

Plano de Estudos cesec

Química

Ensino Médio

Módulo III



**ESCOLA DE FORMAÇÃO
E DESENVOLVIMENTO PROFISSIONAL
DE EDUCADORES DE MINAS GERAIS**

Governador do Estado de Minas Gerais

Romeu Zema Neto

Vice-governador do Estado de Minas Gerais

Mateus Simões de Almeida

Secretário de Estado de Educação

Igor de Alvarenga Oliveira Icassatti Rojas

Secretária Adjunta

Fernanda de Siqueira Neves

Subsecretária de Desenvolvimento da Educação Básica

Kellen Silva Senra

Superintendência de Políticas Pedagógicas

Rosely Lúcia de Lima

Diretoria de Modalidades de ensino e Temáticas Especiais

Fabiana Benchetrit dos Santos

Coordenação da Educação de Jovens e Adultos

Denise Jacqueline Silva Oliveira

Superintendente da Escola de Formação e Desenvolvimento Profissional de Educadores

Graziela Santos Trindade

Diretora da Coordenadoria de Ensino da EFE

Janeth Cilene Betônico da Silva

Elaboração e construção

Professores Formadores da Escola de Formação e Desenvolvimento Profissional de Educadores

Revisão

Equipe Pedagógica e Professores Formadores da Escola de Formação e Desenvolvimento Profissional de Educadores

Supervisão

Juliano Alves Andrade
Silene Gelmini Araújo Veloso

Prezado Estudante,

Você está recebendo o Plano de Estudos de **COMPONENTE CURRICULAR QUÍMICA - ENSINO MÉDIO - MÓDULO III**. Nele você encontrará conteúdos e propostas didáticas que o ajudarão a desenvolver habilidades fundamentais para o prosseguimento ou conclusão de seus estudos.

O material foi elaborado considerando o seu perfil, trajetória de vida, interesses, objetivos e necessidades. Neste Plano de Estudos você encontrará uma diversidade de textos, imagens, vídeos, músicas, questões, exercícios e outras propostas pedagógicas que foram elaboradas pensando em favorecer o seu processo de aprendizagem.

Você deverá desenvolver as atividades didáticas aqui propostas a partir dos suportes disponibilizados neste material e no Google Classroom. Porém, para o esclarecimento de qualquer dúvida ou para uma assessoria mais personalizada para a compreensão de conceitos ou realização das questões você pode contar com a orientação de estudos feita pelo professor orientador da aprendizagem do CESEC em que você está matriculado.

Desejamos que seus objetivos possam ser alcançados e que você continue em seu percurso escolar com sucesso.

Secretaria de Estado da Educação de Minas Gerais

SUMÁRIO

TEMA DE ESTUDO: Matéria e Energia/ Vida, Terra e Cosmos.....	05
TEMA DE ESTUDO: Vida, Terra e Cosmos/ Tecnologia e suas Linguagens.....	23
TEMA DE ESTUDO: Unidade Temática: Matéria e Energia.....	31
REFERÊNCIAS	40

MODULO NÚMERO III DE ESTUDO CESEC

Referência: Ensino Médio

Ano Letivo: 2025

Área5 de Conhecimento: Ciências da Nature e suas Tecnologias

Componente Curricular: Química

PLANO DE ESTUDOS

Habilidades:

(EM13CNT104) Avaliar os benefícios e os riscos à saúde e ao ambiente, considerando a composição, a toxicidade e a reatividade de diferentes materiais e produtos, como também o nível de exposição a eles, posicionando-se criticamente e propondo soluções individuais e/ou coletivas para seus usos e descartes responsáveis.

(EM13CNT307) Analisar as propriedades dos materiais para avaliar a adequação de seu uso em diferentes aplicações (industriais, cotidianas, arquitetônicas, tecnológicas, entre outras) e/ou propor soluções seguras e sustentáveis considerando seu contexto local e cotidiano.

Unidade Temática:

- Matéria e Energia/ Vida, Terra e Cosmos.

Objetos de Conhecimento:

- Química Inorgânica.

SUBSTÂNCIAS INORGÂNICAS

Para fins de estudos, as substâncias continuam sendo divididas em orgânicas e inorgânicas. Sendo, os compostos orgânicos formados estruturalmente por carbonos (C) e hidrogênios (H) no geral, enquanto os inorgânicos, não possuem o elemento carbono, salvo algumas exceções.

Mas, por que essa divisão é tão importante?

À medida que novas substâncias foram descobertas, os químicos observaram que havia dois grupos principais. As substâncias que eram originadas a partir dos seres vivos (animais e vegetais) foram classificadas como parte da **Química Orgânica**. Já as substâncias de origem mineral

foram alocadas no grupo da **Química Inorgânica**. No entanto, os cientistas descobriram que os compostos orgânicos também poderiam ser sintetizados em laboratório, não sendo produzidos apenas pelos organismos vivos.

Desse modo, a classificação foi readequada e, atualmente, essas áreas da Química são definidas da seguinte forma:

A Química Orgânica estuda os compostos do carbono (exceto os de origem mineral).

A Química Inorgânica estuda todos os demais elementos e seus compostos.

Como o átomo de carbono é tetravalente e realiza quatro ligações com os mais diversos elementos e com átomos dele mesmo, ele possui a capacidade de formar milhões de compostos diferentes que estudaremos no Módulo IV, aprofundando nossos conhecimentos na Química Orgânica.

Já o Módulo 3, será dedicado ao estudo da Química Inorgânica, que compreende cerca de 95% das substâncias existentes no planeta Terra. Investigaremos as estruturas, propriedades e a explicação dos mecanismos das Reações Inorgânicas e suas transformações. Ao final desse módulo, esperamos que você seja capaz de identificar as principais funções inorgânicas - ácidos, bases, sais e óxidos - e suas aplicações em nosso cotidiano.

Ácidos e bases

Por que aprender sobre ácidos e bases?

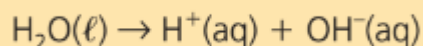
Apesar de associarmos o termo “ácido” e “básico” como substâncias químicas perigosas, corrosivos capazes de dissolver metais como se fossem comprimidos efervescentes, a presença dos ácidos e base no nosso cotidiano é bem mais ampla e menos agressiva do que se pensa. Eles são componentes usuais de refrigerantes, alimentos, remédios, produtos de higiene ou cosméticos. São, também, importantes matérias primas em um vasto universo de aplicações industriais. Para se ter uma ideia, a produção de ácido sulfúrico e da soda cáustica de um país chega a ser considerada um dos indicadores do seu nível de atividade econômica. Além disso, os conceitos de ácido e base também são fundamentais na análise da qualidade da água.

Inicialmente, é preciso entender que uma substância só é considerada ácida ou básica em função das possíveis interações com outras substâncias. Isso quer dizer que a definição de ácidos e bases é uma definição relacional.

Ou seja, uma substância só é considerada um ácido se estiver em relação a outra substância, mesmo que ela tenha a palavra “ácido” em seu nome.

Para entendermos melhor os conceitos de ácidos e bases, observamos o comportamento da água pura. No estado líquido, uma pequena fração de moléculas de água pode se dissociar produzindo $\text{H}^+_{(\text{aq})}$ e $\text{OH}^-_{(\text{aq})}$.

Essas espécies podem interagir e formar água novamente. Podemos representar o equilíbrio iônico da água da seguinte maneira:



No caso da água pura, a concentração de H^+ é igual à concentração de OH^- . Por isso, ela é considerada neutra.

Assim, podemos chegar a uma definição de ácido e base que leva em consideração o comportamento de dada substância diante da água. Essa definição foi proposta por Svante August Arrhenius (1859-1927). Segundo sua teoria, ácido é toda substância que produz íons H^+ e base é aquela que produz íons OH^- , ambos em meio aquoso.

Imagem 1 - Representação microscópica da ionização do ácido acético em água (A) e dissociação iônica (separação de íons) do hidróxido de sódio em água (B).

A) Ionização do ácido acético em água B) Dissociação do hidróxido de sódio em água



Fonte: Santos e Mól (2013).

Caso sejam colocadas algumas gotas de ácido (H^+) na água, ocorre uma perturbação no equilíbrio de ionização da água. Nessa situação, a concentração de H^+ aumenta. Se ao contrário, são introduzidas gotas de base (OH^-) na água, passamos a ter um aumento na concentração de OH^- . Ao variarmos a quantidade de íons H^+ ou OH^- , estamos deslocando o equilíbrio da solução, tornando-a ácida ou básica.

Resumindo:

Para a água e soluções neutras: $[H^+] = [OH^-]$. Logo, a solução é neutra.

- ⇒ Ao acrescentarmos **gotas de um ácido qualquer**, teremos um aumento de íons H^+ , então: $[H^+] > [OH^-]$; logo, **a solução tem comportamento ácido.**
- ⇒ Ao acrescentarmos **gotas de uma base qualquer**, teremos um aumento de íons OH^- , então: $[H^+] < [OH^-]$; logo, **a solução tem comportamento básico.**

Considere uma solução de ácido clorídrico (HCl) que tem $[H^+] 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol/L}$ e $[OH^-] 1,0 \times 10^{-12} \text{ mol/L}$. Como $[H^+] > [OH^-]$, a solução tem comportamento ácido.

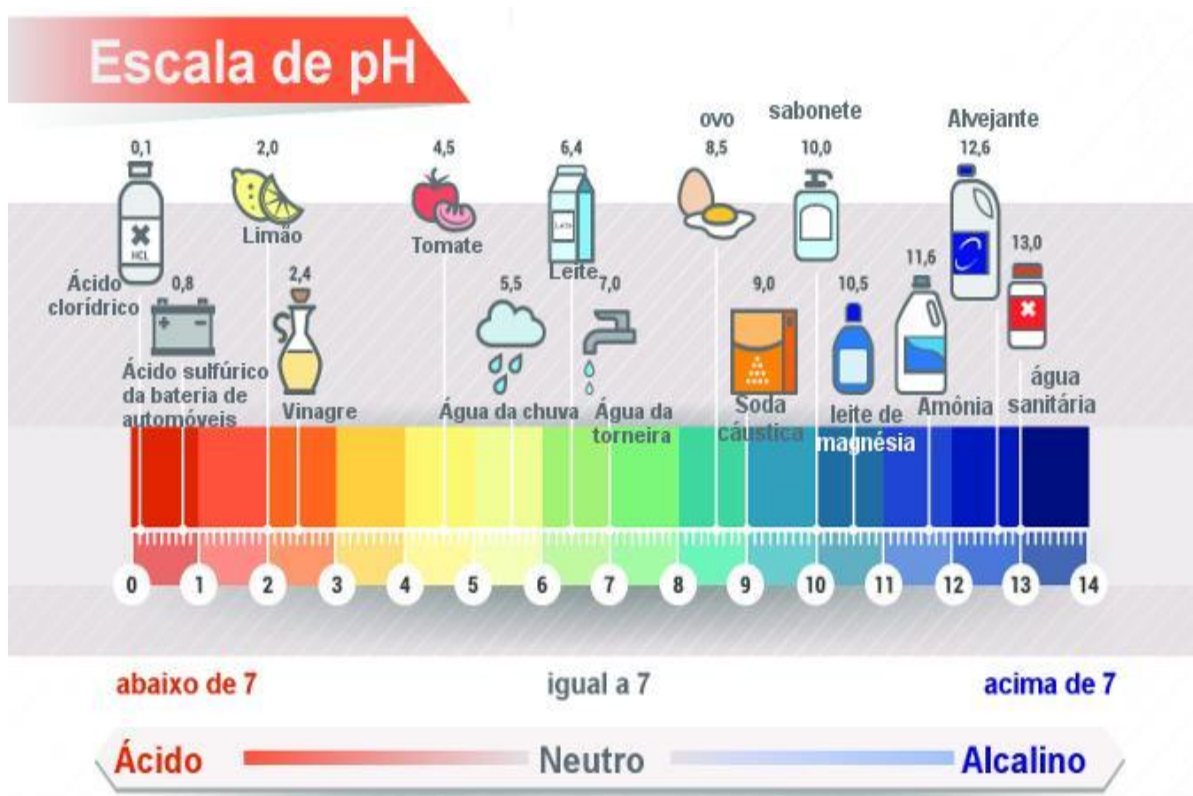
Por volta de 1909, o cientista dinamarquês Søren Sørensen (1868-1939) propôs o uso de uma escala logarítmica para trabalhar com ácidos e bases em substâncias cujos valores de concentração de íons H^+ e OH^- são pequenos. Essa escala é denominada escala de pH e é capaz de expressar as concentrações de H^+ e OH^- presentes na maioria dos sistemas naturais, como as águas de rios, lagoas e oceanos, o sangue humano e de outros animais, entre outros.

A expressão matemática que representa o pH é:

$$pH = -\log [H^+]$$

Podemos, assim, estabelecer uma escala de pH capaz de expressar a acidez ou basicidade das soluções aquosas. Os valores dessa escala estão relacionados às concentrações de íons H^+ e OH^- , variando de 0 a 14, sendo:

Imagem 2: escala de pH com exemplos de substâncias do cotidiano.



Fonte: Fogaça [2024].

Há, entretanto, inúmeras substâncias ou misturas que são ácidas ou básicas, e em seus nomes não aparece a palavra ácido ou hidróxido. Como então saber se apresentam acidez ou basicidade? Como verificar se um material apresenta propriedades ácidas ou básicas?

Uma das maneiras de fazer isso é lançar mão do uso de **INDICADORES ÁCIDO-BASE**. Que são substâncias que apresentam cores diferentes em meios ácidos ou básicos.

- Exemplos de indicadores de origem natural: extrato de uva, casca de ameixa, açaí, beterraba, repolho roxo.
- Exemplos de indicadores produzidos em laboratório: alaranjado de metila, azul de timol, fenolftaleína, papel indicador de pH.

Existem no mercado, instrumentos que fazem a medida do valor do pH do meio, como o papel tornassol e o pHmetro.

Imagem 3 – pHmetro de bolso.



Fonte: Gênesis Científica [2024].

Imagem 4: Medidor de pH com fita teste.



Fonte: Anahi (2010).

No corpo humano, o equilíbrio ácido-base é essencial para nossa sobrevivência. O sangue, por exemplo, é uma substância vital que possui o pH faixa de 7,35 a 7,45 em condições normais. Uma vez que o nível de neutralidade é 7, o sangue é considerado levemente básico.

O equilíbrio desses compostos em nosso organismo é medido a partir do pH e níveis de dióxido de carbono (CO_2) – um ácido - e bicarbonato – uma base - no nosso sangue. A desproporção entre as eles causa duas anormalidades:

- **Acidose:** sangue com excesso de ácido ou pouca base, resultando em pH sanguíneo baixo
- **Alcalose:** O sangue com excesso de base ou pouco ácido, resultando em um pH sanguíneo alto.

Essas anormalidades causam alguns efeitos no corpo, por exemplo: náuseas, vômitos, fadiga, respiração acelerada, irritabilidade, câibras, formigamento nas mãos e pés, entre outros. Se não for corrigida a tempo, a acidose ou a alcalose podem levar o indivíduo à morte.

Como é feita a nomenclatura dos ácidos

Primeiro é importante saber que os ácidos inorgânicos podem ser classificados de acordo com a presença ou não de oxigênio, sendo hidrácidos quando não possuem oxigênio na molécula e oxiácidos quando houver. Diante disso, vejamos quais regras são aplicadas em cada caso.

→ Nomenclatura dos hidrácidos

Hidrácidos são ácidos formados pela ligação de um elemento não metálico com o hidrogênio, ou seja, trata-se de compostos binários. A nomenclatura desses ácidos segue a seguinte forma:

ácido + nome do ametal (ânion) + ídrico

Observação: a última vogal do nome do ametal é removida.

Exemplos:

HCl: Ácido clorídrico

HF: Ácido fluorídrico

HBr: Ácido bromídrico

HI: Ácido iodídrico

HCN: Ácido cianídrico (ânion ciano CN^-).

H_2S : Ácido sulfídrico (para o enxofre usa-se o seu nome em latim: sufur).

→ Nomenclatura dos oxiácidos

A nomenclatura dos oxiácidos segue o um padrão parecido com a dos hidrácidos, contudo é necessário observar a carga (nox – número de oxidação) do elemento central (átomo ligado ao oxigênio). Vejamos como fica em cada caso.

Caso 1: Quando a espécie ligada ao oxigênio tiver somente um nox, formará apenas um oxiácido:

ácido + nome do elemento ligado ao oxigênio + ico

Nesses casos, a terminação do nome sempre será “ico”.

Exemplo:

H_2CO_3 : Ácido carbônico (íon carbonato CO_3^{2-})

H_3BO_3 : Ácido bórico

Caso 2: Quando a espécie ligada ao oxigênio tiver dois nox, formará dois oxiácidos.

Dica importante: Nesse caso, não é necessário calcular o número de nox. Basta verificar qual das espécies possui mais oxigênio, conforme é mostrado abaixo:



Exemplos:

H_2SO_4 : Ácido sulfúrico - nox do enxofre: +6

H_2SO_3 : Ácido sulfuroso - nox do enxofre: +4

HNO_3 : Ácido nítrico - nox do nitrogênio: +5

HNO_2 : Ácido nitroso - nox do nitrogênio: +3

H_3PO_4 : Ácido fosfórico - nox do fósforo: +5

H_3PO_3 : Ácido fosforoso - nox do fósforo: +3

Caso 3: Quando a espécie ligada ao oxigênio tiver mais de 3 ou 4 nox, formará respectivamente 3 ou 4 oxiácidos:

Ácido per	nome do elemento ligado ao oxigênio	ico
Ácido		
Ácido	nome do elemento ligado ao oxigênio	oso
Ácido hipo		

Note que a espécie que tiver o maior nox terá o prefixo “per”, enquanto o menor terá o prefixo “hipo”.

Exemplos:

HClO_4 : Ácido perclórico – nox do cloro: +7

HClO_3 : Ácido clórico – nox do cloro: +5

HClO_2 : Ácido cloroso – nox do cloro: +3

HClO : Ácido hipocloroso – nox do cloro: +1

Perceba novamente que o nox varia de acordo com a quantidade de oxigênios, logo quanto menos oxigênio, menor o número de oxidação da espécie ligada ao oxigênio.

Fonte: Gonçalves [2024].

Nomenclatura das bases

As bases são compostos inorgânicos que, em meio aquoso, liberam como único ânion o hidróxido (OH^-), e seus cátions variam, sendo, geralmente, metais.

A nomenclatura desses compostos baseia-se nessa sua formação, em que sempre se escreve primeiro “hidróxido de” seguido do nome do cátion.

Hidróxido de

Nome do
cátion

Exemplos:

NaOH : Hidróxido de sódio

Ca(OH)_2 : Hidróxido de cálcio

Al(OH)_3 : Hidróxido de Alumínio

No entanto, essa regra aplica-se somente no caso de bases em que seus cátions só possuem uma eletrovalência, isto é, uma única carga. Mas existem aqueles casos em que os cátions podem apresentar mais de uma eletrovalência e formar bases diferentes, como é o caso do ferro, que pode perder dois ou três elétrons, formando, respectivamente, os cátions Fe^{2+} e Fe^{3+} e as bases Fe(OH)_2 e Fe(OH)_3 .

Nesse tipo de caso, a nomenclatura pode acontecer de duas formas:

(1) Acrescenta-se o algarismo romano que indica o número da carga. Assim, no caso do ferro, teríamos:

Fe(OH)_2 : Hidróxido de ferro II

Fe(OH)_3 : Hidróxido de ferro III

(2) Acrescenta-se o sufixo “oso” para o cátion de menor carga e o sufixo “íco” para o sufixo que tiver maior carga:



No caso das bases do ferro, temos:

Fe(OH)_2 : Hidróxido ferroso

Fe(OH)_3 : Hidróxido férrico

Fonte: Fogaça [2024].

Imagem 5: Exemplos de aplicação de alguns ácidos e bases comuns no cotidiano.

Exemplos de aplicação de alguns ácidos comuns			
Ácido clorídrico (HCl) Comercializado como ácido muriático, é utilizado para limpeza de pisos, formação de haletos orgânicos (CH_3Cl) e limpeza de superfícies metálicas antes do processo de soldagem. 	Ácido carbônico (H_2CO_3) Presente nos refrigerantes e nas águas minerais gasificadas. 	Ácido nítrico (HNO_3) Fabricação de explosivos (TNT, pólvora negra e outros) e fabricação de salitre (NaNO_3) e (KNO_3), utilizado como fertilizante. 	
Ácido fluorídrico (HF) Aplicado na gravação de cristais e vidros. 	Ácido fosfórico (H_3PO_4) Fabricação de fertilizantes, em indústrias de vidro e de tinturaria, na produção de refrigerantes à base de cola. 	Ácido sulfúrico (H_2SO_4) Produção de fertilizantes, soluções de baterias de automóveis, em indústrias de tintas e papéis e no refino de açúcar. 	Ácido acético (CH_3COOH) Utilizado como condimento culinário (vinagre, solução 3% a 7%). 

Exemplos de aplicação de algumas bases comuns		
Hidróxido de sódio (NaOH) Utilizado na fabricação de sabão, em indústrias de papel, celulose e corantes. 	Hidróxido de amônio (NH_4OH) Empregado na produção de fertilizantes, explosivos, em produtos para remover crostas de gorduras, em produtos farmacêuticos e na revelação de filmes fotográficos. 	Hidróxido de alumínio [$\text{Al}(\text{OH})_3$] Utilizado como antiácido estomacal. 
Hidróxido de magnésio [$\text{Mg}(\text{OH})_2$] Usado em produtos farmacêuticos (antiácido e laxante). 	Hidróxido de cálcio [$\text{Ca}(\text{OH})_2$] Formado pela dissolução de cal em água, é utilizado na preparação de argamassa e caiação. 	

Fonte: Adaptado de Santos e Mól (2013).

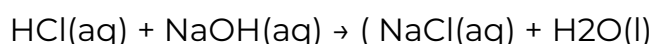
Os Sais nossos de cada dia

Em casa, quando você fala a palavra sal, todos entendem que você está se referindo ao principal constituinte do “sal de cozinha”, o cloreto de sódio (NaCl). Mas ao falar sal para seu professor de Química, invariavelmente ouvirá a pergunta: Qual? Isso porque existe uma grande variedade de sais existentes.

Além do “sal de cozinha” os sais estão presentes na composição de vários produtos que utilizamos no dia a dia. O fluoreto de sódio (NaF), por exemplo,

é empregado em pastas de dente como fonte de flúor, elemento químico de grande importância no combate às cáries. Se você ou alguém que conhece já sofreu um acidente em que precisou imobilizar alguma parte do corpo com gesso, saiba que a maior parte dele é constituída por um sal chamado sulfato de cálcio (CaSO_4). Mesmo apresentando estruturas e aplicações distintas, esses compostos são classificados como sais em virtude de algumas características comuns que apresentam.

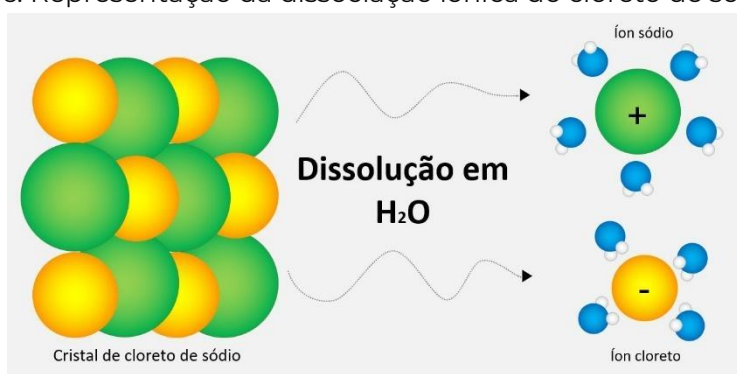
Os sais são substâncias que se formam quando um ácido reage com uma base, a exemplo da reação do ácido nítrico e do hidróxido de sódio formando cloreto de sódio e água. como o exemplo da reação de ácido clorídrico com o hidróxido de sódio:



Considerando a teoria de Arrhenius, o sal pode ser definido como:

Sal é toda substância que, em água, libera pelo menos um cátion diferente do próton H^+ e pelo menos um ânion diferente da hidroxila OH^- .

Imagem 6: Representação da dissociação iônica do cloreto de sódio (NaCl).



Fonte: Professor de Química (2023).

Os sais

Assim como mencionado sobre a classificação dos sais ser feita de acordo com os reagentes (ácido e base) formadores, para a nomenclatura também será necessário conhecer os reagentes formadores do sal. A nomenclatura dos sais é formada por: “nome do ânion” de “nome do cátion”

O nome do ânion é formado de acordo com a nomenclatura do respectivo ácido formador ou, ainda, pelo número de oxidação (NOX) do elemento formador do ânion.

Sufixo do ácido	Sufixo do ânion formado	Número de oxidação do ânion (NOX)
-ídrico	-eto	NOX fixo e negativo
hipo ...oso	Hipo ...ito	+1, +2
-oso	-ito	+3, +4
-ico	-ato	+5, +6
Per... -ico	Per... -ato	+7

Exemplos:

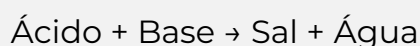
HCl (Ácido clorídrico) + NaOH (Hidróxido de sódio) → NaCl (Cloreto de sódio) + H₂O

H₃PO₃ (Ácido fosforoso) + Zn(OH)₂ (Óxido de zinco) → ZnHPO₃ (Fosfito de zinco) + 2H₂O

H₂SO₄ (Ácido sulfúrico) + NaOH (Hidróxido de sódio) → NaHSO₄ (Sulfato de sódio) + H₂O

Reações formadoras de sais

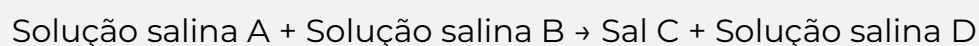
Reação de neutralização ácido-base: a principal reação de formação de um sal é a reação de neutralização entre um ácido e uma base.



Exemplo:

HCl (Ácido clorídrico) + NaOH (Hidróxido de sódio) → NaCl (Cloreto de sódio) + H₂O (água)

Mistura de outros sais: alguns sais podem originar-se da mistura de outras soluções salinas. O sal formado apresenta-se em estado sólido (precipitado) pela diferença de solubilidade com os demais sais das soluções reagentes.



Exemplo:

NaCl(aq) (Solução salina de cloreto de sódio) + AgNO₃(aq) (Solução salina de nitrato de prata) → AgCl(s) (Cloreto de prata – sólido) + NaNO₃(aq) (Solução salina de nitrato de sódio)

Fonte: Araujo [2024].

Imagem 7. Exemplos de diferentes tipos de sais e suas aplicações.

Exemplos de aplicação de alguns sais comuns	
Hidróxido de cálcio [Ca(OH)₂] Utilizado em alguns fermentos químicos com a função de produzir gás carbônico (CO₂), fazendo o alimento crescer. Bastante empregado como antiácido estomacal. Em alguns extintores, é componente de espuma para o combate de incêndios. 	Nitrato de potássio – salitre (KNO₃) Empregado como conservante na fabricação de carnes embutidas (presunto, mortadela, salame etc.) para preservar as características do alimento e a sua cor original. Usado na composição de fertilizantes por ser prontamente assimilado pelas plantas. 
Fluoreto de sódio (NaF) Componente de vários cremes dentais e colutórios (enxaguadores bucais), pois tem a propriedade de inibir a perda de minerais dos dentes, tornando-os mais resistentes às bactérias causadoras de cáries. 	Sulfato de magnésio (MgSO₄) Usado na fabricação de sabões, tintas etc. Empregado como laxante, conhecido como sal-amargo ou sal de Epsom. 
Carbonato de cálcio (CaCO₃) Usado na fabricação de cimento, vidro comum, pastas de dentes (age como abrasivo) etc. Excelente fertilizante por auxiliar a acelerar o crescimento de plantas e, junto à cal, diminuir a acidez do solo. 	Fosfato de cálcio [Ca₃(PO₄)₂] Aplicado na agricultura como fertilizante por fornecer fósforo aos vegetais. Faz parte da composição química dos ossos, cerca de 60% em peso. 
Hipoclorito de sódio (NaClO) Utilizado para o branqueamento de produtos têxteis e papéis e no tratamento da água, por ser antisséptico e eliminador de gostos e odores indesejáveis. 	

Fonte: Santos e Mól (2013).

Óxidos

Os óxidos são compostos químicos binários formados por um ou mais átomos de oxigênio, combinados com outro elemento. Eles são amplamente encontrados na natureza e desempenham papéis importantes em processos biológicos, geológicos e industriais. Os óxidos podem ser classificados em óxidos ácidos, básicos, neutros ou mistos, dependendo de suas propriedades químicas. Exemplos comuns de óxidos incluem o dióxido de carbono (CO₂), o óxido de ferro (Fe₂O₃, também conhecido como ferrugem) e o dióxido de silício (SiO₂, também conhecido como sílica).

Observe que os óxidos são formados, necessariamente pelo elemento oxigênio e apenas um outro elemento, sendo a posição do(s) oxigênio(s) na fórmula química do óxido sempre no final, por ser mais eletronegativo.

Nomenclatura dos óxidos

⇒ Nomenclatura de óxidos metálicos com apenas um estado de oxidação

Quando o oxigênio estiver ligado a um metal, segue-se a seguinte regra geral:

Óxido de + nome do metal

Exemplos:

Na_2O -- óxido de sódio

MgO -- óxido de magnésio

Al_2O_3 -- óxido de alumínio

⇒ Nomenclatura de óxidos de elementos com dois estados de oxidação

Nesse caso, a nomenclatura pode ser feita de duas formas:

1º método: escreve-se o nome óxido seguido do nome do elemento ligado ao oxigênio, contudo, dependendo do número de oxidação (Nox) desse elemento, é necessário substituir a última letra do nome do por ico ou oso. Dessa forma, a regra geral fica assim:

Método de nomenclatura de óxidos de elementos com dois estados de oxidação

Óxido de + nome do metal { ico – Nox maior
oso – Nox menor

Exemplo:

O ferro (Fe) apresenta apenas dois estados de oxidação: 2+ e 3+. Sendo assim, vejamos como ficam os nomes dos compostos a seguir:

Nox: 3+	Nox: 2+
Fe_2O_3 – Óxido férrico	FeO – Óxido ferroso

2º método: este é mais simples, uma vez que basta saber o Nox dos metais nos compostos formados e seguir da seguinte forma:

Óxido de + nome do metal + (Nox dentro dos parênteses, escrito em algarismos romanos)

Fe_2O_3	Nox: 3+	FeO	Nox: 2+
	óxido férrico		óxido ferroso
	óxido de ferro (III)		óxido de ferro (II)

Nomenclatura de óxidos não metálicos (óxidos ácidos ou anidridos)

Nesse caso, basta escrever a palavra óxido seguido do nome do elemento:

Óxido de + nome do ametal

Obs.: Indica-se, com o uso de prefixos, a quantidade de cada elemento no composto.

Exemplos:

CO – monóxido de carbono

CO₂ - dióxido de carbono

SO₂ – dióxido de enxofre

SO₃ – trióxido de enxofre

N₂O – monóxido de dinitrogênio

N₂O₅ – pentóxido de dinitrogênio

Essa regra também pode ser aplicada aos óxidos metálicos com mais de uma valência:

Exemplo: Fe₂O₃ – trióxido de diferro

Fonte: Gonçalves [2024].

Imagem 8: Exemplos de aplicações de alguns óxidos comuns.

Exemplos de aplicação de alguns óxidos comuns

Óxido de cálcio (CaO)

Tem larga aplicação na construção civil, na purificação de açúcares e na agricultura, sendo usado como fungicida e corretivo de pH do solo.



Hely Demutli

Óxido de ferro III (Fe₂O₃)

É empregado na fabricação de pigmentos ocre-vermelhos (uma cor parecida com cor de terra) e como pó para polimento.



Hely Demutli

Óxido de manganês (MnO₂)

É utilizado na fabricação de aço e, combinado com outras substâncias, utilizado como desinfetante, secante e corante de cerâmicas e tijolos.



Ricardo Azary/Olhar Imagem

Óxido de estanho (SnO₂)

É empregado na fabricação da folha de flandres e de latas para acondicionar alimentos, em soldas e como pó para polimento.



Ricardo Azary/Olhar Imagem

Fonte: Santos e Mól (2013).

ATIVIDADES

1. Faça associações entre as colunas, indicando o sal presente em cada um dos materiais.

- | | |
|---------------------------------|---|
| A) soro fisiológico | () nitrato de sódio (NaNO ₃) |
| B) fertilizante | () bicarbonato de sódio (NaHCO ₃) |
| C) componente do vidro | () cloreto de sódio (NaCl) |
| D) fermento de pães, bolos etc. | () fluoreto de sódio (NaF) |
| E) componente de cremes dentais | () carbonato de sódio(Na ₂ CO ₃) |

2. Retome no texto conceitos de Arrhenius para cada uma das funções inorgânicas e assinale a alternativa correta a seguir.

- () Ácido de Arrhenius é qualquer espécie hidrogenada.
- () Toda espécie que contém o grupo OH⁻ é base de Arrhenius.
- () Os sais em água liberam o íon Na⁺.
- () Base de Arrhenius é qualquer espécie molecular que, em solução aquosa, libera H⁺.
- () Ácido de Arrhenius é qualquer espécie molecular hidrogenada que, em água, ioniza, libertando H⁺.

3. O suco extraído do repolho roxo pode ser utilizado como indicador do caráter ácido (pH entre 0 e 7) ou básico (pH entre 7 e 14) de diferentes soluções. Misturando-se um pouco de suco de repolho e da solução, a mistura passa a apresentar diferentes cores, segundo sua natureza ácida ou básica, de acordo com a escala adiante. Algumas soluções foram testadas com esse indicador, produzindo os seguintes resultados:

Imagem 3 - pH de algumas substâncias.

Cor	vermelho		rosa		roxo		azul		verde		amarelo			
pH	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14
	Material							Cor						
	I. amoníaco							verde						
	II. leite							amarelo						
	III. vinagre							vermelho						
	IV. leite de vaca							rosa						

A observação da tabela permite afirmar corretamente que o

- () amoníaco e o leite são ácidos.
- () leite de vaca e o leite são básicos.
- () vinagre e o leite de vaca são ácidos.
- () vinagre e o amoníaco são

4. Para combater a acidez estomacal causada pelo excesso de ácido clorídrico, costuma-se ingerir um antiácido, ou seja, uma substância com caráter básico.

Das substâncias abaixo, encontradas no cotidiano das pessoas, a mais indicada para combater a acidez é:

- A) refrigerante.
- B) suco de laranja.
- C) água com limão.
- D) vinagre.
- E) leite de magnésia.

5. Classifique os materiais a seguir em ácido, básico ou neutro.

- A) café (pH=5) _____
- B) saliva (pH=6,8) _____
- C) leite (pH = 8) _____
- D) água destilada (pH =7) _____

6. Durante uma aula prática de laboratório, um estudante obteve um sólido avermelhado (Fe_2O_3) ao realizar uma reação química com um metal. Esse sólido é um óxido comumente encontrado em minérios de ferro e tem propriedades magnéticas. Qual é a nomenclatura correta dele?

- ☐ Óxido ferroso.
- ☐ Óxido de ferro (III).
- ☐ Trióxido de ferro.
- ☐ Óxido de ferro (IV).
- ☐ Óxido de ferro (II).

7. A partir das informações contidas no texto desse módulo sobre as características que definem as substâncias inorgânicas, assinale a alternativa que só apresenta sais:

- ☐ NaOH , $\text{Ca}_3(\text{PO})_2$, NaCl
- ☐ NaCl , CaSO_4 , FePO_4
- ☐ HCl , H_2O , $\text{Ca}_3(\text{PO})_2$
- ☐ NaOH , HCl , H_2O_2
- ☐ HCl , CaSO_4 , FePO_4

8. O ácido encontrado no suco gástrico do aparelho digestivo humano é chamado de ácido clorídrico. Qual das fórmulas a seguir representa esse ácido?

- ☐ HNO_3
- ☐ H_2SO_4
- ☐ H_3PO_4
- ☐ HCl
- ☐ H_2SO_3

9. Com base nas informações dos textos desse módulo, elabore uma tabela que descreva um ácido, uma base, um sal e um óxido que você utiliza no seu dia a dia, como no modelo a seguir:

Tipo de substância Inorgânica	Nome da substância	Forma de utilização	Fórmula Química
Ácido			
Base			
Sal			
Óxido			

PLANO DE ESTUDOS

Habilidades:

(EM13CNT206) Discutir a importância da preservação e conservação da biodiversidade, considerando parâmetros qualitativos e quantitativos, e avaliar os efeitos da ação humana e das políticas ambientais para a garantia da sustentabilidade do planeta.

(EM13CNT105) Analisar os ciclos biogeoquímicos e interpretar os efeitos de fenômenos naturais e da interferência humana sobre esses ciclos, para promover ações individuais e/ ou coletivas que minimizem consequências nocivas à vida.

(EM13CNT303) Interpretar textos de divulgação científica que tratem de temáticas das Ciências da Natureza, disponíveis em diferentes mídias, considerando a apresentação dos dados, tanto na forma de textos como em equações, gráficos e/ou tabelas, a consistência dos argumentos e a coerência das conclusões, visando construir estratégias de seleção de fontes confiáveis de informações.

Unidade Temática:

- Vida, Terra e Cosmos/ Tecnologia e suas Linguagens.

Objetos de Conhecimento:

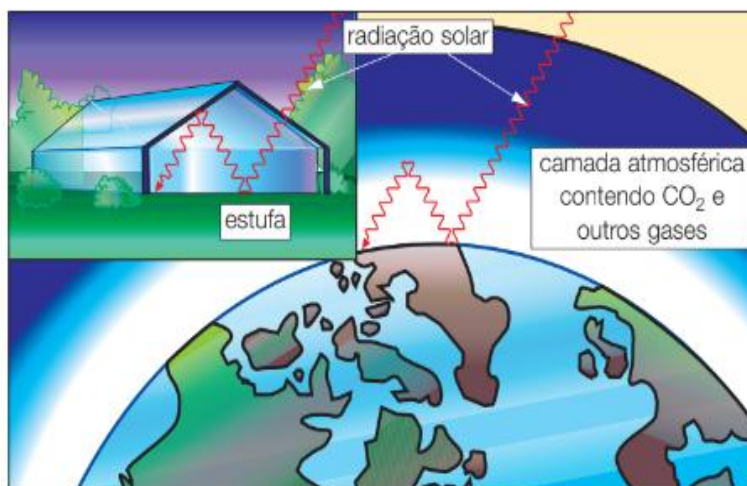
- Química Ambiental

Química ambiental

Efeito estufa e Aquecimento global:

A Terra recebe energia do Sol, parte é absorvida pela superfície e parte é refletida na atmosfera como radiação infravermelha (calor). O CO_2 na atmosfera atua como um "cobertor", absorvendo essa radiação e mantendo a temperatura média da Terra em 15°C . O aumento da concentração de CO_2 devido às atividades humanas dobrou nas últimas décadas, causando mudanças climáticas significativas, como o derretimento do gelo polar e elevação do nível dos oceanos. Outros gases também contribuem para o efeito estufa, mas o CO_2 é o principal, responsável por cerca de 55% do fenômeno que causa o aquecimento global.

Imagem 9 : Efeito estufa



Fonte: Usberco e Salvador (2002).

E como a Química Inorgânica se relaciona aos efeitos do Aquecimento Global?

O aquecimento global e acidificação dos oceanos

O oceano absorve cerca de um quarto das emissões anuais de dióxido de carbono (CO₂) do mundo, mitigando (reduzindo) assim as alterações climáticas e aliviando os seus impactos. Este serviço crítico, no entanto, tem um preço: está alterando o sistema carbonático e aumentando a acidez do oceano. Estudos demonstram que, ao longo da história, 30% do CO₂ emitido pela ação humana foi parar no oceano. Quando a água (H₂O) e o gás se encontram, é formado o ácido carbônico (H₂CO₃), que se dissocia no mar, formando íons carbonato (CO₃²⁻) e hidrogênio (H⁺).

O nível de acidez se dá por meio do aumento da quantidade de íons H⁺ presentes em uma solução – nesse caso, a água do mar. Quanto maiores as emissões, maior a quantidade de íons H⁺ que se formam e mais ácidos os oceanos ficam.

A acidificação dos oceanos ameaça os organismos e os serviços ecossistêmicos, põe em perigo a pesca e a aquicultura e afeta a proteção costeira ao enfraquecer os recifes de coral.

Além disso, espera-se que novos aumentos na acidificação acelerem nas próximas décadas. À medida que a acidificação piora, a capacidade dos oceanos de absorver CO₂ da atmosfera diminuirá, limitando o seu papel na moderação das alterações climáticas. Ou seja, mais CO₂ se acumulará na atmosfera sem o oceano absorver as quantidades que amenizariam os efeitos do aquecimento global, piorando os resultados desse processo em escala global.

Fonte: adaptado de Ecodebate (2023).

Chuvas ácidas:

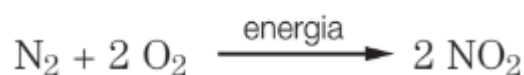
O termo chuva ácida foi usado pela primeira vez para descrever a precipitação ácida que ocorreu sobre a cidade de Manchester, no início da Revolução Industrial. As chuvas ácidas são de três tipos e ocorrem em ambientes diferentes.

→ **Em ambientes não-poluídos e na ausência de relâmpagos** — essa chuva é formada pela reação do gás carbônico (CO₂) com a água, que origina o ácido carbônico (H₂CO₃).



Como o CO₂ está presente na atmosfera, toda chuva é ligeiramente ácida; porém, este tipo de chuva não é considerado nocivo.

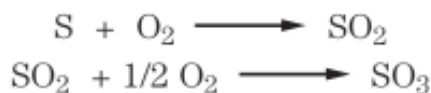
→ **Em ambientes com relâmpagos ou grande quantidade de veículos dotados de motor de explosão** — nessas condições, o nitrogênio (N₂) reage com o oxigênio (O₂), formando os óxidos de nitrogênio (NO_x), principalmente o NO₂:



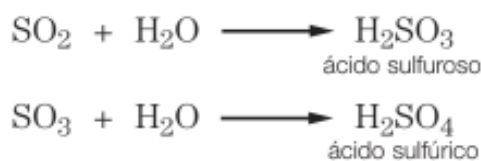
Os óxidos de nitrogênio (NO_x) reagem com a água da chuva e originam um tipo de chuva ácida capaz de provocar grande impacto ambiental. Uma reação que certamente ocorre pode ser representada por:



→ **Em ambientes poluídos** — a partir da combustão de derivados do petróleo, que contêm enxofre como impureza, forma-se o SO₂, que se transforma parcialmente em SO₃:



Esses óxidos dissolvem-se e reagem com a água da chuva, formando ácidos que também causam sérios problemas ambientais:



O trióxido de enxofre (SO₃) também é produzido na queima do carvão usado em usinas termoeletricas. Essas chuvas ácidas podem cair em áreas afasta-

das dos centros urbanos, que não suportam acidez elevada, provocando sérios problemas ao meio ambiente.

Imagem 10: Representação da formação da chuva ácida.



Fonte: Árvore e Água (2022).

Só as atividade humanas liberam poluentes?

A chuva “normal” possui pH levemente ácido: está em torno de 5,6. Na chuva ácida o pH é menor pois o dióxido de carbono liberado na atmosfera reage com a água resultando no ácido carbônico, abaixando o pH da água precipitada. O que vem acontecendo nas últimas décadas é que, graças aos poluentes liberados pelas atividades industriais, meios de transporte, etc, uma maior quantidade de ácidos vem sendo liberada na atmosfera e nas águas, especialmente o ácido sulfúrico (H_2SO_4) e o ácido nítrico (HNO_3). Para se ter uma ideia, a água precipitada nas chuvas ácidas tem pH entre 4,5 e 2,8 em algumas regiões!

Os dois ácidos citados anteriormente já são liberados em larga escala

pelos próprios processos da natureza: estima-se que entre 50 e 70 milhões de toneladas por ano de enxofre (que, reagindo com a água, produz o ácido sulfúrico), vêm especialmente de vulcões e da atividade microbiológica, e cerca de 30 a 40 milhões de toneladas de óxidos de nitrogênio por ano, principalmente de relâmpagos, queima de biomassa e processos microbiológicos. Essa grande quantidade de ácidos lançados pelos próprios processos naturais não modifica a acidez da chuva, pois é lançada no globo terrestre sem nenhum local de concentração específico e provém de processos equilibrados, que surgiram ao longo da evolução da Terra, lentamente.

O problema da chuva ácida surge quando o homem lança grandes quantidades dessas substâncias na natureza de uma maneira concentrada: isso acontece principalmente próximo às indústrias. Estima-se que o homem lance entre 100 e 130 milhões de toneladas de dióxido sulfúrico e entre 60 e 70 milhões de toneladas de óxidos nítricos anualmente. O lançamento dessas substâncias é feito principalmente pela queima de combustíveis, especialmente nas indústrias. No hemisfério norte, o problema é ainda mais grave, pois as usinas que usam como fonte de energia o carvão são extremamente poluentes nesse aspecto.

Mas que problemas a chuva ácida traz consigo? Três dos principais problemas são:

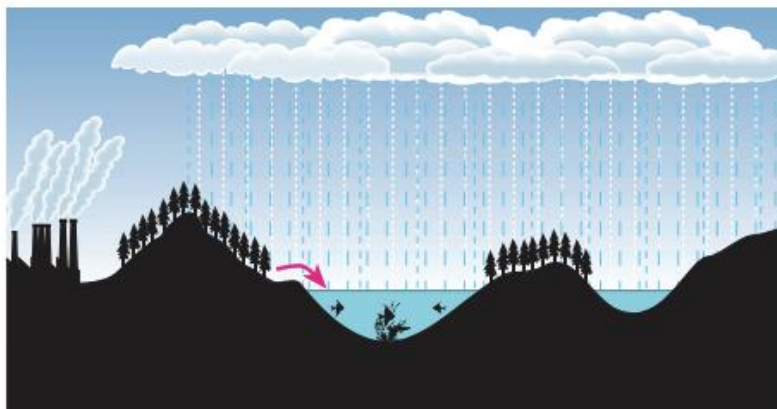
- 1) O impacto em ecossistemas aquáticos, já que os animais e plantas desses ecossistemas vivem numa faixa ótima de pH: variações nesse pH podem interferir no modo como enzimas atuam, aumentando a mortandade ou dificultando a reprodução, especialmente das espécies animais ovíparas. Outro grande problema em ecossistemas aquáticos é que alguns metais, como o alumínio e o mercúrio, ficam livres na água quando esta está com o pH baixo, e esses metais são altamente tóxicos para animais e plantas.
- 2) O impacto em florestas: O solo das florestas não consegue continuamente neutralizar a chuva ácida e, em longo prazo, isso causa um aumento na concentração de alumínio (tóxico) e uma escassez de cálcio, mineral fundamental para o crescimento das plantas.
- 3) O impacto em materiais desenvolvidos pelo homem: quando materiais como o cimento entram em contato com a chuva ácida, reagem com ela e começam a erodir. Esse problema ocorre especialmente em monumentos e construções antigas, que tendem a erodir e sucumbir com o passar do tempo, acarretando grande prejuízo à cultura humana.

Fonte: USP [2024].

ATIVIDADES

1. (Enem-2009) Uma região industrial lança ao ar gases como o dióxido de enxofre e óxidos de nitrogênio, causadores da chuva ácida. A figura mostra a dispersão desses gases poluentes.

Dispersão dos gases poluentes.



Considerando o ciclo da água e a dispersão dos gases, analise as seguintes possibilidades:

- I. As águas de escoamento superficial e de precipitação que atingem o manancial poderiam causar aumento de acidez da água do manancial e provocar a morte de peixes.
- II. A precipitação na região rural poderia causar aumento de acidez do solo e exigir procedimentos corretivos, como a calagem.
- III. A precipitação na região rural, embora ácida, não afetaria o ecossistema, pois a transpiração dos vegetais neutralizaria o excesso de ácido.

Dessas possibilidades:

- A) pode ocorrer apenas a I.
- B) pode ocorrer apenas a II.
- C) podem ocorrer tanto a I quanto a II.
- D) podem ocorrer tanto a I quanto a III.
- E) podem ocorrer tanto a II quanto a III

2. Na queima de florestas e combustíveis fósseis são liberados gases responsáveis pelo efeito estufa e que também contribuem para a formação de chuva ácida. Os principais poluentes gerados são: gás carbônico (CO_2), monóxido de carbono (CO), óxidos de enxofre (SO_2) e óxidos de nitrogênio (NO_x). Dentre os poluentes citados, o principal responsável pelo

aquecimento global e um dos poluentes classificados como óxido ácido são, respectivamente:

- A) CO e NO₂.
- B) CO e SO₂.
- C) CO₂ e NO.
- D) CO₂ e NO₂.
- E) SO₂ e NO.

3. O que caracteriza a chuva ácida?

- A) Precipitação de água com pH neutro.
- B) Precipitação de água com pH abaixo de 7.
- C) Precipitação de água com pH acima de 7.
- D) Precipitação de água com alta concentração de íons metálicos.

4. Como a emissão de óxidos poluentes contribui para o aquecimento global e quais medidas sustentáveis podem ser adotadas para mitigar esses efeitos? Marque a alternativa que melhor responde a esse questionamento:

() A emissão de óxidos poluentes não tem relação com o aquecimento global; as medidas sustentáveis incluem aumentar a produção industrial.

() A emissão de óxidos poluentes contribui para o aquecimento global ao destruir a camada de ozônio; medidas sustentáveis incluem a substituição de combustíveis fósseis por energias renováveis e a redução das emissões industriais.

() A emissão de óxidos poluentes contribui para o aquecimento global ao aumentar o efeito estufa; medidas sustentáveis incluem a promoção de práticas agrícolas intensivas e o aumento do uso de fertilizantes químicos.

() A emissão de óxidos poluentes resfria a Terra ao bloquear a luz solar; medidas sustentáveis incluem a eliminação de todas as formas de transporte para reduzir a poluição.

5. Explique, com as suas palavras, como o CO₂ emitido pelas ações humanas é capaz de promover a acidificação dos oceanos.

6. Quais as consequências da chuva ácida para as edificações humanas?

7. Considerando o pH da chuva ácida mencionada no texto, compare os valores com os exemplos da imagem 2. Quais alimentos apresentam pH similar ao da chuva ácida?

PLANO DE ESTUDOS

Habilidades:

(EM13CNT107X) Realizar previsões qualitativas e quantitativas sobre as ações de agentes cujos funcionamentos estão relacionados ao eletromagnetismo (geradores de energia; biodigestores; motores elétricos e seus componentes; bobinas; transformadores; pilhas; baterias; fontes alternativas de energia; bioeletricidade; dispositivos eletrônicos; etc.), com base na análise dos processos de transformação e condução de energia envolvidos, com ou sem o uso de dispositivos e aplicativos digitais, para propor ações que visem a sustentabilidade, discutindo acerca dos subprodutos que a tecnologia gera e propondo ações para minimizar seus impactos.

(EM13CNT104) Avaliar os benefícios e os riscos à saúde e ao ambiente, considerando a composição, a toxicidade e a reatividade de diferentes materiais e produtos, como também o nível de exposição a eles, posicionando-se criticamente e propondo soluções individuais e/ou coletivas para seus usos e descartes responsáveis.

Unidade Temática:

- Unidade Temática: Matéria e Energia.

Objetos de Conhecimento:

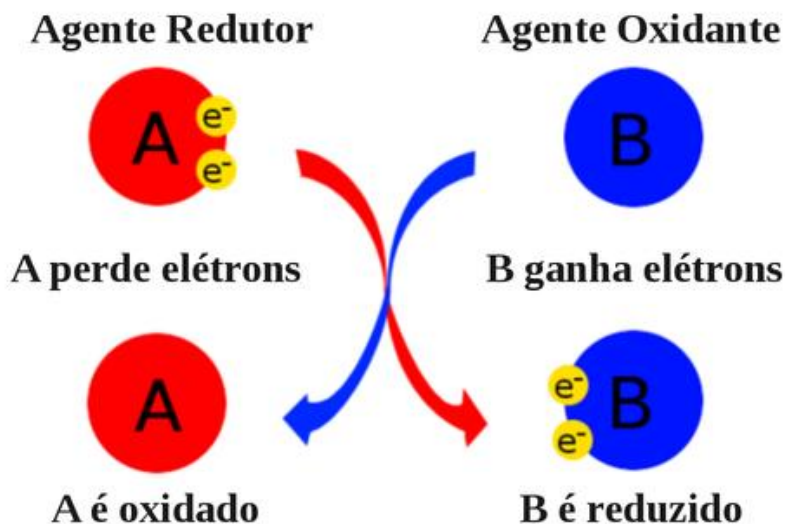
- Eletroquímica.

Eletroquímica

Eletroquímica, como o próprio nome diz, é uma área de estudo que envolve a conversão de energia química em energia elétrica e vice e versa. Ela surge quando é percebido que a eletricidade poderia ser produzida a partir de metais, que era possível ocorrer a transferências de elétrons que hoje são a base para a produção da eletricidade que usamos em nossas casas, na indústria e da qual dependemos tanto para nossa qualidade de vida.

Para que ocorra a transferência de elétrons entre os reagentes, é preciso que exista uma substância que doa elétrons (o agente redutor) e uma substância que recebe elétrons (agente oxidante). A substância que perde elétrons ficará com a carga positiva, uma vez que terá mais prótons (partículas positivas do núcleo) do que elétrons (partículas positivas da eletrosfera). O agente oxidante receberá elétrons e, portanto, aumentará sua carga negativa, numa reação de oxirredução. Para melhor compreendermos os termos, observe a Imagem 11:

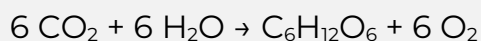
Imagem 11: Diagrama esquemático de um “par redox”.



Fonte: traduzido de Libre Texts Chemistry [2024].

Número de Oxidação (NOX)

No cotidiano existem muitas reações de oxidorredução, ou seja, reações em que uma espécie química oxida (perde elétrons) e outra se reduz (ganha elétrons) simultaneamente. Por exemplo, a reação de fotossíntese realizada pelas plantas ocorre quando as moléculas de clorofila absorvem a energia solar, que é usada para transformar gás carbônico e água em glicose e gás oxigênio:



Essa é uma reação de oxidorredução porque há transferência de elétrons. Mas como vamos saber se determinada reação é de oxidorredução? E como saber que espécies ganharam (reduziram) e perderam elétrons (oxidaram)?

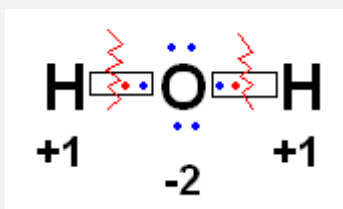
As respostas para essas questões estão no conceito de Número de Oxidação, mais conhecido como NOX. O NOX é a carga elétrica que um átomo de um elemento adquire quando participa de uma ligação. Se a ligação for iônica, será a sua carga real, mas se for uma ligação covalente (molecular), corresponderá ao caráter parcial que o elemento adquiriria se a ligação fosse rompida e o par de elétrons ficasse com o elemento mais eletronegativo.

A eletronegatividade é a tendência que um elemento tem de atrair elétrons, e o NOX está intimamente ligado a esse conceito.

Por exemplo, a ligação que forma o sal de cozinha (cloreto de sódio - NaCl) é iônica, ou seja, há transferência de elétrons de um átomo para outro. No caso, o sódio (Na) perde um elétron para o cloro, assim se formam dois

íons, Na^+ e Cl^- . Visto que essa ligação é iônica, o NOX desses elementos é a sua própria carga, isto é, o NOX do Na é +1 e o NOX do Cl é -1.

Agora considere o caso de uma ligação covalente. Uma molécula de água (H_2O) é formada pelo compartilhamento de elétrons entre cada átomo de hidrogênio e o oxigênio, conforme mostrado abaixo. Se essas ligações fossem rompidas, o oxigênio, que é o elemento mais eletronegativo, ficaria com mais dois elétrons, obtendo NOX igual a -2 (porque os elétrons são negativos). Visto que cada hidrogênio perdeu um elétron, o NOX de cada um deles seria +1.



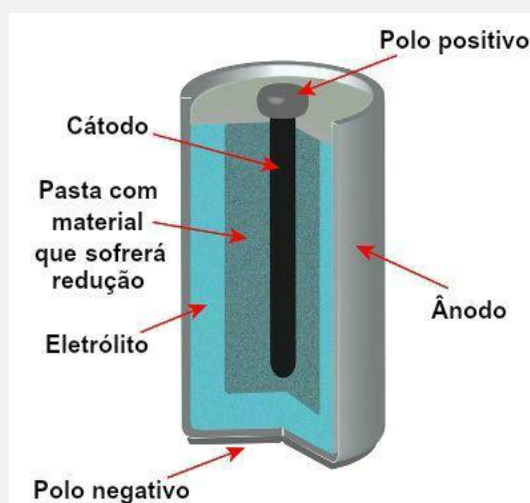
Assim, se determinarmos o NOX de cada elemento nas reações e observarmos que houve alguma alteração neles, ou seja, que aumentaram ou diminuíram, isso mostrará que a reação é de oxirredução e saberemos quem reduziu e quem oxidou. Se o NOX aumentar, o elemento sofreu oxidação, mas se diminuir, significa que o elemento sofreu redução.

Fonte: Fogaça [2024].

Reações de Oxirredução – Pilhas e baterias

Os dois campos de estudo principais da Eletroquímica são:

Imagem 12: Estrutura interna de uma pilha seca.



Fonte: Dias [2024].

***_Pilhas e baterias:** Nesse caso existe a conversão de energia química em energia elétrica, ou seja, usam-se as reações químicas de oxirredução espontâneas para a geração de eletricidade.

Dentro das pilhas são colocadas certas substâncias químicas que reagem espontaneamente transferindo elétrons, isto é, por meio de reações de oxirredução. As pilhas possuem dois eletrodos, que são:

- ânodo: polo negativo onde ocorre a oxidação;
- cátodo: polo positivo onde ocorre a redução.

As pilhas e baterias também possuem um eletrólito, que é uma solução condutora de íons. Assim, forma-se um fluxo de elétrons entre esses polos que resulta na formação de uma corrente elétrica que pode ser utilizada para que diversos aparelhos elétricos funcionem.

A diferença entre as pilhas e as baterias é que enquanto as pilhas possuem somente dois eletrodos, as baterias são formadas por várias pilhas conectadas em série ou em paralelo, ou seja, possuem vários eletrodos, o que aumenta a sua voltagem.

O que seria de nossa sociedade sem as pilhas e as baterias que fazem funcionar os celulares, os carros, os relógios e muitos outros aparelhos?

*** Eletrólise:** É o processo inverso que ocorre nas pilhas e baterias, ou seja, ocorre a transformação de energia elétrica em energia química. Utiliza-se energia elétrica para forçar a ocorrência de uma reação química não espontânea pela neutralização das cargas dos íons e formação de substâncias simples.

Isso ocorre quando se passa uma corrente elétrica proveniente de algum gerador (como uma pilha ou uma bateria) por um líquido iônico (substância fundida - eletrólise ígnea) ou por uma solução aquosa que contém íons (eletrólise em meio aquoso). Desse modo, o cátion presente no líquido ou na solução recebe elétrons, e o ânion doa elétrons, para que ambos fiquem com carga elétrica igual a zero e com energia química acumulada.

A eletrólise é usada para a produção de substâncias simples de uso importante que não são encontradas na natureza, como o gás cloro e o sódio metálico produzidos na eletrólise ígnea do cloreto de sódio. Na eletrólise aquosa do cloreto de sódio, além de o cloro ser produzido, também se obtém o gás hidrogênio que é usado como combustível.

Fonte: Fogaça [2024].

Tecnologia e composição química das pilhas e baterias disponíveis no mercado

À medida que a tecnologia avançou, vários modelos diferentes de pilhas e baterias surgiram no mercado. Dentre elas, podemos citar:

- Pilhas secas de Leclanché (pilhas comuns ou pilhas ácidas): São as mais simples e baratas, feitas com zinco e carbono. Oferecem menor voltagem e durabilidade, sendo ideais para dispositivos de baixo consumo, como relógios de parede e brinquedos simples.
- Pilhas alcalinas: Uma versão aprimorada das pilhas secas, com hidróxido de potássio no lugar do cloreto de amônio. Oferecem maior voltagem, durabilidade e vida útil, sendo ideais para dispositivos que exigem mais energia, como brinquedos eletrônicos, lanternas e controles remotos.
- Pilhas de lítio: Utilizam lítio metálico como ânodo e dióxido de manganês como cátodo. São as mais leves, com alta voltagem e longa vida útil, perfeitas para dispositivos de alto consumo, como câmeras digitais, relógios finos e notebooks.
- Pilhas recarregáveis: Permitem diversas recargas através de um carregador específico, reduzindo o impacto ambiental e o custo a longo prazo. São encontradas em diferentes tecnologias, como níquel-cádmio (NiCd), níquel-metal hidreto (NiMH) e íon de lítio (Li-ion), cada uma com suas características e aplicações.

Além disso, as pilhas variam em **diversos tamanhos e formatos**, padronizados por letras e números. As mais comuns são:

- **AA**: Tamanho médio, ideal para diversos dispositivos.
- **AAA**: Menor que a AA, utilizada em controles remotos, brinquedos pequenos e outros aparelhos compactos.
- **C**: Maior que a AA, para lanternas, rádios e outros dispositivos que exigem mais potência.
- **D**: A maior das pilhas cilíndricas comuns, utilizada em lanternas grandes, rádios antigos e outros aparelhos com alto consumo de energia.
- **9V**: Formato retangular, usado em controles remotos, brinquedos eletrônicos e outros dispositivos que exigem voltagem mais alta.

A escolha da pilha ideal depende do dispositivo que será utilizado e do seu consumo de energia. Para aparelhos que exigem pouca energia, como relógios de parede, pilhas secas podem ser suficientes, pois são mais baratas.

No entanto, são menos duráveis e geram mais descartes. Já para dispositivos com maior consumo, como brinquedos eletrônicos e lanternas, as pilhas alcalinas ou de lítio são mais adequadas, pois oferecem melhor custo-benefício e durabilidade, enquanto as de lítio são as mais caras, mas com maior vida útil. As pilhas recarregáveis, apesar do custo inicial mais alto, podem ser reutilizadas várias vezes, reduzindo o consumo e o impacto ambiental a longo prazo.

Pilhas e baterias usadas: perigoso lixo tóxico

Muitas vezes não levamos a sério a periculosidade que representa esses objetos que se fazem presentes em praticamente todas as residências. Pilhas ou baterias são usadas em aparelhos como rádios portáteis, telefones celulares, computadores laptops, controles remotos de TV e outros aparelhos eletroeletrônicos.

Devido ao seu pequeno tamanho, pilhas e baterias parecem inofensivas, mas representam um grave problema ambiental. No Brasil, cerca de 800 milhões de pilhas são produzidas por ano, a maioria delas (80%) são constituídas de zinco, carbono e os outros 20% de pilhas alcalinas. Nos dois tipos de pilhas há presença de mercúrio (0,025%-1%).

A modernização das pilhas agravou ainda mais o problema, elas ficaram mais compactas, ou seja, estão ainda menores, mais potentes e ao mesmo tempo mais contaminantes. Exemplos: botão de mercúrio, pilhas de níquel-cádmio, pequenas baterias de chumbo (SLA).

O mercúrio, o chumbo e o cádmio são metais altamente tóxicos, afetam o sistema nervoso central, os rins, o fígado, os pulmões, o cádmio é carcinogênico e o mercúrio também provoca mutações genéticas. O fator agravante é que estes elementos químicos são bioacumulativos, podem ficar retidos no ambiente durante milhares de anos.

Sendo assim, pilhas e baterias são consideradas como resíduos domésticos perigosos, existem programas de coleta seletiva e o descarte deste lixo tóxico deve ser feito em aterros sanitários (especiais para substâncias perigosas).

Infelizmente no Brasil, pilhas e baterias são descartadas em lixões ao ar livre contaminando o solo, e quando são descartados em aterros sanitários acabam contaminando lençóis freáticos e cursos d'água, estendendo a contaminação para a fauna e a flora das regiões próximas. Através da cadeia alimentar esses metais chegam aos seres humanos, e o pior, de uma forma acumulada.

O que fazer então com as pilhas e baterias?

Não coloque esses materiais usados junto com o restante do lixo, separe-os e envie para locais de recepção própria.

Fonte: Souza [2024].

ATIVIDADES

1. Os subprodutos gerados pela tecnologia, como resíduos eletrônicos, precisam ser gerenciados de forma sustentável. Propostas de ação incluem a redução do consumo, reutilização de dispositivos e reciclagem de materiais como aqueles presentes em pilhas e baterias. Onde você costuma descartar pilhas e baterias que utiliza? Pesquise e avalie se o descarte que você tem feito é a solução mais correta e descreva aqui sua conclusão.

2. As pilhas são dispositivos eletroquímicos que convertem energia química em energia elétrica através de reações de oxidação e redução. Em uma pilha comum, o ânodo é o eletrodo onde ocorre a oxidação, e o cátodo é o eletrodo onde ocorre a redução. O eletrólito é a substância que permite a condução de íons entre os eletrodos. Em função disto é correto afirmar que ocorre:

- () a migração de íons no eletrólito.
- () a migração de elétrons do catodo para o anodo.
- () a migração de elétrons do anodo para o catodo
- () a oxidação no pólo negativo quando este recebe elétrons.

3. O descarte inadequado de pilhas e baterias pode causar sérios problemas ambientais e de saúde. Quando descartadas no lixo comum, essas baterias podem liberar metais pesados, como cádmio, chumbo e mercúrio, contaminando o solo e a água. Quais são as consequências do descarte

inadequado de pilhas e baterias?

- () Redução da biodiversidade e contaminação do solo e da água.
- () Aumento da produção de energia renovável.
- () Melhor qualidade do ar nas cidades.
- () Maior eficiência na reciclagem de materiais plásticos.
- () Redução do consumo de energia elétrica nas residências.

4. Entre as pilhas comerciais, encontram-se as chamadas pilhas secas, como as de zinco-carvão ou de Leclanché, usadas em lanternas, rádios e gravadores. A parede desse tipo de pilha é feita de zinco, de onde os elétrons migram através do circuito até um bastão de grafite, existente no centro, recoberto por uma mistura de dióxido de manganês e carvão em pó. Uma pasta úmida constituída de cloreto de amônia (NH_4Cl), cloreto de zinco (ZnCl_2), em meio aquoso, completa o sistema.

Com base nessa descrição, assinale o que for correto.

- () O zinco da parede da pilha representa o ânodo.
- () O bastão de grafite recoberto por dióxido de manganês e carvão em pó representa o catodo.
- () Os átomos de carbono do grafite são receptores de elétrons, sofrendo oxidação.
- () A pasta úmida que completa o sistema tem o papel de eletrólito.

5. Observe o título da notícia a seguir, que retrata um dos problemas ambientais esperados com a popularização dos veículos elétricos:

Baterias de carros elétricos podem virar 43 mil toneladas de lixo perigoso até 2030; entenda

Pesquisa aponta que peso total de componentes de VEs em circulação no país é de cerca de 43 mil toneladas

 Redação Terra

Fonte: Redação Terra (2023)

Diante dessa questão levantada na reportagem, há várias formas de reduzir os impactos previstos. Marque a opção que NÃO pode ser vista como adequada ao problema:

() Reciclagem aprimorada, com investimentos em pesquisas e tecnologias que permitam a reciclagem mais eficiente de baterias de carros elétricos.

() Investir em pesquisa e desenvolvimento de novos materiais para baterias que sejam menos prejudiciais ao meio ambiente e mais fáceis de reciclar.

() Definir lixões específicos para descarte das baterias a céu aberto e próximo das áreas urbanas onde esses materiais serão descartados com maior frequência.

() Estabelecer programas de recolhimento e reciclagem de baterias de carros elétricos, incentivando os proprietários a devolverem suas baterias usadas para locais específicos.

REFERÊNCIAS

ARAUJO, L. B. M. Os sais. [2024], [s.l.]. In: **Mundo Educação**. Disponível em: <https://mundoeducacao.uol.com.br/quimica/os-sais.htm> Acesso em 29 jun. 2024.

BRASIL. Instituto Nacional de Estudos e Pesquisas Educacionais Anísio Teixeira (Inep). Exame Nacional do Ensino Médio (ENEM): Prova de Ciências da Natureza e suas Tecnologias, 2001. Disponível em: https://download.inep.gov.br/educacao_basica/enem/provas/2001/2001_amarela.pdf. Acesso em 05 maio 2024.

DIAGRAMA esquemático de um “par redox”. [2024], [Califórnia, EUA] In: Libre Texts Chemistry. Disponível em: [https://chem.libretexts.org/Bookshelves/Analytical_Chemistry/Supplemental_Modules_\(Analytical_Chemistry\)/Electrochemistry/Redox_Chemistry/Oxidizing_and_Reducing_Agents](https://chem.libretexts.org/Bookshelves/Analytical_Chemistry/Supplemental_Modules_(Analytical_Chemistry)/Electrochemistry/Redox_Chemistry/Oxidizing_and_Reducing_Agents) Acesso em 29 jun. 2024.

ECODEBATE. O oceano está mais ácido e as consequências podem ser catastróficas. [2023], [s.l.]. Disponível em: <https://www.ecodebate.com.br/2023/08/26/o-oceano-esta-mais-acido-e-as-consequencias-podem-ser-catastroficas/> Acesso em 29 jun. 2024.

ESCALA de pH com exemplos de substâncias do cotidiano. Fogaça, J. R. V. [2014], [s.l.]. In: **Mundo Educação**. Disponível em: <https://mundoeducacao.uol.com.br/quimica/conceito-ph-poh.htm> Acesso em 29 jun. 2024.

ESTRUTURA interna de uma pilha seca. DIAS, Diogo Lopes. O que é pilha? [2024], [s.l.]. In: **Brasil Escola**. Disponível em: <https://brasilecola.uol.com.br/o-que-e/quimica/o-que-e-pilha.htm>. Acesso em 29 jun. 2024.

EXEMPLOS de aplicação de alguns ácidos e bases comuns no cotidiano. Santos, Wildson Luiz Pereira; MÓL, Gerson de Souza; Química cidadã, v. 3 2. ed. -- São Paulo: Editora AJS, 2013.

EXEMPLOS de diferentes tipos de sais e suas aplicações. Santos, Wildson Luiz Pereira; Mól, Gerson de Souza; Química cidadã, v. 3 2. ed. -- São Paulo: Editora AJS, 2013.

EXEMPLOS de aplicações de alguns óxidos comuns. Santos, Wildson Luiz Pereira; Mól, Gerson de Souza; Química cidadã, v. 3 2. ed. -- São Paulo: Editora AJS, 2013.

GONÇALVES, J. P. Como é feita a nomenclatura dos ácidos. [2024], [s.l.]. In: **Manual da Química**. Disponível em: <https://www.manualdaquimica.com/quimica-inorganica/nomenclatura-dos-oxidos.htm> Acesso em 29 jun. 2024.

GONÇALVES, J. P. Nomenclatura dos óxidos. [2024], [s.l.]. In: **Mundo**

Educação. Disponível em:

<https://mundoeducacao.uol.com.br/quimica/nomenclatura-dos-acidos.htm>
Acesso em 29 jun. 2024.

MEDIDOR DE pH. Anahi, S. In: FLICKR. [s.l.], 10 abr. 2010. Disponível em:
<https://www.flickr.com/photos/49042256@N06/4509157678/>. Acesso em 03 de maio 2024.

MINAS GERAIS. Secretaria do Estado de Educação. **Currículo Referência de Minas Gerais: Ensino Médio.** Escola de Formação e Desenvolvimento Profissional de Educadores de Minas Gerais, Belo Horizonte, 2022.

Disponível em:

<https://acervodenoticias.educacao.mg.gov.br/images/documentos/Curr%C3%ADculo%20Refer%C3%Aancia%20do%20Ensino%20M%C3%A9dio.pdf>.
Acesso em: 23 maio 2024.

MINAS GERAIS. Secretaria do Estado de Educação. **Plano de Curso: EJA 3.** Escola de Formação e Desenvolvimento Profissional de Educadores de Minas Gerais, Belo Horizonte, 2024. Disponível em:

<https://drive.google.com/uc?export=download&id=12WLHh3cyQY04n3TajJONi3ynDZcw4K5-> Acesso em: 23 maio 2024.

FOGAÇA, J. R. V. Nomenclatura das bases. [2014], [s.l.]. In: **Mundo Educação.** Disponível em: <https://www.manualdaquimica.com/quimica-inorganica/nomenclatura-das-bases.htm> Acesso em 29 jun. 2024.

FOGAÇA, J. R. V. Eletroquímica. [2014], [s.l.]. In: **Mundo Educação.** Disponível em: <https://mundoeducacao.uol.com.br/quimica/eletroquimica.htm> Acesso em 29 jun. 2024.

FOGAÇA, J. R. V. Número de Oxidação (NOX). [2014], [s.l.]. In: **Manual da Química.** Disponível em: <https://www.manualdaquimica.com/fisico-quimica/numero-oxidacao-nox.htm> Acesso em 29 jun. 2024.

pHMETRO de bolso. [2024], [s.l.]. In: **Genesis Científica.** Disponível em: <https://www.genescientifica.com.br/phmetro-digital-medidor-de-ph-digital-de-bolso-p18> Acesso em 29 jun. 2024.

SOUZA, L. A. Pilhas e baterias usadas: perigoso lixo tóxico. [2024], [s.l.]. In: **Mundo Educação.** Disponível em:
<https://mundoeducacao.uol.com.br/quimica/pilhas-baterias-usadas-perigoso-lixo-toxico.htm> Acesso em 29 jun. 2024.

REDAÇÃO TERRA. Baterias de carros elétricos podem virar 43 mil toneladas de lixo perigoso até 2030; entenda. [2023], [São Paulo, SP]. Disponível em: <https://www.terra.com.br/planeta/baterias-de-carros-eletricos-podem-virar-43-mil-toneladas-de-lixo-perigoso-ate-2030-entenda,7f06956359f93212cd9ac7a1d236c218082voyda.html> Acesso em 30 jun. 2024.

REPRESENTAÇÃO da dissociação iônica do cloreto de sódio (NaCl). O que é dissociação iônica? [2023], [s.l.]. In: Professor de Química. Disponível em:

<https://www.professordequimica.com.br/conteudo/40/o-que-e-dissociacao-ionica> Acesso em 29 jun. 2024.

REPRESENTAÇÃO da formação da chuva ácida. [2023], [s.l.]. In: *Árvore e Água*. Disponível em: <https://arvoreagua.org/cidades/chuva-acida> Acesso em 29 jun. 2024.

USBERCO, João; SALVADOR, Edgard. **Química** – Vol. Único. Ed. 5ª. p. 619 - 632. São Paulo. Editora Saraiva. 2002.

USP. **Chuva ácida**. Instituto de Biologia. Conservação para Ensino Médio. [2024], [São Paulo, SP]. Disponível em: https://ecologia.ib.usp.br/lepac/conservacao/ensino/des_chuva.htm Acesso em 29 jun. 2024.