

RICARDO PENHA MORENO



QUÍMICA

**CONTEXTUALIZANDO A
AGROPECUÁRIA:
ESTEQUIOMETRIA**

UERR

UNIVERSIDADE ESTADUAL DE RORAIMA



QUÍMICA

CONTEXTUALIZANDO A AGROPECUÁRIA: ESTEQUIOMETRIA

Produto resultado da Dissertação de Mestrado da Universidade Estadual de Roraima/Uerr – Pró-Reitoria de Pesquisa e Pós-Graduação/PROPES, no Programa de Pós-Graduação em Ensino de Ciências/PPGEC, sob orientação da Prof^a. Dr^a. Ivanise Maria Rizzatti.

**Boa Vista, RR
2017**

Copyright © 2017 by Ricardo Penha Moreno

Todos os direitos reservados. Está autorizada a reprodução total ou parcial deste trabalho, desde que seja informada a **fonte**.

Universidade Estadual de Roraima – UERR
Coordenação do Sistema de Bibliotecas
Multiteca Central
Rua Sete de Setembro, 231 Bloco – F Bairro Canarinho
CEP: 69.306-530 Boa Vista - RR
Telefone: (95) 2121.0946
E-mail: biblioteca@uerr.edu.br

Dados Internacionais de Catalogação na Publicação (CIP)

M843e MORENO, Ricardo Penha.
Elaboração de material didático para abordar o conteúdo de estequiometria contextualizando com o curso técnico em agropecuária integrado ao ensino médio (PRODUTO). / Ricardo Penha Moreno, Ivanise Maria Rizzatti. – Boa Vista (RR) : UERR, 2017.
170f. il. Color. 30 cm.

Dissertação apresentada ao programa de Pós-Graduação Mestrado Profissional em Ensino de Ciências da Universidade Estadual de Roraima – UERR, como parte dos requisitos para obtenção do título de Mestre em Ensino de Ciências.

Inclui apêndices.
Inclui anexos.

1. Estequiometria 2. Agropecuária 3. Material didático contextualizado
4. Três momentos pedagógicos 5. Aprendizagem significativa I. Rizzatti, Ivanise Maria II. Universidade Estadual de Roraima – UERR III. Título

UERR.Dis.Mes.Ens.Cie.2017.07 CDD – 540.712 (19. ed.)

Ficha catalográfica elaborada pela Bibliotecária
Sônia Raimunda de Freitas Gaspar – CRB-11/273

Revisão Ortográfica e diagramação: Saulo Raphael Soares Schunk.

- 4** Apresentação
- 7** Introdução
- 8** Primeiro Momento Pedagógico:
Problematização Inicial
- 26** Segundo Momento Pedagógico:
Organização do Conhecimento
- 75** Terceiro Momento Pedagógico:
Aplicação do Conhecimento
- 101** Referências Bibliográficas

SUMÁRIO

Apresentação

A clientela das Escolas Agrotécnicas Federais é heterogênea, devido às suas próprias características sócio, econômica e cultural, tendo a escola, por finalidade, além de preparar o técnico para atuar em áreas diversificadas da Agropecuária, garantir também uma formação em nível de ensino médio para oportunizar o seu prosseguimento de estudos em cursos superiores.

A escola deve preparar o educando, dando-lhe condições de atuar como técnico no seu meio, para que ele possa participar efetivamente na sensibilização de sua comunidade, ajudando-a na transformação da realidade rural brasileira.

A Química contribui para a formação crítica e reflexiva, desenvolvendo o raciocínio lógico e capacitando assim o educando para participar na solução de problemas que, eventualmente, ocorrerão na sua vida prática profissional.

O professor, depois de verificar os conhecimentos básicos, dos educandos, deve preparar um plano de ensino que proporcione a compreensão e aprendizagem da Química relacionada com as práticas das atividades em agropecuária, para isso pensamos na elaboração desse Módulo Didático, que de forma interdisciplinar e contextualizada pretende através de um tema gerador: “Defensivos Agrícolas, Fertilizantes e Animais na Alimentação Humana”, abordar “As Quantidades nas Transformações Químicas, ou seja, a Estequiometria das Reações Químicas”.

Este material traz uma proposta metodológica descrita através de um módulo didático que tem como objetivo auxiliar o professor no ensino de estequiometria para alunos de um curso técnico em Agropecuária integrado ao Ensino Médio, contribuindo para uma aprendizagem de Química, que realmente tenha significado para os alunos, relacionando-a com sua formação técnica e sua vida no meio rural.

Entendemos que, cada professor tem a liberdade de adaptar as atividades propostas a sua realidade em sala de aula, assim, este material não necessita ser utilizado na sua integridade e totalidade, pois como foi dito, serve apenas como um auxílio ao docente.

O módulo foi produzido de forma contextualizada com a realidade de vida do aluno de um curso técnico em Agropecuária e com a sua formação profissional, seguindo orientações dos Parâmetros Curriculares Nacionais (PCNs).

Na sequência de cada conteúdo, são apresentados textos simples desses conteúdos, com linguagem acessível, mas com o rigor necessário à abordagem da disciplina científica. Apresentamos, como complemento, algumas notas (papiros), junto aos textos, para que o aluno conheça um pouco mais sobre o assunto estudado.

No final, encontra-se um conjunto de exercícios e problemas referentes ao conteúdo visto e contextualizados com o curso técnico em Agropecuária.

Os tópicos foram desenvolvidos baseando-se em consultas bibliográficas a livros, trabalhos científicos e normas técnicas.

É de suma importância que o professor atente para as palavras e termos técnicos utilizados, visto que se trata de um curso profissionalizante e esse tipo de abordagem pode gerar algumas dúvidas nos alunos.

CONTEÚDOS CONCEITUAIS:

- Leis Ponderais e Volumétricas das Reações Químicas;
- Determinação de Fórmulas Químicas: Porcentual, Mínima e Molecular
- Classificação das Reações Químicas;
- Ajuste dos Coeficientes de uma Equação Química-Balanceamento;
- Energia envolvida nas reações químicas;
- Massa Atômica e Massa Molecular;
- Mol, Massa Molar e Volume Molar;
- Cálculos Estequiométricos das Reações Químicas – Relações Estequiométricas Fundamentais;
- Pureza de uma substância e Rendimento de uma reação química;
- Reagente Limitante e Reagente em Excesso
- Avaliar a importância prática de reações químicas em nossa vida habitual e impactos econômicos, sociais e ambientais, principalmente no que se refere à produção Agropecuária.

CONTEÚDOS PROCEDIMENTAIS:

- Dar sua opinião e ideias nos questionamentos feitos pelo professor;
- Ler com atenção os enunciados e entender o motivo do conteúdo apresentado;
- Observar e interpretar fenômenos presentes no cotidiano e na prática profissional em Agropecuária que envolvam conceitos de estequiometria;
- Diferenciar os tipos de cálculos em estequiometria;
- Identificar no cotidiano do técnico em Agropecuária, a prática da estequiometria;
- Identificar os níveis ou teores de minerais ou substâncias podem afetar o corpo humano e animais domésticos;
- Verificar as relações existentes entre as grandezas químicas;
- Saber calcular o rendimento de uma reação e o grau de pureza/impureza de uma substância;
- Definir estratégias para a resolução de problemas;
- Identificar e classificar as variáveis dadas nos problemas;
- Argumentar sobre os conteúdos conceituais de estequiometria;
- Interpretar gráficos e representar dados.

CONTEÚDOS ATITUDINAIS:

- Respeitar as opiniões e concepções das outras pessoas;
- Participar e cooperar nos trabalhos em equipe;
- Assumir as responsabilidades inerentes ao profissional técnico em Agropecuária;

COMPETÊNCIAS:

- Fazer uso de linguagem científica, dominando a norma culta da Língua Portuguesa;
- Selecionar, organizar, interpretar dados e informações, representados de diferentes formas, para tomar decisões e enfrentar situações-problema;
- Relacionar informações para construir argumentação consistente;

- Compreender as ciências naturais e as tecnologias a elas associadas como construções humanas, percebendo seus papéis nos processos de produção e no desenvolvimento econômico e social da humanidade;
- Entender métodos e procedimentos próprios das ciências naturais e aplicá-los em diferentes contextos.

HABILIDADES:

- Compreender os conceitos de estequiometria das reações químicas e estequiometria das soluções químicas;
- Saber diferenciar os tipos de reações químicas;
- Identificar situações do nosso cotidiano que envolvam conceitos de estequiometria;
- Compreender as relações entre os conceitos químicos;
- Transferir estas relações para situações da vida cotidiana e da área agrícola;
- Relacionar informações apresentadas em diferentes formas de linguagem e representação usadas nas ciências, como textos, gráficos, tabelas, relações matemáticas ou linguagem simbólica;
- Utilizar os conceitos químicos para interpretar processos naturais ou tecnológicos inseridos no contexto da estequiometria tanto das reações quanto das concentrações nas soluções químicas.

Introdução

A vida seria impossível se os átomos e moléculas não reagissem entre si e produzindo novas substâncias. A clorofila da planta capta a luz solar; esta energia, em conjunto com o CO_2 e H_2O são convertidos dentro do vegetal em outras moléculas, tais como hidratos de carbono, e estes servem como alimento para animais herbívoros e, finalmente, às pessoas. Tudo isso é feito por meio de reações químicas. O nosso próprio corpo é um grande laboratório onde ocorrem a cada segundo milhões de reações químicas que, simplesmente, chamamos: vida.

Em uma reação química algumas ligações são quebradas nas moléculas iniciais (reagentes) para, em seguida, os átomos separados unirem-se formando ligações diferentes e dando origem a substâncias distintas das substâncias iniciais (os produtos).

Veremos que nas reações químicas os átomos não se modificam. Então, a massa dos produtos, têm de ser a mesma que a massa de reagentes (Lei Lavoisier), e isso vai obrigar-nos a ajustar equações químicas!

Para terminar vamos abordar os conceitos massa atômica, massa molecular e Mol, com objetivo de aprendermos a resolver cálculos estequiométricos envolvendo as relações de massa, quantidade de matéria (MOL), número de átomos ou moléculas, e o volume das substâncias envolvidas, seja nas condições normais de temperatura e pressão (CNTP) ou em Condições Ambientais de Temperatura e Pressão (CATP) em litros de um gás, e lembrando que essas relações se baseiam nas Leis Ponderais e Volumétricas das reações químicas.

A partir de agora você irá começar a estudar a natureza quantitativa de fórmulas químicas e reações químicas. A estequiometria é uma ferramenta indispensável na agropecuária uma vez que muitos procedimentos diários envolvem cálculos estequiométricos, tais como: adubação e preparação do solo, composição e teores de fertilizante, pesticidas, agrotóxicos, composição e concentração de elementos minerais em rações para o alimento de rebanhos, etc.

Após a conclusão do desenvolvimento desta unidade você deve ser capaz de:

Interpretar o significado dos coeficientes estequiométricas presentes numa equação química, bem como equilibrar as equações pelos métodos das tentativas.

Adquirir competências no uso de fatores de unidade para cálculos químicos (determinação de fórmulas: porcentual, mínima e molecular) e estequiométricos.

Realizar cálculos envolvendo as relações estequiométricas para quaisquer pares de espécies envolvidas em uma reação química.

Identificar o reagente limitante de uma reação bem como calcular a quantidade em excesso de um reagente.

Reconhecer os diferentes tipos de reações químicas.

Avaliar a importância prática de reações químicas em nossa vida habitual e impactos econômicos, sociais e ambientais, principalmente no que se refere à produção Agropecuária.

Agora, nós convidamos você a ler cuidadosamente o desenvolvimento teórico de cada tópico, refazendo os exercícios resolvidos, para que assim possa resolver as atividades propostas no módulo. E não se esqueça que só com esforço e dedicação irá atingir as metas que você definir em sua mente!

Então...vamos estudar!!!



Primeiro Momento Pedagógico: **Problematização Inicial**

Este primeiro momento tem como objetivo a contextualização e a problematização do tema a ser abordado.

Nesta etapa, as questões apresentadas pelo professor visam ter uma ideia dos conhecimentos prévios trazidos pelos estudantes.

Para dar início, propõe-se que o professor exponha um texto introdutório que servirá como âncora para o processo de aprendizagem, como as sugestões de leitura sobre defensivos agrícolas, fertilizantes e animais na alimentação humana, expostas na sequência.

Uma vez escolhido e lido o texto introdutório, o professor deve apresentar questões problematizadoras aos alunos, que instiguem os seus conhecimentos.

O professor deve deixar que os alunos discutam as questões entre si, tentando apreender as ideias que eles trazem de seu cotidiano a respeito do assunto tratado. A partir daí o professor deve ancorar-se nos conceitos que já existem na estrutura cognitiva do aluno.

Neste momento, o professor não deve se preocupar em obter respostas completas e corretas, o papel do professor é apenas lançar dúvidas, desestabilizando e instigando o aluno a adquirir outros conhecimentos que ele ainda não possui.



TEXTO 1

Definindo os defensivos agrícolas, fertilizantes e as reações químicas

A Química contribuiu para vários avanços na sociedade moderna. Entretanto, o mau uso dessa Ciência tem causado graves problemas à humanidade, principalmente ambientais, como a poluição química causada pela presença em excesso de produtos químicos nocivos ou indesejáveis no ambiente. Tais consequências são responsáveis pela percepção negativa da Química na nossa sociedade.

Os agentes químicos poluidores mais comuns são os fertilizantes agrícolas e agrotóxicos (usados para o melhor rendimento da colheita); compostos orgânicos sintéticos, como plásticos, detergentes, tintas, solventes e herbicidas, dentre outros; e compostos inorgânicos e minerais que, quando derramados nas águas, causam modificações no pH (acidez ou alcalino) e salinidade, assim como podem torná-las tóxicas. Fertilizantes e agrotóxicos, quando aplicados sobre os campos de cultivo, podem atingir os corpos d'água diretamente, através da água da chuva e da irrigação, chegando aos lençóis freáticos. Metais pesados (*Cu*, *Zn*, *Hg*, *Pb*, *Ni* etc.), quando em excesso nas águas, são bioacumulados nos organismos, uma vez que não são metabolizados, causando danos em seu sistema nervoso central.

A produção de novas substâncias foi importante para o aumento da produção de alimentos. Nesse sentido, destaca-se o uso de **fertilizantes** (adubos) e **agrotóxicos** que contribuem para um mais rápido e saudável crescimento das plantações e culturas. Outros produtos da Química, como conservantes, antioxidantes, aromatizantes, adoçantes, corantes e estabilizantes, também são empregados na produção de alimentos industrializados.

Agrotóxico: de mocinho a bandido!

Combater pragas de lavouras, insetos ou animais transmissores de doenças sempre foi um grande desafio para a humanidade. O que a Química poderia fazer para ajudar? Ela entrou nessa batalha produzindo substâncias conhecidas como defensivos agrícolas.

Há mais de 3000 anos, romanos, gregos e chineses já utilizavam enxofre para combater doenças e conheciam a natureza tóxica do arsênico e de outras substâncias utilizadas contra os insetos. Após a Primeira Guerra Mundial, surge a primeira geração de defensivos contra parasitas de plantas: substâncias inorgânicas compostas de flúor, arsênico, mercúrio, selênio, chumbo, boro, cobre e zinco.

Em 1948, o químico suíço Paul Müller (1899-1965) recebeu o Prêmio Nobel de Medicina pela descoberta de propriedades inseticidas da substância diclorodifeniltricloroetano. O pesticida organoclorado, que ficaria conhecido como DDT, foi largamente empregado no combate a insetos transmissores de tifo, malária e peste bubônica - doenças fatais que haviam proliferado assustadoramente após a Segunda Guerra Mundial. Sua utilização deu origem à segunda geração de agrotóxicos.

Ao final da Segunda Guerra, grandes quantidades de agrotóxicos passaram a ser utilizadas na agricultura como herbicidas (destinadas a destruir ou impedir o crescimento de ervas daninhas na lavoura). Elas agem de forma a interferir no processo de fotossíntese das ervas daninhas, levando-as à morte.

Os guerrilheiros vietnamitas que combatiam os americanos escondiam-se na densa floresta, que conheciam como a palma da mão. Os militares americanos não tiveram dúvida: jogaram um produto químico desfolhante para que as árvores perdessem suas folhas, acabando com o esconderijo do inimigo. Causaram enorme desequilíbrio ambiental. Essa substância organossintética é um dos exemplos de produtos fabricados em laboratórios para fins militares.



Devido à grande aceitação pelo mercado mundial, as indústrias investiram na fabricação de produtos químicos contendo essas substâncias desenvolvendo vários tipos de herbicidas, inseticidas, fungicidas, etc.

Os efeitos dos Agrotóxicos

Não tardou muito e os produtos que pareciam ser defensores da lavoura passaram a ser considerados pelos ambientalistas como agrotóxicos. O uso do DDT ilustra bem a quebra do encanto. Cientistas começaram a perceber que muitos insetos passaram a ficar resistentes a essa substância, ou seja, não morriam mais com as aplicações regulares do veneno. Mas o pior estava por vir: o uso prolongado revelou-se tóxico para os mamíferos. Descobriu-se que o DDT tem a capacidade de se acumular no tecido gorduroso dos animais e, a longo prazo, causar gravíssimos problemas de saúde, como, por exemplo, alterações no sistema nervoso. A suspeita mais grave é a de que seja uma substância carcinogênica, ou seja, causadora de câncer. Não há estudos conclusivos, mas já se constatou que alguns grupos de pacientes com câncer apresentam maior concentração de DDT do que pessoas saudáveis.

A contaminação pelo DDT pode ocorrer por inalação, ingestão ou contato com a pele. No ambiente, é encontrado na água, no ar, no solo, nas frutas e verduras e nos animais. Também aparece no leite materno, contaminando bebês. Os resíduos do DDT provocaram contaminação planetária: há vestígios de DDT até em focas e pinguins da Antártida, região em que não foi usado. E a situação se agrava, pois, esse produto é quimicamente estável e permanece no ambiente dezenas de anos sem ser alterado. Por isso, o DDT tem sido proibido em muitos países.

Esses mesmos problemas foram identificados no uso de muitos outros agrotóxicos. Os principais danos causados ao organismo humano são reações alérgicas, queda de resistência imunológica, lesões no fígado e nos rins, atrofia nos testículos, esterilidade masculina, desenvolvimento de tumores, etc. As pessoas que trabalham diretamente com essas substâncias estão mais sujeitas a intoxicações agudas (efeitos imediatos) ou crônicas (efeitos a longo prazo).

A situação agrava-se quando a aplicação de agrotóxicos é feita sem os devidos cuidados. Análises químicas de verduras e legumes têm demonstrado que esses alimentos muitas vezes possuem quantidades de agrotóxicos acima dos índices aceitáveis, veja no gráfico abaixo publicado pela Anvisa (Agência Nacional de Vigilância Sanitária), em 2010:



Como resultado, o número de agricultores contaminados tem sido elevado. Para amenizar esse problema, recomendam-se: treinamento dos usuários desses produtos, utilização de equipamentos e vestuário adequados (máscaras, botas, luvas, etc.), escolha criteriosa dos agrotóxicos, administração em dosagens corretas, cuidados com o armazenamento e descarte das embalagens e, principalmente, práticas de agricultura orgânica.

Agrotóxicos são drogas de origens diversas que combatem pragas e outros agentes que destroem as plantações (ervas daninhas, insetos, bactérias e fungos). O uso de roupas apropriadas, máscaras e luvas na aplicação de agrotóxicos infelizmente ainda não é rotina para a maioria dos agricultores brasileiros.



Entre os defensivos agrícolas ou agrotóxicos são encontrados produtos que controlam plantas invasoras (herbicidas), insetos (inseticidas), fungos (fungicidas), bactérias (bactericidas), ácaros (acaricidas) e ratos (rodenticidas).

Também são considerados defensivos agrícolas os reguladores de crescimento, que aceleram o amadurecimento e floração de plantas, por exemplo.

Abaixo uma tabela com as informações sobre a classificação toxicológica para os agrotóxicos:

Classe toxicológica	Toxicidade	DL50 (mg/Kg)	Faixa colorida
I	Extremamente tóxico	≤ 5	Vermelha
II	Altamente tóxico	Entre 5 e 50	Amarela
III	Mediamente tóxico	Entre 50 e 500	Azul
IV	Pouco tóxico	Entre 500 e 5.000	Verde

²Peres e Moreira, 2003.

SBQ

<http://qnint.s bq.org.br>

TEXTO 3

Fertilizantes minerais ou químicos

Fertilizantes minerais ou químicos são materiais, naturais ou manufaturados, que contêm nutrientes essenciais para o crescimento normal e o desenvolvimento das plantas. Nutrientes de plantas são alimentos para as espécies vegetais, algumas das quais são utilizadas diretamente por seres humanos como alimentos, outras para

alimentar animais, suprir fibras naturais e produzir madeira. O homem e todos os animais dependem totalmente das plantas para viver e reproduzir. A percepção pública sobre fertilizantes minerais geralmente não leva em conta esses simples fatos.

Três dos nutrientes têm que ser aplicados em grandes quantidades: nitrogênio, fósforo e

potássio. Enxofre, cálcio e magnésio também são necessários em quantidades substanciais. Esses nutrientes são constituintes de muitos componentes das plantas, tais como proteínas, ácidos nucleicos e clorofila, e são essenciais para processos tais como transferências de energia, manutenção da pressão interna e ação enzimática.

Sete¹ outros elementos são necessários em quantidades pequenas e são conhecidos como “micronutrientes”.

Mais cinco elementos² são requeridos por certas plantas. Esses elementos têm uma grande variedade de funções essenciais no metabolismo das plantas. Os metais são constituintes de enzimas que controlam diferentes processos nas plantas. A deficiência de qualquer um desses nutrientes pode comprometer o desenvolvimento das plantas.

Fertilizantes minerais compreendem elementos que ocorrem naturalmente e que são essenciais para a vida. Eles dão a vida e não são biocidas. Fertilizantes são usados para:

- Suplementar a disponibilidade natural do solo com a finalidade de satisfazer a demanda de culturas que apresentam um alto potencial de produtividade e de levar a produções economicamente viáveis;

- Compensar a perda de nutrientes decorrentes da remoção das culturas, por lixiviação ou perdas gasosas;

- Melhorar as condições não favoráveis ou manter boas condições do solo para produção das culturas.

A existência de uma relação estreita entre taxas de consumo de fertilizantes e produtividade

agrícola tem sido, sem sombra de dúvida, estabelecida. Entre os vários insumos agrícolas, os fertilizantes, junto com, talvez, a água, são os que mais contribuem para o aumento da produção agrícola.

Fertilizantes químicos são produtos que enriquecem o solo, pois são constituídos de nutrientes fundamentais para as plantas: nitrogênio (N), fósforo (P) e potássio (K), além de outros.

Neste texto, o termo fertilizante “mineral” é usado no lugar de termos tais como fertilizantes “químicos”, “artificiais” ou “sintéticos”. À exceção dos nitrogenados, os demais fertilizantes são, na verdade, minerais mais ou menos purificados. No caso do nitrogênio, aproximadamente 99% do suprimento total são produzidos da amônia, que é fabricada fazendo reagir o abundante nitrogênio atmosférico com o hidrogênio.

¹Os micronutrientes que são requeridos em menores quantidades que os macronutrientes primários e secundários são boro (B), cloro (Cl), cobre (Cu), ferro (Fe), manganês (Mn), molibdênio (Mo) e zinco (Zn).

²Os outros cinco elementos que são requeridos por certas plantas são sódio (Na), silício (Si), níquel (Ni), selênio (Se) e cobalto (Co).

*International Fertilizer Industry Association
Revised Edition. Paris, February 2000.*

Então, agora tente responder as seguintes questões!

- 1) Os agrotóxicos também recebem o nome de defensivos agrícolas. Que denominação você julga mais adequada?
- 2) Essas substâncias devem ou não ser utilizadas na agricultura?
- 3) Como os agrotóxicos são classificados?
- 4) Pesquise sobre a importância do uso dos fertilizantes na agricultura.
- 5) Além dos fertilizantes minerais existe (m) outra (s) categorias de fertilizantes?
- 6) Cite quais são e explique a importância dos elementos pertencentes às classes dos macro e micronutrientes.

ATIVIDADE I

Através de análise de reportagens coletadas pelos alunos em jornais, revistas, artigos, sobre o uso de agrotóxicos e fertilizantes, pode-se realizar uma discussão em grupo.

Este trabalho poderá ser realizado nas seguintes etapas:

- ✓ Leitura das reportagens;
- ✓ Discussão do tema proposto;
- ✓ Elaboração de uma síntese, destacando os aspectos toxicológicos e químicos apresentados na reportagem;
- ✓ Relatar a cultura e os agrotóxicos e fertilizantes mencionados no texto;
- ✓ Faça uma visita ao site da Anvisa (Agência Nacional de Vigilância Sanitária), lá você poderá consultar o PARA -Programa de Análise de Resíduo de Agrotóxico em Alimentos. (<http://portal.anvisa.gov.br/agrotóxicos>);
- ✓ Elaboração de questionário a partir do texto;
- ✓ Relato ao grande grupo da síntese elaborada;

O Professor pode orientar os alunos na confecção de cartazes, destacando a importância do conhecimento e os cuidados a serem observados no manuseio dos agrotóxicos, como também, os prejuízos ao meio ambiente, bem como o uso adequado dos fertilizantes.

ATIVIDADE II

O agrotóxico pode levar a uma intoxicação ou até a morte do indivíduo pela desinformação de seu efeito nocivo. Os efeitos nocivos, resultantes do uso indiscriminado e incorreto dos defensivos agrícolas são desconhecidos pela maioria da população, ocasionando danos irreversíveis ao homem e ao meio ambiente. Muitos trabalhadores rurais já morreram envenenados ou tiveram distúrbios nervosos causados por pesticidas, principalmente devido ao desconhecimento de sua periculosidade.

- Pesquisa de campo: Aplicação de questionários, investigando os possíveis Casos de intoxicação de agricultores pelo uso de agrotóxicos em suas plantações e/ou pela ingestão de alimentos com resíduos químicos e o conhecimento das técnicas de manuseio e aplicação dos mesmos.

- Sugestões de questões para o questionário e debate em sala!

- A população conhece as técnicas do manuseio e aplicação correta dos agrotóxicos?
- Existe necessidade do uso de agrotóxicos?
- Quais seus efeitos sobre a qualidade ambiental?
- Há benefício? Vale a pena correr o risco?
- Existe métodos ou substâncias alternativas adequadas para satisfazer as necessidades do trabalho agrícola?

Promover um seminário como desdobramento da discussão em torno do assunto em questão.



TEXTO 4

Conhecendo um pouco sobre a história do DDT e sobre o BHC

Em 1872, o químico alemão **Ottmar Zeidler** sintetizou na Universidade de Estrasburgo, a substância diclorodifenil-tricloroetano. Em 1939, ou seja, 67 anos depois o químico suíço **Paul Müller** verificou que esta substância tem forte ação pesticida. Seu amplo uso iniciou em 1943, não na agricultura mas na Segunda Guerra Mundial, quando os japoneses cortaram o suprimento de piretrina e diversos países desviaram para fins bélicos substâncias como sais de cobre e chumbo, tradicionalmente utilizadas como pesticidas. Foi preciso encontrar substitutos que protegessem os soldados contra pragas de piolhos, carrapatos e outros parasitas transportadores de micróbios e causadores de diferentes moléstias, entre elas o tifo. Ingleses e norte-americanos introduziram o uso do DDT, com excelentes resultados. Há quem diga que esse inseticida ajudou a ganhar a guerra.

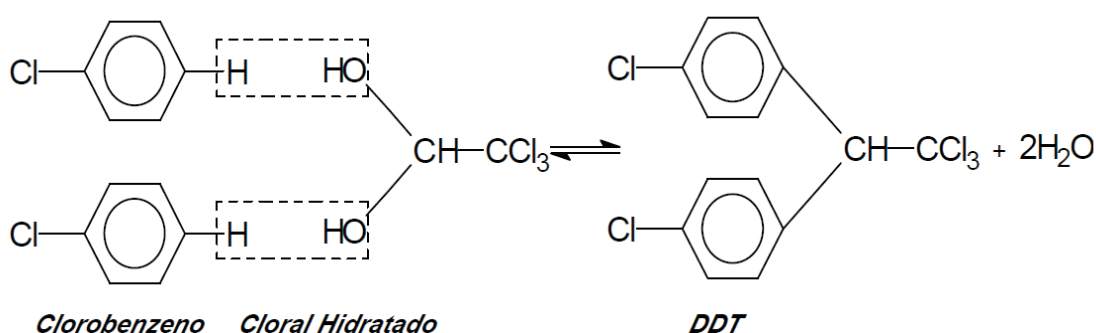
Na década de 40, ocorreram várias sínteses de outras substâncias, dentre elas a dos ciclodienos, que foram largamente utilizados na agricultura. Nos anos que se seguiram, o organoclorado DDT, como a substância passou a ser designada, começou a ser empregado em escala mundial no combate a insetos, para prevenir as muitas doenças perigosas transmitidas pelos mesmos. Só o emprego do DDT contra o mosquito anófeles (transmissor do causador da malária) salvou desde o final dos anos 40, a vida de milhões de pessoas. Foi empregado no combate de outras doenças transmitidas por insetos, como a *febre amarela*, *encefalite* e outras. Tal foi o sucesso do DDT que após a Segunda Guerra Mundial, Paul Müller ganhou o Prêmio Nobel em 1948. A aplicação do DDT mostrou-se muito econômica, pois, uma vez realizado o tratamento ou aplicação, o inseticida continua agindo por muito tempo por ação residual, pois a sua degradação é muito lenta. Justamente esta degradação lenta do inseticida no meio ambiente, é responsável pelos seus aspectos negativos. Com aplicações repetidas o composto se acumula na natureza, e como ele é tipicamente lipofílico (solúvel em gorduras), deposita-se sobretudo nas gorduras do organismo, além de mostrar uma tendência incontestável de se espalhar por todo o globo terrestre.

É preciso ter em conta que 50% do agrotóxico pulverizado permanece algum tempo no ar e acaba caindo longe da plantação, em ambientes naturais.

Traços de DDT aplicado no Marrocos, no combate à praga de gafanhotos, foram encontrados em Barbados (Caribe) a 4 mil quilômetros de distância. Quando acumulados no corpo humano, mesmo em doses relativamente pequenas, os agrotóxicos produzem sérios efeitos sobre a saúde: câncer, desordens neurológicas, cirrose, mutações genéticas e malformações congênitas.

A *Organização Mundial de Saúde* (OMS) estima que, anualmente, 500 mil a 1 milhão de pessoas sofrem contaminações graves por agrotóxicos, das quais de 5 a 10 mil são casos fatais. Somente no Paraná, entre 1982 e 1990, 9 134 pessoas ficaram contaminadas por agrotóxicos, determinando a morte de 546 delas. Mas nenhum desastre foi tão trágico como o de *Bhopal* (Índia). Em 1984, uma nuvem de gás tóxico escapou de uma fábrica de agrotóxicos da *Union Carbide* e matou 3 289 moradores daquela cidade.

Em 1960, houve uma grande campanha de proteção ambiental, em decorrência do uso excessivo de organoclorados para somente dez anos após, os governantes se preocuparam com a saúde de suas populações. Entre os inseticidas orgânicos sintéticos, os que mais persistem no meio ambiente são os organoclorados. Alguns chegam a permanecer no solo por mais de três décadas após sua aplicação. Os organoclorados interferem na produção de estrógenos, que são os hormônios da reprodução. O DDT é preparado pelo aquecimento de clorobenzeno e cloral hidratado, em presença de ácido sulfúrico. É um composto aromático por conter em sua estrutura química dois anéis benzênicos com cinco radicais cloretos:



Quando a reação atinge o equilíbrio, joga-se a mistura em água e o DDT precipita, visto ser praticamente insolúvel.

As qualidades dessa substância e seu baixo custo foram o ponto de partida para uma enorme expansão da indústria de pesticidas. Praticamente todos os países começaram a usá-lo em larga escala, principalmente os mais desenvolvidos.

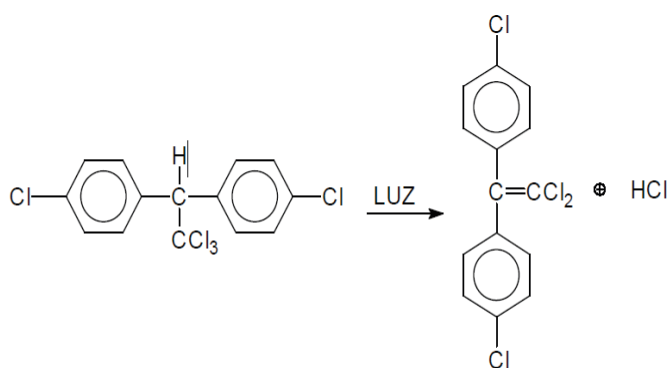
Com o tempo, entretanto, certos dados começaram a fazer ruir a credibilidade na completa eficiência do DDT:

- ✓ *Apareceram moscas e outros insetos resistentes a esse pesticida;*
- ✓ *Para conseguir efeitos desejáveis tornou-se necessário aplicá-lo em quantidades cada vez maiores;*
- ✓ *Acumula-se nos organismos de animais consumidores, inclusive o homem;*
- ✓ *É muito lentamente atacado por microrganismos, isto é, pertence à classe de substâncias consideradas não biodegradáveis;*

O uso constante do DDT e/ou outros pesticidas diminui sua eficácia, pois inúmeras populações de insetos desenvolvem resistência a seus efeitos.

Passou a ser comum a aplicação deste inseticida em combinação com outros.

O DDT aplicado nas lavouras se transforma no DDE, segundo a equação ao lado:



DDT (Tóxico)

DDE (Diclorodifenildicloroetileno)

Esta transformação ocorre, após a aplicação do produto em local determinado, na presença de luz e outros fatores. A toxicidade aguda do **DDE** é menor que a do DDT, que é o composto original. Em estudos experimentais, foi comprovada sua *carcinogenicidade e sua capacidade mutagênica*.

Insetos frequentemente passam por várias gerações em um único verão. Mudanças genéticas drásticas podem se processar em poucos anos. Uma delas, que ocorre em moscas. É a produção de uma enzima capaz de transformar o DDT em DDE, que é cerca de 150 vezes menos tóxico para o organismo desses animais.

O **DDT** é hoje parte integrante de quase todos os ecossistemas: das plantas passa para os animais que as comem, passa para os animais que comem esses animais e assim por diante.

Das algas passa para os peixes que delas se alimentam e desses para outros, inclusive para pássaros que se alimentam de peixes.

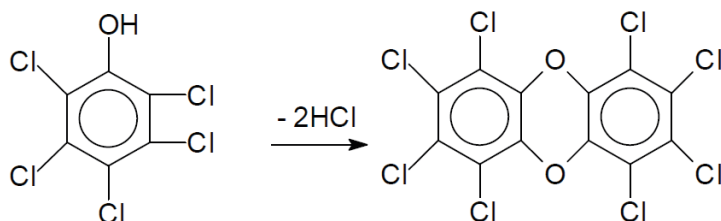
Toda essa sequência de acúmulo de DDT está relacionada com o fato de ser uma substância praticamente não biodegradável. Interfere na capacidade dos pássaros metabolizarem cálcio, resultando ovos com cascas extremamente finas, que se rompem ao serem chocados. Cardumes de peixes encontrados mortos revelaram altas doses de DDT em seus organismos. Quantidades de seu princípio ativo consideradas perigosas, foram encontradas no leite bovino e materno.

Em algumas circunstâncias, o uso do DDT resultou em explosões populacionais de pragas, porque seus predadores e parasitas naturais eram eliminados pelo agrotóxico. Era o desequilíbrio ecológico.

Há DDT em nosso organismo, o que a longo prazo pode causar mau funcionamento do fígado, deformações no útero, distúrbios renais, desequilíbrio hormonal, aumento de pressão arterial e hemorragias internas.

Os inúmeros problemas causados pelo amplo emprego do DDT fizeram com que muitos países tomassem precauções com o seu uso, inclusive alguns proibindo-o para a lavoura.

O fungicida pentaclorofenol é um *fungicida muito tóxico*. Tem alta toxicidade por via oral, dérmica e subcutânea. A intoxicação aguda apresenta sintomas e alteração na respiração, aumento da pressão sanguínea e emissões urinárias. Quando *em ação*, se transforma no **TCDD** (Tetraclorodibenzenodioxina), a substância química mais tóxica que existe, entre os citados.



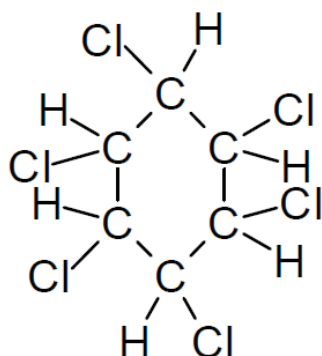
Pentaclorofenol Fungicida (Tóxico)

TCDD(Tetraclorodibenzenodiox) (Extremamente tóxico)

Outros aromáticos halogenados importantes são:

A) P-diclorobenzeno (PDB)

B) Hexaclorobenzeno (BHC) - Fungicida



C₆H₆Cl₆ (1,2,3,4,5,6 Hexaclorocicloexano)

No Brasil, só em 2009 o DDT teve sua fabricação, importação, exportação, manutenção em estoque, comercialização e uso proibidos pela Lei nº. 11.936 de 14 de maio de 2009, apesar de ainda hoje ser encontrado para a venda em casas de produtos agropecuários.

CARRARO, G. Agrotóxico e Meio Ambiente: Uma Proposta de Ensino de Ciências e Química - Série Química e Meio Ambiente. Porto Alegre 1997.

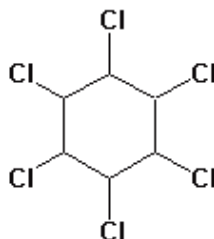
BHC (GAMEXANE)

O BHC, também é conhecido como GAMEXANE ou *pó de gafanhoto* e, a exemplo de outros inseticidas organoclorados, é apresentado em pó, em suspensão aquosa e em soluções com outros elementos.

O princípio ativo deste produto é uma mistura de isômeros dos quais o único com atividade é o lindane. Por razão de custo, é frequente que o produto técnico seja usado como inseticida, ainda que seu conteúdo de lindane não seja superior a 20%. Os 80% restantes são outros isômeros sem ação inseticida, porém, com efeitos adversos sobre os seres vivos e, alguns, com uma persistência maior que a do lindane.

“Na agricultura, os *inseticidas organoclorados* são amplamente utilizados, o que causa danos irreversíveis ao meio. Produtos como o BHC e o DDT também tiveram grande aplicação em ambientes domésticos (“dedetizar” virou verbo e entrou no dicionário).

O BHC, cuja comercialização foi proibida no Brasil no início de 1983, continua sendo livremente vendido. Por diversas vezes, produtos agropecuários brasileiros destinados à exportação foram rejeitados por outros países em razão de excesso de organoclorados que continham.



BHC (1, 2, 3, 4, 5, 6 - hexaclaro - cicloexano)

Sugere-se algumas questões que podem ser discutidas e debatidas com os alunos a partir da leitura do texto acima. A partir destes comentários e buscando informações complementares, responda às questões:

- 1) Os efeitos crônicos de DDT são variados e numerosos. Quais são os de maior importância para o homem de maneira direta, e para o meio ambiente em geral?
- 2) Que consequências pode ocorrer o fato de que os insetos desenvolvam resistência a um inseticida, como por exemplo o DDT?
- 3) Que efeitos tóxicos o DDT provoca em aves silvestres?
- 4) Quais as vantagens e desvantagens do uso do DDT como inseticida?
- 5) Que consequências traz aos organismos a grande estabilidade do DDE?
- 6) Qual a maneira de minimizar na sua comunidade, o uso de pesticidas domésticos e agrotóxicos na agricultura?
- 7) Com o auxílio da Tabela Periódica, calcule a massa molecular do BHC.
- 8) Faça uma pesquisa sobre o inseticida organoclorado ALDRIN, indicando a suas fórmulas estrutural e molecular, bem como a sua massa molecular. Procure saber o seu mecanismo de ação no organismo humano.



Preparando um fungicida: calda bordalesa

ATIVIDADE III – AULA PRÁTICA

1. Introdução Teórica

A Calda Bordalesa é o fungicida mais aplicado na agricultura. É considerado um fungicida de contato ou erradicante, destaca-se por destruir o inoculo (agente patogênico que produz a doença) antes que ocorra a doença.

É eficiente contra inúmeros fungos, em dosagens convenientes não causa em geral danos às plantas cultivadas, exercendo uma ação benéfica e contribuindo para fortalecê-las.

A **Calda Bordalesa** é um preparo à base de **sulfato de cobre e cal**. Seu preparo, em geral, é composto de uma parte de *sulfato de cobre*, uma parte de *cal viva* e cem partes de *água*.

2. Reagentes e Materiais

CALDA BORDALESA à 1%:

CAL VIVA.....	1 Kg
SULFATO DE COBRE.....	1 Kg
ÁGUA.....	100 L



3 béqueres de 500mL
almofariz e pistilo
espátula, balança
vidro relógio

papel vegetal
3 bastões de vidro
linha de costura
saquinho de pano

papel tornassol
sulfato de cobre e cal viva.

3. Procedimento Experimental

1. Coloca-se 5g de sulfato de cobre (CuSO_4) bem triturado dentro de um saquinho de pano pouco expeço, mergulhado em 250 mL de água contidos em um recipiente que não seja de ferro, estanho ou qualquer outro metal, mas de preferência de madeira, em nosso experimento usaremos o copo de béquer. O saquinho de pano deverá ser amarrando por uma linha de costura a uma vareta de vidro, apoiada aos bordos do béquer, de forma a ficar o saquinho mergulhado na parte superior do líquido. Dessa maneira, o sulfato de cobre levará pouco tempo para ser dissolvido;
2. Coloca-se 5g de Cal Viva (CaO) em outro béquer, apagando-a, juntando vagarosamente certa quantidade de água, até ser obtida uma pasta pouco consistente, dilui-se em seguida, essa pasta em quantidade de água necessária para completar 250 mL. Agitar com o fim de homogeneizar o “Leite de Cal”, também chamada cal extinta ou apagada. Tem-se em um béquer a metade da solução com o sulfato de cobre dissolvido e no outro o leite de cal.
3. Colocar a solução de sulfato de cobre num terceiro béquer aos poucos, adicionando concomitantemente, mas em *menor quantidade o leite de cal* de forma compassada e com agitação simultânea;
4. Verificar a reação da calda, que deve ser neutra ou ligeiramente alcalina por meio de uma lâmina de aço não oxidada (escurece durante um a três minutos de exposição em *calda ácida*) ou através das reações colorimétricas do papel tornassol. Uma vez apurado que a calda ainda se apresenta ácida, deve-se acrescentar certa quantidade de leite de cal, repetindo-se a prova até conseguir uma calda neutra ou ligeiramente alcalina.



O que é uma Reação ou Transformação Química?

Ao preparar a “Calda Bordalesa”, você realizou uma série de procedimentos para a sua preparação e teve ainda o cuidado de verificar que a calda, não pode ser ácida, isto é, deve ter um caráter levemente alcalino para neutro, como tudo isso você na verdade produziu algumas reações químicas!

É importante saber que a calda bordalesa não é uma mistura de produtos e sim uma **REAÇÃO QUÍMICA** entre o Sulfato de Cobre e o Cal, cujo resultado final é o CaSO_4 (Sulfato de cálcio) que tem ação de aderência nas folhas pela sua carga eletrocinética positiva e o $\text{Cu}(\text{OH})_2$ (hidróxido de cobre) que é o princípio ativo com ação fungicida e bactericida. Acredita-se que o íon cobre absorvido pelo fungo altera o sistema enzimático do patógeno, não lhe permitindo a síntese proteica.

Então, agora tente responder as seguintes questões!

- 1) Pesquise sobre a origem da calda Bordalesa.
- 2) O fungicida calda Bordalesa é obtido pela mistura de Sulfato de Cobre II e Cal Viva em meio aquoso. Escreva todas as equações envolvidas nesse processo de produção da calda.
- 3) Qual é a função da Cal Viva na calda Bordalesa?
- 4) Qual a importância de se controlar o pH na preparação da calda?
- 5) Explique qual o objetivo de se mergulhar um prego de ferro novo por 2 ou 3 minutos na calda Bordalesa recém preparada? Escreva a equação da reação química para esse processo e classifique-a de acordo com os critérios estudados.
- 6) Quais os cuidados com o descarte da calda Bordalesa no meio ambiente?
- 7) Existem outras caldas tais como: a calda Viçosa que é uma calda para controle de doenças de plantas e age como adubo foliar, a base é a calda bordalesa acrescida de sais de zinco, cobre, magnésio e boro; a calda Sulfocálcica que é uma reação corretamente balanceada entre cálcio e enxofre, dissolvidos em água e submetidos à fervura constituindo uma mistura de polissulfetos de cálcio. Além de fungicida exerce ação sobre ácaros, cochonilhas e outros insetos sugadores, além de ter ação repelente sobre “brocas” que atacam tecidos lenhosos. Procure saber como são preparadas essas caldas e principalmente quais as *quantidades das substâncias utilizadas!*



TEXTO 5

Presença de agrotóxicos em leite materno assusta mulheres de MT

As amostras de 62 voluntárias apresentaram, pelo menos, um tipo de agrotóxico, como o DDE, derivado de um produto proibido desde 1998.

As mães que vivem em Lucas do Rio Verde, norte de Mato Grosso, estão assustadas com uma pesquisa que revelou a presença de resíduos de agrotóxicos no leite materno.

O medo veio com o resultado de uma pesquisa feita pela Universidade Federal de Mato Grosso em Lucas do Rio Verde (UFMT), a 350 quilômetros de Cuiabá. Foi analisado o leite de 62 voluntárias. Em todas as amostras, foi encontrado, pelo menos, um tipo de agrotóxico, como o DDE, proibido desde 1998. Em 76% das amostras foi detectado o Endossulfam, que deixará de ser usado a partir de julho de 2013.

“Se o nível for bastante elevado, uma das causas dos vários tipos de câncer e de vários distúrbios endócrinos da mulher é causado por este tipo de agrotóxico”, explica Wanderlei Pignati, pesquisador da UFMT.

“Recebi a notícia de que meu bebê estava tomando leite com veneno, foi um choque”, se

espanta Osana Terres, que não parou de amamentar Otávio, de 10 meses, mas reclama da falta de orientação. “Faz pouco tempo que eu peguei o resultado. Perguntei para o médico o que eu tinha que fazer e ele não soube me explicar”, diz Osana.

A pesquisa alerta para o 'mal invisível'. A contaminação por agrotóxicos pode ocorrer por alimentos, água, ar e pelo contato com a pele. O levantamento deixa a população de Lucas do Rio Verde assustada e também de outros municípios que têm a mesma característica. São cidades cercadas por lavouras. As aplicações de agrotóxicos são sucessivas. Só em Lucas teriam sido mais de cinco milhões de litros em 2009.

A Associação dos Produtores de Soja do Mato Grosso informou que o plantio na região segue o mesmo padrão dos países desenvolvidos. O Ministério Público informou que vai propor a redução de aplicação de agrotóxicos na região.

Notícia publicada no site do Bom Dia Brasil em 31/03/2011. Disponível em: <http://glo.bo/hw5BNL>.

Então, agora tente discutir com seus colegas e responda as seguintes questões!

- 1) Qual o foco central da reportagem?
- 2) Qual o fator determinante do problema apresentado no texto?
- 3) Enquanto futuros Técnicos em Agropecuária, que soluções ou medidas sugerem ser tomadas para evitar problemas dessa ordem?

TEXTO 6

Alternativa aos agrotóxicos

Diversas alternativas para o controle de insetos na lavoura têm sido desenvolvidas, como: uso de predadores naturais, método chamado de controle biológico; esterilização por radiação nuclear; rodízio de culturas; desenvolvimento de novas espécies por engenharia genética e controle químico com o uso de feromônios.

Feromônios são substâncias secretadas pelos seres vivos que permitem a comunicação com outros indivíduos da mesma espécie. É por meio da secreção dessas substâncias, por exemplo, que as formigas marcam as suas trilhas; as abelhas avisam a outros membros da colônia que um inimigo está se aproximando; muitos insetos localizam os seus parceiros sexuais na ocasião do acasalamento ou avisam outros indivíduos para atacar ou se reunir em torno de algum alimento.

Os químicos têm desenvolvido técnicas de identificação e isolamento dessas substâncias, que podem ser utilizadas na agricultura para confundir os machos, que não encontram as fêmeas, ou em armadilhas que aprisionam milhares de insetos.

Fonte: Santos, W. L. P., Química & Sociedade. São Paulo, Nova Geração, 2006

**Armadilha
como solução atrativa
para o controle de**



Fugindo dos Agrotóxicos: Agricultura Orgânica

O que fazer? Essa é uma importante questão para debate. O aumento da produtividade agrícola - desejo de toda a sociedade - não pode ameaçar a saúde e o meio ambiente. Essa tem sido uma preocupação da chamada Agricultura Orgânica. Essa agricultura envolve o emprego de técnicas integradas que preservem o ambiente, aproveitando melhor os recursos da propriedade rural e interferindo o mínimo possível no equilíbrio ecológico.

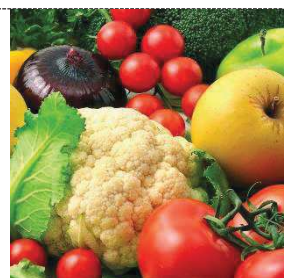
Usam-se adubos produzidos por animais e vegetais da propriedade; os recursos hídricos são explorados racionalmente e sem contaminação; a criação de animais e o cultivo da lavoura são conduzidos de forma conjugada com a vegetação natural, preservando-a o máximo possível; o controle de pragas é feito por meio biológico, utilizando predadores naturais para combater animais e fungos que atacam a lavoura; não são empregados agrotóxicos. Hormônios e antibióticos.

Essa agricultura difere enormemente da convencional, apresentando as seguintes vantagens: preservação do ambiente; melhora da qualidade nutritiva e do sabor dos alimentos; não contaminação de agricultores e consumidores com agrotóxicos; aumento da produtividade a longo prazo, uma vez que com a agricultura convencional o solo tende a se esgotar com o passar do tempo. Entre as desvantagens dessa agricultura podemos citar: despendem-se mais tempo e trabalho na produção; alguns frutos muitas vezes são menores; e os produtos podem chegar a custar mais do que o dobro dos alimentos produzidos pela agricultura convencional.



Para quem não pode adquirir alimento da agricultura orgânica, veja algumas sugestões para reduzir os resíduos de agrotóxicos dos alimentos convencionais.

Prefira alimentos de tamanho normal, pois os que possuem tamanhos maiores, em geral, foram produzidos com adubação excessiva e uso de reguladores.



Procure comprar preferencialmente frutas e verduras da época, já que para serem produzidas fora do tempo elas recebem uma elevada carga de agrotóxicos.

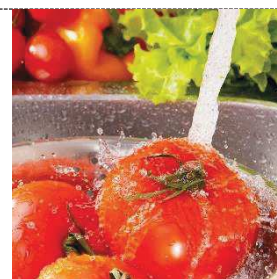


Evite alimentos oriundos de regiões muito distantes, visto que para a sua durabilidade eles recebem grandes doses de conservantes.

Retire as folhas externas das verduras, pois geralmente concentram mais agrotóxicos.



Lave as verduras, legumes e frutas e mergulhe-os em solução de água (1 litro) e vinagre (4 colheres) por 20 minutos, para retirar algumas substâncias indesejáveis.

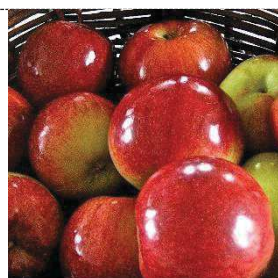


Procure descascar as frutas, uma vez que muitos resíduos dos agrotóxicos se concentram nas cascas.



Retire a gordura de todas as carnes e também a pele de aves, porque os resíduos de produtos químicos, como agrotóxico, hormônios e antibióticos, tendem a se concentrar na gordura.

Evite legumes e frutas brilhantes: muitos deles são encerados para aumentar a conservação e aparência, como tomates, pimentões, maçãs e pêras.



Procure reduzir o consumo daqueles que mais recebem agrotóxicos (maças, uvas, goiabas, morangos, tomates, entre outros). Tente substituí-los por produtos orgânicos.



Sugestões de questões e debate em sala!

- 1) Quais são as alternativas para se evitar o uso de agrotóxicos?
- 2) No texto foram apresentados os prós e contras da utilização da agricultura orgânica. Debata com seus colegas as vantagens, desvantagens e viabilidade dessa agricultura. Depois dividam-se em dois grupos. Um irá argumentar a favor da agricultura orgânica e o outro apresentará argumentos contra.

Segundo Momento Pedagógico:

Organização do conhecimento

É neste momento que o professor deve buscar acrescentar novos conhecimentos na estrutura cognitiva do aluno, a fim de que se consiga obter a compreensão das problematizações colocadas inicialmente.

Sendo assim, o professor deverá fazer sua exposição didática, organizada sistematicamente, contextualizando-as com a realidade do aluno, de forma a facilitar o entendimento dos assuntos inerentes à estequiometria, e utilizando para isso, as mais diversificadas atividades didático-pedagógicas.

Para a aula expositiva do professor, sugerem-se os textos a seguir, elaborados pelo autor deste trabalho, os quais, sempre que possível apresentam uma abordagem interdisciplinar e contextualizada com a agropecuária.



As Reações Químicas

Uma reação química significa uma transformação de substâncias em outras. Os elementos químicos não são modificados, apenas as substâncias. Num processo nuclear os elementos são transformados em outros. Num processo físico nem os elementos e nem as substâncias são transformadas.

Observe o quadro resumo abaixo:

Processo	Elementos	Substâncias
Físico	não se transformam	não se transformam
Químico	não se transformam	se transformam
Nuclear	se transformam	se transformam

Em uma transformação ou reação química, as substâncias que sofrem transformação são chamadas de **reagentes** e as que resultam destas são chamadas de **produtos**. Assim sendo, uma **reação química é a transformação da matéria na qual ocorrem mudanças qualitativas na composição química de uma ou mais substâncias (reagentes), gerando uma ou mais substâncias novas (produtos)**.

É claro que para haver uma reação química deve existir afinidade entre os reagentes.

Essas afinidades podem ser estudadas através das funções químicas. Por exemplo, quando se diz que os ácidos reagem com os carbonatos produzindo sal, água e gás carbônico, estabelece-se uma generalização resultante da experiência, ou seja, sabe-se que qualquer ácido é capaz de reagir com qualquer carbonato. Assim, é conveniente lembrar que as reações químicas são fatos observados experimentalmente.

Uma equação química é a descrição global da reação química. Nela, constam as fórmulas das substâncias reagente e dos produtos:

Reagentes → Produtos

À esquerda da seta, que indica o sentido da transformação, estão os reagentes. Esse lado é chamado primeiro membro da equação. À direita estão os produtos, no chamado segundo membro da equação.

Mas como se classificam as reações Químicas?

Várias reações da química inorgânica podem ser classificadas em uma das quatro categorias: combinação, decomposição, deslocamento simples e deslocamento duplo. O propósito deste experimento é examinar reações representativas de cada categoria, fazendo uma correlação com os princípios teóricos.

1. Reações de Combinação ou Síntese

Consiste na união de duas substâncias simples para gerar uma terceira substância, mais complexa. Este processo pode ser representado por: $A + B \rightarrow AB$.

Exemplos:

- A combinação de um metal e um não metal para formar um composto.
 $Fe + S \rightarrow FeS$
 $4Li + O_2 \rightarrow 2Li_2O$
- A combinação de dois compostos para gerar um terceiro.
 $CaO + CO_2 \rightarrow CaCO_3$
 $SO_2 + H_2O \rightarrow H_2SO_3$



Experimento:

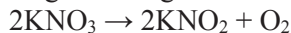
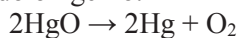
A. Reações de Combinação ou Síntese

1. Teste uma pequena quantidade das seguintes substâncias em relação à reação com o oxigênio. Coloque-as à chama do bico de Bunsen, com o auxílio de uma pinça ou de uma alça de platina: magnésio (recolha o sólido formado em um tubo de ensaio) e enxofre (use a capela e recolha o gás em tubo de ensaio, munido de rolha). Guarde estes produtos para a próxima etapa.
2. Em tubo de ensaio, misture uma pequena quantidade (uma ponta de espátula) das seguintes substâncias (teste uma a uma) com 10 gotas de água: óxido de cálcio (CaO), óxido de magnésio (MgO, obtido na etapa anterior) e óxido sulfúrico (SO₃, obtido na etapa anterior). Teste a solução resultante com papel tornassol azul e vermelho. Rejeitos: Enxofre: colocar em frasco rotulado como agentes redutores – sólidos.

2. Reações de Decomposição ou Análise

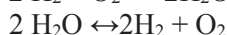
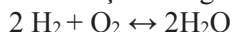
A decomposição é a reação inversa à combinação. Neste caso, um composto é decomposto em duas ou mais substâncias, de acordo com o esquema geral: $\mathbf{AB} \rightarrow \mathbf{A} + \mathbf{B}$.

Por exemplo, muitas substâncias se decompõem com o calor da chama do bico de Bunsen, liberando oxigênio.



2.1 Reversibilidade das reações químicas

Os exemplos podem sugerir que qualquer reação de síntese pode ser invertida através de uma reação de análise. Isso não é verdade. Algumas reações podem ser reversíveis, como podemos notar na reação de formação da água:



Entretanto, isso não é uma regra.

Nas reações de análise é comum a formação de gás e sua liberação após a decomposição.

Esse fato nesse tipo de reação, é atribuído a sua formação por afinidade eletrônica e os elementos que constituem substâncias gasosas são altamente eletronegativos, ligando-se aos mais eletropositivos que tendem a formar substâncias sólidas, após a decomposição do composto primário, os átomos mais simples são liberados voltando ao estado de origem.

Existem vários métodos para a quebra de moléculas maiores em substâncias elementares, dentre os mais comuns estão a:

pirólise: quebra por alta temperatura;

eletrólise: quebra por corrente elétrica;

fotólise: quebra por radiação luminosa.

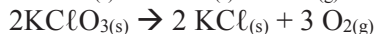
2.1.1 Pirólise

O aquecimento de alguns sais oxigenados provoca a sua decomposição com liberação de um gás.

- Sal com ânion carbonato (CO_3^{2-}) ou bicarbonato (HCO_3^{-}), libera o gás o dióxido de carbono (CO_2).



- Sal metálico com ânion perclorato (ClO_4^{-}), clorato (ClO_3^{-}) ou nitrato (NO_3^{-}) liberam gás oxigênio.



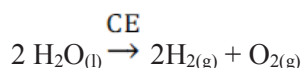
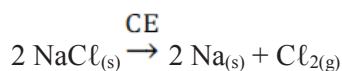
- Nitrito de amônio decompõe em água e gás nitrogênio



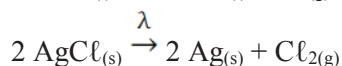
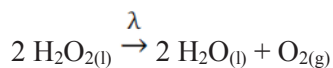
- Nitrato de amônio decompõe em água e monóxido de dinitrogênio (gás hilariante); reação explosiva.



2.1.2 Eletrólise:



2.1.3 Fotólise:



Experimento:

B. Reações de Decomposição ou Análise

Em tubo de ensaio, teste uma pequena quantidade (uma ponta de espátula) das seguintes substâncias em relação à decomposição por aquecimento: carbonato de cálcio (CaCO_3), sulfato de sódio (Na_2SO_4) e clorato de potássio (KClO_3). Teste cada uma das substâncias sólidas com papel tornassol umedecido (grude-os nas paredes do tubo de ensaio). Anotar as alterações.

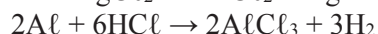
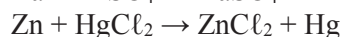
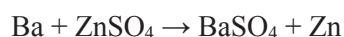
Rejeitos: CaCO_3 , Na_2SO_4 : colocar na pia, com água corrente. KClO_3 : colocar em frasco rotulado como agentes oxidantes – sólidos.

3. Reações de Deslocamento Simples ou Deslocamento

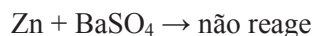
Envolve a reação de um elemento com um composto, de forma que o elemento ao combinar-se, desloca um dos elementos do composto (deixando-o livre). De modo geral: $\text{A} + \text{BC} \rightarrow \text{AC} + \text{B}$

Exemplos incluem a reação de um metal ativo com:

- i) um composto de outro metal menos ativo;
- ii) com um ácido, deslocando o hidrogênio.



No entanto, Zn não reagirá com BaSO_4 , pois Zn é um metal menos ativo que o Ba. Reações como esta sustentam a evidência experimental da atividade (ou série de forças eletromotrizes) dos metais.



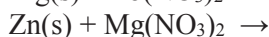
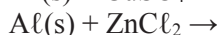
Experimento:

C. Reações de Deslocamento Simples ou Deslocamento

1. Em tubo de ensaio, adicione uma pequena quantidade das seguintes substâncias (teste uma de cada vez) a 10 gotas de solução de ácido clorídrico diluído, $\text{HCl}_{(aq)}$. Neste item observa-se a reatividade do metal em relação ao deslocamento do hidrogênio do ácido. Metais a serem testados: Mg, Al, Fe, Zn, Pb e Cu.

Rejeitos: Derivados de Pb e Zn: colocar em frasco rotulado como metais pesados – solução. Metais não reagidos, lavar e colocar no seu devido frasco.

- Misture os seguintes pares de substâncias em tubo de ensaio e observe se há reação química. Adicione uma pequena quantidade do metal a 1 mL de solução de concentração 1M.



- Para aquelas combinações do item 3 que não reagiram, misture a combinação oposta. Por exemplo, se Cu não reage com FeSO₄ (1M), misture Fe com CuSO₄.

Rejeitos: derivados de Cu, Zn e Pb, colocar em frasco rotulado metais pesados – solução.

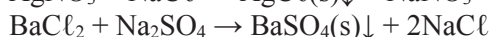
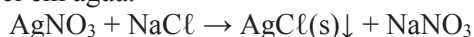
4. Reações de Deslocamento Duplo ou Dupla Troca

A equação geral é $\text{AB} + \text{CD} \rightarrow \text{AD} + \text{BC}$

Neste tipo de reação os íons positivos e negativos simplesmente trocam de “parceiros”. Estas reações ocorrem em solução se um dos três critérios é satisfeito: formação de precipitado, formação de gás, formação de eletrólito fraco. Se nenhum dos produtos (AD ou BC) é insolúvel (precipitado), envolve um gás ou é um eletrólito fraco (como água), então não há reação química.

4.1 Reações de Precipitação (em solução aquosa):

Dois compostos solúveis em água reagem para formar dois novos compostos, um dos quais é insolúvel em água.



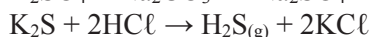
Nas equações acima todos os compostos são solúveis em água, exceto AgCl e BaSO₄.

Regras gerais de solubilidade de compostos iônicos em água

- Nitratos, cloratos e acetatos são solúveis.
- Cloretos, iodetos, e brometos são solúveis, exceto os de Ag⁺, Pb²⁺ e Hg²⁺.
- Sulfatos são solúveis, exceto os de Ba²⁺, Sr²⁺ e Pb²⁺. CaSO₄ e Ag₂SO₄ são ligeiramente solúveis.
- Hidróxidos são insolúveis, exceto os de metais alcalinos e NH₄⁺. Hidróxidos de metais alcalinos terrosos são parcialmente solúveis.
- Carbonatos, fosfatos e silicatos são insolúveis, exceto os de metais alcalinos e NH₄⁺. Sulfetos são insolúveis, exceto os de metais alcalinos e NH₄⁺. Os sulfetos de Mg²⁺, Al³⁺, Cr³⁺ e de metais alcalinos terrosos não podem ser precipitados porque se decompõem.

4.2 Formação de Gás

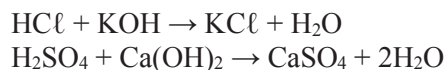
Frequentemente resulta da reação de um ácido ou base, com um sal.



4.3 Formação de Eletrólito Fraco

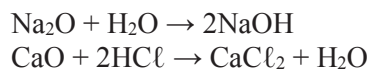
Em todas as neutralizações ácido-base, a formação de água é a força diretora ou o fator de maior contribuição energética para a reação. Na formação de um eletrólito fraco, tem-se a possibilidade de remover íons da solução, diminuindo a energia do sistema.

4.3.1 Reação ácido-base



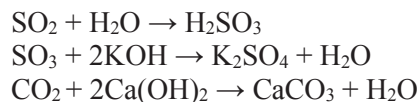
4.3.2 Óxido metálico + ácido → sal + água

Quando óxidos de metais são adicionados à água, bases são formadas. Muitos óxidos metálicos são óxidos básicos e atuam como bases.



4.3.3 Óxido não metálico + base → sal + água

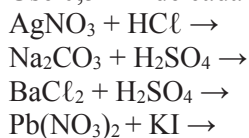
Óxidos de vários não metais são óxidos ácidos e quando são adicionados à água, ácidos são formados. Portanto, óxidos não metálicos atuam como ácidos e reagem com bases.



Experimento:

D. Reações de Deslocamento Duplo ou Dupla Troca

Em tubo de ensaio, misture os seguintes pares de substâncias e observe se há reação química. Use 0,5 mL de cada solução de concentração 1M.



Rejeitos: derivados de chumbo, prata e bário, colocar em frasco rotulado metais pesados – solução.

Registros

A. Reações de Combinação

Reação	Previsão	Observação	Equação
1. $\text{Mg} + \text{O}_2 \rightarrow ?$			
$\text{S} + \text{O}_2 \rightarrow ?$			
2. $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow ?$ (exemplo)	Sim, CaO reage com H_2O	A solução aquece e azula o papel tornassol vermelho	$\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2$
$\text{MgO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow ?$			
$\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow ?$			

B. Reações de Decomposição

Reação	Previsão	Observação	Equação
$\text{KNO}_3 \rightarrow ?$	Sim, KNO_3 se decompõe com aquecimento	Há evolução de gás	$2\text{KNO}_3 \rightarrow 2\text{KNO}_2 + \text{O}_2$
$\text{CaCO}_3 \rightarrow ?$			
$\text{Na}_2\text{SO}_4 \rightarrow ?$			
$\text{KClO}_3 \rightarrow ?$			

C. Reações de Deslocamento Simples

Reação	Previsão	Observação	Equação na Forma Iônica
1. $\text{Mg} + \text{HCl} \rightarrow ?$ (exemplo)	Mg reage com HCl	Reação vigorosa, com rápida evolução de gás	$\text{Mg} + \text{H}^+ \rightarrow \text{Mg}^{2+} + \text{H}_2$
$\text{Al} + \text{HCl} \rightarrow ?$			
$\text{Zn} + \text{HCl} \rightarrow ?$			
$\text{Fe} + \text{HCl} \rightarrow ?$			
$\text{Pb} + \text{HCl} \rightarrow ?$			
$\text{Cu} + \text{HCl} \rightarrow ?$			
2. $\text{Ca} + \text{CuSO}_4 \rightarrow ?$ (exemplo)	Ca reage com CuSO_4	A solução descora e Cu precipita	$\text{Ca} + \text{Cu}^{2+} \rightarrow \text{Ca}^{2+} + \text{Cu}$
$\text{Zn} + \text{CuSO}_4 \rightarrow ?$			
$\text{Al} + \text{ZnCl}_2 \rightarrow ?$			
$\text{Cu} + \text{FeSO}_4 \rightarrow ?$			
$\text{Mg} + \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow ?$			
$\text{Zn} + \text{Mg}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow ?$			
3.			

REATIVIDADE DOS METAIS

$\text{Fr} > \text{Cs} > \text{Rb} > \text{K} > \text{Na} > \text{Li} > \text{Ra} > \text{Ba} > \text{Sr} > \text{Ca} > \text{Mg} > \text{Be} > \text{Al} > \text{Ti} > \text{Mn} > \text{Zn} > \text{Cr} > \text{Cd} > \text{Fe} > \text{Co} > \text{Ni} > \text{Sn} > \text{Pb} > \text{H} > \text{Bi} > \text{Sb} > \text{Cu} > \text{Hg} > \text{Ag} > \text{Pd} > \text{Pt} > \text{Au}$

REATIVIDADE DOS AMETAIS

$\text{F} > \text{O} > \text{N} > \text{Cl} > \text{Br} > \text{I} > \text{S} > \text{C} > \text{Se} > \text{At} > \text{Te} > \text{P} > \text{H} > \text{As} > \text{B} > \text{Si}$

D. Reações de Deslocamento Duplo

Reação	Previsão	Observação	Equação na Forma Iônica
$\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{NaCl} \rightarrow ?$ (exemplo)	Há reação	Forma-se um precipitado branco	$\text{Pb}^{2+} + \text{Cl}^- \rightarrow \text{PbCl}_2(\text{s})$
$\text{AgNO}_3 + \text{HCl} \rightarrow ?$			
$\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow ?$			
$\text{BaCl}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow ?$			
$\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{KI} \rightarrow ?$			

Para escrever corretamente uma equação há, dois pontos básicos:

- Deve representar realmente um fato experimental, conhecido e bem analisado;
- Deve obedecer às Leis Ponderais das Reações Químicas em especial as **Leis de Lavoisier e Proust**.



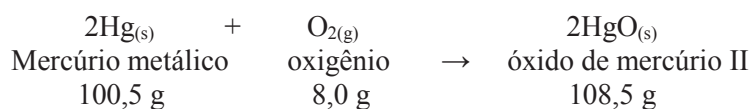
Leis Ponderais

Nos meados do século XVIII, cientistas conseguiram expressar matematicamente certas regularidades que ocorrem nas reações químicas, baseando-se em leis de combinações químicas que foram divididas em ponderais (que se relacionam às massas dos participantes da reação) e volumétricas (explicam a relação entre os volumes das substâncias gasosas que participam de um processo químico).

A Lei de Lavoisier

"Desde que uma reação química seja realizada num sistema fechado, não se observa variação de massa no processo". Lavoisier enunciou essa lei assim: **"Em um sistema fechado, a massa total dos reagentes é igual à massa total dos produtos".**

Popularmente essa lei é conhecida pela famosa frase: **"Na natureza nada se cria, nada se perde; tudo se transforma".**



Ele chegou a essa conclusão depois de pesar uma retorta contendo mercúrio metálico antes de sofrer calcinação. Após a reação química, ele pesou novamente o sistema que continha como produto o

óxido de mercúrio II. Lavoisier observou que a massa do sistema se conserva, o que significa que os átomos das substâncias se rearranjaram para formar novas substâncias, porém nenhum deles “desapareceu”.

Essa é uma lei da “natureza”, pois é verificada em todas as reações químicas.

É interessante notificar que a reação poderá ser completa ou incompleta. No primeiro caso, ao final, tem-se os produtos e eventualmente algum reagente que havia sido colocado em excesso. No segundo caso, não se obtém as quantidades esperadas dos produtos e, ao final, tem-se ainda reagentes que não reagiram, incorporados aos produtos.

Em termos práticos, fazer uma equação obedecer à lei de Lavoisier é fazer com que o número de átomos de qualquer elemento seja o mesmo nos dois membros da equação.



AULA PRÁTICA I

Verificação experimental da Lei de Lavoisier - Reconhecer que, nas transformações químicas, há conservação da massa.

EQUIPAMENTO

Item	Denominação, tipo e capacidade	Quant.
MATERIAIS		
1	Balança granatária (carga 1.500g, sensibilidade 0,1g)	1
2	Bastão de vidro (20cm x 6mm Ø)	1
3	Béquer (50ml)	2
4	Proveta graduada (10ml)	2
SUBSTÂNCIAS		
5	Água destilada (líquido, mL)	20
6	Cloreto de sódio (0,1M, solução, mL)	10
7	Nitrato de prata (0,1M, solução, mL)	10

PROCEDIMENTO

1. Coloque 10ml da solução de nitrato de prata em um béquer e 10ml da solução de cloreto de sódio no outro.
2. Ponha os dois béqueres em um dos pratos da balança e anote a massa do conjunto.
3. Despeje o conteúdo de um dos béqueres no outro e torne a colocá-los na balança.

Anote novamente a massa do conjunto.

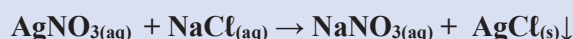
Comentário

Quando as duas soluções foram misturadas, ocorreu uma reação química, evidenciada pela formação de um precipitado branco.

Essa reação, todavia, não provocou alteração da massa do conjunto.

Isto significa que, numa reação química, a soma das massas das substâncias resultantes é igual à soma das massas das substâncias reagentes.

A reação foi:



Além da lei de Lavoisier, merece atenção especial a **Lei de Proust**. As duas leis respondem basicamente por todo o cálculo estequiométrico. A lei de Proust afirma que "**as substâncias reagem em proporções fixas e definidas**".

Assim como Lavoisier, Proust realizou uma série de experiências e chegou à seguinte conclusão: "**Uma dada substância composta é formada por substâncias mais simples, unidas sempre na mesma proporção em massa**".

Por exemplo, a água sempre é formada por 11,1% de massa de hidrogênio e 88,9% em massa de oxigênio. Portanto, se temos 100 g de água, 11,1 g é de hidrogênio e 88,9 g é de oxigênio. Dividindo esses valores chegamos à proporção de 1:8; o que significa que, na formação da água, a combinação do hidrogênio com o oxigênio sempre deve ocorrer na proporção de 1 para 8 em massa.

Assim, se formos produzir 45 g de água, serão necessários 5 g de hidrogênio e 40 g de oxigênio. Já se formos produzir o dobro de água (90 g), os valores de massa do hidrogênio e do oxigênio também irão dobrar, ou seja, 10 g de hidrogênio e 80 g de oxigênio.

Note que a proporção nos dois casos permaneceu a mesma (1:8), assim como nos casos mostrados abaixo em que se mostra o caminho inverso, ou seja, a decomposição da água:

$$2\text{H}_2\text{O} \leftrightarrow 2\text{H}_2 + 1\text{O}_2$$

1ª Exp.	90g	10g	80g
2ª Exp.	36g	4g	32g
3ª Exp.	0,18g	0,02g	0,16g
4ª Exp.	9g	1g	8g
5ª Exp.	2,7g	0,3g	2,4g

Por exemplo, na discussão anterior sobre a reação do hidrogênio com oxigênio para formar água, ficou claro que 4 g de H₂ reagem sempre com 32 g de O₂, 8 g reagem com 64 g, e assim por diante.

O que aconteceria se 10 g de H₂ fossem colocados para reagir com 32 g de O₂?

Evidentemente reagiriam somente 4 g de H₂ e restariam 6 g ao final, pois o H₂ foi colocado em excesso. Diz-se nesse caso que o O₂ é o reagente limitante, porque é consumido totalmente.

No caso de substâncias gasosas é possível ainda estabelecer relações entre volumes, tanto para reagentes como entre eles e os produtos da reação.



AULA PRÁTICA II

Verificação experimental da Lei de Proust - Constatar que, quando duas substâncias reagem, suas massas estão numa relação constante.

EQUIPAMENTO

Item	Denominação, tipo e capacidade	Quant.
MATERIAIS		
1	Balança <u>granatária</u> (carga 1.500g, sensibilidade 0,1g)	1
2	Balão volumétrico (100ml)	2
3	Bastão de vidro (20cm x 6mm Ø)	2
4	Bêquer (50ml)	2
5	Espátula de porcelana (10cm x 1cm)	2
6	Estante para tubos de ensaio (para seis tubos com 12mm Ø)	1
7	Etiqueta (2cm x 4cm)	2
8	Frasco de vidro branco, boca estreita, com rolha esmerilhada (250ml)	2
9	Frasco lavador de polietileno (250ml)	1
10	Funil de vidro (haste curta, 6cm Ø)	2

11	Lápis vitrográfico	1
12	Papel milimetrado (folha)	1
13	Pipeta graduada (10ml)	2
14	Régua (30cm)	1
15	Tubo de ensaio (12mm x 100mm)	6
SUBSTANCIAS		
16	Água destilada (líquido, mL)	200
17	Iodeto de sódio (sólido, g)	10
18	Nitrato de chumbo (sólido, g)	20

PROCEDIMENTO

Preparação prévia

1. Prepare 100ml de solução aquosa de iodeto de sódio 0,5M (7,4800g de iodeto de sódio/100ml de solução).
2. Prepare 100ml de solução aquosa de nitrato de chumbo 0,5M (16,5200g de nitrato de chumbo/100ml de solução).

Experimento

1. Numere os tubos de ensaio de 1 a 6 e coloque-os na estante.
2. Coloque 3ml de solução de iodeto de sódio em cada tubo, sem molhara parede interna dos tubos (use uma das pipetas).
3. com a outra pipeta, ponha a solução de nitrato de chumbo nos tubos de ensaio nas seguintes quantidades :

Tubo 1.....	0,5ml
Tubo 2.....	1,0ml
Tubo 3.....	1,5ml
Tubo 4.....	2,0ml
Tubo 5.....	2,5ml
Tubo 6.....	3,0ml

- 4.º) Agite cada tubo, evitando molhar sua parede e deixe em repouso durante vinte minutos.
- 5.º) Depois, meça a altura do precipitado amarelo, formado em cada tubo e anote.
- 6.º) Faça um gráfico da altura do precipitado, em função do volume da solução de nitrato de chumbo utilizado.
- 7.º) Analise o gráfico e determine a relação entre os volumes das duas soluções de mesma molaridade, quando os dois reagentes foram totalmente consumidos.

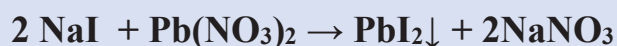
Comentário

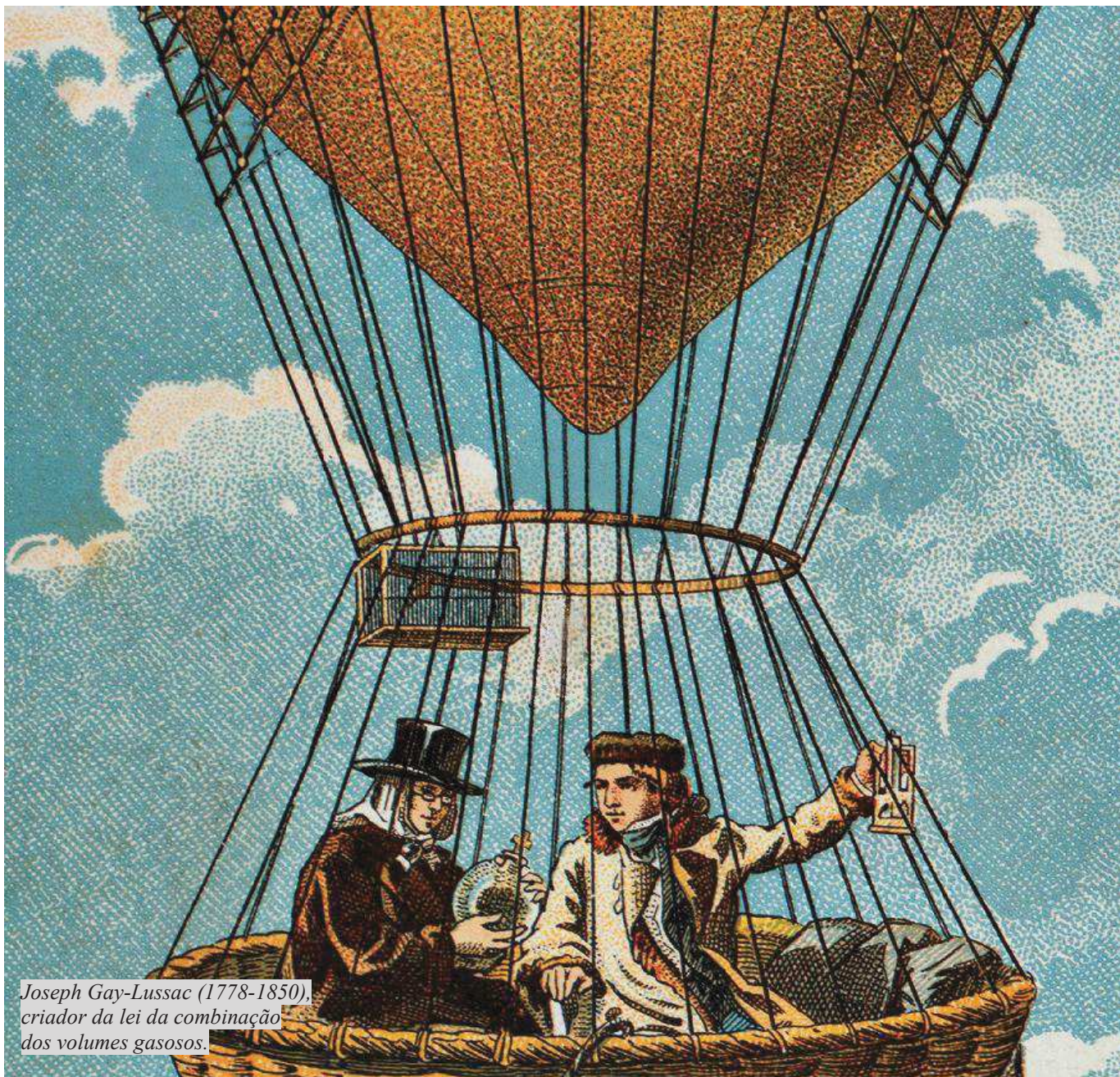
A altura da coluna do precipitado aumenta progressivamente a partir do tubo 1, chega ao máximo no tubo 3 e permanece nesta altura nos tubos 4, 5 e 6.

Isto significa que os tubos 1 e 2 ficaram com excesso de iodeto de sódio e os tubos 4, 5 e 6 com excesso de nitrato de chumbo. Foi no tubo 3 que a reação consumiu totalmente os dois reagentes.

A relação em volume foi no tubo 3, de 3ml da solução de iodeto de sódio (0,5M) para 1,5ml da solução de nitrato de chumbo (0,5M), ou seja, a relação em volume foi de 2 para 1.

A reação ocorrida foi:





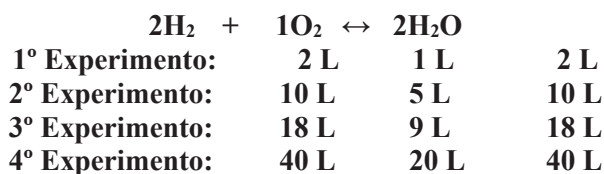
Joseph Gay-Lussac (1778-1850), criador da lei da combinação dos volumes gasosos.

LEIS VOLUMÉTRICAS

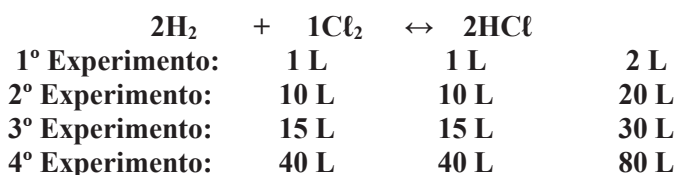
As leis volumétricas são aquelas, referentes aos volumes dos gases que participam de uma reação química e complementam as leis ponderais. A mais importante lei volumétrica foi a criada por Joseph Gay-Lussac (1778-1850), em 1808, que é chamada de **Lei da combinação de volumes** ou **Lei volumétrica de Gay-Lussac**. Depois de realizar vários experimentos e medir os volumes dos gases em reações químicas, ele concluiu o seguinte:

“Nas mesmas condições de temperatura e pressão, os volumes dos gases dos reagentes e dos produtos de uma reação química têm sempre entre si uma relação de números inteiros e pequenos”.

Por exemplo, considere a reação entre os gases hidrogênio e oxigênio, com formação de vapor de água. Gay-Lussac notou que sempre nessa reação reagem-se 2 volumes de hidrogênio com 1 volume de oxigênio, sendo formados 2 volumes de água:



Observe que em todos os casos existem uma proporção de volumes em uma relação de números inteiros e pequenos, que é **2:1:2**. Em cada tipo de reação sempre há uma relação assim entre os volumes, porém, mudando-se a proporção. Veja outro exemplo:



Note que nesse caso a proporção entre os volumes dos gases é dada por **1:1:2**.

Até então, a teoria atômica aceita era a de Dalton, que dizia que a matéria seria formada por minúsculas partículas denominadas de átomos, que seriam maciços e indivisíveis. Segundo essa teoria, a quantidade de átomos deveria permanecer constante durante uma reação química, sendo que o volume dos produtos deveria representar a soma dos volumes dos reagentes.

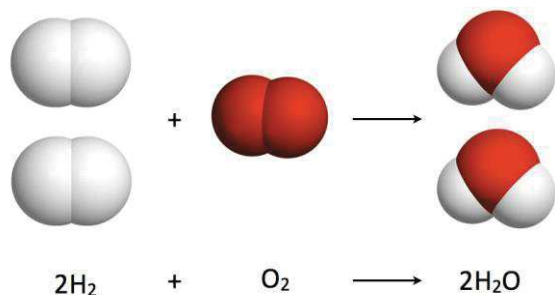
Veja que isso não acontece na primeira reação química mencionada, porque a proporção no reagente é de 2:1, então o volume no produto deveria ser igual a 3 (2 + 1), mas experimentalmente dá igual a 2. Quando isso acontece, dizemos que houve uma **contração de volume**. Desse modo, a lei de Gay-Lussac pôs em jogo a teoria atômica de Dalton.

Mais tarde, porém, em 1811, o cientista Amedeo Avogadro explicou porque isso acontecia. A **hipótese** ou **princípio de Avogadro**, dizia que “**volumes iguais, de quaisquer gases, nas mesmas condições de temperatura e pressão, apresentam a mesma quantidade de matéria em mol ou moléculas**”.

Isso significava que os gases não seriam sempre formados por átomos isolados (isso só acontece no caso dos gases nobres), mas sim por moléculas. Assim, os átomos nessas moléculas se recombinariam durante a reação química, explicando as proporções observadas.

Veja, por exemplo, o que ocorre no caso da reação de formação da água: cada molécula do gás hidrogênio e do gás oxigênio é formada por dois átomos, enquanto cada molécula de água é formada por três átomos (2 hidrogênios e 1 oxigênio). Assim, temos que 2 moléculas de hidrogênio (4 átomos) reagem com 1 molécula de oxigênio (2 átomos), produzindo 2 moléculas de água (dando um total de 6 átomos).

2 volumes + 1 volume → 2 volumes



Desse modo, tanto a proporção entre os volumes foi mantida quanto a quantidade de átomos que participaram da reação.

Isso levou Avogadro a outra conclusão importante, a **de que volumes iguais de gases, não importa que gás seja, desde que estejam na mesma temperatura e na mesma pressão, possuem a mesma quantidade de moléculas**. Confirmamos isso no caso acima. Veja que o volume do H_2 é igual ao da H_2O , e a quantidade de moléculas que eles possuem também é a mesma.

Essas leis volumétricas foram muito importantes para o desenvolvimento do conceito de **moléculas**.

Avogadro mostrou que 1 mol de qualquer gás possui $6,02 \cdot 10^{23}$ moléculas. Esse valor é conhecido como **Número ou Constante de Avogadro**. Ficou comprovado que, nas Condições Normais de Temperatura e Pressão (**CNTP**), em que a pressão é igual a 1 atm (atmosfera) e a temperatura é de 273 K (0°C), **o volume ocupado por 1 mol de qualquer gás sempre será 22,4 L**. Esse valor corresponde ao **Volume Molar dos gases**.

Nas Condições Ambientais de Temperatura e Pressão (**CATP**), onde a $P = 1 \text{ atm}$ e $T = 298\text{K}$, ou seja, em torno de 25°C. A equação:

$$V = \frac{n \times R \times T}{P}$$

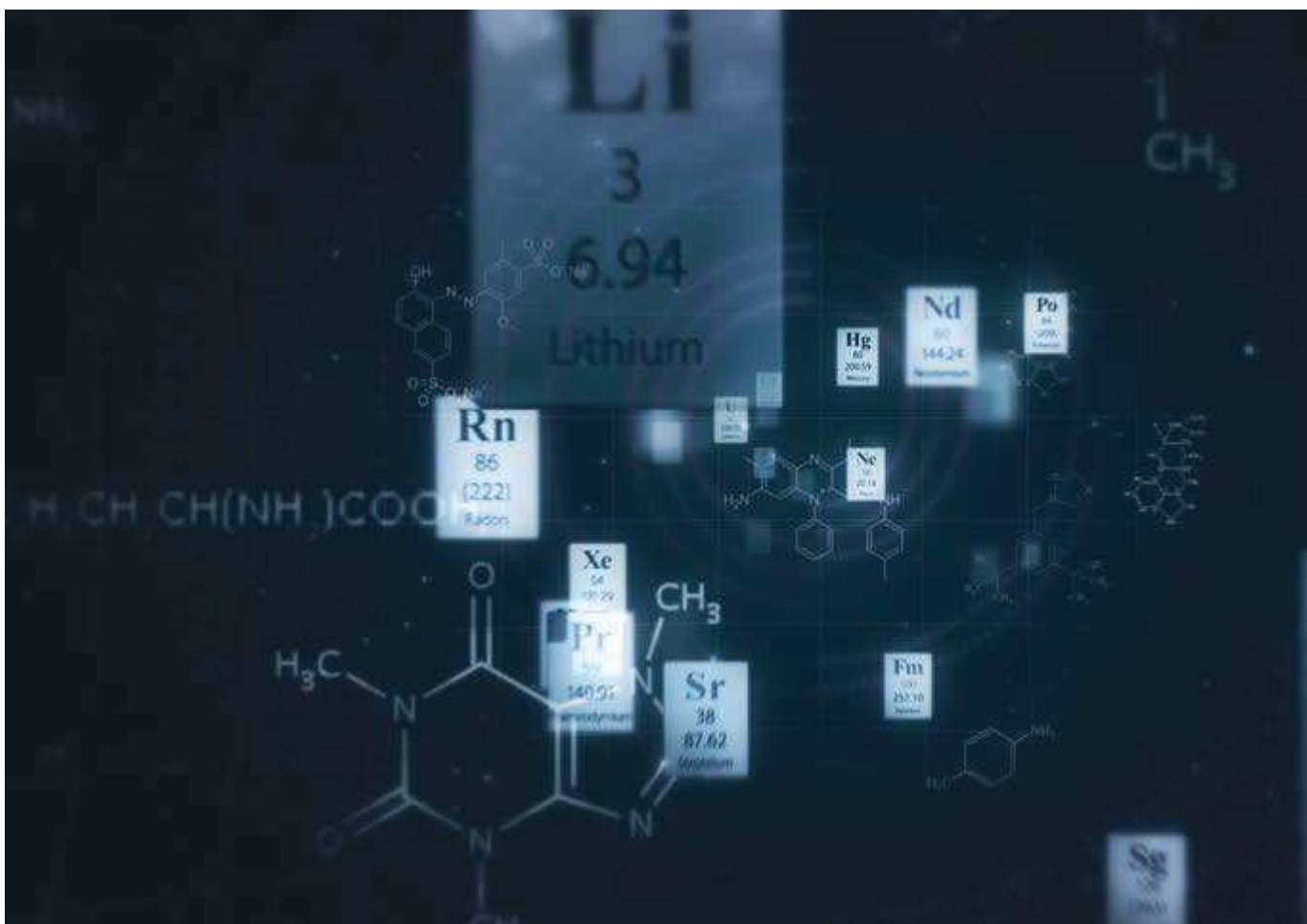
Aplicada a essa situação fornece um volume molar próximo de **25 L/mol**.

Essas relações são muito importantes para a resolução de exercícios de **estequiometria**.

Isso pode parecer estranho, pois pode surgir a seguinte dúvida: Como gases com moléculas e átomos de tamanhos diferentes poderiam ocupar o mesmo volume?

Bem, isso ocorre porque as moléculas dos gases ficam muito distantes umas das outras, tanto que o tamanho das moléculas é desprezível.

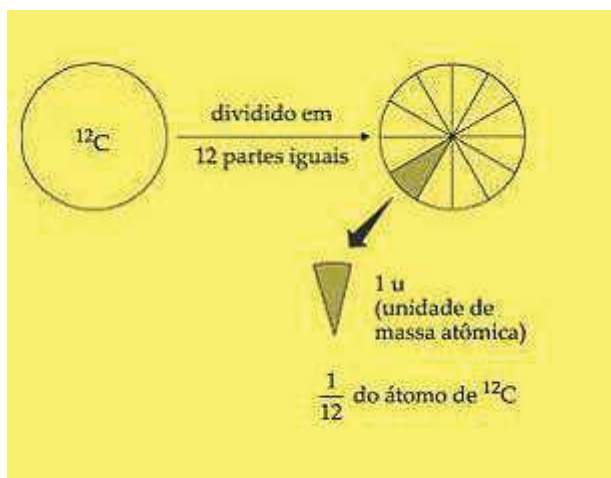
Desse modo, a lei volumétrica de Avogadro explicou a lei volumétrica de Gay-Lussac.



Relações de Massa

Massa Atômica (MA)

A União Internacional de Química Pura e Aplicada (IUPAC) estabeleceu como padrão de massas atômicas o átomo de carbono-12. A massa de 1/12 do isótopo carbono-12 é chamada de unidade de massa atômica. Logo, a massa atômica é o número que indica quantas vezes um átomo de um determinado elemento químico é mais pesado que 1/12 do isótopo carbono-12.



Para se calcular a massa atômica de um elemento químico, deve-se levar em consideração a composição isotópica do elemento e os números de massa de cada isótopo.

Exemplos:

O elemento oxigênio é formado pelos átomos oxigênio-16 (${}_8\text{O}^{16}$), oxigênio-17 (${}_8\text{O}^{17}$) e oxigênio-18 (${}_8\text{O}^{18}$), sendo que a participação desses átomos na formação do elemento oxigênio, em porcentagem é de 99,76%, 0,04% e 0,20%, respectivamente.

A massa atômica do oxigênio é determinada pela média aritmética ponderada das massas atômicas dos átomos isótopos constituintes:

$$MA = (16 \cdot 99,76 + 17 \cdot 0,04 + 18 \cdot 0,20) / 100 = 16u.$$

O valor 16 indica que os átomos do elemento oxigênio são 16 vezes mais pesados do que 1/12 do carbono-12.

O símbolo “u” indica a unidade de medida da massa dos átomos.

O cloro apresenta dois isótopos na natureza, o cloro-35 e o cloro-37, sendo que a abundância do Cl-35 é de 75% e do Cl -37 é de 25%. A massa atômica média desses átomos é:

$$MA = (75 \cdot 35 + 25 \cdot 37) / 100 = 35,5u.$$



Agora é a sua vez!

Exercício Proposto 1) O magnésio é um elemento de origem mineral encontrado, em boa quantidade, nas sementes, nos frutos secos e nas leguminosas, desempenhando importante papel no controle do metabolismo biológico. Há três isótopos do magnésio na natureza: o isótopo de massa atômica 23,98u e abundância 79%, o isótopo de massa atômica 24,98u e abundância 10% e o isótopo de abundância 11%.

Sabendo que a massa atômica do magnésio obtida a partir da média ponderal é 24,30u, a massa do isótopo, cuja abundância é 11% é de...

- a) 26,98
- b) 25,98
- c) 22,68
- d) 27,98
- e) 21,28

Massa Molecular (MM)

A massa molecular é a soma das massas dos átomos que formam a molécula.

Exemplo:

Calculando a massa da molécula de água (H₂O), temos:

Massa atômica do hidrogênio: 1 u

Quantidade de átomos na molécula: 2

Contribuição para a massa molecular: $2 \cdot 1 = 2$ u

Massa atômica do oxigênio: 16 u

Quantidade de átomos na molécula: 1

Contribuição para a massa molecular: $16 \cdot 1 = 16$ u

MM água = $16 + 2 = 18$ u

A massa da molécula de água é 18 vezes maior que 1/12 da massa do carbono-12. Massa fórmula (MF) é a medida das massas atômicas de cada íon num composto iônico. Tomando como exemplo o cloreto de sódio (NaCl), temos:

Íons fórmula: Na⁺Cl⁻

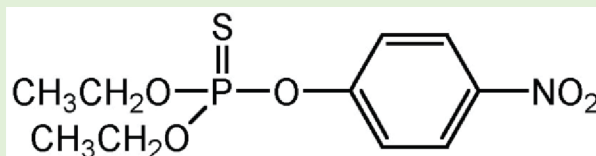
Massa atômica do Na: 23 u

Massa atômica do Cl: 35,5 u

MF NaCl = $23 + 35,5 = 58,5$ u.

Agora é a sua vez!

Exercício Proposto 2) Parathion ou paratião (fórmula abaixo) é um pesticida agrícola pertencente ao grupo dos organofosforados, sendo um potente inseticida e acaricida. É um líquido marrom que afunda em contato com a água e é composto tóxico cuja fórmula molecular é $C_{10}H_{14}O_5NSP$. Qual a sua massa molecular?



Massa Molar (M)

Massa molar é a massa em gramas de um mol de entidades elementares, tais como átomos, moléculas e agregados iônicos.

A unidade de massa molar é g/mol, e seu símbolo é M. Ela é numericamente igual à massa atômica (MA) ou à massa molecular (MM).

Assim, temos:

- 1 mol de oxigênio (MA O = 16 u) possui massa igual a 16g (MO = 16 g/mol);
- 1 mol de cálcio (MA Ca = 40 u) possui massa igual a 40g (M_{Ca} = 40 g/mol);
- 1 mol de água (MM água = 18 u) possui massa igual a 18g (M_{água} = 18 g/mol).

Quantidade de Matéria (n)

Para determinarmos a quantidade de matéria (n), isto é, quantos mols existem numa determinada massa de um elemento químico ou de uma substância, basta usarmos regras de três ou a seguinte fórmula matemática:

Onde:

n = quantidade de matéria (em mol);

m = massa dada (em gramas);

M = massa molar (em g/mol)

Dessa forma podemos determinar também quantas entidades

químicas constituem a amostra (quantos átomos, quantas moléculas por exemplo).

$$n = \frac{m}{M}$$

Agora é a sua vez!

Exercício Proposto 3) Considere que a massa de uma gota de água (H_2O) é de 0,05g. Calcule a quantidade de mols (n) que existe nessa gota d'água. A massa molecular da água é igual a 18u.

- a) 0,28 mol b) 0,0028 mol c) 0,056 mol d) $1,27 \cdot 10^{21}$ mol e) $2,8 \cdot 10^{23}$ mol

MOL

No cotidiano, quando vamos comprar determinados produtos, tais como ovos e bananas, isso é feito usando um “conjunto” ou “porção” que normalmente é a dúzia. A dúzia equivale a 12 unidades do produto. Em diversas ocasiões esse tipo de compra se faz necessário. Por exemplo, 1 resma de papel contém 500 unidades, 1 milheiro de tijolos contém 1000 unidades e uma grossa de lápis contém 144 unidades.

Na Química acontece um raciocínio semelhante quando se trabalha com o aspecto quantitativo de átomos, moléculas, fórmulas, íons e elétrons. Estes são tão minúsculos que é impossível mensurar numa balança a massa deles individualmente. Por exemplo, sabemos que a massa atômica do átomo de hidrogênio é aproximadamente igual a 1 u, um valor que não tem como trabalharmos, por ser tão pequeno.

Visto que os químicos precisavam de uma quantidade de matéria que pudesse ser “pesada”, eles passaram a trabalhar com porções ou conjuntos de matéria, cuja massa pudesse ser medida. Além disso, essa “porção” deveria ser proporcionalmente constante em relação aos valores das massas atômicas dos elementos.

Assim, no ano de 1826, o químico alemão Wilhelm Ostwald (1853-1932) introduziu o conceito de mol.

Mol é a quantidade de matéria de um sistema que contém tantas entidades elementares quantos são os átomos contidos em 0,012 kg (12 g) de carbono-12.

O carbono-12 (^{12}C) é o isótopo do elemento carbono mais abundante na natureza (98,94%) que contém 6 prótons, 6 nêutrons (número de massa (A) igual a 12) e 6 elétrons. Os outros isótopos de carbono que existem em menor porcentagem na natureza são o carbono-13 e o carbono-14.

A massa de 12 g de ^{12}C possui exatamente a massa atômica igual a 12 u. Isso garante que a quantidade de 1 mol de qualquer átomo corresponda ao valor da sua massa atômica, expresso em gramas. Por exemplo, a massa atômica do hidrogênio é aproximadamente igual a 1 u, o que significa que a massa de um átomo de ^{12}C é 12 vezes superior à de um átomo de hidrogênio. Além disso, a massa molar do H será 1 g.

No caso de substâncias, a massa de 1 mol será o valor da massa molecular (soma das massas atômicas) em gramas.

Por exemplo, conforme já dito, a massa atômica do H é 1,0 u e a massa atômica do O é 16,0 u. Assim, a massa molecular da água será:

$$\text{H}_2\text{O} - (2 \cdot 1,0) + (1 \cdot 16,0) = 18,0 \text{ g/mol}$$

Temos, então, que em **1 mol de água há 18 gramas**.

O carbono-12 foi estabelecido como padrão em 1957 pela IUPAC (União Internacional da Química Pura e Aplicada) e foi escolhido por ser abundante e estável.

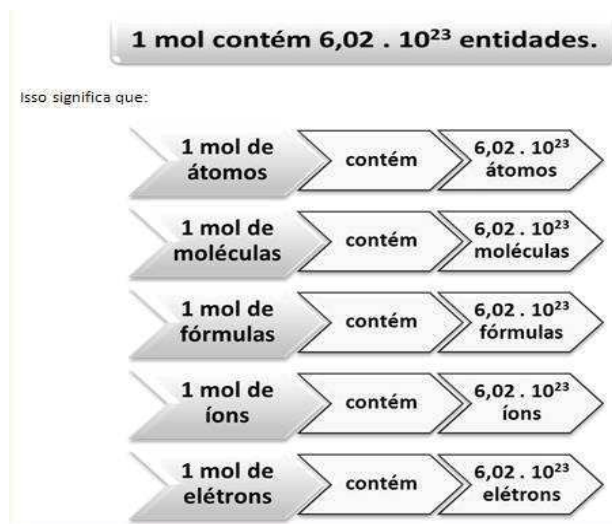
Mas, até aqui, relacionamos o mol com a massa, **como seria possível contar as unidades de partículas que determinada massa de espécie química possui? Por exemplo, quantas moléculas existem em 1 mol de água (ou em 18 gramas de água)?**

É aí que entra a relação entre o mol e o número de Avogadro. Os químicos usam o mol para determinar a quantidade de entidades (átomos, moléculas, íons, fórmulas ou elétrons) que há em determinada massa molar. **A palavra mol representa um número $6,022 \cdot 10^{23}$, que é o valor da constante de Avogadro.**

Relacionando com o número de Avogadro, sabemos que existem $6,022 \cdot 10^{23}$ moléculas de H_2O em 1 mol de água ou podemos dizer também que em 18 g de água encontramos $6,022 \cdot 10^{23}$ moléculas de água.

Mol é tanto o nome da unidade quanto do símbolo da unidade da quantidade de matéria. O nome pode ser pronunciado no singular e no plural, mas a unidade só é mencionada no singular. Por exemplo: “Quantos moles (nome no plural) tem 80 g de cálcio? Resposta: Em 40 g de cálcio há 2 mol (símbolo no singular).”

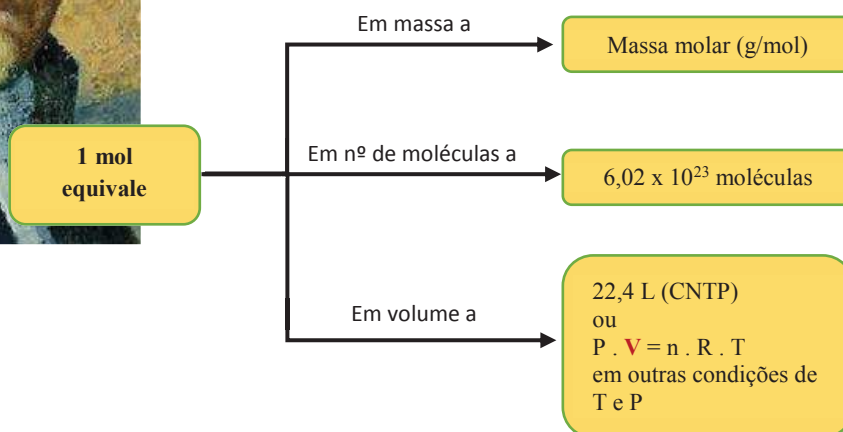
Assim como em 1 dúzia existem 12 unidades, independentemente do produto, temos que:



O químico italiano Lorenzo Romano Amedeo Carlo Avogadro (1776-1856) foi o primeiro cientista a conceber a ideia de que uma amostra de um elemento, com massa em gramas numericamente igual à sua massa atômica, apresenta sempre o mesmo número de átomos.

Ele próprio não conseguiu determinar qual número seria esse, mas, ao longo do século XX, experimentos foram feitos para se descobrir esse número e, quando ele foi finalmente determinado - $6,022 \cdot 10^{23}$ -, chamaram-no de **constante de Avogadro** em homenagem a esse cientista.

Então lembre-se que:



Agora é a sua vez!

Exercício Proposto 4) O número de Avogadro corresponde a uma quantidade equivalente a 6×10^{23} unidades, e pode ser usado para expressar diferentes espécies, tais como átomo, molécula, íon etc. Considerando o exposto acima, podemos dizer então que em 196 gramas de ácido sulfúrico (H_2SO_4), também **EXISTE**

Exercício Proposto 4) O número de Avogadro corresponde a uma quantidade equivalente a 6×10^{23} unidades, e pode ser usado para expressar diferentes espécies, tais como átomo, molécula, íon etc. Considerando o exposto acima, podemos dizer então que em 196 gramas de ácido sulfúrico (H_2SO_4), também **EXISTE**

- a) 18×10^{23} átomos de hidrogênio.
- b) 30×10^{23} átomos de oxigênio.
- c) 16×10^{23} átomos de enxofre
- d) 4 mol de átomos de oxigênio.
- e) 12×10^{23} moléculas de ácido sulfúrico

Exercício Proposto 5) Em relação ao significado das notações químicas, assinale a alternativa correta.

- a) A notação 3H indica 3 moléculas de hidrogênio.
- b) 1 mol de moléculas de $\text{C}_{10}\text{H}_4\text{N}_2$ contém 10 mols de átomos de carbono, 4 mols de átomos de hidrogênio e 2 mols de átomos de nitrogênio.
- c) A notação 3H_2 indica 6 moléculas de hidrogênio.
- d) Uma molécula de $\text{C}_{10}\text{H}_4\text{N}_2$ contém uma massa de 152 g.
- e) A notação $2\text{C}_{10}\text{H}_4\text{N}_2$ indica 2 moléculas de uma substância com um total de 16 átomos.

Exercício Proposto 6) Ferormônios são compostos orgânicos secretados pelas fêmeas de determinadas espécies de insetos com diversas funções, como a reprodutiva, por exemplo. Considerando que um determinado ferormônio possui fórmula molecular $\text{C}_{19}\text{H}_{38}\text{O}$, e normalmente a quantidade secretada é cerca de $1,0 \times 10^{-12}$ g. Calcule o número de moléculas existentes nessa massa de ferormônio. Dado: Número de Avogadro: $6,0 \times 10^{23}$

Exercício Proposto 7) A composição do leite pode variar dependendo do seu tipo. Em certa marca, o leite tipo A apresenta a seguinte composição:

Informação	Nutricional	Porção de 200 mL(1 copo)
Quantidade por porção		% VD
Valor calórico	120 Kcal	5%
Carboidratos	10g	3%
Proteínas	6g	12%
Gorduras totais	7g	9%
Gorduras saturadas	4g	16%
Colesterol	20mg	7%
Fibra alimentar	0,0g	-
Cálcio	222mg	28%
Ferro	0,2mg	1%
Sódio	125mg	5%

Considerando que o Cálcio, Ferro e Sódio está presente na forma iônica, podemos dizer que a **QUANTIDADE** de mol de íons será, respectivamente:

- a) $5,4 \times 10^{-3}$, $5,6 \times 10^{-6}$, $3,6 \times 10^{-3}$
- b) 54×10^{-3} , 56×10^{-3} , $3,6 \times 10^{-3}$
- c) $5,6 \times 10^{-3}$, $3,6 \times 10^{-6}$, $5,4 \times 10^{-3}$
- d) $0,5 \times 10^{-3}$, $0,3 \times 10^{-3}$, $0,5 \times 10^{-3}$
- e) $1,2 \times 10^{-3}$, $3,6 \times 10^{-6}$, $5,4 \times 10^{-3}$

BALANCEAMENTO DE EQUAÇÕES QUÍMICAS

Os cálculos estequiométricos baseiam-se nos coeficientes da equação. É importante saber que, numa equação balanceada, os coeficientes nos dão a proporção em mols dos participantes da reação.

A lei de Lavoisier nos mostra que quando ocorrem reações químicas a massa se conserva porque não ocorrem criação nem destruição dos átomos, eles apenas se rearranjam para formar novas substâncias. Os átomos permanecem inalterados, porém os agregados atômicos dos reagentes são desfeitos e novos agregados atômicos são formados, originando os produtos.

Portanto, **a quantidade de átomos de cada elemento em uma equação** química que representa uma reação **deve ser a mesma** nos reagentes (1º membro) e nos produtos (2º membro). Essa igualdade é obtida por meio do **balanceamento dos coeficientes da equação**.

Balancear uma equação química é o mesmo que acertar os coeficientes ou igualar o número de átomos de cada elemento, no 1º e no 2º membros da equação.

Existem vários métodos utilizados para realizar o balanceamento de uma equação, mas o mais utilizado em estequiometria é o **método das tentativas**, se a equação química apresenta até quatro substâncias cujas moléculas não são complicadas

Sugere-se a seguinte ordem de prioridade:

- 1º) Metais e ametais
- 2º) Hidrogênio
- 3º) Oxigênio

Veja a seguinte reação:



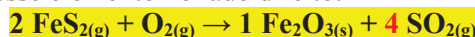
Observe que o único elemento que não podemos começar o balanceamento é o oxigênio, pois ele aparece mais de uma vez no segundo membro. Podemos começar ou pelo ferro ou pelo enxofre. Seguindo a segunda regra, o ferro do 2º membro possui índice igual a 2, que é o maior, por isso, vamos começar por ele, colocando o índice 1 na substância $\text{Fe}_2\text{O}_{3(s)}$:



Note que há dois átomos de ferro no 2º membro. Logo, deve haver o mesmo número desse elemento no lado esquerdo:



Agora sabemos também que existem 4 átomos de enxofre (S) do lado esquerdo da equação (lembre-se de que é preciso multiplicar o índice pelo coeficiente para saber quantos átomos existem), então esse será o coeficiente desse elemento no lado direito:



Agora só falta acertar o oxigênio. Veja que no 2º membro temos um total de 11 átomos de oxigênio ($1 \cdot 3 + 4 \cdot 2 = 11$). No 1º membro, existem dois átomos de oxigênio, então seu índice será a fração (11/2):

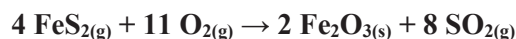


A reação dessa forma está balanceada. Porém, é importante notar que **os coeficientes são necessariamente os números inteiros menores possíveis**. Portanto, é preciso eliminar a fração 11/2 sem acabar com a proporção estequiométrica.

Podemos fazer isso ao multiplicar todos os coeficientes por 2 e dessa forma teremos a equação química devidamente balanceada:



Para ver se ficou correto, basta verificar se a quantidade de cada elemento nos dois membros está igual:



REAGENTES:

Fe = $4 \cdot 1 = 4$ átomos
S = $4 \cdot 2 = 8$ átomos
O = $11 \cdot 2 = 22$ átomos

PRODUTOS:

Fe = $2 \cdot 2 = 4$ átomos
S = $8 \cdot 1 = 8$ átomos
O = $(2 \cdot 3) + (8 \cdot 2) = 22$ átomos

Além do procedimento das tentativas para balancear a equação há outro método, chamado de oxirredução.



Agora é a sua vez!

Exercício Proposto 8) Acerte os coeficientes pelo método das tentativas, das equações químicas abaixo, de modo que fiquem equilibradas:

- $\text{Pb}_3\text{O}_4 \rightarrow \text{PbO} + \text{PbO}_2$
- $\text{SO}_3 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{Fe}_3\text{O}_4 + \text{HBr} \rightarrow \text{FeBr}_2 + \text{FeBr}_3 + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{Mg} + \text{O}_2 \rightarrow \text{MgO}$
- $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{C}_2\text{H}_6\text{O} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$
- $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 \rightarrow \text{C}_2\text{H}_6\text{O} + \text{CO}_2$
- $\text{C}_4\text{H}_{10} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{FeCl}_3 + \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{CO}_3)_3 + \text{NaCl}$
- $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{Ba}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{BaCl}_2 + \text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{Fe}_2(\text{CO}_3)_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$
- $\text{Na}_2\text{O} + (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O} + \text{NH}_3$
- $\text{FeS}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{SO}_2$
- $\text{NH}_3 + \text{O}_2 \rightarrow \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Mn}_2\text{O}_7 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{CS}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{SO}_2$
- $\text{H}_3\text{PO}_4 + \text{CaO} \rightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{Na}_3\text{PO}_4 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$
- $\text{KMnO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{MnO}_2 + \text{O}_2$
- $\text{Na} + \text{KNO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{O} + \text{K}_2\text{O} + \text{N}_2$
- $\text{Ni}(\text{CO})_4 \rightarrow \text{Ni} + \text{CO}$
- $\text{CaC}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{C}_2\text{H}_2 + \text{CaO}$
- $\text{NaI} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{NaCl} + \text{I}_2$

Tipos de Fórmulas usadas em Estequiometria

A **estequiometria** é uma parte da Química que trata dos aspectos quantitativos das reações, visando principalmente a determinar a quantidade de reagentes que devem ser usados e a quantidade de

produtos que serão obtidos em uma reação química, baseando-se nas leis das reações (ponderais e volumétricas) e com o auxílio das equações químicas correspondentes.

Entre os passos necessários para se resolver os cálculos estequiométricos está a conhecer bem as fórmulas químicas. Entre elas, três se destacam: **fórmula percentual ou centesimal, fórmula mínima ou empírica e fórmula molecular.**

Veja cada uma:

Fórmula percentual ou centesimal:

Essa fórmula indica a porcentagem, em massa, em que cada elemento aparece na substância.

Por exemplo, em 5,32 g de pirofosfato de sódio contêm 1,84 g de sódio, 1,24 g de fósforo e 2,24 g de oxigênio. Para descobrir a porcentagem, em massa, de cada um desses elementos, basta fazer uma regra de três simples:

Sódio (Na):	Fósforo (P):	Oxigênio (O):
5,32 g ----- 100%	5,32 g ----- 100%	5,32 g ----- 100%
1,84 g ----- x	1,24 g ----- x	2,24 g ----- x
x = 34,59% de Na	x = 23,31% de P	x = 42,10% de O

Assim, a fórmula percentual ou centesimal desse composto é: **Na_{34,59%}P_{23,31%}O_{42,10%}.**

Fórmula mínima ou empírica:

Essa fórmula indica a proporção mínima, em número de mol (números inteiros), entre os elementos que constituem uma substância.

Por exemplo, no exemplo anterior, do pirofosfato de sódio, vimos que ele era composto de 1,84 g de sódio, 1,24 g de fósforo e 2,24 g de oxigênio.

Para descobrir a proporção mínima entre esses elementos dentro da fórmula, basta dividir cada uma dessas massas pelas respectivas massas molares (Na = 23 g/mol, P = 31 g/mol, O = 16 g/mol):

$$\begin{array}{lll}
 \text{- Sódio: } \frac{1,84 \text{ g}}{23 \text{ g/mol}} = 0,08 \text{ mol} & \text{- Fósforo: } \frac{1,24 \text{ g}}{31 \text{ g/mol}} = 0,04 \text{ mol} & \text{- Oxigênio: } \frac{2,24 \text{ g}}{16 \text{ g/mol}} = 0,14 \text{ mol}
 \end{array}$$

Como os valores têm que ser números inteiros, dividimos todos eles pelo menor número, que, nesse caso, é o 0,04:

$$\begin{array}{lll}
 \text{- Sódio: } \frac{0,08}{0,04} = 2 & \text{- Fósforo: } \frac{0,04}{0,04} = 1 & \text{- Oxigênio: } \frac{0,14}{0,04} = 3,5
 \end{array}$$

Como os valores ainda não são inteiros, devemos multiplicá-los por um número que permita obter a menor proporção possível em números inteiros, que será o 2:

$$\begin{array}{lll}
 \text{Na - Sódio: } 2 \cdot 2 = 4 & \text{P - Fósforo: } 1 \cdot 2 = 2 & \text{O - Oxigênio: } 3,5 \cdot 2 = 7
 \end{array}$$

Assim, a fórmula mínima desse composto é: **Na₄P₂O₇.**

Fórmula molecular:

Essa fórmula indica a quantidade real em que os átomos de cada elemento aparecem na molécula.

Por exemplo, já temos a fórmula mínima e a fórmula percentual do pirofosfato de sódio. A partir de qualquer uma delas e sabendo a sua fórmula molecular (266 g/mol), podemos chegar até a sua fórmula molecular.

- Por meio da fórmula percentual (Na_{34,59%}P_{23,31%}O_{42,10%}):

Relacionando as porcentagens em massa com a massa molecular do composto:

Na = 34,59%
P = 23,31%
O = 42,10 %
MM = 266 g/mol

Considerando que sua fórmula molecular seja $\text{Na}_x\text{P}_y\text{O}_z$, agora devemos relacionar as porcentagens em massa com as massas atômicas e a massa molecular:

- Sódio	:	- Fósforo:	- Oxigênio:
266 ----- 100%		266 ----- 100%	266 ----- 100%
23x ----- 34,59%		31x ----- 23,31%	16x ----- 42,10%
x = 4		x = 2	x = 7

Portanto, a fórmula molecular desse composto é: **$\text{Na}_4\text{P}_2\text{O}_7$** .

Note que nesse caso a fórmula molecular é igual à fórmula mínima, mas isso não irá acontecer em todos os casos.

- Por meio da fórmula mínima:

-Fórmula mínima: $\text{Na}_4\text{P}_2\text{O}_7$ (MM = 266 g/mol)
-Fórmula molecular: $(\text{Na}_4\text{P}_2\text{O}_7)_n$ (MM = 266 g/mol)

Apenas de observar que a massa molecular é a mesma, já vemos que a fórmula molecular é igual à fórmula mínima.

Mas, agora considere outro exemplo, **digamos que a massa molecular de determinada substância é 30 g/mol e sua fórmula mínima é CH_3 . Qual será sua fórmula molecular?**

Temos o seguinte:

-Fórmula mínima: CH_3 (MM = 15 g/mol)
-Fórmula molecular: $(\text{CH}_3)_n$ (MM = 30 g/mol)

$(\text{CH}_3)_n = 30$
 $15n = 30$
 $n = 30/15$
 $n = 2$

Se $n = 2$, então basta multiplicar os índices dos elementos do composto por dois que teremos a sua fórmula molecular: **C_2H_6** . Esse composto é o etano.



Agora é a sua vez!

Exercício Proposto 9) Um composto é formado exclusivamente por carbono, hidrogênio e cloro. Uma amostra com 6×10^{23} moléculas deste composto contém 36×10^{23} átomos de carbono, 30×10^{23} átomos de hidrogênio e 6×10^{23} átomos de cloro. A fórmula molecular do composto é:

- a) CHCl
- b) $\text{C}_2\text{H}_3\text{Cl}_2$
- c) $\text{C}_3\text{H}_3\text{Cl}_3$
- d) $\text{C}_6\text{H}_5\text{Cl}$
- e) $\text{C}_{36}\text{H}_{30}\text{Cl}_6$

As próximas questões referem-se a uma substância com a seguinte composição centesimal: 87,5% de N e 12,5% de H.

(Dados: H = 1 e N = 14)

Exercício Proposto 10) A fórmula mínima da substância é:

- a) N_2H_4
- b) N_2H_3
- c) NH_2
- d) NH_3
- e) NH

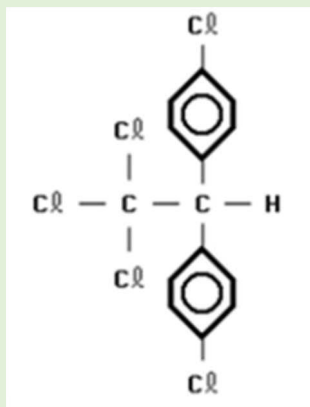
Exercício Proposto 11) A massa, em gramas, do hidrogênio em 1,00 g da substância é igual a:

- a) $12,5 \times 10^3$
- b) $12,5 \times 10^2$
- c) $12,5 \times 10^1$
- d) $12,5 \times 10^{-1}$
- e) $12,5 \times 10^{-2}$

Exercício Proposto 12) O nitrogênio é um dos principais constituintes de fertilizantes sintéticos de origem não orgânica. A “revolução verde”, que compreende a grande utilização de fertilizantes inorgânicos na agricultura, fez surgir a esperança de vida para uma população mundial cada vez mais crescente e, portanto, mais necessitada de alimentos. As substâncias indicadas abaixo são de grande importância como fertilizantes porque fornecem nitrogênio. Demonstre por meio de cálculos, qual delas é potencialmente a mais rica fonte desse elemento.

- a) ureia, $CO(NH_2)_2$.
- b) nitrato de amônio, NH_4NO_3 .
- b) sulfato de amônio, $(NH_4)_2SO_4$.
- d) guanidina, $HNC(NH_2)_2$.
- e) nitrato de potássio, KNO_3 .

Exercício Proposto 13) Dentre os poluentes não biodegradáveis destaca-se o DDT, cuja estrutura está representada a seguir. A fórmula centesimal desse composto é: Dados: H = 1,0 u; C = 12,0 u; Cl = 35,5 u.



- a) C (47,4%) Cl (50,1%) H (2,5%)
- b) C (60%) Cl (25%) H (15%)
- c) C (8,6%) Cl (90,7%) H (0,7%)
- d) C (17,2%) Cl (31,8%) H (51%)
- e) C (34,5%) Cl (63,7%) H (1,8%)

A seguir são apresentadas três práticas sobre a análise elementar de amostras. O professor não precisa realizar todas, pode escolher a que mais lhe for conveniente.



AULA PRÁTICA I

Análise elementar: Determinação de carbono e hidrogênio-Pesquisar a presença de carbono e hidrogênio no açúcar.

EQUIPAMENTO

Item	Denominação, tipo e capacidade	Quant.
MATERIAIS		
1	Balança granatária (carga 1.500g, sensibilidade 0,1g)	1
2	Balão volumétrico (100ml)	2
3	Bastão de vidro (20cm x 6mm Ø)	3
4	Bêquer (50 ml)	1
5	Bico de Bunsen	1
6	Botijão de gás com registro, 2kg	1
7	Erlenmeyer (250ml)	1
8	Espátula de porcelana (10cm x 1cm)	2
9	Etiqueta (2cm x 4cm)	2
10	Fósforo (caixa)	1
11	Frasco de vidro branco, boca estreita, com rolha esmerilhada (250ml)	2
12	Frasco lavador de polietileno (250ml)	1
13	Funil de vidro (haste curta, 6cm Ø)	2
14	Funil de vidro (haste longa, 10cm Ø)	2
15	Furador de rolha manual (conjunto)	1
16	Lima triangular (15cm)	1
17	Papel de filtro qualitativo (disco, 11cm Ø)	
18	Pinça de madeira (para tubo de ensaio)	
19	Pipeta graduada (5ml)	
20	Proveta graduada (50ml)	
21	Rolha de borracha (n.º 3)	
22	Suporte em anel (5cm Ø)	
23	Suporte universal (base e haste de 60cm)	
24	Tubo de ensaio (20mm x 170mm)	
25	Tubo de látex (6mm Ø e 2m de comprimento)	
26	Tubo de vidro (4mmØ, 1m)	
27	Vidro de relógio (10cmØ)	2
SUBSTÂNCIAS		
28	Ácido clorídrico concentrado (líquido, ml)	5
29	Água destilada (líquido, ml)	200
30	Hidróxido de cálcio (sólido, g)	1
31	Óxido de cobre II (sólido, g)	5
	Substância orgânica (sólido, g)	0,5

PROCEDIMENTO

Preparação prévia

1. Prepare 100ml de solução aquosa de hidróxido de cálcio 0,02M (0,2g de hidróxido de cálcio/100ml de solução).
2. Filtre e guarde em frasco fechado.

Experimento

1. Corte o tubo de vidro com uma lima triangular, de modo a obter um pedaço com mais ou menos 30cm. Arredonde ao fogo as extremidades do tubo cortado. Dobre o tubo ao fogo, dando-lhe a forma da figura.
2. Ajuste a rolha perfurada ao tubo de ensaio seco.
3. Introduza o ramo menor do tubo dobrado no orifício da rolha.
4. Pese 0,5g da amostra, usando um vidro de relógio e uma espátula.
5. Pese 2,5g de óxido de cobre II, usando o bêquer de 50ml e outra espátula.

6. Coloque as duas substâncias no tubo de ensaio e misture-as.
7. Feche o tubo de ensaio com a rolha que contém o tubo recurvado.
8. Introduza a extremidade exterior do tubo recurvado na solução de hidróxido de cálcio, contida no segundo tubo de ensaio, conforme a figura.
9. Aqueça a mistura contida no primeiro tubo. Observe a reação. Recolha na solução de hidróxido de cálcio o gás que se desprende. Observe a formação de gotículas de água nas paredes frias da parte superior do primeiro tubo de ensaio.
10. Filtre o precipitado branco formado no segundo tubo, recolhendo o filtrado em um erlenmeyer.
11. Junte, com uma pipeta, pequena quantidade de solução de ácido clorídrico ao filtro que contém o precipitado.

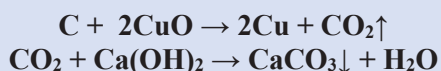
Observe a efervescência produzida.

Comentário

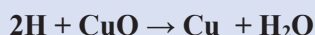
A pesquisa de carbono e hidrogênio, em uma substância, é feita conjuntamente.

O óxido de cobre II oxida a substância em análise, transformando o seu conteúdo de carbono em dióxido de carbono (CO₂) e o seu conteúdo de hidrogênio em água.

O dióxido de carbono gasoso escapa pelo tubo recurvado e vai reagir com o hidróxido de cálcio, formando carbonato de cálcio, insolúvel e branco.



O vapor de água formado condensa-se nas paredes frias da parte superior do tubo de ensaio, formando gotículas de água.



Geralmente, usa-se o açúcar como amostra, devido a seu baixo custo e facilidade de aquisição.



AULA PRÁTICA II

Análise elementar: Determinação de nitrogênio. Pesquisar a presença de nitrogênio na uréia.

EQUIPAMENTO

Item	Denominação, tipo e capacidade	Quant.
MATERIAIS		
1	Balança granatária (carga 1.500g, sensibilidade 0,1g)	1
2	Balão volumétrico (100ml)	4
3	Bastão de vidro (20cm x 8mm Ø)	4
4	Bêquer (50ml)	2
5	Bêquer (250ml)	1
6	Bico de Bunsen	1
7	Botijão de gás com registro (2kg)	1
8	Conta-gotas	2
9	Erlenmeyer (250ml)	1
10	Espátula de porcelana (10cm x 1cm)	4
11	Etiqueta (2cm x 4cm)	3
12	Fósforo (caixa)	1
13	Frasco de vidro branco, boca estreita, com rolha esmerilhada (250ml)	3
14	Frasco lavador de polietileno (250ml)	1
15	Funil de vidro (haste curta, 6cm Ø)	4

16	Funil de vidro (haste longa, 10cm Ø)	1
17	Papel de filtro qualitativo (disco, 11cm Ø)	1
18	Pinça de madeira (para tubo de ensaio)	1
19	Pipeta graduada (5ml)	2
20	Proveta graduada (10ml)	1
21	Proveta graduada (50ml)	2
22	Suporte em anel (5cm Ø)	1
23	Suporte universal (base e haste de 60cm)	1
24	Tela de amianto (15cm x 15cm)	1
25	Tripé de ferro (20cm de altura e 12cm Ø)	1
26	Tubo de ensaio (16mm x 150mm)	1
27	Tubo de látex (6mm Ø, 2m de comprimento)	1
SUBSTÂNCIAS		
28	Ácido clorídrico concentrado (líquido, ml)	30
29	Ácido sulfúrico concentrado (líquido, ml)	20
30	Água destilada (líquido, ml)	600
31	Álcool etílico (líquido, ml)	10
32	Cloreto férrico (FeCl ₃ ·6H ₂ O) (sólido, g)	15
33	Sódio metálico (sólido, g)	2
34	Substância orgânica nitrogenada (sólido, g)	5
35	Sulfato ferroso (FeSO ₄ ·7H ₂ O) (sólido, g)	15

PROCEDIMENTO

Preparação prévia

1. Prepare 100ml de solução aquosa de ácido clorídrico 3M (26ml de ácido clorídrico concentrado/100ml de solução).
2. Prepare 100ml de solução de sulfato ferroso 1N: dissolva 13,9g de sulfato ferroso hidratado em 100ml de solução aquosa de ácido sulfúrico 6N(16,7ml de ácido sulfúrico concentrado/100ml de solução).
3. Prepare 100ml de solução de cloreto férrico 0,5M (13,5g de cloreto férrico + 2ml de ácido clorídrico concentrado/ 100ml de solução).

Experimento

1. Coloque, em um tubo de ensaio seco, pequena porção da amostra e o pequeno pedaço de sódio, fornecido pelo professor.
2. Segure o tubo, próximo da extremidade, com a pinça de madeira. Aqueça fracamente o tubo na chama do bico de Bunsen, mantendo-o virado para a parede até a fusão do sódio. Aumente gradativamente o aquecimento.
3. Coloque 10ml de álcool etílico, medidos na proveta, num béquer. Introduza no álcool o fundo do tubo de ensaio ainda quente. Observe que o tubo se quebra e liberta os produtos contidos.
4. Agite cuidadosamente a solução, para que o álcool elimine o excesso de sódio. Junte 2ml de água destilada.
5. Filtre a solução obtida, recolhendo o filtrado num erlenmeyer.
6. Junte ao filtrado uma gota de solução de sulfato ferroso. Aqueça até a ebulição. Deixe esfriar.
7. Acidule levemente com ácido clorídrico 3M. Junte, então, algumas gotas de solução de cloreto férrico. Observe a formação de cor azul profunda (azul-da-prússia), que indica a presença de nitrogênio.

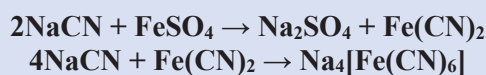
Comentário

A solução de sulfato ferroso usada deve ser recentemente preparada, porque o ferro II oxida-se rapidamente e passa a ferro III.

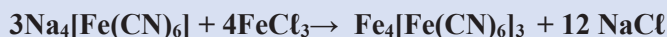
Pela ação do sódio, a quente, a substância em análise é totalmente decomposta. Seu conteúdo de nitrogênio combina-se com o carbono da própria substância e com o sódio, formando o cianeto de sódio, conforme a reação:



Quando se junta o sulfato ferroso, este reage com o cianeto de sódio formado, dando cianeto ferroso, que, por sua vez, reage com o excesso de cianeto de sódio, formando ferrocianeto de sódio.



Quando se junta o cloreto férrico, este reage com o ferrocianeto de sódio, formando ferrocianeto férrico, de cor azul intensa. A função do ácido clorídrico é impedir a formação de outros precipitados.



A substância orgânica nitrogenada usada nesta prática é a **uréia**. Contudo, outras substâncias da mesma natureza podem também ser utilizadas nesta determinação.

Observação

É conveniente que esta prática seja executada sob a forma de demonstração pelo professor, devido à formação, em dado momento, de cianeto de sódio, substância excessivamente venenosa.



AULA PRÁTICA III

Análise elementar: Determinação de enxofre - Pesquisar a presença de enxofre na sulfadizina.

EQUIPAMENTO

Item	Denominação, tipo e capacidade	Quant.
MATERIAIS		
1	Balança granatária (carga 1.500g, sensibilidade 0,1g)	1
2	Balão volumétrico (100ml)	3
3	Bastão de vidro (20cm x 6mm Ø)	4
4	Bêquer (50ml)	1
5	Bêquer (250ml)	1
6	Bico de Bunsen	1
7	Botijão de gás com registro (2kg)	1
8	Erlenmeyer (250ml)	1
9	Espátula de porcelana (10cm x 1cm)	4
10	Etiqueta (2cm x 4cm)	3
11	Fósforo (caixa)	1
12	Frasco de vidro branco, boca estreita, com rolha esmerilhada (250ml)	3
13	Frasco lavador de polietileno (250ml)	1
14	Funil de vidro (haste curta, 6cm Ø)	4
15	Funil de vidro (haste longa, 10cm Ø)	1
16	Papel de filtro qualitativo (disco, 11cm Ø)	
17	Pinça de madeira (para tubo de ensaio)	
18	Pipeta graduada (5ml)	
19	Pipeta volumétrica (1ml)	
20	Proveta graduada (10ml)	
21	Proveta graduada (50ml)	
22	Suporte em anel (5cm Ø)	
23	Suporte universal (base e haste de 80cm)	
24	Tubo de ensaio (16mm x 150mm)	
25	Tubo de látex (6mm Ø e 2m de comprimento)	

SUBSTÂNCIAS		
26	Acetato de chumbo I (CH ₃ COO) ₂ Pb.3H ₂ O (sólido, g)	20
27	Ácido acético glacial (líquido, ml)	20
28	Ácido clorídrico concentrado (líquido, ml)	30
29	Água destilada (líquido, ml)	500
30	Álcool etílico (líquido, ml)	10
31	Sódio metálico (sólido, g)	2
32	Substância orgânica sulfurada (sólida, g)	5
33	Tornassol azul (papel, tira)	1

PROCEDIMENTO

Preparação prévia

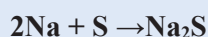
1. Prepare 100ml de solução aquosa de ácido clorídrico 3M (26ml de ácido clorídrico concentrado/100ml de solução).
2. Prepare 100ml de solução aquosa de ácido acético 3M (17,2ml de ácido acético glacial/100ml de solução).
3. Prepare 100ml de solução aquosa de acetato de chumbo 0,5M (19g de acetato de chumbo/100ml de solução).

Experimento

1. Coloque, em um tubo de ensaio seco, pequena porção da substância em análise e um pequeno pedaço de sódio metálico, fornecido pelo professor.
2. Segure o tubo, próximo da extremidade, com a pinça de madeira. Aqueça fracamente o tubo na chama do bico de Bunsen, mantendo-o virado para a parede. Iniciada a reação, aqueça fortemente.
3. Coloque 10ml de álcool etílico num béquer. Introduza no álcool o fundo do tubo de ensaio ainda quente.
4. Observe que o tubo se quebra e liberta os produtos contidos.
5. Agite cuidadosamente a solução, para que o álcool elimine o excesso de sódio. Junte 2ml de água destilada.
6. Filtre a solução acima obtida, recolhendo o filtrado num erlenmeyer.
7. Junte, ao filtrado, ácido acético 3M até acidular a solução, controlando com papel tornassol azul. Junte 1ml de solução de acetato de chumbo 0,5M. Observe a formação de um precipitado preto que indica a presença de enxofre.

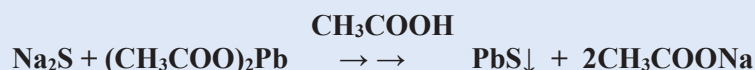
Comentário

Pela ação do sódio, a quente, a substância em análise é totalmente decomposta e o seu conteúdo de enxofre combina-se com o sódio, formando sulfeto de sódio, que é solúvel.



Quando se tratar com álcool e água o produto do aquecimento, o sulfeto de sódio se dissolve. Filtra-se, para se separar a parte insolúvel. Ao se juntar a solução de acetato de chumbo, em presença do ácido acético, precipita-se o sulfeto de chumbo.

A função do ácido acético é impedir a formação de outros precipitados.



A substância orgânica sulfurada usada pode ser comprimidos de sulfadizina, vendidos em qualquer farmácia.



CÁLCULOS ESTEQUIOMÉTRICOS OU ESTEQUIOMETRIA

Nas reações químicas, é importante se prever a quantidade de produtos que podem ser obtidos a partir de uma certa quantidade de reagentes consumidos.

Os cálculos que possibilitam prever essa quantidade são chamados de cálculos estequiométricos ou simplesmente de estequiometria.

**A palavra estequiometria vem do grego stoicheia (partes mais simples) e metreim (medida).*

Essas quantidades podem ser expressas de diversas maneiras: massa, volume, quantidade de matéria (mol), número de moléculas.

Vamos iniciar estudando as relações estequiométricas fundamentais ou básicas:

- RELAÇÃO: MASSA – MASSA**
- RELAÇÃO: MASSA – VOLUME**
- RELAÇÃO: MASSA N° – PARTÍCULAS**
- RELAÇÃO: MASSA – MOL**
- RELAÇÃO: MOL – MOL**
- RELAÇÃO: MOL – N° PARTÍCULAS**
- RELAÇÃO: N° PARTÍCULAS – N° PARTÍCULAS**

Mas antes de estudar essas relações, leia o texto abaixo, referente à reação de produção e a importância, da Amônia, na agropecuária!

Amônia é uma das substâncias mais produzidas em todo o mundo!

A sintetização da amônia a partir do nitrogênio e do hidrogênio presentes na atmosfera, descoberta pelo cientista Fritz Haber, foi de suma importância para o mundo. Graças a ela se pôde aumentar a produtividade da agricultura, produzir desinfetantes, tinturas de cabelo, materiais plásticos e até explosivos, produtos que fazem da amônia um dos compostos mais produzidos no mundo.

“A teoria de Thomas Malthus, que dizia que a população mundial ia crescer em progressão geométrica, enquanto os alimentos, em progressão aritmética, foram burladas por causa da descoberta de Haber. Quando ele descobriu que podia fazer amônia a partir do nitrogênio do ar, acabou, pelo menos por um longo tempo, o problema com a agricultura”, diz a professora do Instituto de Química da Universidade Estadual de Campinas (Unicamp) Heloíse Oliveira Pastore.

Quando Pastore fala dos problemas da agricultura que Haber teria resolvido, ela está fazendo referência à produção de fertilizantes nitrogenados, desenvolvidos a partir da amônia. Na época da descoberta, o mundo enfrentava uma crise de alimentos, por conta da Primeira Guerra Mundial.

Segundo a professora, em 2006, 85% da produção de amônia era utilizada em fertilizantes, na forma de nitrato. “Dependendo do que se está plantando, 60% do composto usado para adubar é nitrato. As bactérias do solo não fixam nitrogênio como N_2 , só fixam como nitrato”.

Síntese da amônia possibilitou o aumento da produtividade agrícola: Fertilizantes nitrogenados têm o composto como matéria-prima.

O cientista Fritz Haber conseguiu, no início do século XX, sintetizar a amônia. Apesar de não ser esse o propósito de Haber, sua descoberta permitiu aumentar a produtividade agrícola, já que a amônia é a matéria-prima de todos os fertilizantes nitrogenados. “A síntese da amônia e a síntese da ureia são responsáveis por 40% da alimentação humana mundial”, diz o engenheiro agrônomo José Carlos Polidoro, pesquisador da Embrapa (Empresa Brasileira de Pesquisa Agropecuária) Solos e especialista em Adubação e Tecnologia de Fertilizantes.

Todo fertilizante nitrogenado é obtido a partir da síntese da amônia?

Começa com a síntese da amônia. A amônia é a matéria-prima. Pode-se transformar a amônia em nitrato e fazer fertilizantes, como o nitrato de cálcio, o nitrato de amônia, o nitrato de potássio, o nitrofosfato; pode-se juntar a amônia com o ácido fosfórico e produzir dois fertilizantes, o monoamônio fosfato (MAP) e diamônio fosfato (DAP); e se juntarmos o amônio com CO_2 , forma-se a uréia. A ureia foi o primeiro fertilizante nitrogenado produzido em larga escala. Hoje, a síntese da amônia e a síntese da ureia são responsáveis por 40% da alimentação humana mundial. A síntese da amônia permitiu que todo o nitrogênio fornecido para as plantas fosse veiculado através de fertilizantes.

Por que o nitrogênio é importante para as plantas?

O nitrogênio é um elemento essencial para toda planta. Tirando o carbono, o hidrogênio e o oxigênio, que vêm do ar e da água, ele é o nutriente de maior concentração na planta. Sem nitrogênio não tem proteína; sem proteína não tem vida. Como nenhuma planta consegue pegar nitrogênio do ar, ela tem que receber nitrogênio de alguma fonte, e a principal fonte é o fertilizante. A única exceção são as leguminosas, como a soja. A soja não é capaz de pegar o nitrogênio do ar, mas ela tem uma bactéria associada à raiz que forma nódulos. Nesses nódulos, a bactéria pega o nitrogênio do ar, transforma em amônio (NH_4^+), esse amônio pode ou não ser transformado em um composto orgânico de baixo peso molecular, precursor de aminoácidos, e esse precursor vai para a planta. A soja, por exemplo, não recebe 1 kg de fertilizante aqui no Brasil. No futuro bem próximo outras leguminosas, como o feijão, e algumas não leguminosas, como a cana-de-açúcar e o milho, também serão beneficiadas por essas bactérias.

A amônia é um gás tóxico?

É, mas para animais e em altas concentrações. Hoje em dia, não intoxica porque as fábricas de amônia estão sob controle rigoroso. Dificilmente há alguma notícia no mundo de algum acidente por vazamento de amônia.

O uso de fertilizantes nitrogenados na agricultura não oferece risco de intoxicar ninguém, desde que o uso seja adequado. O amônio é a matéria-prima para se produzir os fertilizantes. Não aplicamos amônio na agricultura de jeito nenhum, ele não é fertilizante. Amônio serve para produzir ureia e todos os fertilizantes nitrogenados.



Cultura de Crotalaria para adubação verde.
(Foto de José Carlos Polidoro)

Como a adubação verde contribui para a fertilização do solo através do nitrogênio?

Para fins de adubo do solo com nitrogênio, a adubação verde é feita através do uso de leguminosas que não são comerciais, como a crotalária e o feijão de porco. Por exemplo: se o agricultor vai plantar milho em novembro, então, em setembro, ele planta a crotalária. Ela vai ficar setembro e outubro crescendo, enquanto a bactéria na raiz fixa nitrogênio. Antes de plantar o milho, corta-se a planta de crotalária, derruba-se no chão e deixa-a apodrecer, em um processo de decomposição que vai liberar o nitrogênio na forma de amônio.

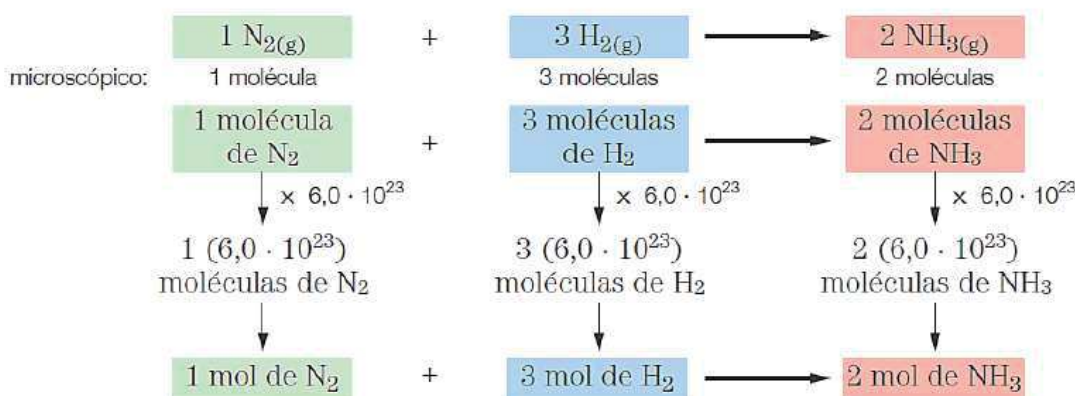
O amônio rapidamente vira nitrato, por causa da atuação dos micro-organismos nitrificantes. Esse nitrato fica no solo. Quando o milho for plantado, haverá um pouco de amônio e bastante nitrato. Desta forma, cultiva-se o milho com pouca necessidade de se usar adubo nitrogenado mineral.

Esse uso é viável em grande escala?

Sim, é viável. Os plantadores de cana-de-açúcar no Brasil estão plantando crotalária em grande escala. O preço do adubo é muito alto. A adubação verde não só é fonte de nitrogênio, como também recicla outros nutrientes, aumenta o teor de carbono do solo, melhora a umidade, quebra ciclos de doenças e de pragas no solo.

Fonte: globociencia/noticia/2011/07/sintese-da-amonia-possibilitou-o-aumento-da-produtividade-agricola.html-publicado em 30/07/2011.

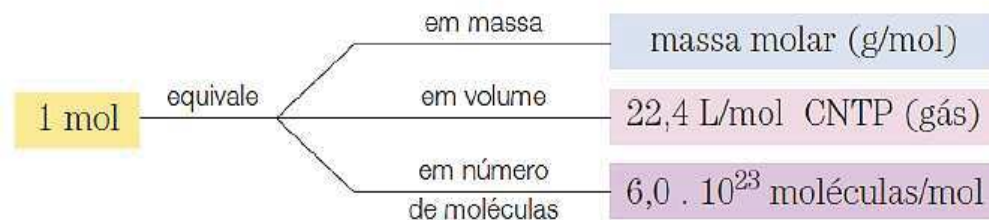
Como vimos no texto, a absorção de nitrogênio é um processo químico vital para a nutrição das plantas. Com o aumento da população mundial, a agricultura precisa fazer uso de fertilizantes à base de amônia para aplicação nas áreas de plantio. A produção anual de amônia (NH_3), é de mais de 100 milhões de toneladas, e o processo mais utilizado para sua obtenção é a reação entre os gases nitrogênio (N_2) e hidrogênio (H_2), conhecido como processo Haber-Bosch. Agora observe a reação de produção da amônia, e as devidas proporções estequiométricas:



O esquema acima é básico, fundamental! Podemos estabelecer uma relação entre essas situações: nível microscópico e nível macroscópico, respectivamente, dando uma nova interpretação aos coeficientes das equações.

Essa conclusão, de grande importância, mostra que os coeficientes de cada substância, numa equação balanceada, correspondem aos números de mol de cada um dos participantes.

A quantidade de matéria em mol pode ser expressa em outras grandezas, tais como: massa em gramas, volume de gases e, ainda, número de moléculas. Lembrando que:



Conhecendo as massas atômicas do nitrogênio (N = 14) e do hidrogênio (H = 1), pode-se interpretar a equação de formação da amônia de várias maneiras:

Interpretação	1 N _{2(g)}	+ 3 H _{2(g)}	→ 2 NH _{3(g)}
molecular	1 molécula 1 ($6,0 \cdot 10^{23}$) moléculas	3 moléculas 3 ($6,0 \cdot 10^{23}$) moléculas	2 moléculas 2 ($6,0 \cdot 10^{23}$) moléculas
número de mol	1 mol	3 mol	2 mol
massa	28 g	6 g	34 g
volume (CNTP)	22,4 L	67,2 L	44,8 L

O que foi demonstrado para a reação de formação da amônia é válido para qualquer reação química, o que permite prever as quantidades de reagentes e produtos envolvidos em uma reação.

Usando a reação de obtenção da amônia, veja, em outros exemplos, como podemos utilizar as relações estequiométricas fundamentais ou básicas, na resolução de exercícios de estequiometria.

Mas antes, vamos apresentar algumas regras que auxiliam na resolução dos problemas de estequiometria...

1ª regra: Escreva corretamente a equação química mencionada no problema (caso ela não tenha sido fornecida);

2ª regra: As reações devem ser balanceadas corretamente (tentativa ou oxirredução), lembrando que os coeficientes indicam as proporções em mols dos reagentes e produtos;

3ª regra: Caso o problema envolva pureza de reagentes, fazer a correção dos valores, trabalhando somente com a parte pura que efetivamente irá reagir;

4ª regra: Caso o problema envolva reagentes em excesso – e isso percebemos quando são citados dados relativos a mais de um reagente – devemos verificar qual deles está correto. O outro, que está em excesso, deve ser descartado para efeito de cálculos.

5ª regra: Relacione, por meio de uma regra de três, os dados e a pergunta do problema, escrevendo corretamente as informações em massa, volume, mols, moléculas, átomos, íons, etc. Lembre-se de não podemos esquecer a relação:



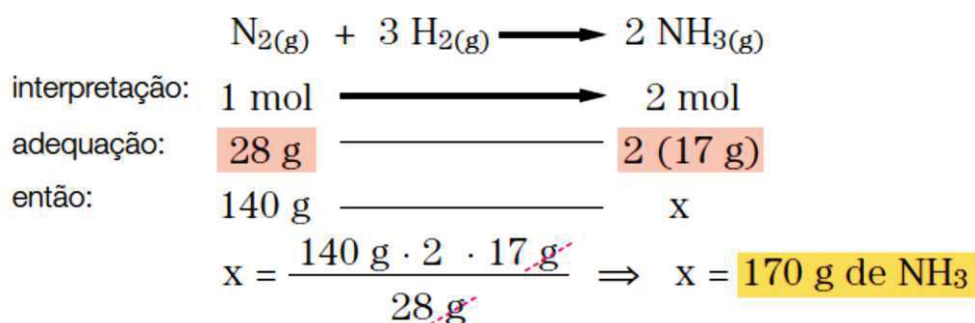
6ª regra: Se o problema citar o rendimento da reação, devemos proceder à correção dos valores obtidos.

Observe os exercícios resolvidos! (Aqui sugere-se que o professor resolva novamente todos os exercícios, mostrando aos alunos todas as etapas de desenvolvimento e explicando as relações estequiométricas envolvidas).

1ª RELAÇÃO: MASSA – MASSA

Calcular a massa de amônia produzida na reação de 140 g de gás nitrogênio com quantidade suficiente de gás hidrogênio. (Dados: massas molares do $\text{NH}_3 = 17 \text{ g/mol}$; $\text{N}_2 = 28 \text{ g/mol}$).

Para resolver:



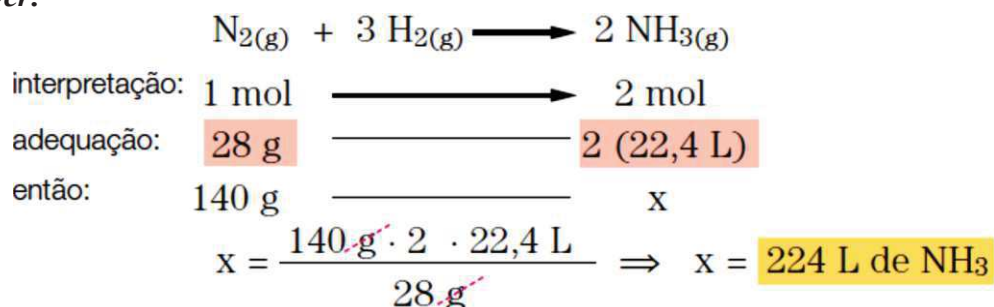
Agora é a sua vez!

Exercício Proposto 14) Utilizando a mesma reação acima, calcule a massa de amônia (NH_3), que pode ser produzida a partir de 200 g de nitrogênio com quantidade suficiente de gás hidrogênio (H_2).

2ª RELAÇÃO: MASSA – VOLUME

Determinar o volume de amônia, nas CNTP, produzido na reação de 140 g de gás nitrogênio com quantidade suficiente de gás hidrogênio. (Dados: massa molar do $\text{N}_2 = 28 \text{ g/mol}$ e volume molar do NH_3 nas CNTP = $22,4 \text{ L/mol}$).

Para resolver:



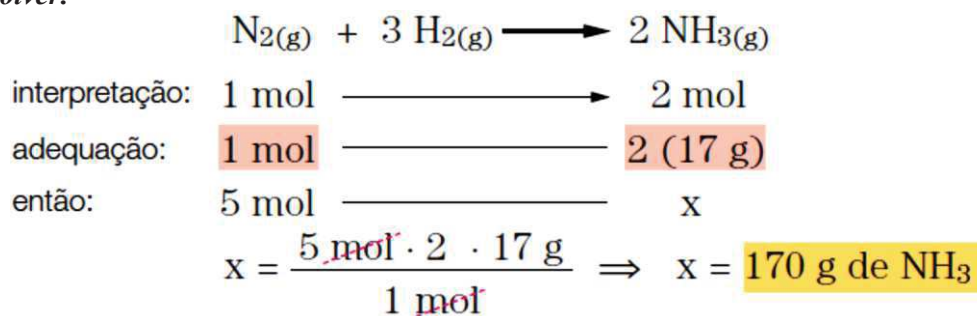
Agora é a sua vez!

Exercício Proposto 15) Utilizando a mesma reação acima, calcule o volume de amônia (NH₃) nas CNTP a partir de 200 g de gás nitrogênio (N₂).

3ª RELAÇÃO: MASSA – MOL

Determinar a massa de amônia produzida na reação de 5 mol de gás nitrogênio com quantidade suficiente de gás hidrogênio. (Dado: massa molar do NH₃ = 17 g/mol).

Para resolver:

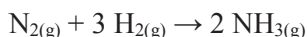


Agora é a sua vez!

Exercício Proposto 16) Utilizando a mesma reação acima, calcule a massa de amônia (NH₃) produzida na reação de 7 mol de gás nitrogênio com quantidade suficiente de gás hidrogênio (H₂).

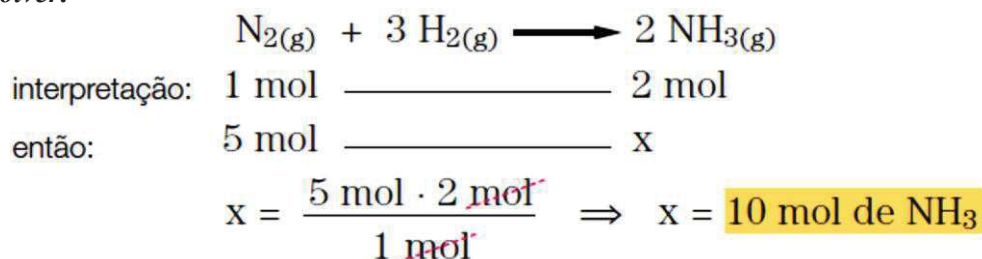
4ª RELAÇÃO: MOL – MOL

Calcular o número de mol de amônia produzido na reação de 5 mol de gás nitrogênio com quantidade suficiente de gás hidrogênio.



A equação, que nos foi fornecida devidamente balanceada, indica a proporção em mol dos participantes.

Para resolver:



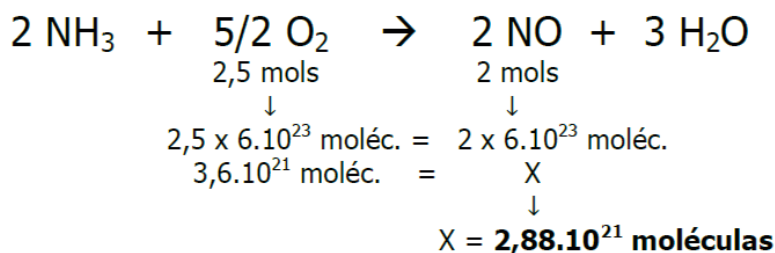
Agora é a sua vez!

Exercício Proposto 17) Utilizando a mesma reação acima, calcule o número de mol de amônia (NH₃) produzida na reação de 7 mol de gás nitrogênio com quantidade suficiente de gás hidrogênio (H₂).

5ª RELAÇÃO: Nº PARTÍCULAS - Nº PARTÍCULAS

Calcule o número de moléculas de NO formadas, juntamente com água, na reação da amônia (NH₃) com 3,60.10²¹ moléculas de oxigênio.

Para resolver:



Agora é a sua vez!

Exercício Proposto 18) Utilizando a mesma reação acima, calcule o número de moléculas de NO formadas juntamente com a água, na reação da amônia (NH₃) com 4,15 .10¹⁸ moléculas de oxigênio (O₂).

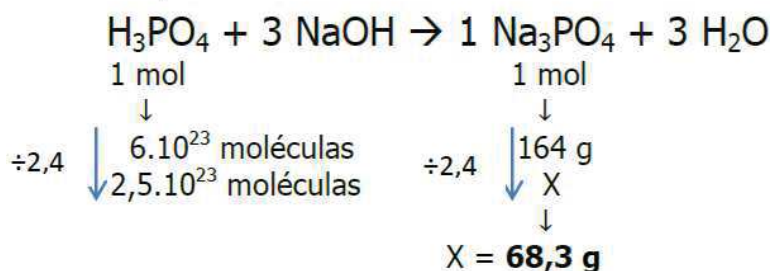
É muito importante identificar o tipo de relação estequiométrica está presente no exercício como podemos observar nos exemplos acima. Podemos ainda ter outros tipos de relações estequiométricas, tais como:

6ª RELAÇÃO: MASSA - Nº PARTÍCULAS

Em relação à produção de fosfato de sódio por meio da reação do ácido fosfórico com um excesso de hidróxido de sódio, pede-se:

- a equação balanceada para a reação;
- a quantidade, em gramas, de fosfato de sódio produzido ao se utilizarem 2,5.10²³ moléculas de ácido fosfórico. (Dados Massas Molares em g/mol: Na=23, P=31 e O=16).

Para resolver:



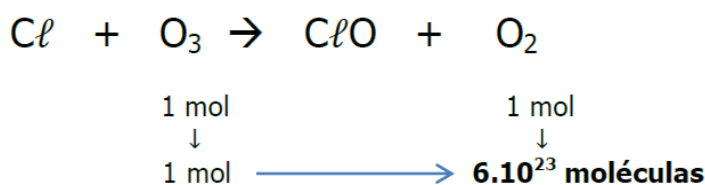
Agora é a sua vez!

Exercício Proposto 19) Utilizando a mesma reação acima, calcule a massa em gramas de fosfato de sódio produzido ao se utilizarem 3,2 .10¹³ moléculas de ácido fosfórico (H₃PO₄).

7º RELAÇÃO: MOL - Nº PARTÍCULAS

Os clorofluorcarbonos (CFC) sofrem decomposição nas altas camadas da atmosfera originando átomos de cloro, os quais atacam moléculas de ozônio (O_3), produzindo oxigênio. Supondo que 1 mol de ozônio seja totalmente transformado em moléculas de oxigênio, calcule o número de moléculas produzidas.

Para resolver:



Agora é a sua vez!

Exercício Proposto 20) Utilizando a mesma reação acima, calcule o número de moléculas de oxigênio que será produzido a partir da transformação total de 2,5 mol de ozônio, nessa reação de decomposição do CFC.

CÁLCULOS ENVOLVENDO VOLUME DE LÍQUIDOS

Em países de clima desfavorável ao cultivo de cana-de-açúcar, o etanol é sintetizado através da reação de eteno com vapor de água, a alta temperatura e alta pressão. No Brasil, por outro lado, estima-se que 42 bilhões de litros de etanol ($4,2 \cdot 10^{10}$ L) poderiam ser produzidos anualmente a partir da cana-de-açúcar.

- Determine quantas toneladas de eteno seriam necessárias para sintetizar igual volume de etanol, supondo 100% de eficiência.
- Para percorrer uma distância de 100 km, um automóvel consome 12,5 L de etanol (217,4 mols). Supondo combustão completa, calcule o número de mols de dióxido de carbono liberado para a atmosfera nesse percurso.

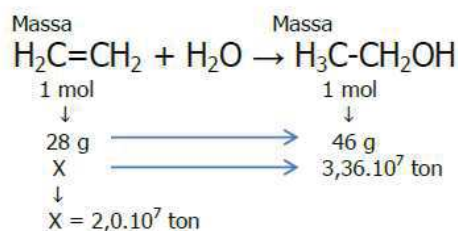
(Dados: massas molares, em g/mol: eteno = 28, etanol = 46; densidade do etanol = 800 g/L)

Para resolver:

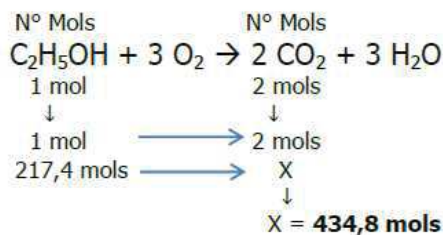
a) 1º) Calcular a massa de etanol a partir da densidade

$$4,2 \cdot 10^{10} \text{ L etanol} \cdot \frac{800 \text{ g etanol}}{1 \text{ L etanol}} \cdot \frac{1 \text{ ton etanol}}{10^6 \text{ g etanol}} = 3,36 \cdot 10^7 \text{ ton etanol}$$

2º) Calcular a massa de eteno a partir da massa em toneladas de etanol

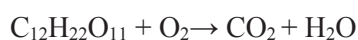


b) Cálculo do número de mols de gás carbônico liberado a partir de 217,4 mols de etanol



CÁLCULOS ENVOLVENDO VOLUME DE GASES

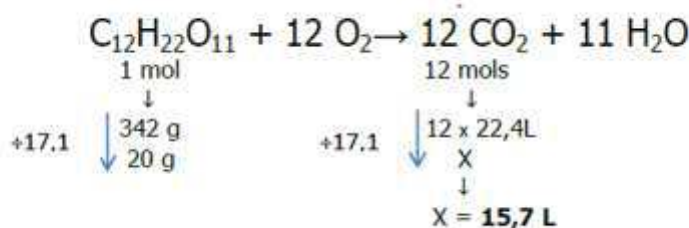
1. A sacarose é metabolizada pelos animais, sendo uma das principais fontes de energia para as células. Este metabolismo ocorre durante a respiração, formando CO_2 e H_2O como produtos:



Balanceie a equação acima e calcule quantos litros de CO_2 (CNTP) são gerados a partir de 20 g de sacarose.

(Dados: volume molar (CNTP) = 22,4 L/mol; massas molares (g/mol): H = 1, C = 12, O = 16).

Para que se encontrem submetidos nas CNTP, devemos relacionar: 1 mol do gás ocupa um volume de 22,4L (CNTP):



Agora é a sua vez!

Exercício Proposto 21) O bicarbonato de sódio apresenta caráter básico que é comprovado pelo uso como anti ácido pela população. A respeito desse uso, podemos equacioná-lo da seguinte forma $\text{NaHCO}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$

Considerando a reação na CNTP, qual é o volume de gás carbônico produzido ao reagir completamente 100 gramas de bicarbonato de sódio.

2. Fazendo reagir ácido clorídrico com carbonato de cálcio, foram obtidos 3,1 L de gás, medidos a 37°C e à pressão de 0,82 atm. Qual a massa de carbonato de cálcio que reagiu?

(Dados: R = 0,082 atm.L.mol⁻¹.K⁻¹ ; C = 12 ; O = 16 ; Ca = 40.)

Cálculos estequiométricos envolvendo pureza e rendimento

CALCÁRIO - MITOS E VERDADES

Na agropecuária moderna a aplicação de calcário para correção de acidez de solo é técnica muito difundida e recomendada. Porém, em virtude de outras tecnologias que estão sendo divulgadas, se faz necessário esclarecer algumas dúvidas a respeito do assunto

A principal função do calcário é correção do solo, principalmente pela elevação da CTC (capacidade de troca de cátions), adequação da saturação por bases (V%) e aumento do pH. Além disso, ele consequentemente acaba fornecendo cálcio e magnésio como nutrientes para as plantas, com quantidades que dependem do tipo de calcário utilizado (calcítico, dolomítico, etc.), porém não sendo esta sua principal função.

As moléculas que compõe o calcário são o carbonato de cálcio (CaCO_3) e o de magnésio (MgCO_3), que reagem com as partículas do solo em condições úmidas, liberando água e gás carbônico, aumentando o pH do solo, de acordo com a reação a seguir:



ou



e



Como podemos notar o calcário proporciona uma neutralização do alumínio (Al) presente no solo, alterando o pH do mesmo, prendendo as moléculas de H^+ responsáveis pelas características ácidas, o que diminui a solubilidade do alumínio na solução do solo, amenizando sua toxidez para as plantas.

Um fator limitante do calcário é que ele exige que seja incorporado no solo por ação mecânica (aragem, gradagem, etc.) o que implica em pelo menos duas operações de preparo de solo para a utilização deste corretivo. Este fato acaba por limitar a profundidade de ação do calcário à profundidade de revolvimento do implemento, que normalmente varia até aproximadamente 40 centímetros nos implementos mais comuns encontrados nas propriedades.

Para a correção de Al em profundidade, o melhor corretivo pode ser o gesso agrícola, que é solúvel em água e transloca no solo até aproximadamente 60 centímetros de profundidade immobilizando os íons de Al. Caso haja necessidade de correção em profundidades de até 1 metro, existem implementos que conseguem fazer a aplicação em tal profundidade, porém tal técnica não é muito utilizada em áreas de pastagem, devido à profundidade de penetração do sistema radicular, que normalmente é até os 40-50 centímetros do perfil do solo. Além do calcário convencional (pó), algumas empresas estão disponibilizando o “calcário líquido”, que deve ser dissolvido em água e aplicado via pulverização na área. Existe uma grande discrepância de opiniões a respeito da utilização do “calcário líquido” e as empresas que comercializam o produto afirmam que ele corrige o solo com alta eficiência, exigindo mão-de-obra e operações muito menores do que a utilização de calcário convencional.

Lembramos mais uma vez que a aplicação de calcário é para a correção do solo e não para fornecimento de Ca ou Mg para as plantas. Isto é uma função secundária do calcário.

<http://www.portalklff.com.br/publicacao/oldlink-1079>

Reações químicas com substâncias impuras

Até aqui, trabalhamos com as substâncias admitindo que fossem puras (100% de pureza). Na prática, isso ocorre apenas na produção de medicamentos ou em análises químicas muito especiais. Normalmente, trabalhamos com substâncias que apresentam certa porcentagem de impurezas.

ESPECIFICAÇÕES	
Teor (CH ₃ COOH)	99,7%
Cor (APHA)	14
Densidade (g/ml a 25°C)	1,049
Teste de diluição	de acordo
Resíduo após evaporação	0,001%
Anidrido Acético	0,01 *
Clorato (Cl)	0,0001 *
Sulfato (SO ₄)	0,0001 *
Metais pesados (como Pb)	0,00005 *
Ferro (Fe)	0,00002 *
Substâncias que reduzem o K ₂ Cr ₂ O ₇	de acordo
Sub. que reduzem KMnO ₄	de acordo
Adequado para titulações não aquosas	de acordo

Por exemplo, o calcário (carbonato de cálcio – CaCO₃) é um minério utilizado para se fabricar a cal virgem (óxido de cálcio – CaO). No entanto, além do carbonato de cálcio, esse minério geralmente vem acompanhado de outras impurezas em sua constituição, tais como a areia, o carvão e outras substâncias em pouca quantidade.

Digamos que em 100 g de calcário, apenas 80 g são de carbonato de cálcio e 20 g são de impurezas, então teremos que o grau de pureza dessa substância será dado por 0,8, conforme mostrado abaixo:

$$p = 80 / 100 \rightarrow p = 0,8$$

Isso quer dizer que o grau de pureza dessa amostra de calcário é de 80%:

$$\begin{array}{r} 100 \% \text{ de pureza} \text{ ----- } 100 \text{ g de calcário} \\ x \text{ ----- } 80 \text{ g de carbonato puro} \\ x = 80\% \end{array}$$

Assim, quando for preciso calcular a massa de produto obtido a partir de um reagente impuro, temos que primeiro calcular qual é a parte pura da amostra e depois efetuar os cálculos com o valor obtido.

Veja três exemplos:

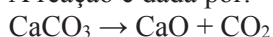
1º Exemplo:

Determinando a quantidade de produto que será formado

Qual é a massa de óxido de cálcio (CaO) obtida na decomposição de 250 g de calcário, contendo 80% de carbonato de cálcio (CaCO₃)? (Dados: Massas molares: Ca = 40 g/mol, O = 16 g/mol, C = 12 g/mol).

Resolução:

A reação é dada por:



As massas molares são:

$$\text{MM}(\text{CaCO}_3) = 100 \text{ g/mol}$$

$$\text{MM}(\text{CaO}) = 56 \text{ g/mol}$$

$$\text{MM}(\text{CO}_2) = 44 \text{ g/mol}$$

- Descobrimos quanto de carbonato realmente há na amostra que poderá reagir:

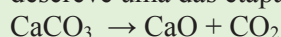
Assim, numa amostra de 200 g do reagente impuro, temos apenas 140 g do N₂ puro. Para saber o grau de pureza, basta realizar a seguinte regra de três:

200 g de N₂ ----- 100%
140 g de N₂ ----- p
p = 70% de pureza em N₂.



Agora é a sua vez!

Exercício Proposto 23) O calcário corresponde a uma rocha sedimentar de grande importância para a construção civil, pois a partir do calcário fabrica-se o cimento. A equação balanceada abaixo descreve uma das etapas da fabricação do cimento que é a produção de Cal viva ou extinta.



Exercício Proposto 24) Considerando que uma determinada amostra de calcário igual a 250 g apresenta um grau de pureza igual a 90%. Qual será a **MASSA** de Óxido de Cálcio (CaO) produzida:

- a) 126 g
- b) 12,6 g
- c) 56,0 g
- d) 6,3 g
- e) 63,0 g

Cálculos envolvendo rendimento (r) da reação.

Nos exemplos anteriores consideramos que as reações são completas, isto é, as quantidades colocadas para reagir produzem, de acordo com a estequiometria, as quantidades máximas possíveis dos produtos. Por exemplo, quando 2 mols de H₂ reagem com 1 mol de O₂ encontra-se no final 2 mols de H₂O..

Considere agora a possibilidade de a quantidade do produto ser inferior à quantidade dada pela estequiometria. Ao se produzir menos do que o esperado diz-se que a reação não teve rendimento total, ou seja, 100%. Para saber o rendimento de uma reação deve-se raciocinar tanto sobre os produtos como sobre os reagentes. No primeiro caso o rendimento é dado por:

$$r = \frac{\text{quantidade real do produto}}{\text{quantidade teórica do produto}} \times 100$$

Raciocine agora em relação aos reagentes. Suponha que a quantidade do produto seja fixada em um dado problema e que a reação tem um rendimento determinado. Como calcular as quantidades dos reagentes? Faça o seguinte:

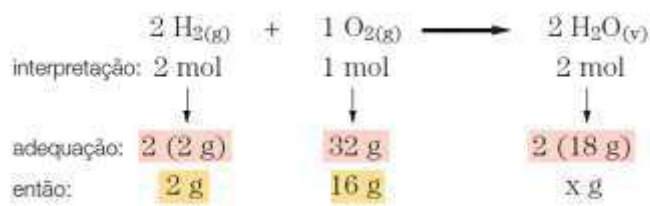
- a) calcule a quantidade (ou quantidades) do reagente como se a reação tivesse rendimento total (100%);
- b) após o cálculo, divida o valor achado pelo rendimento, achando assim a massa do reagente que deve ser empregada na reação.

Exemplificando:

Sabendo que a formação da água ocorre segundo a equação: $2 \text{H}_2(\text{g}) + 1 \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}(\text{v})$ determine o rendimento real de um experimento no qual 2 g de hidrogênio reagiram com 16 g de

oxigênio, produzindo 14,4 g de água. (Dadas as massas molares: $H_2 = 2 \text{ g/mol}$; $O_2 = 32 \text{ g/mol}$; $H_2O = 18 \text{ g/mol}$).

Para resolver:



Assim, rendimento teórico é: $x = 18 \text{ g}$. Como as massas dos reagentes ($H_2(g)$ e $O_2(g)$) estão em proporção estequiométrica, não existe reagente em excesso. Teoricamente, deveriam ser produzidos 18 g de H_2O , mas a massa produzida de água foi de 14,4 g.

Assim, temos:

$$x = \frac{14,4 \text{ g} \cdot 100\%}{18 \text{ g}} = 80\% \quad \text{rendimento real} = 80\%$$



Agora é a sua vez!

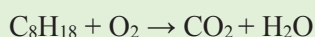
Exercício Proposto 25) O Calcário ($CaCO_3$) representa um grande recurso mineral para um país, devido ao seu uso na fabricação do cimento. A equação que descreve a sua reação de decomposição por aquecimento é:



Considerando uma amostra de calcário de 50 gramas, com 70% de pureza e uma reação com rendimento igual a 80% a **PRODUÇÃO** de óxido de cálcio em gramas será de aproximadamente:

- a) 31,08 b) 5,00 c) 7,08 d) 19,6 e) 15,70

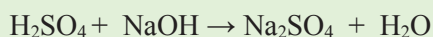
Exercício Proposto 26) A combustão da gasolina pode ser representada pela seguinte equação química não balanceada.



Considerando que após o término da reação, foram obtidos 176 gramas de gás carbônico ao reagir 228 gramas de gasolina, o **RENDIMENTO** da reação será igual:

- a) 35% b) 45% c) 53% d) 80% e) 25%

Exercício Proposto 27) Um químico pegou 12,25 g de ácido sulfúrico com 80% de pureza que foram totalmente neutralizados por hidróxido de sódio, numa reação que apresenta um rendimento de 80%. Abaixo a equação não-balanceada do processo:



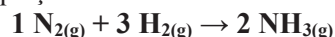
A **MASSA** de sulfato de sódio obtida nessa reação foi de:

- a) 113,6g b) 11,36g c) 1,136g d) 0,11g e) 9,8g

Cálculos estequiométricos envolvendo excesso (ou falta) de algum dos reagentes

Se a proporção estequiométrica entre os reagentes da reação não estiver correta, haverá um que ficará em excesso e outro que será o reagente limitante

Segundo a Lei Ponderal de Proust, denominada de Lei das Proporções Constantes, as reações sempre ocorrem em proporções definidas e constantes. Por exemplo, a reação de formação da amônia é realizada na proporção de 1 mol de gás nitrogênio para 3 mols de gás hidrogênio, conforme mostrado pelos coeficientes estequiométricos na equação abaixo:



Se essa reação for realizada numa proporção diferente dessa, então teremos um reagente em excesso e um reagente limitante. No caso de reagirmos 1 mol de $\text{N}_{2(\text{g})}$ com apenas 2 mols de $\text{H}_{2(\text{g})}$, veremos claramente que a quantidade de hidrogênio é menor do que a requerida pela relação estequiométrica, então ele é o reagente limitante da reação.

Reagente limitante é aquele que limita a quantidade de produto que pode ser produzido na reação. Isso significa que quando o reagente limitante é totalmente consumido, a reação para, mesmo tendo ainda outros reagentes. Todos os outros reagentes que sobrarem são considerados reagentes em excesso.

Para entender isso, vamos fazer uma analogia: imagine que temos que montar todos os conjuntos possíveis entre parafusos e duas porcas.

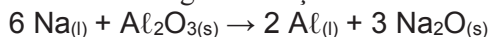
Digamos que temos 5 parafusos e 12 porcas. Nesse caso, os parafusos atuam como os reagentes limitantes e as porcas como os reagentes em excesso, porque iremos parar de montar os conjuntos quando os parafusos acabarem e irão sobrar ainda duas porcas.

Para resolver questões que envolvem reagentes limitantes e em excesso, podemos seguir as três etapas mostradas abaixo:



Vejamos um exemplo:

Considere a seguinte reação corretamente balanceada:

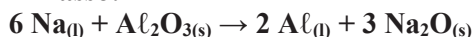


- Determine o reagente limitante e o reagente em excesso dessa reação quando 5,52g de sódio reage com 5,10 g de Al_2O_3 .
- Qual é a massa de alumínio produzida?
- Qual é a massa do reagente em excesso que permanecerá sem reagir no final do processo?

Resolução:

a) Vamos seguir os três passos citados para resolver a letra “a”:

1º Passo:



A massa molar do Na é 23 g/mol e do Al_2O_3 é 102 g/mol. Determinando a quantidade em mols (n) de cada reagente:

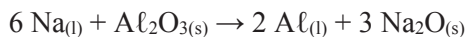
$$n = m/MM$$

$$n_{\text{Na}} = 5,52\text{g} / 23\text{ g/mol} \rightarrow n_{\text{Na}} = \mathbf{0,24\text{ mol}}$$

$$n_{\text{Al}_2\text{O}_3} = 5,10\text{g} / 102\text{ g/mol} \rightarrow n_{\text{Al}_2\text{O}_3} = \mathbf{0,05\text{ mol}}$$

2º Passo:

Fazer a relação estequiométrica para descobrir a quantidade de Al_2O_3 necessária para reagir com 0,24 mol de Na:



$$6\text{ mol} \text{ ---- } 1\text{ mol}$$

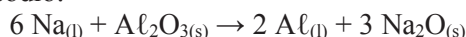
$$0,24\text{ mol} \text{ ---- } x$$

$$x = \mathbf{0,04\text{ mol}}$$

3º Passo:

O cálculo anterior mostrou que seria necessário 0,04 mol de Al_2O_3 para reagir totalmente com 0,24 mol de Na. Mas, o 1º passo mostrou que na verdade temos uma massa maior do que essa, que é de 0,05 mol de Al_2O_3 . Assim, o $\text{Al}_2\text{O}_{3(s)}$ é o reagente em excesso e o Na é o reagente limitante.

b) Para saber qual é a massa de alumínio produzida, basta relacionar com a quantidade do reagente limitante que temos, isto é, do sódio:



$$6\text{ mol de Na} \text{ ---- } 2\text{ mol de Al}$$

$$6\text{ mol} \cdot 23\text{ g/mol de Na} \text{ ---- } 2\text{ mol} \cdot 27\text{ g/mol de Al}$$

$$138\text{ g de Na} \text{ ---- } 54\text{ g de Al}$$

$$5,52\text{ g de Na} \text{ ---- } y$$

$$y = \frac{54 \cdot 5,52}{138}$$

$$y = \mathbf{2,16\text{ g de Al serão produzidos.}}$$

c) Para saber a massa de reagente em excesso (Al_2O_3) que irá sobrar, basta diminuir a quantidade que foi colocada para reagir no início pela quantidade que de fato reagiu:

$$0,05\text{ mol} \text{ ---- } 5,10\text{ g}$$

$$0,04\text{ mol} \text{ ---- } w$$

$$w = \frac{0,04 \cdot 5,10}{0,05}$$

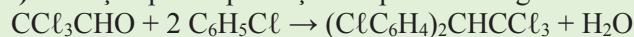
$$w = 4,08\text{ g de Al}_2\text{O}_3 \text{ reagiram}$$

Portanto: $5,10 - 4,08 = 1,02\text{ g de Al}_2\text{O}_3$ restaram.



Agora é a sua vez!

Exercício Proposto 28) A reação para a produção do pesticida organoclorado DDT é:



(Dadas as massas molares em g/mol: $\text{CCl}_3\text{CHO} = 147,5$; $\text{C}_6\text{H}_5\text{Cl} = 112,5$; $(\text{ClC}_6\text{H}_4)_2\text{CHCCl}_3 = 354,5$).

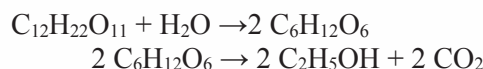
- Calcule a massa de DDT que se forma quando 100 g de CCl_3CHO reagem com 100 g de $\text{C}_6\text{H}_5\text{Cl}$.
- Indicar o reagente que está em excesso justificando a resposta. O que deve ocorrer, se a massa de CCl_3CHO for duplicada?

Cálculos envolvendo mais de uma reação (reações consecutivas)

Nesse tipo de problema deve-se notar que, em geral, o produto de uma reação é o reagente na reação posterior, estabelecendo assim um elo de ligação entre elas. Dessa maneira, basta ajustar os coeficientes de todas as substâncias nas reações de modo que aquela que faz a ligação tenha o mesmo valor.

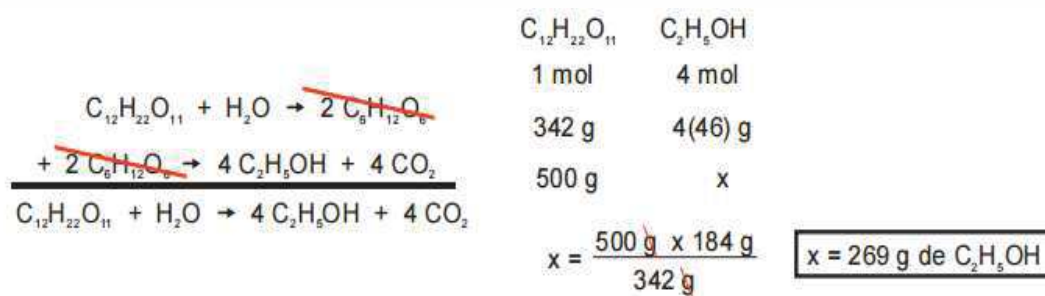
Vejamos um por exemplo:

O álcool etílico usado como combustível pode ser obtido industrialmente pela fermentação da sacarose, representada simplificada pelas equações:



Partindo-se de uma quantidade de caldo de cana, que contenha 500 kg de sacarose, e apresente um rendimento de 100%, qual será a massa de álcool obtida?

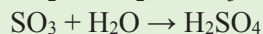
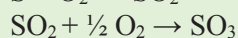
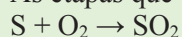
Resolução:



Agora é a sua vez!

Exercício Proposto 29) A produção de óxidos de enxofre é um dos grandes problemas atualmente, devido à formação da chuva ácida. A produção de óxidos como poluentes ocorre principalmente pela queima de combustíveis fósseis.

As etapas que demonstram a produção do ácido sulfúrico pela queima do enxofre são:



- Qual a massa de enxofre necessária para produzir 2 mols de ácido sulfúrico?
- Faça uma pesquisa e indique a forma geométrica do dióxido e trióxido de enxofre.



Reflexão

Você se sente capaz de resolver sozinho ou explicar a um colega questões relacionadas com a estequiometria de fórmulas e equações químicas? Se a resposta for sim, então você adicionou um novo conteúdo para o seu conhecimento!

Nós convidamos você a avançar em sua aprendizagem e com o mesmo entusiasmo e esforço, ir para o Terceiro Momento Pedagógico, que é a aplicação do conhecimento adquirido. Vamos lá!

Terceiro Momento Pedagógico:

Aplicação do conhecimento

A partir daqui, pode-se aplicar o conhecimento até então construído. Retomam-se as questões problematizadas inicialmente e utilizando novas ideias e os novos conhecimentos adquiridos, obtêm-se as respostas necessárias.

Deve-se também, aplicar o que foi discutido a novas situações-problema, buscando-se com isso, entender os mesmos conhecimentos para outras questões e situações de mesma natureza. Aqui o professor poderá relacionar com o dia a dia na escola ou residência do aluno, por exemplo, expandindo os conhecimentos, conforme sugere Ausubel.

Nesta parte, faremos uma maior conexão da Química com a agropecuária, fornecendo sugestões de atividades como questões, exercícios direcionados, experimentos, e questionamentos dos assuntos neles abordados.

Determinados textos precedem algumas seções de exercícios, os *prólogos*, cujo objetivo é situar o aluno nas diversas áreas do conhecimento, as quais permeiam o ensino técnico integrado em agropecuária.

Também é objetivo dessas inserções criar uma via acessível entre os saberes pertinentes à estequiometria e os pertinentes às áreas técnicas, diminuindo o distanciamento entre os professores de Química e as demais áreas tais como, Adubo e Adubação de Solos, Manejo de Criações, Produção leiteira e de carnes/pescados, Construções e Instalações Rurais e Sociologia/Extensão Rural, etc.

Agora você já é capaz de responder!

De posse de rótulos e/ou embalagens vazias de agrotóxicos pode-se classificá-los, analisando o conteúdo escrito, preenchendo a seguinte tabela:

MARCA COMERCIAL	INFORMAÇÕES CONTIDAS NOS RÓTULOS				
	CLASSE	COMPOSIÇÃO QUÍMICA	CLASSE TOXICOLÓGICA	USOS	PRECAUÇÕES / OBSERVAÇÕES

- A partir da **Classe Toxicológica**, quais os **EPI's (Equipamentos de Proteção Individuais)** recomendados quando o produto está sendo manuseado e/ou aplicado na plantação? (Discutir os riscos do não uso)
- De modo geral, quais as precauções que os agricultores devem ter com o uso e/ou manuseio dos agrotóxicos?
- As formulações dos agrotóxicos são classificadas em **sólidas, líquidas e pastosas**.
- Classifique os agrotóxicos de acordo com a formulação e comente sobre a mesma.
- Identifique o **Princípio Ativo**, o **Grupo Químico**, o **Nome Químico**, a **Fórmula Empírica** e a **Estrutural** dos agrotóxicos analisados.
- Identifique os **elementos químicos** que compõem a estrutura da fórmula empírica dos agrotóxicos, destacando o **Número Atômico** e a **Massa Atômica**.
- Calcule a **Massa Molecular** das formulações.
- A partir do **Grupo Químico**, quais os principais *efeitos* que causam ao homem, decorrentes da má utilização e aplicação do produto inadequadamente?
- Onde e como devem ser guardados esses produtos químicos?
- O que deve ser feito com as embalagens vazias dos agrotóxicos?
- O que fazer, em caso de acidente com algum agrotóxico?
- Os agrotóxicos organoclorados como o DDT, BHC e ALDRIN, não podem ser comercializados no Brasil, pois atuam no sistema nervoso e modificam atividades metabólicas, podendo provocar câncer. Além disso permanecem muito tempo no ambiente. No entanto ainda são encontrados em muitas casas de produtos agropecuários. **Faça uma entrevista em lojas agropecuárias de sua cidade e com agricultores e procure saber se eles usam esses agrotóxicos e se conhecem os riscos que eles podem causar ao ambiente e à saúde.**

Exercícios direcionados para a agropecuária:

Animais de consumo humano e produção de alimentos e os respectivos gastos de energia

Dentre todas as atividades, a criação maciça dos animais destinados ao consumo humano faz o uso mais ineficiente dos recursos hídricos. Exemplo: a carcinicultura (criação de camarões em cativeiro) consome comparativamente mais água doce que a irrigação da agricultura. São 50 a 60 mil litros d'água por quilo de camarão produzido. A construção dos viveiros, principalmente no litoral nordestino, degrada nascentes e compromete os manguezais. Além disso, provoca alterações da fauna e flora, piora a qualidade da água potável, polui as águas costeiras com toneladas de excrementos e ainda expulsa os pescadores tradicionais dos mangues. E quase toda voltada à exportação. Beneficia apenas a elite empresarial, que obtém seus lucros em detrimento das comunidades tradicionais e da saúde do bioma litorâneo.

O Relatório UNESCO do Fórum Mundial da Água em 2004, revelou o quanto é usado (em média por animal) apenas nos bebedouros:

- Galinha = 0,1 litro/dia
- Boi = 35 litros/dia
- Suíno = 15 litros/dia
- Vaca leiteira = 40 litros/dia

Considerando a água necessária na limpeza, o consumo de 1 vaca leiteira, por exemplo, sobe de 40 litros até 90 litros por dia.

O chocante é que o favelado dos países pobres tem acesso (em média) a apenas 20 litros de água por dia.

A produção de carne consome 10 a 20 vezes mais energia por tonelada processada do que a produção de vegetais.

O incremento das colheitas de grãos requer uso intensivo de energia: arar, ceifar, colher, bombear água, transportar, produzir e aplicar fertilizantes/agrotóxicos. Há o gasto de energia no descascar, triturar, moer, reduzir a umidade e torrar os grãos. Finalmente, energia também é usada ao transformar os grãos em ração. Depois no transporte da ração até as fazendas.

A criação de aves e suínos em imensos galpões requer muita energia no controle da temperatura e na iluminação artificial.

Abatedouros também usam imensa quantidade de energia ao bombear água, alimentar máquinas e processar carcaças.

O transporte de animais das fazendas aos abatedouros/frigoríficos, demanda milhões de litros de petróleo.

A pesca industrial utiliza energia no construir, transportar e manter frotas de imensas embarcações pesqueiras. Cada barco usa combustível ao movimentar e ao manter milhares de toneladas de peixes congelados (por semanas e meses).

Produtos à base de carne gastam mais energia em processamento, embalagem, conservação, transporte e refrigeração do que produtos vegetais. Em comparação, muitas hortaliças, frutas, tubérculos, rizomas e grãos demandam pouco ou nenhum processamento/refrigeração, gastando pouca energia em sua cadeia produtiva.

Os principais e impactantes gastos de energia são:

- a) A energia, quase sempre a base de queima de combustíveis fósseis, usada na fabricação de insumos agrícolas;
- b) A energia gasta na produção de ração e no bombeamento de água;
- c) A energia que vai nos procedimentos de abate e processamento das carcaças;
- d) O combustível usado no transporte de animais vivos e de produtos processados de carne;
- e) O combustível usado nos tratores e máquinas agrícolas;
- f) A energia usada nos navios pesqueiros ao manterem os estoques congelados por várias semanas em alto mar;
- g) A energia de manutenção dos estoques refrigerados nos pontos de venda;
- h) A energia gasta nos lares que mantem as carnes refrigeradas até o momento do consumo.

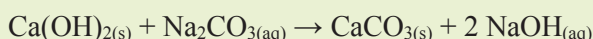
À medida que crescem a população e as cidades, ocorre também uma crescente demanda pela água, que é utilizada de diversas formas, como no uso doméstico, nas indústrias, na agricultura e pecuária. **Com base no texto acima, procure refletir, pesquisar e responder as seguintes questões:**

- 1) Em se tratando de desperdício de água, quais tecnologias podem reduzir esse problema na Agropecuária?
- 2) A agricultura é o setor que mais usa água no mundo? E como ela pode enfrentar as dificuldades relativas à crise hídrica?
- 3) A criação comercial de animais utiliza muita água?
- 4) A água é um elemento que está em constante transformação. Sua dinamicidade acarreta em diferentes comportamentos com o passar do tempo e do espaço. Com base, principalmente, na energia solar, ela muda de estado físico e de lugar constantemente, variando entre sólida, líquida e gasosa. Que nome recebe esse processo? Qual o tipo de interação molecular presente na água?
- 5) A água favorece a ocorrência de reações químicas?

Carbonato de sódio – Na_2CO_3

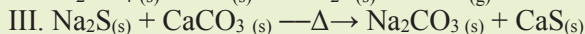
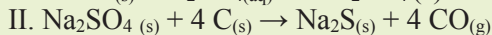
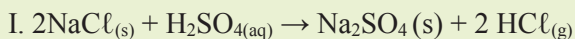
A potassa cáustica (KOH – hidróxido de potássio) tornou-se, no início do século XVIII, uma substância fundamental não só para a indústria têxtil como para a indústria de vidros e de sabão. Por volta de 1770, Lavoisier usou potassa cáustica para modificar o processo de produção da pólvora, o que aumentou a importância econômica dessa substância. A Inglaterra, que fornecia KOH para a França, cancelou a venda desse produto devido ao apoio francês ao processo de independência dos Estados Unidos, então colônia inglesa.

Com a carência do produto, o governo francês, na tentativa de substituir a potassa pela soda cáustica (NaOH), estabeleceu, em 1781, um prêmio para quem criasse o processo mais simples de transformação de sal comum (NaCl) em carbonato de sódio (barrilha ou soda), produto por meio do qual era possível obter NaOH, conforme a equação a seguir:



Apesar da campanha do governo francês, o prêmio não foi conquistado por ninguém. Com o advento da Revolução Francesa, estabeleceu-se o sistema de patentes, o qual substituiu os prêmios.

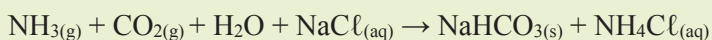
Em 1789, Nicolas Leblanc (1742 – 1806) conseguiu desenvolver um processo – na época considerado muito bom – para produzir carbonato a partir de NaCl:



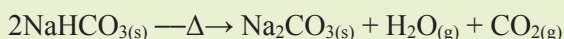
Como o Na_2CO_3 é bem mais solúvel que o CaS, ele é extraído por meio de dissolução em água da mistura final.

No fim do século XIX, o químico belga Ernest Solvay (1838 – 1922) tornou obsoleto o método aplicado por Leblanc.

Solvay propôs um processo mais rápido, eficiente e barato de produção de Na_2CO_3 , o qual possibilitava também a obtenção de outras substâncias de interesse econômico e industrial:



Nesta reação, o NaHCO_3 precipita-se. Podendo ser retirado por filtração. Em seguida, esta substância é submetida a uma decomposição mediante aquecimento:



Este processo, além de utilizar substâncias baratas, permite o reaproveitamento de seus próprios produtos. Observe:

Matérias primas utilizadas:

CaCO₃: calcário, mármore etc.

NaCl: sal comum

H₂O: água

NH₃: amônia

Etapas do processo

1. CaCO₃ $\xrightarrow{\Delta}$ CaO + CO₂
2. CaO + H₂O → Ca(OH)₂
3. Ca(OH)₂ + 2NH₄Cl → CaCl₂ + 2H₂O + 2NH₃
4. CO₂ + H₂O + NH₃ + NaCl → NaHCO₃ + NH₄Cl
5. 2NaHCO₃ → Na₂CO₃ + H₂O + CO₂

Observe que o único subproduto descartável no processo é o CaCl₂, que geralmente era lançado em rios e lagoas, causando danos ao meio ambiente. Hoje a legislação ambiental proíbe que o CaCl₂ seja descartado dessa maneira.

Com isso as indústrias passaram a ter um custo maior de produção diante da obrigatoriedade de armazenamento ou descarte adequado desta substância. Esse custo adicional, aliado à descoberta, nos Estados Unidos, de grandes reservas naturais de Na₂CO₃, reduziu consideravelmente a importância do processo Solvay.

Este texto proporciona um bom exemplo de como o aspecto econômico influencia o desenvolvimento da indústria química e como, atualmente, o meio ambiente está interferindo nas decisões para o desenvolvimento.

Responda as questões a seguir:

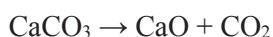
- 6) Determine o número de mols existente em 1,42 gramas do produto não volátil encontrado na reação I.
- 7) Determine o número de moléculas e o número de átomos existentes em 56 gramas da única substância volátil da reação II.
- 8) Com base na reação, a reação de 7,4 gramas de Ca(OH)₂ com excesso de Na₂CO₃ produzirá quantos gramas de NaOH?
- 9) Determine o volume de CO obtido na reação II, nas condições ambientes, quando os 24 gramas de C reagirem completamente. (Volume molar nas condições ambientes: 25 L/mol)
- 10) Se, na reação III, misturarmos 200 gramas de Na₂S com 200 gramas de CaCO₃, qual será a massa de CaS produzida?
- 11) Uma amostra de 500 gramas de NaHCO₃, com 84% de pureza, produzirá que massa de CO₂, se considerarmos em nossos cálculos a reação 5.
- 12) Se, na reação 4 forem utilizados 340 gramas de NH₃ com excesso dos demais reagentes, qual será a massa de NaHCO₃ produzida se o rendimento da reação for de 90%?

O Calcário



Carbonato de Cálcio é encontrado na natureza em grande quantidade, constituindo o calcário e o mármore. O mármore é utilizado para a fabricação de pias, estátuas, pisos e escadarias. O Óxido de Cálcio (CaO - Cal Viva ou Cal Virgem) não existe na natureza, é obtida pela decomposição térmica de Carbonato de Cálcio (CaCO₃ - mármore, calcário ou ainda calcita).

- 13)** Equacione reação de formação do óxido de cálcio a partir do carbonato de cálcio.
- 14)** O que é “Leite de Cal”?
- 15)** Escreva a reação ocorrida na formação de “Leite de Cal”.
- 16)** A reação de formação do Óxido de Cálcio, pode ser classificada como:
- a) síntese e pirólise
 - b) análise e pirólise
 - c) síntese e fotólise
 - d) análise e pirólise
 - e) hidratação e descarbonatação
- 17)** O número de mols da “Cal Viva” que corresponde a 5 g desta substância é aproximadamente:
- a) 0,49
 - b) 1,3
 - c) 0,9
 - d) 0,09
 - e) 0,008
- 18)** A porcentagem, em massa, dos elementos constituintes do Carbonato de Cálcio, é:
- a) Ca 40%, C 12%, O 48%
 - b) Ca 12%, C 40%, O 48%
 - c) Ca 12%, C 48%, O 40%
 - d) Ca 40%, C 48%, O 12%
 - e) Ca 48%, C 40%, O 12%
- 19)** Uma amostra de calcário possui 2 toneladas com teor de pureza igual a 70 %. Ao ser aquecida para produção de cal virgem (CaO), a reação ocorreu com rendimento igual a 50 %.



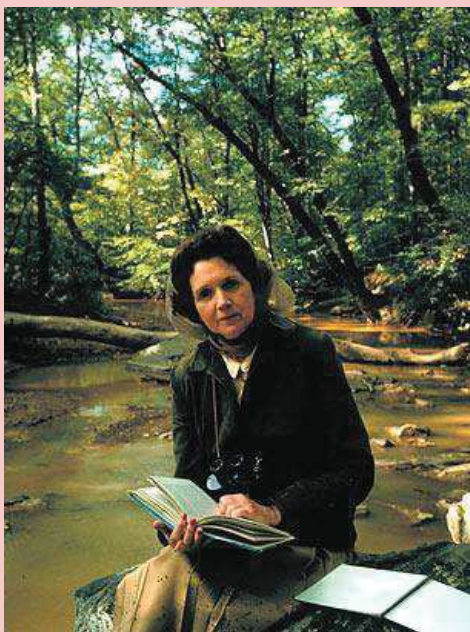
Qual será a massa de cal virgem produzida com esta amostra?

- 20)** O calcário corresponde a um tipo de rocha sedimentar de grande importância comercial, a sua decomposição através do aquecimento produz a cal viva e o dióxido de carbono, conforme a equação: CaCO₃(s) → CaO(s) + CO₂(g)

Considerando a decomposição de 200 g de calcário e sabendo que o processo apresenta um rendimento igual a 70 %, o **VOLUME** de gás carbônico, nas CNTP produzido, é:

- a) 15,68 litros.
- b) 31,36 litros.
- c) 22,4 litros.
- d) 2,24 litros.
- e) 11,2 litros.

Primavera Silenciosa



Em 1962, a bióloga norte-americana Rachel Carson (1907-1964) publicou uma das obras mais importantes do século 20. Primavera Silenciosa é considerado o primeiro alerta mundial contra os efeitos nocivos do uso de pesticidas na agricultura.

Primavera Silenciosa é uma leitura importantíssima ainda hoje, num contexto em que a sedução pela tecnologia tem provocado diminuição nas possibilidades de crítica e contestação. A concepção agrícola tecnificada expandiu-se pelo globo: os alimentos recebem cada vez mais agrotóxicos e aditivos químicos, causando contaminação do solo, dos rios, lagos, aquíferos e oceanos. É toda a VIDA que perde com isso: natureza e homem, cada vez mais artificiais, mais contaminados.

Em suas páginas, Carson denunciou vários efeitos negativos do uso do DDT em plantações e em campanhas de prevenção de doenças. As aplicações não matavam apenas as pragas (insetos, ervas daninhas,

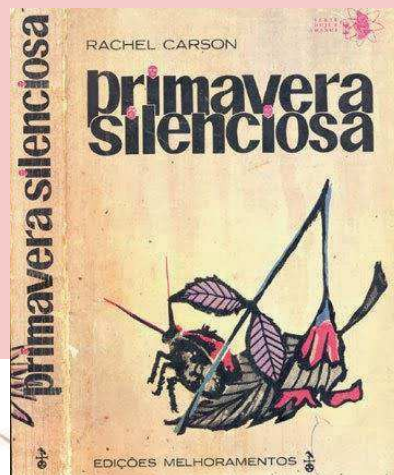
fungos etc.) às quais se dirigia, mas também muitas outras espécies, inclusive predadores naturais dessas pragas.

Esse pesticida, mostrou ela, atinge todo o ecossistema – solo, águas, fauna e flora – e entra na cadeia alimentar, chegando aos humanos, podendo causar câncer.

O DDT foi banido de vários países, a começar por Hungria (1968), Noruega e Suécia (1970) e Alemanha e Estados Unidos (1972). Hoje, a Convenção de Estocolmo sobre Poluentes Orgânicos Persistentes, assinada por cerca de 180 países, restringe o uso do composto a casos especiais de controle de vetores de doenças.

No Brasil, a fabricação, importação, exportação, manutenção em estoque, comercialização e uso do DDT só foram proibidos em 2009.

Usando uma linguagem que mesclava pesquisa rigorosa com habilidade literária, para aproximar o conhecimento científico do público leigo, Primavera silenciosa teve impacto instantâneo, ficou mais de dois anos nas listas dos livros mais vendidos e logo repercutiu mundialmente.



Acima: Capa da primeira edição do livro no Brasil, em 1964.

À direita: Propaganda do DDT nos EUA-Década de 50.



Texto disponível em <http://planetasustentavel.abril.com.br/noticia/estante/livro-primavera-silenciosa-rachel-carson-ed-gaia-700826.shtml>, acesso em 23 de nov. 2016.

21) O inseticida DDT (massa molar = 354,5 g/mol) é fabricado a partir de clorobenzeno (massa molar = 112,5 g/mol) e cloral, de acordo com a equação:



Partindo-se de uma tonelada (1t) de clorobenzeno e admitindo-se rendimento de 80%, a massa de DDT produzida é igual a:

- a) 1,575 t
- b) 1,260 t
- c) 800,0 kg
- d) 354,5 kg
- e) 160,0 kg

22) Amônia gasosa pode ser preparada pela seguinte reação balanceada:



Se 112,0 g de óxido de cálcio e 224,0 g de cloreto de amônia forem misturados, então a quantidade máxima, em gramas, de amônia produzida será, aproximadamente:

Dados: massas moleculares - CaO = 56 g/mol; NH_4Cl = 53 g/mol; NH_3 = 17 g/mol

- a) 68,0
- b) 34,0
- c) 71,0
- d) 36,0
- e) 32,0

23) Embalagens de fertilizantes do tipo NPK trazem três números, compostos de dois algarismos, que se referem, respectivamente, ao conteúdo de nitrogênio, fósforo e potássio, presentes no fertilizante. O segundo desses números dá o conteúdo de fósforo, porém expresso como porcentagem, em massa, de pentóxido de fósforo. Para preparar 1 kg de um desses fertilizantes, foram utilizados 558 g de mono-hidrogenofosfato de amônio e 442 g de areia isenta de fosfatos. Na embalagem desse fertilizante, o segundo número, relativo ao fósforo, deve ser, aproximadamente,

Dados: Massa molar (g/mol) mono-hidrogenofosfato de amônio: 132 e pentóxido de fósforo: 142

- a) 10
- b) 20
- c) 30
- d) 40
- e) 50

24) Numa recomendação de adubação para arroz de terras altas (sequeiro), em solos de cerrado, sugeriu-se a aplicação de 35kg de N/ha, 100 kg de P_2O_5 /ha e 50 kg de K_2O /ha. Considerando-se que foram utilizados sulfato de amônio, superfosfato triplo (dihidrogenofosfato de cálcio) e cloreto de potássio, como fontes de nitrogênio, fósforo e potássio, respectivamente, assinale a afirmativa **INCORRETA**.

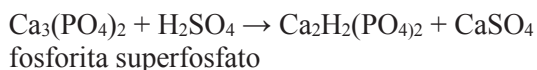
Admita: Cloreto de potássio = 74,56 g/mol

Óxido de potássio = 94,20 g/mol

Sulfato de amônio = 132,14 g/mol

- a) Deverão ser aplicados aproximadamente 35kg de sulfato de amônio por hectare para atender a dose de N recomendada.
- b) As fórmulas dos compostos utilizados são respectivamente: $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$, $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ e KCl .
- c) O óxido de potássio é um óxido básico e não ocorre no solo e nem em adubos ou plantas, mas é utilizado para expressar o teor de potássio em fertilizantes.
- d) O íon amônio é um ácido de Bronsted-Lowry e a dissolução do sulfato de amônio provoca a acidificação da solução do solo.
- e) Deverão ser aplicados aproximadamente 82,4 kg de cloreto de potássio comercial por hectare, com 96% de pureza para atender à dose de K_2O recomendada.

25) A indústria de fertilizantes utiliza ácido sulfúrico na obtenção de fertilizantes à base de fosfato, segundo a reação:



Qual a quantidade de ácido sulfúrico (em toneladas) que reage com 3.100 kg de fosforita na produção de superfosfato, considerando a inexistência de excesso de qualquer reagente?

Dados: Ca = 40; P = 31; S = 32; H = 1; O = 16

- a) 2,0t
- b) 0,5t
- c) 1,5t
- d) 0,98t
- e) 2,5t

26) A análise elementar de um composto organoclorado forneceu a seguinte composição centesimal: 37% de carbono, 8% de hidrogênio e 55% de cloro.

Com base nessa informação, pode-se afirmar que a fórmula molecular do composto é

Massas molares (g/mol): C=12,0; H=1,0; Cl=35,5

- a) $\text{C}_2\text{H}_5\text{Cl}$.
- b) $\text{C}_2\text{H}_2\text{Cl}_2$.
- c) $\text{C}_4\text{H}_5\text{Cl}$.
- d) $\text{C}_6\text{H}_5\text{Cl}$.
- e) $\text{C}_5\text{H}_{11}\text{Cl}$.

Falta produção nacional

Estudo recente do Ministério da Agricultura, Pecuária e Abastecimento (MAPA) estima que o Brasil consumirá 30,6 milhões de toneladas de fertilizantes em 2016. Desse total, cerca de 21,3 milhões de toneladas serão importadas. Soja, milho, cana-de-açúcar e café são as culturas que mais utilizam fertilizantes no Brasil. Entre os estados, Mato Grosso é o maior consumidor, com cerca de 16,5% da demanda nacional, seguido de São Paulo (15,6%), Paraná (14,1%), Minas Gerais (12,3%), Rio Grande do Sul (11,3%), Goiás (9,0%) e Bahia (6,3%).

No ano passado, o Brasil consumiu cerca de 24,5 milhões de toneladas de fertilizantes. A produção nacional foi de apenas 9 milhões de toneladas. Além disso, o País

produz apenas 10% do potássio que consome. Sergipe é o único estado produtor desse mineral. "O fosfato é um mineral abundante no Brasil, mas há mais de dez anos não são concedidas licenças de lavra para sua exploração", destaca o agrônomo Ali Saah, da Assessoria de Gestão Estratégica (AGE), do MAPA.

A pesquisa do MAPA chama a atenção para o aumento de preços das matérias-primas básicas para a produção de fertilizantes, como uréia, sulfato de amônio, cloreto de potássio e superfosfato simples. De acordo com o estudo, os reajustes nos preços de importação de cloreto de potássio e de sulfato de amônio foram de 80% no ano passado e os valores dos superfosfatos simples chegaram a 95%.

(Revista Bradesco Rural. Ano II, n.º 17, abr 2008. Adaptado)

27) O fertilizante sulfato de amônio pode ser obtido pela reação química que ocorre pela passagem de amônia gasosa (NH_3) em ácido sulfúrico concentrado (H_2SO_4). Uma equação química que representa essa reação é:

- a) $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{NH}_4\text{SO}_4$
- b) $2\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$
- c) $2\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{H}_2\text{O} + (\text{NH}_4)_2\text{SO}_3$
- d) $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{NH}_3\text{SO}_3$
- e) $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{NH}_5\text{SO}_4$

28) Nos fertilizantes NPK, a percentagem em massa de potássio é calculada como se todo o potássio presente no fertilizante estivesse sob forma do óxido K_2O . A quantidade de potássio produzido anualmente em Sergipe equivale a cerca de 350 mil toneladas de K_2O . Portanto, dadas as massas molares em g/mol: $\text{K} = 39$; $\text{Cl} = 35,5$; $\text{O} = 16$, a quantidade de KCl produzida anualmente nesse Estado deve ser próxima de:

- a) 120 mil t.
- b) 200 mil t.
- c) 280 mil t.
- d) 350 mil t.
- e) 560 mil t.



Maravilha da Amazônia

Alimento básico do nortista. Os índios comem com farinha há milênios. Nos anos 1980, surfistas do sul descobriram seu valor energético e nutritivo. Fala-se do açaí, fruto do açaizeiro, uma palmeira que se espalha pela Amazônia, mais nas margens dos rios. Sua fruta, dizem os estudiosos, parece que foi criada em laboratório sob encomenda da “geração saúde”.

(Mylton Severiano. Adaptado)

29) Utilize a tabela seguinte e responda à questão.

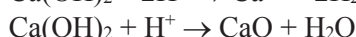
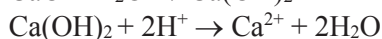
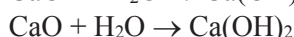
MINERAIS NA POLPA DE AÇAÍ EM MG/100G DE POLPA DESIDRATADA	
SÓDIO	56,4
POTÁSSIO	932,0
CÁLCIO	286,0
MAGNÉSIO	174,0
FERRO	1,5
COBRE	1,7
ZINCO	7,0
FÓSFORO	124,0

Um estudante tomou um suco preparado com 100 g de polpa desidratada de açaí. Considere que 90% do cálcio contido na bebida são armazenados no organismo, na forma de fosfato de cálcio, $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$.

Dadas as massas molares (g/mol): Ca = 40, O = 16, P = 31, a massa de fosfato de cálcio que poderá ser formada é, aproximadamente,

- a) 0,29 g.
- b) 0,52 g.
- c) 0,67 g.
- d) 0,96 g.
- e) 1,90 g.

- 30)** Suponha que um agricultor esteja interessado em fazer uma plantação de girassóis. Procurando informação, leu a seguinte reportagem: Solo ácido não favorece plantio. Alguns cuidados devem ser tomados por quem decide iniciar o cultivo do girassol. A oleaginosa deve ser plantada em solos descompactados, com pH acima de 5,2 (que indica menor acidez da terra). Conforme as recomendações da Embrapa, o agricultor deve colocar, por hectare, 40 kg a 60 kg de nitrogênio, 40 kg a 80 kg de potássio e 40 kg a 80 kg de fósforo. O pH do solo, na região do agricultor, é de 4,8. Dessa forma, o agricultor deverá fazer a “calagem”. (Folha de S. Paulo, 25/09/1996). Suponha que o agricultor vá fazer calagem (aumento do pH do solo por adição de cal virgem – CaO). De maneira simplificada, a diminuição da acidez se dá pela interação da cal (CaO) com a água presente no solo, gerando hidróxido de cálcio (Ca(OH)₂), que reage com os íons H⁺ (dos ácidos), ocorrendo, então, a formação de água e deixando íons Ca²⁺ no solo. Considere as seguintes equações:



O processo de calagem descrito acima pode ser representado pelas equações? Justifique a sua resposta.

- 31)** De acordo com o relatório “A grande sombra da pecuária” (Livestock’s Long Shadow), feito pela Organização das Nações Unidas para a Agricultura e a Alimentação, o gado é responsável por cerca de 18% do aquecimento global, uma contribuição maior que a do setor de transportes.

Disponível em: www.conpet.gov.br. Acesso em: 28 ago. 2016.



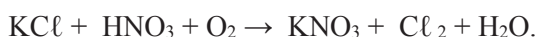
A criação de gado em larga escala contribui para o aquecimento global por meio da emissão de metano durante o processo de digestão.

- metano durante o processo de digestão.
- óxido nitroso durante o processo de ruminação.
- clorofluorcarbono durante o transporte de carne.
- óxido nitroso durante o processo respiratório.
- dióxido de enxofre durante o consumo de pastagens.

- 32)** Considerando que apenas 5% das 160 milhões de cabeças de rebanho bovino brasileiro está disponível para a coleta de dejetos e que cada animal produz, por dia 24 Kg de esterco e, sabendo-se que 100Kg de esterco fresco de gado bovino produzem 4,0 m³ de biogás, que contém aproximadamente 60% de metano.

Calcule a quantidade de gás metano que pode ser produzida por essa quantidade de cabeças de rebanho bovino.

33) Um importante fertilizante usado na agricultura é o nitrato de potássio (KNO_3), que pode ser produzido conforme a equação não balanceada.



Qual a massa desse fertilizante que pode ser obtida a partir de 102 kg de KCl e 51 kg de HNO_3 ?

34) Fertilizantes normalmente empregados na agricultura são comercializados em termos das porcentagens em massa de nitrogênio, pentóxido de fósforo e óxido de potássio. Por exemplo, um fertilizante com 5% de P_2O_5 é representado como 00-05-00. Com base nessas informações, qual é a massa de fósforo em 1 ton de um fertilizante 00-26-00, com 15% de pureza?

35) A hidroponia pode ser definida como uma técnica de produção de vegetais sem necessariamente a presença de solo. Uma das formas de implementação é manter as plantas com suas raízes suspensas em meio líquido, de onde retiram os nutrientes essenciais. Suponha que um produtor de rúcula hidropônica precise ajustar a concentração do íon nitrato (NO_3^-) para 0,009 mol/L em um tanque de 5 000 litros e, para tanto, tem em mãos uma solução comercial nutritiva de nitrato de cálcio 90 g/L. As massas molares dos elementos N, O e Ca são iguais a 14 g/mol, 16 g/mol e 40 g/mol, respectivamente.

Qual o valor mais próximo do volume da solução nutritiva, em litros, que o produtor deve adicionar ao tanque?

36) A cana-de-açúcar (*Saccharum officinarum*) é considerada uma importante fonte de energia para diferentes rebanhos e, particularmente, para matrizes leiteiras em produção.

A cana-de-açúcar é um alimento pobre em proteínas, mas pode ser enriquecida com uma mistura de ureia e enxofre. Esta eficiência pode ser corrigida com a incorporação de uma fonte de nitrogênio, como a ureia, que possui 45% de nitrogênio. A cana-de-açúcar é deficiente em enxofre, sendo necessária a inclusão de uma fonte de enxofre, como o sulfato de amônio ou sulfato de cálcio (gesso agrícola), que adicionados à mistura cana + ureia proporcionam acréscimo de 15 a 20% nos ganhos de peso de animais em crescimento.

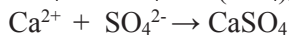
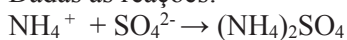
O preparo das misturas pode ser assim descritos:

1 saco de ureia de 50 Kg + 5,5 Kg de sulfato de amônio: $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$

Ou

1 saco de ureia de 50 Kg + 12,5 Kg de sulfato de cálcio: CaSO_4 (gesso agrícola)

Dadas as reações:



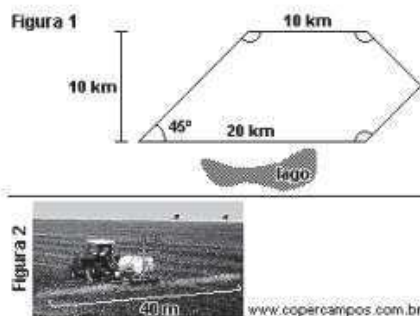
Para as quantidades de $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ e CaSO_4 descritos nas misturas, calcule as massas em gramas e as porcentagens de NH_4^+ presente no $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ e Ca^{2+} presente no CaSO_4 .

37) A prática da queimada, utilizada por agricultores para facilitar o plantio, é ainda presente na agricultura brasileira, além de outros prejuízos ecológicos, empobrece o solo. Os incêndios causam volatilização de elementos nutrientes, como nitrogênio (N), enxofre (S), e fósforo (P). Avalia-se que, por cada hectare de queimada, 17,5 kg de nitrogênio, 7,0 kg de enxofre e outro tanto de fósforo se percam transformados em fumaça. Para recuperar a fertilidade perdida, são adicionados ao solo compostos minerais, como nitratos, sulfatos e fosfatos. Mas esses adubos químicos são insumos de alto custo. Por exemplo, o nitrato de amônio (NH_4NO_3), usado na reposição de nitrogênio, custa R\$ 35,00 por saco de 50 kg.

Portanto, para devolver ao solo somente o nitrogênio desperdiçado numa queimada de 10,0 hectares, o agricultor gastará:

- a) R\$ 450,00
- b) R\$ 250,00
- c) R\$ 150,00
- d) R\$ 350,00

38) Uma área agrícola, próxima a um lago, precisa ser adubada antes do início do plantio de hortaliças. - O esquema da figura 1 indica as medidas do terreno a ser plantado. Os dois lados paralelos distam 10 km e os três ângulos obtusos indicados são congruentes. - Para corrigir a elevada acidez do solo, o produto recomendado foi o calcário (CaCO_3), na dosagem de 5 g/m^2 de solo.



- Para a adubação do terreno, emprega-se um pulverizador com 40 m de comprimento, abastecido por um reservatório de volume igual a $2,16 \text{ m}^3$, que libera o adubo à vazão constante de $1.200 \text{ cm}^3/\text{s}$. Esse conjunto, rebocado por um trator que se desloca à velocidade constante de 1 m/s , está representado na figura 2.

- A partir do início da adubação, a qualidade da água do lago passou a ser avaliada com regularidade. Para corrigir a acidez do solo, a quantidade de matéria necessária, em mol de CaCO_3 , por km^2 de área a ser plantada, corresponde a:

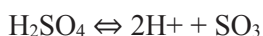
- a) $4,0 \times 10^6$
- b) $5,0 \times 10^4$
- c) $1,5 \times 10^3$
- d) $2,5 \times 10^2$

39) A absorção de nitrogênio é um processo químico vital para a nutrição das plantas. Com o aumento da população mundial, a agricultura precisa fazer uso de fertilizantes à base de amônia (NH_3) para aplicação nas áreas de plantio. A produção anual de amônia é de mais de 100 milhões de toneladas, e o processo mais utilizado para sua obtenção é a reação entre os gases nitrogênio (N_2) e hidrogênio (H_2), conhecido como processo Haber-Bosch. Considerando a conversão completa, em um ensaio utilizando $168,0 \text{ L}$ de gás nitrogênio e $448,0 \text{ L}$ de gás hidrogênio, a massa, em gramas, de amônia produzida é aproximadamente igual a: (Dados: Massa molar: $\text{H} = 1,00 \text{ g mol}^{-1}$ e $\text{N} = 14,00 \text{ g mol}^{-1}$ e Volume molar = $22,40 \text{ L mol}^{-1}$).

- a) 127,5
- b) 226,7
- c) 340,0
- d) 467,5
- e) 536,8

40) Responda mostrando os cálculos.

Durante a decomposição da matéria orgânica do solo efetuada por bactérias e fungos, ocorre a liberação de ácido sulfúrico (H_2SO_4) e nítrico (HNO_3) que, uma vez presentes na solução do solo, se dissociam: água do solo



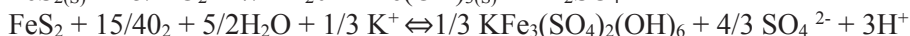
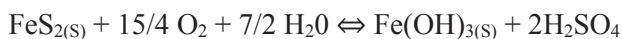
No caso do H_2SO_4 os dois íons hidrogênio deslocam nutrientes (Ca^{2+} , por exemplo) que passam para a solução do solo e juntamente com o sulfato (SO_4^{2-}) são lixiviados para camadas mais profundas do solo. Estas duas maneiras do hidrogênio surgir no solo são de ocorrência normal num ecossistema natural, ou seja, o solo vai se acidificando gradualmente. Quando se inicia a exploração agrícola, a acidificação do solo pode ser acelerada. Um químico executando uma análise de solo pegou 12,25 g de ácido sulfúrico com 80% de pureza que foram totalmente neutralizados por hidróxido de sódio, numa reação que apresenta um rendimento de 80%.

Qual a **MASSA** de sulfato de sódio obtida nessa reação?

Equação da Reação: $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NaOH} \leftrightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$

Em solos com pH variando de 2 a 3,5, o enxofre elementar pode ser oxidado a sulfato, com a consequente produção de ácido sulfúrico, pela ação da bactéria *Thiobacillus thiooxidans*. A bactéria *Thiobacillus ferrooxidans* também ajuda no processo ao oxidar o Fe^{2+} a Fe^{3+} na pirita (FeS_2).

Outras reações relacionadas à decomposição da pirita e que geram acidez são:



Procedeu-se uma análise aquecendo 14 gramas de ferro (Fe) e 19 gramas de enxofre (S), e obtém-se uma certa massa de sulfeto ferroso, conforme a equação: $\text{Fe} + \text{S} \Leftrightarrow \text{FeS}$.

Responda:

- qual o reagente em excesso?
- qual a massa do reagente em excesso?
- qual a massa do produto obtido?

A importância da Suplementação Mineral na ração para Bovinos



A pecuária tem grande importância socioeconômica no Brasil, destacando-se a região Centro-Oeste que concentra um terço do rebanho nacional. Deficiências de minerais são comuns em bovinos em pastejo.

Os elementos minerais deficientes nas pastagens tropicais são fósforo, sódio, cobre, cobalto, zinco, iodo e, em áreas específicas, selênio, manganês. Existe uma condição ótima de concentração e forma funcional para cada elemento no organismo, a fim de manter sua integridade estrutural e funcional, de maneira que a saúde, crescimento e reprodução mantenham-se inalterados. O requerimento mineral depende muito nível de produtividade.

O aumento da taxa de crescimento, reprodução e produção leiteira aumenta os requisitos minerais. Assim, o fornecimento de minerais deve levar em consideração a faixa de ganho esperada.

É importante considerar que o animal não possui reservas prontamente disponíveis de alguns elementos minerais, que devem ser fornecidos diariamente, como é o caso do sódio e do zinco suplementar com minerais e a forma de suprir aos animais com os nutrientes minerais necessários para corrigir as deficiências ou desequilíbrios de sua dieta, na quantidade necessária e na época certa, visando a saúde do animal. Para uma mistura mineral ser adequada, é importante que contenha os elementos deficientes ou marginais na região, considerando-se a dieta do rebanho.

Moraes. Sheila da Silva

Importância da Suplementação Mineral para bovinos de corte/Embrapa Gado de Corte, 2001.

- 41)** Calcular o consumo médio, de um suplemento mineral que contém 40% de sal comum, para um bovino de 450 kg de peso vivo. Considere que a exigência diária por animal é de 10g de sódio, e que a pastagem oferece quantidades desprezíveis de sódio. Considere que este suplemento é composto, além dos 40% de sal branco, de 55% de fosfato bicálcico, e 5% de fonte de microminerais. Calcular a porcentagem de P deste suplemento considerando que o fosfato bicálcico tem 18% de P. Considerando o preço do fosfato bicálcico é de 1,20 R\$/kg, do Sal branco é de 0,12 R\$/kg, e da fonte de microminerais é de 8,00 R\$/kg, calcule o custo de produção de 1 kg deste suplemento.

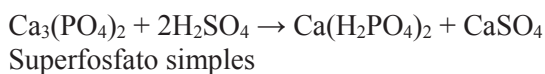
42) A composição de um suplemento proteico, energético e mineral (mistura múltipla) sugerida pela EMBRAPA cerrados é a seguinte: milho desintegrado (27kg); farelo de algodão (15kg), fosfato bicálcico (16kg); uréia (10kg); flor de enxofre (1,3kg); sulfato de zinco (600g); sulfato de cobre (80g); sulfato de cobalto (20g); sal comum (30kg).

- Quando fornecida à vontade para bovinos em pastagens, no período das secas, o consumo médio diário é de 200 a 300 gramas.
- Para um bovino de 450kg de peso vivo que está ingerindo 300 gramas da mistura múltipla acima, quantos gramas de equivalente proteína estão sendo ingeridas? Quantos gramas de proteína verdadeira estão sendo ingeridas, considerando que o milho tem 8% de PB e o farelo de algodão tem 30% de PB na matéria natural? Qual a ingestão de PB total?
- Qual a porcentagem de fósforo da mistura múltipla considerando que o fosfato bicálcico tem 18% de fósforo? Quantos gramas de fósforo têm em 1 kg da mistura múltipla?
- A exigência de zinco de um bovino de 450kg de peso vivo é de 300mg de zinco por dia. A ingestão de 300 gramas/dia da mistura múltipla acima fornece quantos gramas de zinco para o animal, considerando que o teor de zinco no sulfato de zinco é de 22,7%? Qual é a porcentagem da exigência que é suprida pela mistura múltipla?

43) Os produtos de reação química abaixo, $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ e CaSO_4 , misturados, representam o fertilizante químico (adubo) denominado superfosfato simples, fonte de P, Ca e S para a nutrição das plantas. Pela equação, observa-se que ele é obtido industrialmente através da reação da rocha fosfática natural (apatita) $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ com H_2SO_4 .

(Dados: massas atômicas - Ca = 40; P = 31; O = 16; S = 32; H = 1)

Equação:



Calcule a massa de H_2SO_4 necessária para converter 1 tonelada de rocha fosfática em superfosfato simples.

44) A concentração crítica de elementos essenciais nas plantas é a concentração mínima necessária para o seu crescimento e pode haver variação de uma espécie para outra. Sobre as necessidades gerais das plantas, na tabela são apresentadas as concentrações típicas (massa do elemento/massa da planta seca) para alguns elementos essenciais.

elemento	mg/kg
N	$1,5 \times 10^4$
K	$1,0 \times 10^4$
Ca	$5,0 \times 10^3$
Mg	$2,0 \times 10^3$
P	$2,0 \times 10^3$
S	$1,0 \times 10^3$
Fe	$1,0 \times 10^2$
Mn	$5,0 \times 10^1$

Dado: constante de Avogadro = $6,0 \times 10^{23}$ mol⁻¹

A partir dos dados da tabela, pode-se afirmar que a concentração típica de manganês e o número aproximado de átomos de fósforo para 100 kg de planta seca são, respectivamente,

- 50 ppm e $1,5 \times 10^{25}$.
- 50 ppm e $3,9 \times 10^{24}$.
- 2 000 ppm e $1,5 \times 10^{25}$.
- 2 000 ppm e $3,9 \times 10^{24}$.
- 5 000 ppm e $3,9 \times 10^{25}$.

45) Nitrogênio é um dos elementos mais importantes para o desenvolvimento das plantas.

Apesar dos processos naturais de fornecimento do mesmo, grande parte necessária para a agricultura é suprida através da adição de fertilizantes. Tais fertilizantes são comercializados sob forma de ureia, sulfato de amônio e nitrato de amônio.

A tabela a seguir apresenta os preços desses fertilizantes por tonelada.
Dados Massas molares (g/mol): H=1,0; N=14,0; O=16,0; S=32,0

Produto	Fórmulas	Preço do produto (expresso em reais por tonelada)
Uréia	NH_2CONH_2	230,00
Sulfato de amônio	$(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$	210,00
Nitrato de amônio	NH_4NO_3	335,00

Com base na proporção (em massa) de nitrogênio em cada um dos fertilizantes, indique qual deles é o mais barato? Justifique.

46) A cana-de-açúcar é uma planta composta, em média, de 65 a 75% de água, mas seu principal componente é a sacarose, que corresponde de 70% a 91% das substâncias sólidas solúveis. O caldo de cana conserva todos os nutrientes da cana-de-açúcar, entre eles minerais como ferro, cálcio, potássio, sódio, fósforo, magnésio e cloro, além de vitaminas de complexo B e C. A planta contém ainda glicose (de 2% a 4%), frutose (de 2% a 4%), proteínas (de 0,5% a 0,6%), amido (de 0,001% a 0,05%) ceras e ácidos graxos (de 0,05% a 0,015%) e corantes, entre 3% a 5%.

De uma amostra de 100g de caldo de cana submetida à secagem até massa constante, restaram 28,0g de matéria seca. Qual quantidade de água, em porcentagem, dessa amostra de caldo de cana?

47) O hidróxido de alumínio é um composto químico utilizado no tratamento de águas. Uma possível rota de síntese desse composto ocorre pela reação entre o sulfato de alumínio e o hidróxido de cálcio. Nessa reação, além do hidróxido de alumínio, é formado também o sulfato de cálcio. Assumindo que no processo de síntese tenha-se misturado 30g de sulfato de alumínio e 20g de hidróxido de cálcio.

DETERMINE a massa de hidróxido de alumínio obtida, o reagente limitante da reação e **ESCREVA** a equação química balanceada da síntese.

48) Um importante fertilizante usado na agricultura é o nitrato de potássio (KNO_3), que pode ser produzido conforme a equação: $4\text{KCl} + 4\text{HNO}_3 + \text{O}_2 \rightarrow 4\text{KNO}_3 + 2\text{Cl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$. Qual a massa desse fertilizante que pode ser obtida a partir de 102kg de KCl e 51kg de HNO_3 ?

49) A partir do gás carbônico e amônia é possível sintetizar ureia, produto muito usado como fertilizante, por ser importante fonte de nitrogênio para as plantas. A equação balanceada para essa reação é:

Imagine que foram misturados 2,900 Kg (2900g) de NH_3 com 4,420 Kg (4420g) de CO_2 . Qual será o reagente limitante? Que massa de ureia será obtida, considerando um rendimento de 100% e reagentes 100% puros?

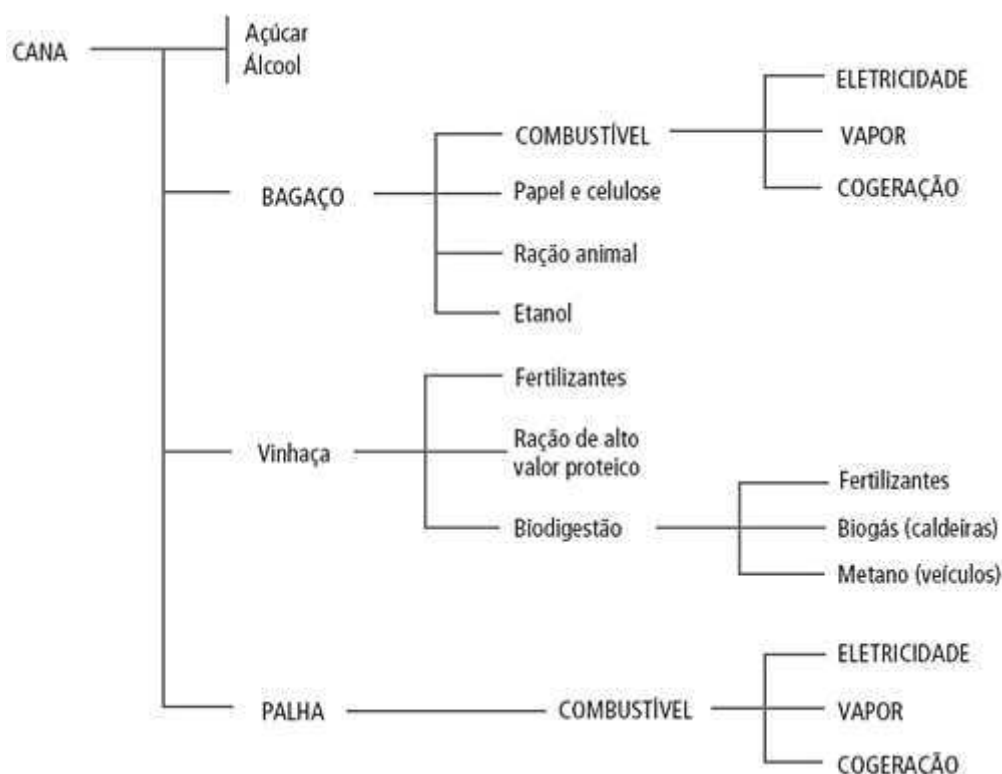
50) No exercício anterior calcule a massa de reagente em excesso que foi de fato consumida e de quanto foi o excesso nesse caso?

Outras Atividades



Sugestão de Atividade 1

O fluxograma a seguir contém informações a respeito da obtenção de várias substâncias geradas durante o processamento da cana-de-açúcar. Com o auxílio do fluxograma e tendo como apoio o texto IV, o professor poderá sugerir que os alunos apresentem – em grupos – um seminário, abordando conceitos de Química, Física e Biologia, relacionados ao uso dos produtos e resíduos gerados por meio do bagaço, da cana-de-açúcar.



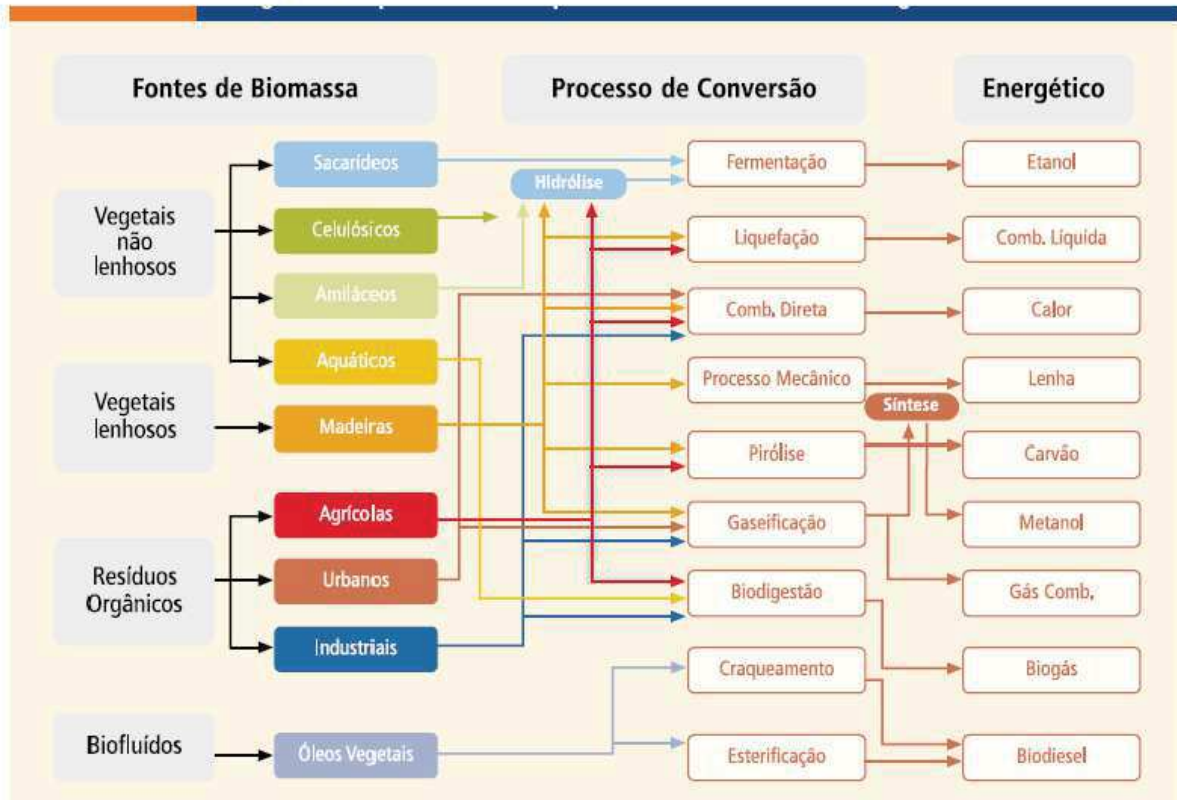
Sugestão de Atividade 2

Recurso renovável oriundo de matéria orgânica (de origem animal ou vegetal), a biomassa apresenta grande potencial no setor de geração de energia elétrica. Tecnologias de aproveitamento da biomassa estão representadas no diagrama da figura a seguir. Os processos são: combustão direta; processos termoquímicos e processos biológicos.

A digestão anaeróbia é um processo biológico que consiste na decomposição do material pela ação de bactérias (microorganismos acidogênicos e metanogênicos), na ausência de ar, em biodigestores, onde o processo é favorecido pela umidade e aquecimento.

Em termos energéticos, o produto final é o biogás, composto essencialmente por metano (50% a 75%) e dióxido de carbono. Seu poder calorífico gira em torno de 5.500 kcal/m³. O professor poderá pedir que os alunos investiguem acerca do uso do biogás como **fertilizante** e como combustível em motores de combustão interna, levando em consideração os aspectos socioambientais.

Diagrama Esquemático dos Processos de Conversão Energética da Biomassa



Fonte: BALANÇO ENERGÉTICO NACIONAL - BEN. Brasília: MME, 1982, (adaptado)

Sugestão de aulas práticas no laboratório de Química



AULA PRÁTICA I

Determinar o percentual de umidade em produtos hortifrutigranjeiros

EQUIPAMENTO

Item	Denominação, tipo e capacidade	Quant.
MATERIAIS		
1	Balança analítica	1
2	Cápsula de porcelana (7,5cm Ø)	1
3	Dessecador (completo com tampa esmerilhada e luvas 250mm Ø)	1
4	Espátula de porcelana (10cm x 1cm)	1
5	Estufa elétrica para secagem com termostato automático (110V-50/60HZ, 50cm x 40cm x 50cm)	1
6	Pinça para cápsula	1

PROCEDIMENTO

- 1.º) Coloque, em estufa a 105°C, uma cápsula de porcelana, durante uma hora.
- 2.º) Retire a cápsula da estufa e coloque-a no dessecador para esfriar, durante dez minutos.
- 3.º) Pese a cápsula em balança analítica. Anote: peso da cápsula = _____g.
- 4.º) Pese, aproximadamente, 2g da amostra. Anote: peso da cápsula + peso da amostra (m_1) = _____g; peso da amostra (m_2) = _____g.
- 5.º) Aqueça-a em estufa a 105°C por uma hora.
- 6.º) Retire a cápsula da estufa e coloque-a no dessecador para esfriar por dez minutos.
- 7.º) Pese a cápsula em balança analítica. Anote: peso da cápsula + peso da amostra seca (m_3) = _____g.
- 8.º) Calcule o percentual de umidade na amostra, através da seguinte fórmula:

$$\%V = \frac{m_1 - m_3}{m_2} \times 100 \text{ (umidade a } 105^\circ \text{ por cento p/p).}$$

Comentário

O método de aquecimento usado, embora sendo indireto, oferece resultados confiáveis e se aplica para determinar a umidade livre na temperatura de 105°C, pois certa quantidade de água ainda permanece retida, como a água de cristalização, a água de constituição, etc.



AULA PRÁTICA II

Determinar o percentual de cinzas existente em produtos hortifrutigranjeiros

EQUIPAMENTO

Item	Denominação, tipo e capacidade	Quant.
MATERIAIS		
1	Balança analítica	1
2	Cadinho de porcelana (25ml, forma baixa)	1
3	Dessecador (completo, com tampa esmerilhada e luva, 250mm Ø)	
4	Espátula de porcelana (10cm x 1cm)	
5	Fogareiro elétrico, sem termostato	
6	Forno elétrico (100mm x 107mm x 152mm, 110V — 2240W)	
7	Luva de amianto (mão direita)	
8	Pinça para cápsula	

PROCEDIMENTO

- 1.º) Coloque o cadinho em forno elétrico a 600°C por uma hora.
- 2.º) Retire o cadinho do forno e coloque-o no dessecador para esfriar, durante vinte minutos.
- 3.º) Pese o cadinho em balança analítica. Anote: peso do cadinho (m_1) = ____g.
- 4.º) Pese, aproximadamente, 2g da amostra. Anote:
peso do cadinho + peso da amostra = ____g
peso da amostra (m_2) = ____g
- 5.º) Coloque o cadinho em fogareiro elétrico e carbonize a amostra até o desaparecimento da fumaça.
- 6.º) Coloque o cadinho no forno frio. Aqueça até 600°C. Espere, então, uma hora.
- 7.º) Retire o cadinho do forno e coloque no dessecador para esfriar, durante vinte minutos.
- 8.º) Pese o cadinho na balança analítica. Anote:
peso do cadinho + peso do resíduo (m_3) = ____g.
- 9.º) Calcule o teor de cinzas na amostra, através da seguinte fórmula:

$$\% \text{ cinzas} = \frac{m_3 - m_1}{m_2} \times 100 \text{ (cinzas por cento p/p).}$$

Comentário

Cinzas é o nome dado ao resíduo obtido por aquecimento de um produto em temperatura próxima a 600°C.

Nem sempre este resíduo representa toda a substância inorgânica presente na amostra, pois alguns sais podem sofrer redução ou volatilização neste aquecimento.

O produto do qual se quer determinar o teor de cinzas deve ser mantido no torno a 600°C até eliminação completa do carvão. As cinzas deverão ficar brancas ou ligeiramente acinzentadas. Em caso contrário, deixe esfriar, adicione 0,5ml de água destilada, seque e incinere novamente.

Em alguns casos, para facilitar a carbonização, adicione inicialmente à amostra algumas gotas de azeite comestível.

Muitas vezes, é vantajoso combinar a determinação direta de umidade e a determinação de cinzas, incinerando o resíduo obtido na determinação de umidade.



AULA PRÁTICA III

Determinar o percentual de extrato seco em diversas amostras

EQUIPAMENTO

Item	Denominação, tipo e capacidade	Quant.
MATERIAIS		
1	Balança analítica	1
2	Banho-maria elétrico, retangular, em aço inoxidável, com chave de três calores, três bocas de 10cm Ø com anéis de diminuição, nível constante e torneira (110V-2.500W)	1
3	Cápsula de porcelana (7,5 cm Ø)	1
4	Dessecador (completo, com tampa esmerilhada e luva, 250mm Ø)	1
5	Estufa elétrica para secagem com termorregulador automático (110V-50/60 Hz, 50cm x 40cm x 50cm)	1
6	Pinça para cápsula	1

PROCEDIMENTO

- 1.º) Coloque a cápsula de porcelana em estufa a 105°C, durante uma hora.
- 2.º) Retire a cápsula da estufa e coloque-a no dessecador para esfriar durante dez minutos.
- 3.º) Pese a cápsula em balança analítica. Anote:
peso da cápsula = _____g.
- 4.º) Pipete 10ml da amostra e coloque-a na cápsula de porcelana.
- 5.º) Evapore em banho-maria até a secura completa.
- 6.º) Aqueça em estufa a 105°C por duas horas.
- 7.º) Retire a cápsula da estufa e coloque-a no dessecador para esfriar durante dez minutos.
- 8.º) Pese a cápsula em balança analítica. Anote:
peso da cápsula + peso do extrato seco = _____g
peso do extrato seco (N) = _____g.
- 9.º) Calcule o percentual de extrato seco da amostra, através da seguinte fórmula:

$$\% \text{ extr. seco} = \frac{N}{A} \times 100 \text{ (extrato seco por cento p/v).}$$

N = peso do extrato seco

A = volume pipetado da amostra, em ml = 10ml

Comentário

Em caso de amostras sólidas, pese 10g da amostra e continue o procedimento descrito anteriormente.

Em se tratando de amostras líquidas, o tempo de aquecimento é mais prolongado, em virtude de apresentarem uma quantidade maior de voláteis a ser eliminada.



AULA PRÁTICA IV

Determinação de CaO e MgO em calcária - Identificar o calcário dolomítico em função da análise executada

EQUIPAMENTO

Item	Denominação, tipo e capacidade	Quant.
MATERIAIS		
1	Balança analítica	1
2	Balão volumétrico (100ml)	7
3	Balão volumétrico (200ml)	1
4	Balão volumétrico (250ml)	1
5	Banho-maria elétrico, retangular, em aço inoxidável, com chave de três calores, três bocas de 10cm Ø, com anéis de diminuição, nível constante e torneira (110V-2.500W)	1
6	Bastão de vidro (20cm x 6mm Ø)	9
7	Béquer (50ml)	7
8	Béquer (250ml)	3
9	Béquer (500ml)	2
10	Cadinho de porcelana (25ml, forma baixa)	3
11	Cápsula de porcelana (7,5cm Ø)	1
12	Conta-gotas	1
13	Dessecador (completo, com tampa esmerilhada e luva, 250mm Ø)	1
14	Etiqueta (2cm x 4cm)	9
15	Fogareiro elétrico, sem termostato	1
16	Forno elétrico (100mm x 107mm x 152mm, 110V-2.240W)	1
17	Frasco de vidro branco, boca estreita, com rolha esmerilhada (250ml)	9
18	Frasco lavador de polietileno (250ml)	1
19	Funil de vidro (haste curta, 6cm Ø)	8
20	Funil de vidro (haste longa, 10cm Ø)	3
21	Luva de amianto, (mão direita)	1
22	Papel de filtro (disco, 9cm Ø)	1
23	Papel de filtro (disco, 11cm Ø)	3
24	Pinça para cápsula	1
25	Pipeta graduada (5ml)	4
26	Pipeta volumétrica (100ml)	1
27	Placa aquecedora (20cm x 30cm)	1
28	Proveta graduada (50ml)	3
29	Suporte em anel (5cm Ø)	1
30	Suporte universal (base e haste de 60cm)	1
SUBSTANCIAS		
31	Ácido clorídrico concentrado (líquido, ml)	30
32	Ácido oxálico (H ₂ C ₂ O ₄ ·2H ₂ O) (sólido, g)	15
33	Água destilada (líquido, ml)	2.000
34	Cloreto de amônio (sólido, g)	12
35	Fosfato de amônio (sólido, g)	1
36	Hidróxido de amônio concentrado (líquido, ml)	60
37	Oxalato de amônio (sólido, g)	10
38	Peridrol (líquido, ml)	1
39	Vermelho de metila (líquido, ml)	1

Preparação prévia

- 1.º Prepare 200ml de solução de ácido clorídrico 10:90 (20ml de ácido clorídrico concentrado + 180ml de água destilada).
- 2.º Prepare 100ml de solução de ácido oxálico a 10% (10g de ácido oxálico/100ml de solução).
- 3.º Prepare 100ml de solução de ácido oxálico a 1g/l (0,1g de ácido oxálico/100ml de solução).
- 4.º Prepare 100ml de solução de cloreto de amônio a 10% (10g de cloreto de amônio/100ml de solução).
- 5.º Prepare 100ml de solução de cloreto de amônio 2:1.000 (0,2g de cloreto de amônio/100ml de solução).

- 6.º) Prepare 100ml de solução de hidróxido de amônio 1:1 (50ml de hidróxido de amônio concentrado + 50ml de água destilada).
- 7.º) Prepare 20ml de solução de hidróxido de amônio 1:20 (1ml de hidróxido de amônio concentrado/20ml de solução).
- 8.º) Prepare 100ml de solução de oxalato de amônio a 0,1% (0,1g de oxalato de amônio/100ml de solução).
- 9.º) Prepare 100ml de solução de oxalato de amônio a 6% (6g de oxalato de amônio/100ml de solução).

Experimento

1.º) PERDAS AO FOGO

- a) Coloque três cadinhos de porcelana em forno a 1.000°C, por trinta minutos. Retire e esfrie em dessecador.
- b) Pese um cadinho em balança analítica e deixe os outros dois no dessecador, para as determinações posteriores de CaO e MgO. Anote o peso do primeiro cadinho:
peso do cadinho = _____g.
- c) Pese, aproximadamente, 1g da amostra. Anote:
peso do cadinho + peso da amostra (M) = _____g.
- d) Leve ao forno novamente a 1.000°C, por trinta minutos. Retire e esfrie em dessecador.
Peso da amostra (M) = _____g.

2.º) INSOLÚVEIS EM ÁCIDO CLORÍDRICO

- a) Transfira a amostra do cadinho para uma cápsula de porcelana, com o auxílio de 50ml de solução de ácido clorídrico 10:90, medida em proveta. Leve ao banho-maria até à secura.
- b) Retome a cápsula, usando 50ml do mesmo ácido e torne a levar à secura. Junte, novamente, 50ml de ácido clorídrico 10:90, aqueça e filtre para balão volumétrico de 250ml, usando papel de filtro.
- c) Lave a cápsula e o filtro com água quente. Esfrie e complete o volume do balão até o traço de aferição, com água destilada. Agite-o.

3.º) ÓXIDOS COMBINADOS

- a) Pipete 100ml da solução do balão anterior e coloque em um béquer de 250ml.
- b) Junte 5ml de solução de cloreto de amônio a 10%, e 2 gotas de peridrol e algumas gotas de vermelho de metila. Leve à suave ebulição. Neutralize com solução de hidróxido de amônio 1:1, até que a coloração passe para amarelo.
- c) Continue com a ebulição suave por um minuto. Deixe esfriar um pouco e filtre com papel de filtro, recolhendo o filtrado em um béquer de 500ml.
- d) Lave o precipitado com solução de cloreto de amônio 2:1.000 quente e reserve o filtrado para a próxima etapa.

4.º) DETERMINAÇÃO DE CaO

- a) Aqueça o filtrado na etapa anterior até 50°C e adicione 2ml de ácido clorídrico concentrado, tornando-o, em seguida, levemente alcalino com solução de hidróxido de amônio 1:20. Verifique com vermelho de metila.
- b) Junte solução de ácido oxálico a 10% até neutralizar. Adicione, então, um excesso de 5ml de ácido oxálico e ferva por um minuto.
- e) Junte, a quente (quase fervendo), 25ml de oxalato de amônio em solução saturada e leve ao banho-maria por trinta minutos.
- d) Deixe esfriar por duas horas e filtre com papel, recolhendo o filtrado em um béquer de 500ml.
- e) Lave o precipitado com solução de oxalato de amônio a 2g/l e com solução de ácido oxálico a 1g/l. Guarde o filtrado para a etapa seguinte.
- f) Pese o segundo cadinho em balança analítica. Anote: peso do cadinho = _____g.

- g) Calcine levemente o precipitado até 700°Ce, depois, elevea temperatura até 1.000°C por quinze minutos.
- h) Deixe esfriar em dessecador e pese. Anote: peso do cadinho + peso da amostra calcinada = _____g
 peso da amostra calcinada (m;) = _____g.
- i) Calcule o teor de CaO na amostra, seguindo os seguintes passos:

$$\begin{array}{l} m1 \dots\dots\dots 250ml \\ X \dots\dots\dots 100ml \end{array} \quad X = \dots\dots\dots g$$

$$\begin{array}{l} X \dots\dots\dots \\ 100\% \dots\dots\dots Y \end{array} \quad Y = \dots\dots\dots \% \text{ CaO}$$

5.º) DETERMINAÇÃO DE MgO

- a) Reduza o volume do filtrado anterior a 200ml, em placa aquecedora. Esfrie-o.
- b) Alcalinize levemente com solução de hidróxido de amônio 1:20, juntando, em seguida, 1ml de ácido clorídrico concentrado.
- c) Coloque 1g de fosfato de amônio dibásico e alcalinize com hidróxido de amônio concentrado.
- d) Junte, levemente, mais hidróxido de amônio concentrado até não aparecer mais precipitado.
- e) Deixe em repouso durante uma noite; em seguida, filtre através de papel de filtro e lave o precipitado com água levemente alcalinizada pelo hidróxido de amônio.
- f) Pese o terceiro cadinho em balança analítica. Anote: peso do cadinho = _____g.
- g) Carbonize completamente o precipitado em fogareiro elétrico e calcine a 1.000°C por quinze minutos.
- h) Deixe-o esfriar em dessecador e pese-o. Anote: peso do cadinho + peso da amostra calcinada = _____g
 peso da amostra calcinada (m,) = _____g.
- i) Calcule o teor de MgO na amostra, da seguinte maneira:

$$100\% \dots\dots\dots Z \quad z = \dots\dots\dots \% \text{Mg}_2\text{P}_2\text{O}_7$$

$$\% \text{MgO} = \% \text{Mg}_2\text{P}_2\text{O}_7 \times 0,3623$$

Comentário

O calcário é muito utilizado na agricultura como corretivo do solo, ajustando o pH na faixa desejada, quando dolomítico, isto é, contendo em torno de 20% de MgO e 80% de CaO. Além de corretivo, atua também como nutriente do solo.

O calcário é ainda matéria-prima para a fabricação de cal, gesso Cré, cimento, dentifricio, massa de vidraceiro, tintas, barrilha, além de possuir outras utilidades.

Reflexão

Com esse material pretendemos mostrar que houve a contextualização dos conteúdos no sentido em que foi possível estabelecer inter-relações entre todos os conhecimentos necessários para o entendimento da Estequiometria e os fatos presentes no dia-a-dia de um aluno do curso Técnico em Agropecuária

. Vale ressaltar que a metodologia proposta possibilita tornar os alunos mais motivados, participativos e criativos durante as aulas teóricas e práticas de química.

Além disso, o material didático permite trabalhar não apenas os conteúdos químicos e procedimentos, mas também, atitudes e valores necessários para que os estudantes construam competências e habilidades para questionar e entender o contexto no qual estão inseridos!

- ABIFINA. *É necessária uma mudança de mentalidade daqueles que temem o progresso científico e até mesmo impedem o acesso aos nossos recursos da biodiversidade*. 2012. Disponível: <<http://www.abifina.org.br>>. Acesso em: 12 mai. 2016.
- AGROTÓXICOS. Divisão de saúde do trabalhador/SSMA-RS.
- ANDRADE, Fátima D. M. *Educação ambiental e interdisciplinaridade* In Revista do ensino. Secretaria da Educação do Rio Grande do Sul, No.182 out/dez.1994. p.44-45.
- ANDRADE, J. B.; SARNO, P. Química ambiental em ação: uma nova abordagem para tópicos de Química relacionados com o meio ambiente. In: *Revista Química Nova*, n. 03, mar. 1990. p. 213-221.
- ARROIO, A et al. (2006). *O show da química: motivando o interesse científico*. *Química Nova*, 29(1), p. 173-178.
- ALTARUGIO, M. H.; LUSTOSA, M.; LOCATELLI, S. W. O debate como estratégia em aulas de química. In: *Química Nova na Escola*, v.32, p. 26-30, 2010. Disponível em: <http://qnesc.s bq.org.br/online/Qnesc32_1/06-RSA-8008.pdf> Acesso em: 11 mai. 2016.
- BAYER. “*Compêndio de Defensivos Agrícolas*”.
- BECKER, Fernando. *A Epistemologia do Professor o cotidiano da Escola*. Petrópolis, RJ: Vozes, 1993.
- BRAATHEN, Per Christian. *Cálculo Estequiométrico sem mistério, pensando em MOL*. 1. ed. Belo Horizonte: Conselho Regional de Química, 2011. v. 1. 156p.
- BRAIBANTE, Maria Elisa Fortes; ZAPPE, Janessa Aline. 2011. A Química dos Agrotóxicos. *Revista Química Nova na Escola*, vol. 34, n. 1.
- BRASIL. Ministério da Educação. Secretaria de Educação Básica. Departamento de Políticas de Ensino Médio. (2006). *Orientações Curriculares para o Ensino Médio: Ciências da Natureza, Matemática e suas Tecnologias*. Brasília, 2.
- CAMPANHA PERMANENTE CONTRA OS AGROTÓXICOS E PELA VIDA. *O veneno está na mesa*. Direção: Silvío Tandler. Brasil, 2011. Disponível em: <<http://contraosagrotoxicos.org/>>. Acesso em: 08 ago. 2015.
- CARSON, R. *Primavera Silenciosa*. Rio de Janeiro: Melhoramentos, 1962. 305 p.

- CARRARO, Gilda. *Agrotóxico e Meio Ambiente: Uma proposta de Ensino de Ciências e de Química*. Porto Alegre: 1997. 95p.
- CAVALCANTI, J. A. et al. (2010). Agrotóxicos: uma temática para o ensino de Química. *Química Nova na Escola*, 32(1), p. 31-36.
- CAVERO, Salazar E. *Inseticidas e Acaricidas - Toxicologia; Receituária Agrônomo Guerra Formulações. Tecnologia de Aplicação*, 1983.
- CEA/SE - Comissão Educação Ambiental. Considerações sobre Educação Ambiental. In: *Subsídio de Educação Ambiental - 2*. Ed. Porto Alegre: Corag: abr - 1993.
- _____ *Fundamentos de Educação Ambiental* In: *O enfoque interdisciplinaridade Educação Ambiental* - Porto Alegre: mar, 1994.
- CHASSOT, Attico I. *Catalisando informações na Educação*. Ijuí: Ed. Unijuí.1993. *Para que (m) é útil o ensino? Alternativas para um ensino de Química) mais crítico*. Canoas: Ed. da Ulbra, 1995.
- Compêndio de defensivos agrícolas. 3ª edição. São Paulo: Organização Andrei Ltda, 1990.
- Compêndio de defensivos agrícolas: guia prático de Produtos fitossanitários para uso agrícola. 4. ed. São Paulo: Organização Andrei, 1993.
- DAL-FARRA, R. A. ; LIMA, F. S. . Os Agrotóxicos como Temática no Ensino: Reflexões Preliminares. In: *IV Simpósio Internacional e VII Fórum Nacional de Educação*, 2010, Torres. Anais do IV Simpósio Internacional e VII Fórum Nacional de Educação, 2010.
- Delizoicov, D. Angotti, J., & Pernambuco, M. M. (2009). *Ensino de Ciências: fundamentos e métodos*. 3. ed. São Paulo: Cortez.
- GALLO NETTO, Carmo. *Química Da Teoria à Realidade*.Vol.3., Química Orgânica. São Paulo: Scipione, 1995.
- FREIRE, Paulo. *Educação e Mudança*. Coleção Educação e Mudança, vol. 1. Rio de Janeiro: Ed. Paz e Terra, 1983.
- GARCIA, Eduardo G. *Agrotóxicos e Prevenção; manual de treinamento*. São Paulo Fundacentro, 1991.
- GOTARDI, O. L. N. *Agrotóxicos e meio ambiente – abordagem cts numa perspectiva freireana para o ensino de química em Culturama – MS*. Dissertação (Mestrado em Ensino de Ciências). Universidade Federal de Mato Grosso do Sul. Campo Grande, 2012.

- MOREIRA, M. A. *A teoria da aprendizagem significativa e sua implementação na sala de aula*. Brasília: Editora da UnB, 2006. 185p.
- _____. *Aprendizagem Significativa: da visão clássica à visão crítica*. Porto Alegre. Instituto de Física da UFRGS, 2010.
- OLIVEIRA, Jairo A., et al. A., J. *Uma mensagem ao agricultor – Projeto Escola no Campo São Paulo*: ICI Brasil, 1993.
- PINHEIRO, N. A. M., Silveira, R. M. C. F. & Bazzo, W. A. (2007). *Ciência, tecnologia e sociedade: a relevância do enfoque CTS para o contexto do ensino médio*. *Ciência & Educação*, Bauru, 13(1), 71-84.
- SANTOS, W. L. P. et al. (2010). *Práticas de Educação Ambiental em aulas de química em uma visão socioambiental: perspectivas e desafios*. *Revista Eureka sobre Enseñanza y Divulgación de las Ciencias*, n. extraordinário, p. 260-270.
- Santos, W. L. P., & Schnetzler, R. P. (2003). *Educação em Química: compromisso com a cidadania*. 3. ed. Ijuí: Unijuí.
- SANTOS, S. M. O.; DIB, S. M. F. (2003). *Química e Sociedade: modelo de partículas e poluição atmosférica, mód. 2 e manual do professor*. São Paulo: Editora Nova Geração. — (2004a). *Química e Sociedade: elementos, interações e agricultura, mód. 3 e manual do professor*. São Paulo: Editora Nova Geração. — (2004b). *Química e Sociedade: cálculos, soluções e estética, mód. 4 e manual do professor*. São Paulo: Editora Nova Geração. — (2005). *Química e sociedade*. São Paulo: Editora Nova Geração.
- SOUZA, Francisco D. S. *Educação Ambiental em busca de vida digna*. In: *Revista Mundo Jovem*. out./1995.
- TOZONI-REIS, M. F. C. (2006). *Temas ambientais como “temas geradores”: contribuições para uma metodologia educativa ambiental crítica, transformadora e emancipatória*. *Educar*, Curitiba, (27), 93-110.
- ZAPPE, J. A. (2011). *Agrotóxicos no contexto químico e social*. Dissertação de Mestrado. Universidade Federal de Santa Maria, Santa Maria, RS, Brasil.