORGÂNICAS

#### 3.1. ÁCIDO – BASE

##### 3.1.1. Teoria de Arrhenius

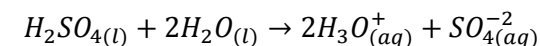
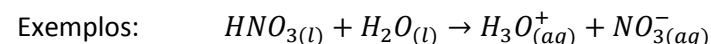
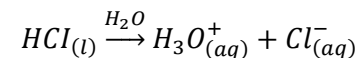
Baseado em seus experimentos com condutividade elétrica em meio aquoso, o químico, físico e matemático sueco Svante August Arrhenius (1859-1927) propôs, em 1884, os seguintes conceitos para definir ácidos e bases:

Ácidos são compostos em solução aquosa que ionizam, produzindo como íon positivo apenas o cátion hidrônio (ou hidroxônio)  $\text{H}_3\text{O}^+$ .

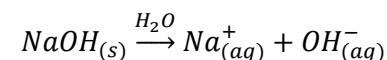
Bases ou hidróxidos são compostos, que por dissociação iônica, liberam, como íon negativo, o ânion hidróxido  $\text{OH}^-$ , também chamado de hidroxila ou oxidrila.

Quando preparamos uma solução aquosa de ácido clorídrico, o  $\text{HCl}$  se dissocia

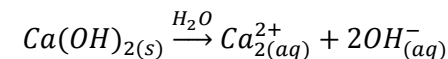
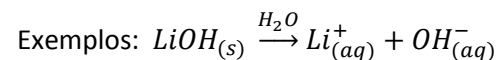
em íons  $\text{H}_3\text{O}^+$  e  $\text{Cl}^-$ . Uma vez que isto resulta em um aumento da concentração dos íons  $\text{H}_3\text{O}^+$  em solução, o ácido clorídrico é um ácido de Arrhenius.



Em água, o hidróxido de sódio ( $\text{NaOH}$ ) se dissocia completamente formando os íons  $\text{Na}^+$  e  $\text{OH}^-$ , o que resulta em um aumento da concentração de íons hidroxila  $\text{OH}^-$ . Logo, ( $\text{NaOH}$ ) é uma base de Arrhenius.



Bases de Arrhenius comuns incluem outros hidróxidos das Famílias 1 e 2 como  $\text{LiOH}$  e  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ :



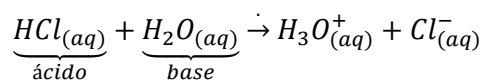
A teoria de Arrhenius é limitada no sentido de que só trata a química ácido-base em soluções aquosas. Porém, reações semelhantes também podem ocorrer em solventes não aquosos, assim como entre moléculas no estado gasoso. Como resultado, os químicos modernos preferem em geral a teoria de Brønsted-Lowry, que é útil para uma gama maior de reações químicas.

### 3.1.2. Teoria de Brönsted-Lowry:

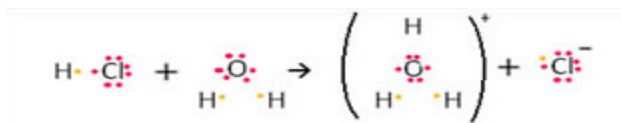
De forma independente, o dinamarquês Johannes Nicolaus Brönsted (1879-1947) e o inglês Thomas Martin Lowry (1874-1936), propuseram no mesmo ano outra teoria ácido-base conhecida como Teoria Brönsted-Lowry, que diz o seguinte:

Exemplo 1: ácido clorídrico ( $HCl$ ):

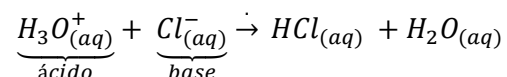
Ácido é a espécie que tende a perder prótons e base é a espécie que tendem a recebê-los.



Nesta situação, o átomo de hidrogênio do  $HCl$  é transferido para a molécula de água, formando o íon hidrônio. Por isso podemos dizer que o  $HCl$  doou um próton, o íon  $H^+$ , para a água. Dessa forma, de acordo com Brönsted-Lowry, o  $HCl$  é um ácido e a água  $H_2O$  é uma base.



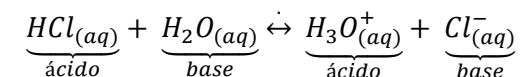
Essa é uma reação reversível, na qual os íons  $H_3O^+$  e  $Cl^-$  podem reagir, regenerando os reagentes:



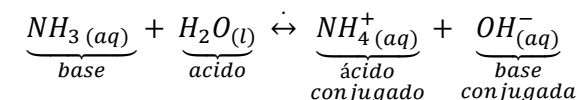
Nesta reação inversa, o íon hidrônio ( $H_3O^+$ ) doou um próton para o íon cloreto ( $Cl^-$ ), assim o hidrônio é o ácido e o cloreto é a base de Brönsted.

Forma-se o **par conjugado ácido-base**:  $HCl$  e  $Cl^-$ ; e um **segundo par conjugado ácido-base**:  $H_2O$  e  $H_3O^+$ .

Chama-se de par conjugado, porque em ambos os casos, um doa o próton e se transforma no outro: o  $HCl$  doa o próton e se transforma em  $Cl^-$  e o  $H_3O^+$  doa o próton e se transforma em  $H_2O$ .



Exemplo 2: amônia ( $NH_3$ )



Nesta reação, a água está doando um de seus prótons para amônia. Depois de perder um próton, a água se torna,  $OH^-$ . Já que a água doou um próton, está atuando como um ácido de Brönsted-Lowry. A amônia *aceitou* um próton da água para formar íon amônio,  $NH_4^+$ . Portanto, a amônia está atuando como uma base de Brönsted-Lowry.

Para essa reação os pares conjugados ácido-base são:

- Par conjugado 1:  $NH_3$  e  $NH_4^+$
- Par conjugado 2:  $H_2O$  e  $OH^-$

De acordo com Brönsted-Lowry, os conceitos de ácido e base são relativos: dependem da espécie química com a qual a substância está reagindo para saber se ela é ácida ou básica. Neste sentido, muitas substâncias podem ser classificadas como ácidas ou básicas, dependendo da reação na qual estiverem participando.

Nas duas reações anteriores, vemos a água se comportar tanto como uma base de Brönsted-Lowry — na reação com ácido clorídrico — quanto como um



ácido de Brønsted-Lowry, na reação com a amônia. Devido à habilidade da água de doar e aceitar prótons, ela é conhecida como uma substância **anfótera**, o que significa que pode se comportar tanto como uma base quanto como um ácido.

### 3.1.3. Teoria de Lewis

No mesmo ano em que Brønsted-Lowry apresentam suas teorias sobre ácidos e bases, o químico norte-americano Gilbert Newton Lewis (1875-1946) propôs uma teoria sobre ligações químicas que também apresenta definições para ácidos e bases.

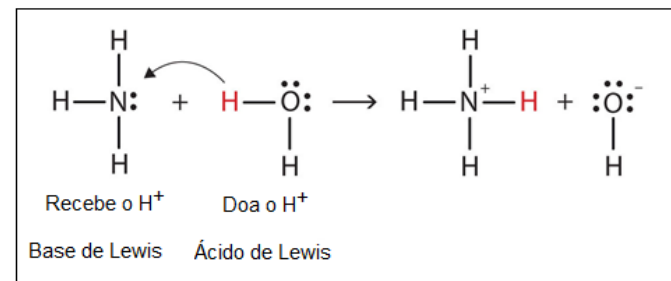
De acordo com Lewis:

*Ácidos são espécies capazes de receber pares de elétrons.*

*Bases são espécies capazes de doar pares de elétrons.*

Essa teoria introduz um conceito novo, é mais abrangente, mas não invalida a teoria de Brønsted-Lowry. Pois todo ácido de Lewis é um ácido de Brønsted, e consequentemente toda base de Lewis é uma base de Brønsted. Isto ocorre porque um próton recebe elétrons, ou seja, um ácido de Lewis pode unir-se a um par solitário de elétrons em uma base de Lewis.

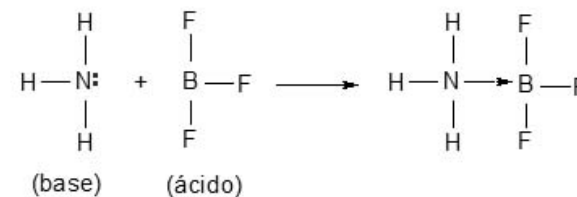
Para Lewis, uma reação ácido-base consiste na formação de uma ligação covalente coordenada mais estável. Assim, quando um ácido de Lewis doa um par de elétrons para uma base de Lewis, ambos formam uma ligação covalente coordenada, em que ambos os elétrons provêm de um dos átomos, como ocorre no exemplo:



Nesse caso, a amônia atua como a base de Lewis e de Brønsted, pois ela doa os seus dois elétrons para o próton, sendo, portanto, a receptora do próton. Além disso, formou-se uma ligação covalente entre o hidrogênio (o próton) e a amônia.

Já a água é o ácido de Lewis e de Brønsted, pois ele doa o próton e recebe os elétrons, note como o oxigênio do hidróxido formado a partir da água ficou com um par de elétrons a mais.

De maneira geral, espécies químicas contendo elementos com camadas de valência incompletas, como o  $BF_3$ , tendem a ser ácidos de Lewis, enquanto que espécies químicas ou íons que tenham pares de elétrons não compartilhados podem comportar-se como bases de Lewis. Quando a reação ácido-base ocorre, é formada uma ligação covalente coordenativa.



### 3.1.4 Nomenclatura de ácidos e bases

A nomenclatura dos ácidos é feita por meio do nome dos ânions formados durante a sua ionização total ou parcial. Os ânions terminados em **eto** formam ácidos terminados em **ídrico**; os terminados em **ato** formam ácidos terminados em **ico**; e os terminados em **ito** formam ácidos terminados em **oso**.

Sufixo do ânion	Sufixo do ácido	Assim, o nome dos ácidos deve seguir a seguinte regra:		
ETO	ÍDRICO	Ácido + nome do ânion sem sufixo + sufixo do ácido		
ATO	ICO			
ITO	OSO			
Ácido	Ânion	Nome do ânion	Sufixo para o ácido	Nome do ácido
HCl	Cl <sup>-</sup>	Cloreto	ídrico	Ácido clorídrico
HNO <sub>3</sub>	NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	Nitrato	ico	Ácido nítrico
HNO <sub>2</sub>	NO <sub>2</sub> <sup>-</sup>	Nitrito	oso	Ácido nitroso

A nomenclatura das bases depende da carga elétrica do cátion ligado ao íon hidróxido, que pode ser fixa ou variável. Assim o nome das bases é obtido da seguinte forma:

Hidróxido de \_\_\_\_\_  
*nome do cátion*

Base	Cátion	Nome do cátion	Nome da base
NaOH	Na <sup>+</sup>	Sódio	Hidróxido de sódio
Pb(OH) <sub>2</sub>	Pb <sup>2+</sup>	Chumbo (II)	Hidróxido de chumbo (II)
Pb(OH) <sub>4</sub>	Pb <sup>4+</sup>	Chumbo (IV)	Hidróxido de chumbo (IV)

Tanto para saber o nome dos ácidos quanto o nome das bases é necessário consultar uma tabela de cátions e ânions (Tabela 04):

Tabela 04: Tabela de cátions e ânions:

<b>Ânion monovalente</b>	HS <sup>-1</sup> Hidrogenossulfeto	Cu <sup>+1</sup> Cobre I
Cl <sup>-1</sup> Cloreto	HSO <sub>3</sub> <sup>-1</sup> Bissulfito	Hg <sup>+1</sup> Mercúrio I
Br <sup>-1</sup> Brometo	<b>Ânion bivalente</b>	Au <sup>+1</sup> Ouro I
I <sup>-1</sup> Iodeto	S <sup>-2</sup> Sulfeto	<b>Cátion bivalente</b>
F <sup>-1</sup> Fluoreto	SO <sub>3</sub> <sup>-2</sup> Sulfito	Be <sup>+2</sup> Berílio
ClO <sup>-1</sup> Hipoclorito	SO <sub>4</sub> <sup>-2</sup> Sulfato	Mg <sup>+2</sup> Magnésio
ClO <sub>2</sub> <sup>-1</sup> Clorito	S <sub>2</sub> O <sub>7</sub> <sup>-2</sup> Pirossulfato	Ca <sup>+2</sup> Cálcio
ClO <sub>3</sub> <sup>-1</sup> Clorato	HPO <sub>3</sub> <sup>-2</sup> Fosfito	Sr <sup>+2</sup> Estrôncio
ClO <sub>4</sub> <sup>-1</sup> Perclorato	SiO <sub>3</sub> <sup>-2</sup> Metassilicato	Ba <sup>+2</sup> Bário
BrO <sup>-1</sup> Hipobromito	CrO <sub>4</sub> <sup>-2</sup> Cromato	Ra <sup>+2</sup> Rádío
BrO <sub>2</sub> <sup>-1</sup> Bromito	Cr <sub>2</sub> O <sub>7</sub> <sup>-2</sup> Dicromato	Zn <sup>+2</sup> Zinco
BrO <sub>3</sub> <sup>-1</sup> Bromato	O <sup>-2</sup> Óxido	Cu <sup>+2</sup> Cobre II
IO <sup>-1</sup> Hipiodito	O <sub>2</sub> <sup>-2</sup> Peróxido	Hg <sup>+2</sup> Mercúrio II
IO <sub>3</sub> <sup>-1</sup> Iodato	HPO <sub>4</sub> <sup>-2</sup> Hidrogenofosfato	Fe <sup>+2</sup> Ferro II
IO <sub>4</sub> <sup>-1</sup> Periodato	<b>Ânion trivalente</b>	Co <sup>+2</sup> Cobalto II
NO <sub>2</sub> <sup>-1</sup> Nitrito	N <sup>-3</sup> Nitreto	Ni <sup>+2</sup> Níquel II
NO <sub>3</sub> <sup>-1</sup> Nitrato	PO <sub>4</sub> <sup>-3</sup> Fosfato	Sn <sup>+2</sup> Estanho II
N <sub>3</sub> <sup>-1</sup> Azoteto	AsO <sub>4</sub> <sup>-3</sup> Arsenato	Pb <sup>+2</sup> Chumbo II
NH <sub>2</sub> <sup>-1</sup> Amideto	[Fe(CN) <sub>6</sub> ] <sup>-3</sup> Ferricianeto	Pt <sup>+2</sup> Platina II
CN <sup>-1</sup> Cianeto	<b>Ânion tetravalente</b>	Mn <sup>+2</sup> Manganês II
HSO <sub>4</sub> <sup>-1</sup> Bissulfato	P <sub>2</sub> O <sub>7</sub> <sup>-4</sup> Pirofosfato	<b>Cátion trivalente</b>
HCO <sub>3</sub> <sup>-1</sup> Bicarbonato	SiO <sub>4</sub> <sup>-4</sup> Ortossilicato	Al <sup>+3</sup> Alumínio
H <sub>2</sub> PO <sub>4</sub> <sup>-1</sup> Diidrogenofosfato	[Fe(CN) <sub>6</sub> ] <sup>-4</sup> Ferrocianeto	Fe <sup>+3</sup> Cobalto III
OCN <sup>-1</sup> Cianato	<b>Cátion monovalente</b>	Co <sup>+3</sup> Cobalto III
SCN <sup>-1</sup> Tiocianato	Li <sup>+1</sup> Lítio	Ni <sup>+3</sup> Níquel III
PO <sub>3</sub> <sup>-1</sup> Metafosfato	Na <sup>+1</sup> Sódio	Au <sup>+3</sup> Ouro III
H <sub>2</sub> PO <sub>2</sub> <sup>-1</sup> Hipofosfito	K <sup>+1</sup> Potássio	<b>Cátion tetravalente</b>
MnO <sub>4</sub> <sup>-1</sup> Permanganato	Rb <sup>+1</sup> Rubídio	Sn <sup>+4</sup> Estanho IV
CH <sub>3</sub> COO <sup>-</sup> Acetato	Cs <sup>+1</sup> Césio	Pb <sup>+4</sup> Chumbo IV
OH <sup>-1</sup> Hidróxido	Ag <sup>+1</sup> Prata	Pt <sup>+4</sup> Platina IV
H <sup>-1</sup> Hidreto	NH <sub>4</sub> <sup>+1</sup> Amônio	Mn <sup>+4</sup> Manganês IV
O <sub>2</sub> <sup>-1</sup> Superóxido	H <sub>3</sub> O <sup>+1</sup> Hidrônio	

### 3.1.5. Força dos ácidos e bases

Como **os ácidos** possuem a capacidade de produzir íons em água, a solução que os contém, além de ter sabor azedo, **apresenta como característica principal o fato de conduzir corrente elétrica**. A produção de íons é denominada força, e os ácidos, como base nesse quesito, são classificados em fortes, fracos ou moderados.

Considerar um ácido como **forte** significa que, em água, ele é capaz de produzir uma grande quantidade de íons; já o ácido **moderado** é aquele que produz uma quantidade de íons nem muito grande nem muito pequena; e o **fraco**, por sua vez, é aquele que produz uma quantidade de íons muito pequena. Essa classificação descrita depende do tipo de ácido com o qual estamos lidando, se um hidrácido (não apresenta oxigênio na sua composição) ou um oxiácido (apresenta oxigênio em sua composição).

**a) Hidrácidos** – Os únicos hidrácidos **fortes** são:  $HCl$ ,  $HBr$  e  $HI$ . O único hidrácido moderado é o  $HF$ . Todos os outros hidrácidos que não foram citados são fracos, tais como  $HCN$  e  $H_2S$ .

**b) Oxiácidos** – para saber a força de um oxiácido, basta subtrair a quantidade de oxigênios de sua fórmula pelo número de hidrogênio ionizáveis disponíveis no ácido:

- Fortes: Quando o resultado da subtração for igual ou superior a 2.



- Moderado: Quando o resultado da subtração for 1.



- Fraco: Quando o resultado da subtração for 0.



Observação: O  $H_2CO_3$  é uma exceção à regra para determinar a força de um oxiácido. A subtração do número de oxigênios pelo número de hidrogênios é igual 1, mas ele é um ácido fraco. Esse fato foi comprovado experimentalmente.

A força dos ácidos pode ser avaliada ainda por intermédio do cálculo do chamado grau de ionização, representado pela letra  $\alpha$ . Para calcular esse grau, basta dividir o número de moléculas ionizadas pelo número de moléculas adicionadas na água inicialmente. Depois, basta multiplicar por 100 para formar uma porcentagem.

$$\alpha = \frac{n^\circ \text{ de moléculas ionizadas}}{n^\circ \text{ de moléculas inicial}} \times 100\%$$

Veja um exemplo:

*Se foram adicionadas 50 moléculas de um ácido na água e 20 delas ionizaram-se, logo seu  $\alpha$  é:*

$$\alpha = \frac{20}{50} \times 100\% \rightarrow \alpha = 40\%$$

Ao encontrar o  $\alpha$ , podemos avaliar a força do ácido de acordo com o seguinte padrão:

- **Forte:**  $\alpha \geq 50\%$
- **Moderado:**  $5\% < \alpha < 50\%$
- **Fraco:**  $5\% \leq \alpha$

### 3.1.6 Força das bases

Para que uma base seja considerada forte ou fraca, temos que considerar o seu grau de dissociação ( $\alpha$ ), que é dado por:

$$\alpha = \frac{n^{\circ} \text{ de fórmulas unitárias que se dissociaram}}{n^{\circ} \text{ de fórmulas unitárias dissolvidas no início}} \times 100\%$$

- **Base forte:** quando o grau de ionização for aproximado a 100%.

Exemplos de bases fortes: Bases dos metais alcalinos ( $LiOH$ ,  $NaOH$ ,  $KOH$ ,  $RbOH$ ,  $CsOH$ ) e de alguns metais alcalino terrosos ( $Ca(OH)_2$ ,  $Sr(OH)_2$ ,  $Ba(OH)_2$ )

O grau de dissociação do hidróxido de sódio ( $NaOH$ ) é igual a 95% a 18°C, sendo um composto iônico por natureza.

- **Base fraca:** quando o grau de ionização for igual ou menor que 5%.

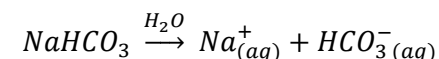
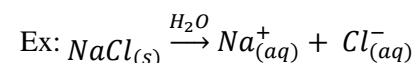
Exemplos de bases fracas: são as bases dos metais de transição, dos metais das famílias 13, 14 e 15 da tabela periódica e de alguns metais alcalinos terrosos (como o  $Mg(OH)_2$ ), e, o  $NH_4OH$ .

O grau de dissociação do hidróxido de amônio  $NH_4OH$  é igual a 1,5% a 18°C, sendo um composto molecular por natureza.

## 3.2. SAIS

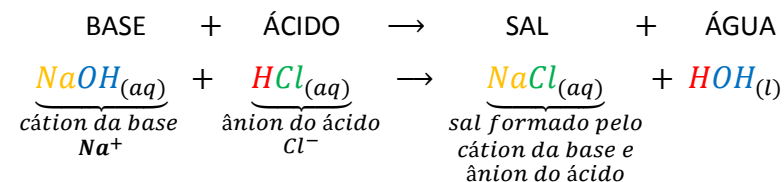
Sais são eletrólitos e liberam íons ao entrar em contato com a água. A definição para sais, de acordo com o conceito de eletrólitos de Arrhenius é:

Sais são compostos capazes de se dissociar na água liberando íons, dos quais pelo menos um cátion é diferente de  $H_3O^+$  e pelo menos um ânion diferente de  $OH^-$ .



É possível obter um sal por meio da reação química entre um ácido e uma base. Essa reação é chamada de neutralização. Segundo a teoria de Arrhenius, o ácido libera em meio aquoso como único cátion o hidrogênio ( $H^+$ ), enquanto a base libera como único ânion a hidroxila ( $OH^-$ ); portanto, quando colocados para reagir, o  $H^+$  do ácido reage com o  $OH^-$  da base e esses íons neutralizam-se, formando a água que possui pH 7 (meio neutro, se a neutralização for total).

Além disso, o cátion da base reage com o ânion do ácido, formando um sal, por isso, esse tipo de reação é também chamado de reação de salificação. Abaixo temos um exemplo genérico de reação de neutralização:



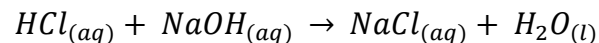
### 3.2.1 Reações de neutralização

As reações de neutralização podem originar três tipos de sais: **neutros**, **ácidos ou básicos**. Isso acontece porque podem ocorrer dois tipos de neutralização. Observe:

❖ **Neutralização total:** Nas reações de neutralização total são sempre formados **sais neutros**. Dessa forma, a reação ocorre entre ácidos e bases em que ambos são fracos ou, então, ambos são fortes.

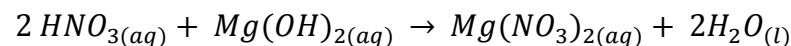
Exemplos:

- **Reações entre ácidos e bases fortes:**



O  $HCl$  e  $NaOH$  são ácido e bases fortes, respectivamente, por isso, o sal formado (cloreto de sódio –  $NaCl$ ) constitui uma solução de caráter neutro.

- **Reações entre ácido e base fracos:**

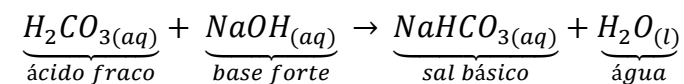


O  $HNO_3$  e o  $Mg(OH)_2$  são ácidos e bases fracos, respectivamente, sendo que o sal formado (nitrato de magnésio -  $Mg(NO_3)_2$ ) constitui uma solução de caráter neutro.

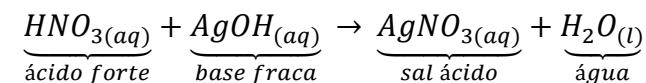
❖ **Neutralização parcial:** ocorre quando a reação acontece entre ácidos e bases considerados com forças diferentes. Dessa forma, a neutralização não ocorre por completo e, dependendo de quais íons estão em maior quantidade no meio, o sal formado pode ser básico ou ácido.

**Sal básico:** possuem cátion proveniente de base forte e ânion proveniente de ácido fraco, assim, os ânions  $OH^-$  não são neutralizados totalmente e é formado um **sal básico**, que também é chamado de **hidróxissal**.

Exemplo:



**Sal ácido:** possuem ânion proveniente de ácido forte e cátion proveniente de base fraca, assim, os cátions  $H^+$  não foram totalmente neutralizados e um **sal ácido** foi originado, que também é denominado de **hidrogenossal**.



### 3.2.2. Nomenclatura dos sais:

De modo geral, a nomenclatura dos sais é dada por:

Nome do ânion + de + nome do cátion

Exemplo:

Sal	Cátion	Ânion	Nome do sal
$NaCl$	$Na^+$ - sódio	$Cl^-$ - cloreto	Cloreto de sódio
$KNO_3$	$K^+$ - potássio	$NO_3^-$ - nitrato	Nitrato de potássio
$FeSO_4$	$Fe^{2+}$ - ferro II	$SO_4^{2-}$ - sulfato	Sulfato de ferro II
$Fe_2(SO_4)_3$	$Fe^{3+}$ - ferro III	$SO_4^{2-}$ - sulfato	Sulfato de ferro III

### 3.3. ÓXIDOS

Praticamente todos os elementos químicos ligam-se ao oxigênio formando óxidos:

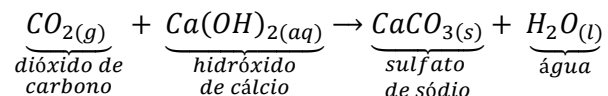
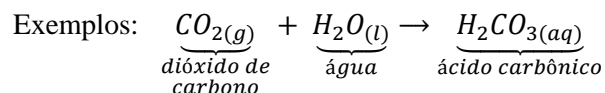
**Óxidos** são compostos binários (formados por apenas dois elementos químicos), dos quais o oxigênio é o elemento mais eletronegativo.

*Os compostos binários de flúor e oxigênio, como o  $OF_2$  e o  $O_2F_2$ , não são óxidos porque o flúor é mais eletronegativo que o oxigênio.*

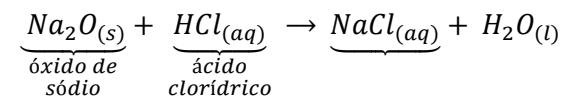
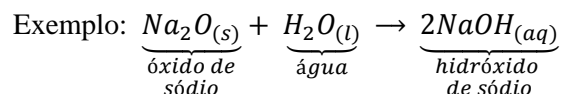
#### 3.3.1. Classificação dos óxidos

Os óxidos podem ser classificados em:

**Óxidos ácidos:** São também conhecidos por anidridos, e reagem com água produzindo um ácido e com base formando sal e água.



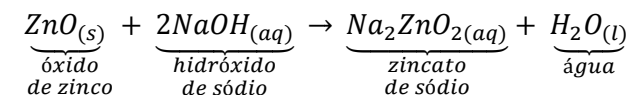
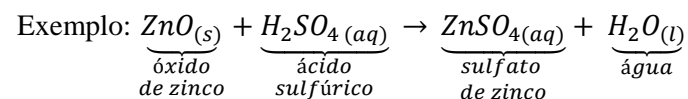
**Óxidos básicos:** Estes compostos tendem a reagir com água formando uma base e com ácido produzindo sal e água.



**Óxidos neutros:** Estas substâncias não reagem com água, ácido ou base.

Exemplo:  $CO(g)$  e  $NO(g)$

**Óxidos anfóteros:** Possuem esse nome por possuírem caráter dual, ou seja, reagem tanto com ácido quanto com base originando como produto sal e água.



**Peróxidos:** Nesta classe os compostos reagem com água produzindo água oxigenada ou peróxido de hidrogênio ( $H_2O_2$ ). Sendo a água oxigenada muito presente em nosso cotidiano, tanto para limpeza de ferimentos quanto em produtos descolorantes.

#### 3.3.2. Nomenclatura dos óxidos:

O nome dos óxidos é dado utilizando a seguinte regra:

Óxido + de + nome do elemento químico que está combinado com o oxigênio.

Exemplo:

$CaO$  – óxido de cálcio

$ZnO$  – óxido de zinco

Para os óxidos moleculares, usam-se os prefixos gregos para indicar o número de cada tipo de átomo presente, inserindo a preposição de e o nome do segundo elemento, sempre indicando a quantidade de átomos presentes.

Prefixo	Quantidade de átomos	Prefixo	Quantidade de átomos	Prefixo	Quantidade de átomos
Mono	1	Penta	5	Nona	9
Di	2	Hexa	6	Deca	10
Tri	3	Hepta	7	Undeca	11
Tetra	4	Octa	8	Dodeca	12

Exemplos:

$CO_2$  – dióxido de carbono

$CO$  – monóxido de carbono

$N_2O_5$  – pentóxido de dinitrogênio

Aplicação de alguns compostos inorgânicos:

<p><b>ÁCIDO</b></p> <p><b><i>HCl</i> – ácido clorídrico:</b> Comercializado como ácido muriático, é utilizado na limpeza de pisos e limpeza de superfícies metálicas antes do processo de soldagem. Ácido presente no suco gástrico.</p> <p><b><i>H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub></i> – ácido carbônico:</b> Presente nos refrigerantes e nas águas minerais gaseificadas.</p> <p><b><i>HNO<sub>3</sub></i> – ácido nítrico:</b> Fabricação de explosivos (TNT, pólvora negra, e outros) e fabricação de salitre (<i>NaNO<sub>3</sub></i> e <i>KNO<sub>3</sub></i>), utilizado como fertilizante.</p> <p><b><i>HF</i> – ácido fluorídrico:</b> Aplicado na gravação de cristais e vidros.</p> <p><b><i>H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub></i> – ácido fosfórico:</b> Fabricação de fertilizantes, em indústrias de vidros e tinturaria, na produção de refrigerantes a base de cola.</p> <p><b><i>H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub></i> – ácido sulfúrico:</b> Produção de fertilizantes, soluções de baterias de automóveis, em indústrias de tintas e papéis e no refino de açúcar.</p>	<p><b>BASE</b></p> <p><b><i>NaOH</i> – hidróxido de sódio:</b> Também conhecido como soda caustica. Utilizado na fabricação de sabão, de papel, celulose e corantes.</p> <p><b><i>Ca(OH)<sub>2</sub></i> – hidróxido de cálcio:</b> Formado pela dissociação de cal em água, é utilizado na preparação de argamassas e calçação.</p> <p><b><i>Mg(OH)<sub>2</sub></i> – hidróxido de magnésio:</b> Usado em produtos farmacêuticos, como antiácidos e laxantes.</p> <p><b><i>NH<sub>4</sub>OH</i> – hidróxido de amônio:</b> Utilizado na produção de fertilizantes, explosivos, em produtos para remover crosta de gorduras, em produtos farmacêuticos e na revelação de filmes fotográficos.</p> <p><b><i>Al(OH)<sub>3</sub></i> – hidróxido de alumínio:</b> Utilizado como antiácido estomacal.</p> <p><b><i>Ca(OH)<sub>2</sub></i> – hidróxido de cálcio:</b> Utilizado em alguns fermentos com a função de produzir gás carbônico (<i>CO<sub>2</sub></i>). Bastante utilizado como antiácido estomacal. Em alguns extintores é componente de espuma para o combate de incêndios.</p>	<p><b>SAIS</b></p> <p><b><i>NaCl</i> – cloreto de sódio:</b> Principal componente do sal de cozinha.</p> <p><b><i>NaF</i> – fluoreto de sódio:</b> Componente de vários cremes dentais e enxaguantes bucais, pois tem a propriedade de inibir a perda de minerais.</p> <p><b><i>CaCO<sub>3</sub></i> – carbonato de cálcio:</b> Usado na fabricação de cimento, vidro comum, cremes dentais (age como abrasivo). Principal componente do calcário.</p> <p><b><i>KNO<sub>3</sub></i> – nitrato de potássio:</b> Empregado como conservantes na fabricação de carnes e embutidos. Usado na composição de fertilizantes.</p> <p><b><i>MgSO<sub>4</sub></i> – sulfato de magnésio:</b> Utilizado na fabricação de sabões e tintas. Empregado como laxante, conhecido como sal-amargo.</p> <p><b><i>NaClO</i> – hipoclorito de sódio:</b> Principal componente da água sanitária. Utilizado para o branqueamento de produtos têxteis e papéis e no tratamento de água.</p> <p><b><i>NaHCO<sub>3</sub></i> – bicarbonato de sódio:</b> Utilizado como fermento químico no preparo de pães e bolos. Principal componente do sal de frutas utilizado como antiácido estomacal.</p>	<p><b>ÓXIDO</b></p> <p><b><i>CaO</i> – óxido de cálcio:</b> Também conhecido como cal. Tem larga aplicação na construção civil, na purificação de açúcares e na agricultura, como fungicida e na correção do solo.</p> <p><b><i>MnO<sub>2</sub></i> – óxido de manganês:</b> Utilizado na fabricação de aço e, combinado com outras substâncias, utilizado como desinfetante, secante e corante de cerâmicas e tijolos.</p> <p><b><i>SnO<sub>2</sub></i> – óxido de estanho:</b> É empregado na fabricação de folhas de flandres e de latas para acondicionar alimentos, em soldas e como pó para polimento.</p> <p><b><i>ZnO</i> – óxido de zinco:</b> Usado em cremes de assadoras, pomadas e cosméticos em geral por possuir propriedades antissépticas, cicatrizantes e bloqueadoras dos raios ultravioletas.</p> <p><b><i>CO<sub>2</sub></i> – dióxido de carbono:</b> Gás liberado na respiração e na queima de combustíveis fósseis, sendo um dos responsáveis pelo aquecimento global.</p>
--	---	--	--



## 4. Discussão em grupos

- O que é má digestão? Quais os sintomas da má digestão?
- Você já teve azia ou sensação de queimação no estômago?
- Quais os procedimentos que costuma adotar para combater esses distúrbios?

Sugestão de texto para leitura:



## COMO OS ANTIÁCIDOS FUNCIONAM

Quem nunca teve uma azia ou aquela sensação ruim de queimação no estômago? Toda vez que sentimos isso a primeira coisa que nos vem à mente é correr e tomar um antiácido. Porém, você sabe como eles funcionam? Tem ideia de que tipo de reação eles causam no nosso organismo para que tudo volte ao normal?

Os antiácidos são medicamentos que aumentam o pH gástrico, com esse aumento o ácido clorídrico é neutralizado. Esse é o ácido que causa aquela sensação de queimação no estômago toda vez que comemos algo muito pesado, sendo que, ele é produzido em excesso quando um alimento muito “pesado” chega ao estômago e não há suco gástrico em grande quantidade para processá-lo. É muito comum a auto-medicação no caso dos antiácidos por conta da facilidade na identificação do problema e também pela agilidade na resolução dele, mas é importante frisar que dependendo do caso a utilização do antiácido pode ocasionar mais problemas, como nos casos de úlceras.

Alguns elementos são muito utilizados na composição dos antiácidos tais como o hidróxido de Magnésio, o hidróxido de Alumínio, o Carbonato de cálcio e o Bicarbonato de sódio. O magnésio e o alumínio agem proporcionando alívio rápido e prolongado ao indivíduo e a maioria dos antiácidos possuem esses dois elementos em paralelo ajudando assim no tratamento. O Carbonato de cálcio também é muito utilizado, ele anula o ácido gástrico e com isso dá uma sensação de alívio por muito tempo, só se deve tomar cuidado em casos de ingestão exagerada já que o recomendado para um indivíduo adulto é de 2000mg por dia. O bicarbonato de sódio foi utilizado por muito tempo no combate à má-digestão, mas por conta de diversos efeitos colaterais foi substituído por outros elementos menos abrasivos.

O uso do antiácido é simples e rápido, mas uma dieta balanceada e principalmente comer devagar e sem stress são algumas das atitudes que devem ser tomadas para que você não sofra de problemas estomacais e não dependa deles para estar bem. Outro ponto bem importante é que dores constantes de estômago precisam ser diagnosticadas, pois o efeito do antiácido em uma úlcera, por exemplo, pode agravar ainda mais o caso e só se consegue um diagnóstico preciso realizando uma consulta médica.

[www.cliquefarma.com.br/blog/como-funcionam-antiacidos/](http://www.cliquefarma.com.br/blog/como-funcionam-antiacidos/)

## Referências:

ANTUNES, Murilo Tissoni. *Ser Protagonista Química 1*. São Paulo: Editora SM, 2013.

ATKINS, Peter W; JONES, Loretta. *Princípios de química: questionando a vida moderna e o meio ambiente*. Porto Alegre: Bookman, 2006.

FONSECA, Martha Reis Marques da. *Química v. 1*, São Paulo: Ática, 2013.

FOGAÇA, Jennifer Rocha Vargas. *Funções inorgânicas*. Disponível em: <<https://bit.ly/26yqdl4>>. Acesso em: 17 mar. 2017.

MOREIRA, Marco Antonio. Unidades de Enseñanza Potencialmente Significativas – UEPS. *Aprendizagem Significativa em Revista*, v. 1, n. 2, p. 43-63, 2011.

PERUZZO, Francisco Miragaia; CANTO, Eduardo Leite do. *Química na abordagem do cotidiano*. 4. ed. São Paulo: Moderna, 2010. 3 volumes.

PINHEIRO, Barbara Carine Soares; BELLAS, Renata Rosa Dotto; SANTOS, Lilian Moreira dos. Teorias Ácido-Base: aspectos históricos e suas implicações pedagógicas. ENCONTRO NACIONAL DE ENSINO DE QUÍMICA - ENEQ, 18, 2016, Florianópolis. *Anais...* Florianópolis: UFSC, 2016. p. 1-11. Disponível em: <<https://bit.ly/2IviORT>>. Acesso em: 25 jan. 2017.

PORTAL DE ESTUDOS EM QUÍMICA. *Teoria de Arrhenius*. Disponível em: <<https://bit.ly/2Mr8RaG>>. Acesso em: 10 abr. 2017.

SANTOS, Wildson Luiz Pereira dos; MORTIMER, Eduardo Fleury. Uma análise de pressupostos teóricos da abordagem C-T-S (Ciência-Tecnologia-Sociedade) no contexto da educação brasileira. *Ensaio Pesquisa em Educação em Ciências*, Belo Horizonte, v. 2, n. 2, p. 133-162, jul./dez., 2000.

SANTOS, Wildson Luiz Pereira dos. et al. *Química cidadã: volume 1*, Editora Nova Geração, 2013.

SOU FARMACEUTICO. *Antiácidos*. Disponível em: <<https://bit.ly/2MsF3u8>>. Acesso em: 07 jan. 2017.

TABELA DE ÂNIONS. Disponível em: <<https://bit.ly/2KdQw4a>>. Acesso em: 05 mar. 2017.

WICHMANN, Pat. *O Ministério da Digestão adverte: baixa acidez estomacal pode ser seu problema!*. Disponível em: <<https://bit.ly/2KuUEsv>>. Acesso em: 20 maio 2017.

## Anexo 1

### AVALIAÇÃO DO CONHECIMENTO DOS ALUNOS

1 – Classifique os alimentos abaixo como ácidos ou básicos:

ÁGUA SALGADA	REFRIGERANTE	CERVEJA	ÁGUA	LEITE
LEITE DE ARROZ	LIMÃO	VINAGRE	LEITE DE MAGNÉSIA	SAL DE FRUTAS

ALIMENTOS ÁCIDOS: \_\_\_\_\_

ALIMENTOS ALCALINOS: \_\_\_\_\_

2 – Sabemos que os compostos inorgânicos são classificados em quatro grupos: ÁCIDO, BASE, SAIS E ÓXIDO. Explique cada um desses grupos:

ÁCIDO: \_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

BASE: \_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

ÓXIDO: \_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

SAL: \_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_