

UNIVERSIDADE TECNOLÓGICA FEDERAL DO PARANÁ
DIRETORIA DE PESQUISA E PÓS-GRADUAÇÃO
MESTRADO PROFISSIONAL DE QUÍMICA EM REDE NACIONAL – PROFQUI

Experimentações e modelagens, o caso da combustão

Tipo de produto: Sequência didática

Leonardo Alexandre Veltrone

Ana Cristina Trindade Cursino

*PRODUTO EDUCACIONAL DESENVOLVIDO NA UNIVERSIDADE
TECNOLÓGICA FEDERAL DO PARANÁ – CAMPUS MEDIANEIRA*

Título da Dissertação relacionada:

Modelagem atômica: O elo entre experimentação e simulações virtuais no
ensino de química



Sequência Didática (SD)



Apresentação:

Como eixo central será desenvolvido as representações sobre o Fogo (macroscópica, submicroscópica e simbólica) na qual a contextualização dos modelos atômicos esta em interação a conceitos químicos, como: reações químicas, fórmulas químicas, balanceamento de equações e transições eletrônica, por meio de atividades de experimentações - combustão de compostos orgânicos e sais metálicos em interatividade com simulações virtuais.

Leonardo Alexandre Veltrone

AULA 1 - Representações do fogo

Atividade de leitura individual, de caráter reflexivo sobre o fenômeno fogo. Momento para coleta dos elementos subsunçores (conhecimentos prévios). Tempo estimado: 1 aula (50 min)

Objetivos:

- Relacionar os diferentes contextos da história do fenômeno fogo as distintas representações sociais atuais.
- Representar átomos e moléculas por modelo (esférico).

Uma das grandes conquistas do homem foi aprender a fazer e a controlar o fogo. Com isso, ele passou a não temer mais o frio nem as trevas da noite. Conseguiu afugentar os animais que o ameaçavam e comer sua carne de maneira mais apetitosa. Passou a fazer melhor os objetos de barro (a cerâmica) e, mais tarde, a obter os metais. Fez também do fogo um destruidor do ambiente e uma arma para matar o seu semelhante. Por isso, ainda, o fogo fascina e amedronta. Ao mesmo tempo que nos remete ao passado longínquo, o fogo também é o presente, a modernidade, nos motores dos automóveis, dos jatos e dos foguetes. O petróleo - motor do mundo atual - é seu principal alimento. Vários materiais que utilizamos hoje, como o vidro, a porcelana, o cimento armado, os metais, os plásticos etc., são fabricados com fogo.

A história da evolução da humanidade confunde-se com a história do fogo.

O fogo destrói, transforma, permite que os corpos se dilatam, se evaporem, se fundam e por isso os químicos sempre olharam com fascínio para o fogo.



Faíscas da filosofia: Fogo

Há muitas representações simbólicas acerca do fogo ao longo da história, e de modo geral, estão associadas às questões filosóficas ou sociais.

Nesse contexto, o estudo e o uso do fogo na história do homem estão atrelados à própria história da química, especialmente em relação à arte da transformação alquímica. Apesar de sua grande presença em materiais de cunho não verbal, tais como ilustrações e imagens, não existem muitos estudos sobre essa dimensão representativa visual do fogo.

Um trabalho histórico-filosófico sobre o fogo, em sentido específico, foi escrito por Gaston Bachelard (1884-1962), em *Psicanálise do Fogo*, na obra o filósofo francês passeia por diferentes momentos do fogo, e indica que fogo e calor fornecem modos de explicação nos mais variados domínios, porque eles oferecem a oportunidade de memórias inesquecíveis, para experiências pessoais simples e decisivas. Ainda para Bachelard o fogo é:

"um fenômeno privilegiado que pode explicar nada. Se tudo o que muda lentamente pode ser explicado pela vida, tudo o que muda mais rapidamente é explicado pelo fogo".



Gaston Bachelard

Para Bachelard, esse é provavelmente o fenômeno que mais ocupou os cientistas ao longo o processo histórico,

"durante muito tempo, pensou-se que resolver o enigma do fogo era resolver o enigma central do Universo".



Heráclito

Nos estudos de filosofia natural de Heráclito (540-475 a.C.) o fogo era tido como princípio primordial e agente de transformação, já Aristóteles (384-322 a.C.) colocava o fogo entre os quatro elementos primordiais que combinados davam origem a composição de todos os seres, ambas suposições foram aceitas por mais de mil anos.



Aristóteles

O fogo, ou melhor, a combustão, é na verdade uma reação química de oxidação-redução com grande liberação de energia. A importância do fogo e o encantamento por este fenômeno superou todas as barreiras da história e em meados do século XVIII, ainda haviam discussões complexas sobre a natureza do fogo bem como suas explicações.

A primeira teoria que se propôs a explicar a combustão abrangendo tanto as transformações químicas como a produção simultânea de energia sob a forma de luz e calor foi a teoria do flogisto (Filgueiras, 1996). proposta por Georg Ernst Stahl que introduz o conceito do flogisto, o suposto princípio da inflamabilidade que se desprenderia dos corpos aos arderem...

A respeito do fogo e do calor es o que diz Stahl no tratado do enxofre: "este princípio (flogisto) é o fogo corporal, a verdadeira matéria do fogo, o verdadeiro princípio de seu movimento em todas as combinações inflamáveis, entretanto, fora de sua mistura (com a matéria) ele não produz fogo, dissipando-se e volatizando-se em partículas indivisíveis em que produz simplesmente calor, e qual é um fogo úmido dividido"

A segunda teoria, origina-se com a corroboração de diversos cientistas da época, porém todo o mérito foi dado a Antoine Lavoisier, que através do acúmulo de conhecimento contrapõe-se as idéias stahlianas ao explicar a combustão, não como perda de um princípio hipotético, mas como a incorporação de algo material e mensurável, o oxigênio, ao corpo que arde.

Lavoisier escreve o seguinte, Tratado Elementar de Química de 1789: "Distinguimos a causa do calor, ou aquele fluido extremamente elástico que o produz, pelo termo calórico". E mais adiante: "No presente estado de nosso conhecimento, somos incapazes de determinar se a luz é uma modificação do calórico ou se o calórico é, ao contrário, uma modificação da luz".

Lavoisier passou a explicar a combustão e calcinação como uma combinação com o oxigênio percebendo a fragilidade da teoria do flogisto, suas limitações, e fazendo uso sistemático de balanças mais sensíveis e precisas.

Modelo para átomos

No final do século XVIII, início do XIX, podia-se dizer que a Química era uma ciência predominantemente experimental. Havia Leis, uma lista de elementos que, por meio de reações químicas – acreditava-se – poderiam formar tudo.

Mas o que seriam esses elementos químicos? Qual a sua estrutura? Seria possível um modelo para esses elementos que explicasse as leis e os resultados experimentais?

No ano de 1803, o químico inglês John Dalton saiu em busca das respostas. Ele se apoiou na teoria corpuscular de Newton para explicar o comportamento dos gases, o que o levou a formular a importantíssima Lei de Dalton das pressões parciais.

Dalton estava convencido de que o que formava a matéria eram os átomos e, ainda, de que a massa dos átomos determinava o comportamento macroscópico das substâncias. Elaborou então um modelo para a estrutura da matéria baseado nos seguintes postulados:

1. Os elementos são formados por pequeníssimas partículas, os átomos.
2. Todos os átomos de um determinado elemento são idênticos entre si.
3. Os átomos de um determinado elemento são diferentes dos átomos de outro elemento e o que os diferencia são suas massas relativas.
4. Os átomos de um elemento podem se combinar com átomos de outros elementos formando os átomos compostos. Um dado composto possui sempre o mesmo número relativo de tipos de átomos.
5. Os átomos não podem ser criados, divididos ou destruídos através de processos químicos. Uma reação química simplesmente altera o modo de agrupamento dos átomos.

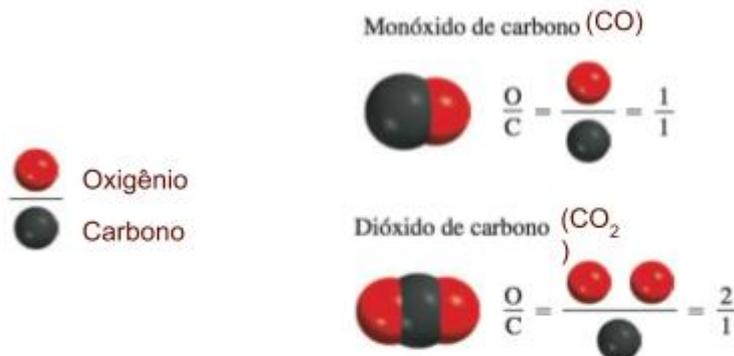
A teoria de Dalton não apenas explicava como eram os átomos, mas também como eles se combinavam.

Os átomos de Dalton eram partículas indivisíveis, esféricas, maciças, impenetráveis e indestrutíveis que ficaram conhecidos como bola de bilhar, semelhantes às ilustrações.

| Representação Modelo atômico Dalton | | | Substância Simples | Fórmula Molecular | Substância Composta | Fórmula Molecular |
|---|------------|---------|---|----------------------|---|----------------------|
| Representação | Elemento | Símbolo | | | | |
|  | Hidrogênio | H |  | H ₂ |  | HCN |
|  | Carbono | C |  | N ₂ |  | H ₂ O |
|  | Oxigênio | O |  | O ₂ |  | CO ₂ |
|  | Nitrogênio | N |  | O ₃ |  | CH ₄ |

De acordo com a teoria, átomos do mesmo elemento se repeliam e os diferentes que possuíam afinidade se atraíam. Entretanto, em torno de cada átomo, haveria uma nuvem de calórico que deveria ser superada por uma energia externa (uma faísca elétrica, por exemplo) para que os átomos afins pudessem se combinar. Para explicar os dados experimentais que Dalton tinha acesso, ele propôs a "regra da máxima simplicidade", em que a Natureza favorecia a formação de "átomos compostos" binários (um átomo de cada elemento).

Com base nessa regra, Dalton postulou a "Lei das Proporções Múltiplas" que ditava a ordem natural de formação dos "átomos compostos".

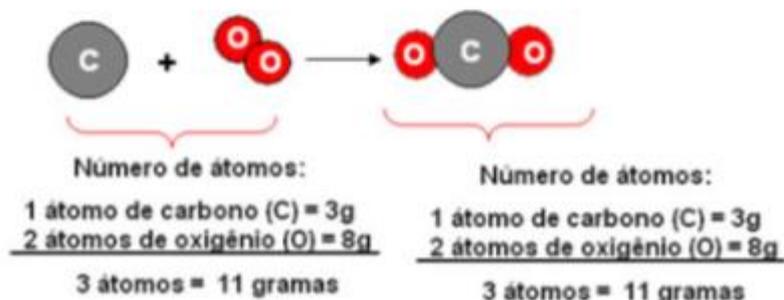


Os postulados de Dalton puderam, então, ancorar as leis ponderais de Antoine Lavoisier e Joseph Louis Proust.

Lavoisier elaborou a Lei de Conservação das Massas, isso significa que: "em uma reação que ocorra em sistema fechado, a massa total dos reagentes é sempre igual a massa total dos produtos, quaisquer que sejam as transformações que venham a ocorrer".

Dalton, por sua vez, propôs que a matéria é formada por átomos que não podem ser criados nem destruídos. Isso leva à seguinte conclusão lógica: se o número de átomos permanece constante durante uma reação, então a massa do sistema também se manterá constante.

Por exemplo, usando o modelo de átomos esféricos de Dalton, veja uma reação em que se verifica que 3g de carbono reagem com 8g de oxigênio, produzindo 11 g de gás carbônico:



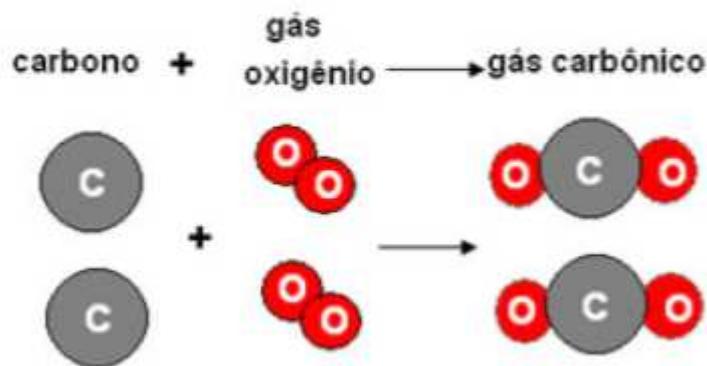
Veja que o que ocorre é, conforme Dalton disse, um rearranjo dos átomos, em combinações diferentes originando substâncias diferentes.

Já a Lei de Proust das Proporções Constantes diz:

“Toda substância apresenta uma proporção em massa constante na sua composição.”

A teoria de Dalton também explicou essa lei em nível microscópico. No mesmo exemplo citado anteriormente da reação de formação do gás carbônico, vimos que:

3 g de carbono (C) se unem a 8 g de oxigênio (O₂) produzindo 11 g de gás carbônico (CO₂). Se desejarmos obter duas moléculas de CO₂ deveremos usar o dobro das quantidades, tanto de carbono como de oxigênio:



Como a proporção em número de átomos é constante, a proporção em massa também é constante. Qualquer que seja a experiência para a obtenção do gás carbônico, a proporção entre os átomos de carbono e oxigênio se mantém constante.

De acordo com a Lei de Proust, as reações químicas ocorria com proporções definidas de massa dos reagentes envolvidos. Então, as proporções macroscópicas poderiam ser transportadas para o mundo microscópico e assim determinadas as massas relativas dos diversos átomos.

AULA 2 - Combustão e Ambiente virtual

Atividade laboratório/Ambiente Virtual
Modelagem virtual dos modelos atômicos
Tempo estimado: 2 aulas (1h40 min)

Objetivos:

- Construir moléculas simples a partir do modelo atômico de Dalton.
- Balancear por modelagem atômica uma equação química de combustão.
- Reconhecer que o número de átomos de cada elemento é conservado em uma reação química.
- Descrever a diferença entre os coeficientes e os índices em uma equação química.

Contextualização:

Quando vamos cozinhar algum alimento em nossas casas, utilizamos a combustão do gás de cozinha. Uma das coisas que podemos observar na chama resultante da combustão desse gás é que normalmente a cor dela é um azul bem claro. Porém, na maioria das reações de combustão, como, por exemplo, na queima de uma vela, a chama se apresenta na cor amarela.

Problematização:

“Se o fogo é resultado de uma reação de combustão, por que algumas chamas possuem cores diferentes?”



Figura: a) queimador de gás, b) vela

Para entendermos como isso se dá, temos que entender o que é uma reação de combustão, e quais são as substâncias presentes em cada uma das reações citadas.

Uma reação de combustão ocorre quando um combustível (material oxidável) é consumido por um comburente (material gasoso contendo oxigênio) para gerar energia térmica (calor).

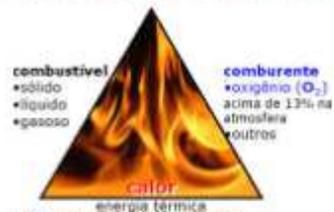


Figura: Tetraedro do fogo.

Outro ponto importante que precisamos saber sobre as reações de combustão é que elas podem se dar de forma **completa ou incompleta**. Se houver oxigênio suficiente para consumir o combustível, a reação será completa e produzirá gás carbônico (CO_2) e água (H_2O). Do contrário, a combustão será parcial, incompleta, gerando monóxido de carbono (CO) e água; ou carbono (C) e água.

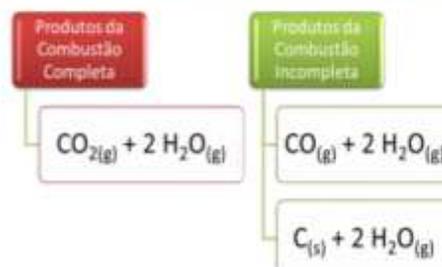
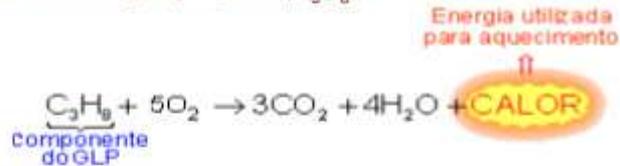


Figura:Produtos da combustão completa e incompleta da matéria.

Em ambos os casos que estamos analisando, o comburente é o oxigênio presente no ar. Entretanto, os combustíveis são diferentes. O gás de cozinha é na realidade o gás liquefeito de petróleo (GLP), que é uma mistura de hidrocarbonetos do grupo dos alcanos, de baixa cadeia carbônica, sendo um dos constituintes do combustível o gás propano (C_3H_8).

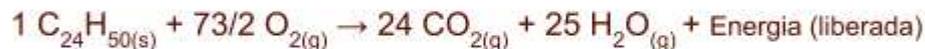
Figura : Energia liberada na forma de calor na combustão completa do gás propano (constituinte do gás de cozinha - GLP)



Já no caso da vela, a parafina é o combustível da reação, sendo que ela é constituída por uma mistura de alcanos com átomos de carbono que variam em sua cadeia carbônica de 20 a 36 unidades. Com isso, precisa-se de muito mais oxigênio para que essa reação ocorra de modo completo.

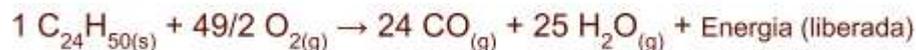
Veja alguns exemplos a seguir da relação proporção Carbono (C) / Oxigênio (O_2) nas reações de combustão da parafina.

Equação 1: Combustão completa (formação de dióxido de carbono - $CO_{2(g)}$ e água - $H_2O_{(g)}$)

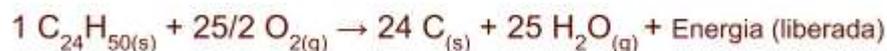


No ar não há oxigênio suficiente para realizar essa combustão completa, assim ela se dá de modo incompleto, como mostrado abaixo nas equações 2 e 3.:

Equação 2: Combustão incompleta (formação de monóxido de carbono - $CO_{(g)}$ e água - $H_2O_{(g)}$)



Equação 3: Combustão incompleta (formação de fuligem - $C_{(s)}$ e água - $H_2O_{(g)}$)



As reações incompletas produzem menor energia que a combustão completa. Isso explica a diferença entre as cores das chamas, pois a chama amarela, característica da combustão incompleta, é de menor energia. Já a chama azul é característica de uma combustão completa, com maior energia.

Dica:
Explore a chama da vela, apresentando a fuligem em questão.



Isso explica também a formação de fuligem pela chama da vela (foto abaixo), que é o carbono tido como produto da combustão incompleta.



Figura: Aspecto da Fuligem (C) na combustão incompleta.

Modelagem por tecnológicas digitais

Pelas potencialidades do uso das novas tecnologias para a educação em química, sobre fenômenos e processos, bem como para proporcionar o desenvolvimento da capacidade de representação em seus distintos níveis e competência representativa, sugere-se como abordagem pedagógica, o uso de simulações computacionais de modelagens atômicas.

(Simulador PhET - Universidade do Colorado)

Acesse o link de simulações PhET.



Clicar no ícone para o link simulador: **Construa uma molécula.**

Link de acesso:

https://phet.colorado.edu/pt_BR/simulation/legacy/build-a-molecule



Descrição da atividade:

Iniciando por átomos, veja como diversas moléculas podem ser feitas. Para o auxílio na compreensão do conceito de combustão proposto anteriormente, monte as seguintes moléculas a partir do modelo atômico (dalton) da simulação.

As substâncias abaixo são (reagentes e produtos) das reações químicas anteriormente apresentadas de combustão completa e incompleta.

- Propano (C_3H_8)
- Butano(C_4H_{10})
- Oxigênio(O_2)
- Monóxido de Carbono (CO)
- Gás Carbônico (CO_2)
- Água (H_2O)



Figura: página inicial do simulador Construa uma molécula.

Clicar no ícone para o link simulador: **Balanciamento de equações químicas.**

Link de acesso:

https://phet.colorado.edu/pt_BR/simulation/balancing-chemical-equation



Descrição da atividade:

Como saber se uma equação química está balanceada?
O que você pode fazer para balancear uma equação?
Brinque com um jogo para testar suas ideias! Foque principalmente nas reações de combustão e faça a interação das proporções dos reagentes e produtos.

Figura: página inicial do simulador Balanciamento de equações químicas.



AULA 3 - Combustão e hidrocarbonetos: O uso de Aplicativo de celular como ferramenta de modelagem atômica.

Atividade com telefone móvel (celular).
Modelagem molecular por aplicativo de celular.
Interatividade em grupo ou individual.
tempo estimado: 1 aula (50 min)

Objetivos:

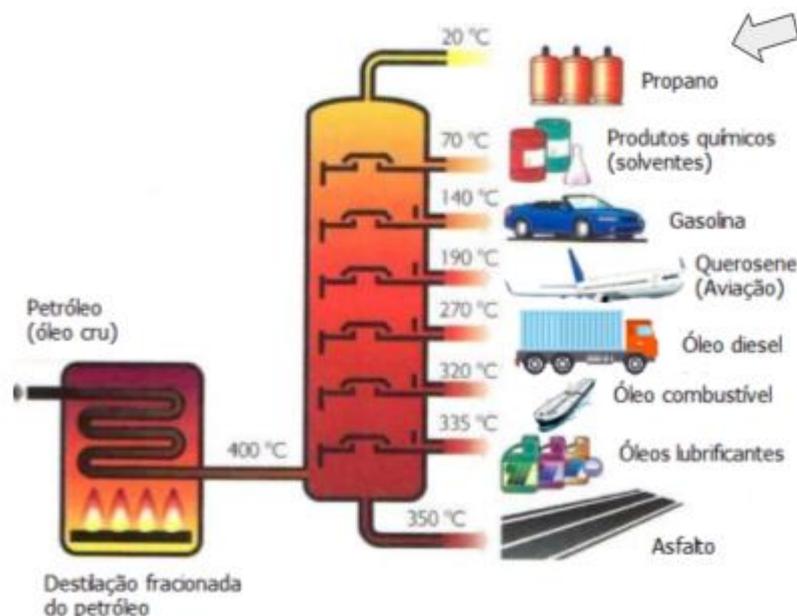
-Visualizar estruturas tridimensionais de moléculas em processo reacional, pela utilização de aplicativo de celular (QuimicAR).

O GLP (Gás Liquefeito de Petróleo) o popular gás de cozinha, é formado pelas moléculas Propano e Butano, dois Hidrocarbonetos muito importantes. É comercializado em botijões onde a mistura de hidrocarbonetos está líquida devido a pressão no interior do recipiente, torna-se gasoso à pressão atmosférica e temperatura ambiente na hora da utilização.

A mistura gasosa do GLP é inodora, sendo adicionado um composto contendo enxofre para apresentar o cheiro característico que sentimos quando acendemos o gás, esta iniciativa também serve como medida de segurança, pois, o cheiro indica vazamento, nesse caso atenção!



Os gases constituintes do GLP (propano e butano), são extraídos do óleo cru do petróleo por processo de destilação fracionada, onde por aquecimento (20° a 30°C), obtém-se as frações conforme ilustração abaixo.



| Frações do petróleo | Intervalo ebulição (°C) | de | Constituintes da fração | Utilização |
|--|-------------------------|----|-----------------------------------|---|
| Gás natural | 20 a 30 | | C ₁ e C ₂ | combustível |
| Gás liquefeito de petróleo (GLP)- mistura dos gases propano e butano | 30 a 40 | | C ₃ e C ₄ | Conhecido como gás de cozinha |
| Éter de petróleo | 30 a 60 | | C ₂ e C ₆ | Solvente |
| Benzina | 60 a 100 | | C ₆ e C ₈ | |
| Gasolina | 40 a 200 | | C ₅ e C ₁₀ | Combustível |
| Nafta | 40 a 250 | | C ₅ e C ₁₂ | Solvente |
| Querosene | 180 a 280 | | C ₁₀ e C ₁₅ | Iluminação, solventes e QAV (querosene para aviação). |
| Óleo diesel | 200 a 350 | | C ₁₀ e C ₁₈ | Combustível |
| Óleo combustível pesado | 280 a 400 | | C ₁₈ e C ₂₂ | Combustível |
| Óleo lubrificante | 300 a 500 | | C ₂₀ | Lubrificante |
| Parafina e vaselina | 350 | | C ₂₅ | Lubrificantes |
| Asfalto (resíduo) | | | C ₃₀ | Pavimentação de estradas e calefação |

O quadro acima, mostra as frações do petróleo obtida no processo de destilação fracionada.

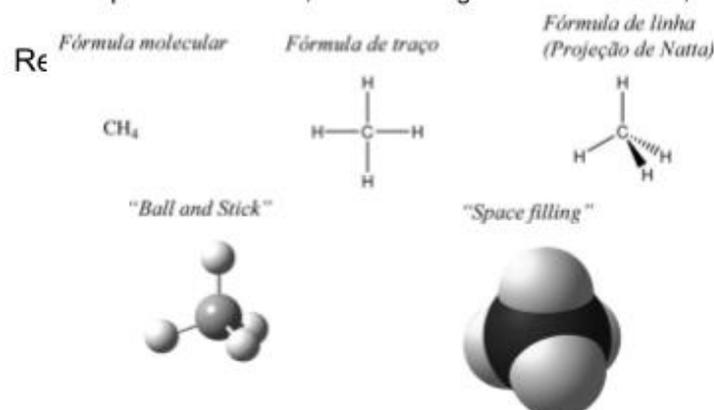
Todos os produtos obtidos, pertencem ao grupo dos hidrocarbonetos.

Os Hidrocarbonetos por definição, são compostos orgânicos formados exclusivamente de C e H.

Os compostos propano e butano são hidrocarbonetos classificados como alcanos de cadeia aberta, saturada, de fórmula geral:



O alcano mais simples é o metano de Fórmula molecular igual a CH₄, também conhecido como gás dos pântanos, o metano apresenta em sua molécula 1 átomo de Carbono e 4 átomos de Hidrogênio. O metano é o principal constituinte do gás natural. O gás natural está sendo utilizado nas indústrias, na geração de energia e também como combustível para automóveis, o chamado gás natural veicular, GNV.



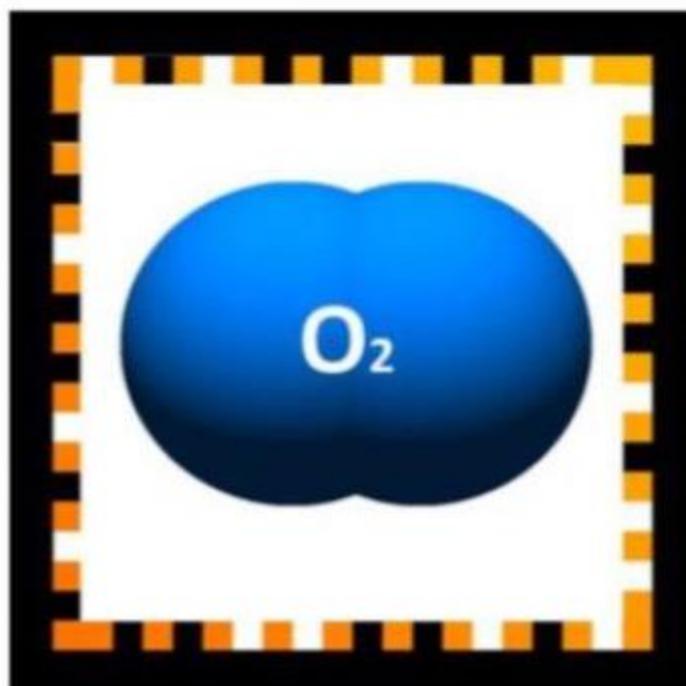
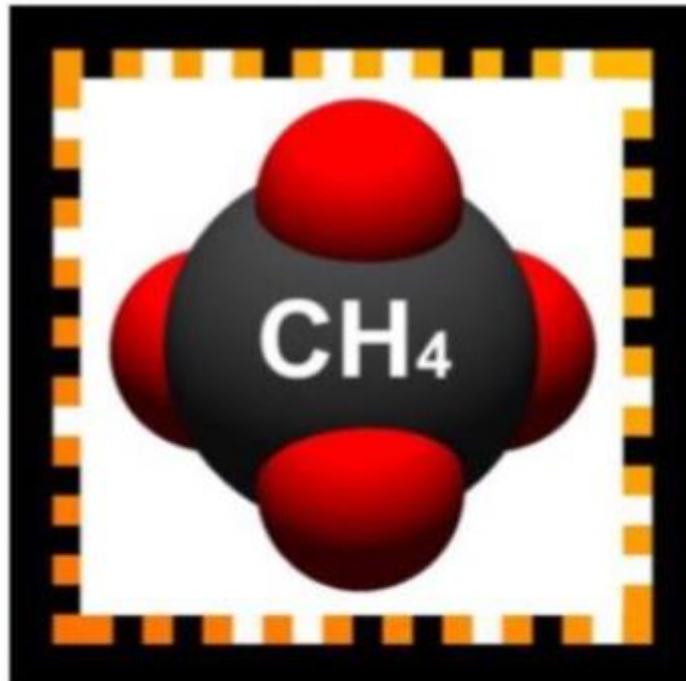
Descrição da atividade:

QuimicAR - ChemistryAR

1) Baixe este aplicativo. ➡

[CreativITICEducation](https://www.creativiteducation.com/)

2) Comece a utilizar o aplicativo (APP). Mire a câmera do aparelho celular nas imagens abaixo (moléculas) e visualize a reação de combustão entre a molécula de metano (CH_4) com oxigênio (O_2) para ver como ligações químicas são criados e os produtos formados.



AULA 4 - Proporções atômica e combustão

Laboratório/ambiente virtual..
Organização em grupo das atividades.
Tempo estimado: 2 aulas (1h40min)



Objetivos:

- Observar as chamas das reações de combustão dos álcoois..
- Diferenciar chamas de pré mistura e chamas de difusão
- Modelagem atômica virtual de moléculas de compostos orgânicos:
Álcoois
- Representar estrutura químicas das moléculas do Álcool pelo modelo atômico de Dalton (esférico)

Prática investigativa experimental Materiais e reagentes

- Latas de refrigerantes limpas e secas, das quais foram removidos o anel e a lingüeta de abertura
- Álcoois com cadeias de diversos tamanhos (metanol, etanol, butan-1-ol e álcool terc-butílico). Caso alguns desses álcoois não estejam disponíveis, pode-se encontrar propan-2-ol, vendido em farmácias como álcool isopropílico e metanol em oficinas de refrigeração.
- Tesoura grande (para corte das latas)
- CUIDADO!
- Pipeta graduada (ou seringa) de capacidade 5 mL
- Alicata e pregos
- Areia seca e uma rolha, para auxiliar na perfuração das latas
- Fósforos longos

Preparo das latinhas

Latas recortadas - corte uma lata de refrigerante para que fique com altura máxima de 3 centímetros. Tome especial cuidado com as bordas do alumínio, que são bastante cortantes. Assim, dobre para dentro cerca de 3 mm da parede das mesmas, para evitar bordas cortantes.

Latas perfuradas - para evitar que a lata se amasse com a perfuração, preencha-a com areia até a boca e tampe com uma rolha. Com o auxílio do prego, faça diversos furos na parede lateral da lata, guardando altura mínima de 2 cm da base. (min. 250 furos).

Procedimento experimental - parte A

Pegue uma lata recortada e uma lata perfurada e adicione 3 mL de etanol em cada uma delas, usando a pipeta (ou seringa). Inflame o conteúdo (jogue com cuidado o palito aceso dentro da lata perfurada e aguarde). Observe as diferenças de textura, cor, estabilidade e altura entre as chamas.

OBS: Certifique-se de que as chamas se extinguíram e deixe todo o material esfriar completamente antes de tocá-lo..



Figura: lata perfurada + etanol em combustão
Chama de pré-mistura



Figura: lata recortada + etanol em combustão
Chama de difusão

Procedimento experimental - parte B

Usando chamas de difusão, varie a relação combustível/oxigênio, por meio da combustão dos diferentes álcoois, desde o metanol até o butan-1-ol. Vale lembrar que álcoois de cadeia mais longa não se inflamam nas condições propostas, provavelmente por apresentarem pressão de vapor insuficiente. Trabalhe em local ventilado ou no interior de uma capela e remova das proximidades todos os recipientes contendo inflamáveis, bem como quaisquer outros materiais tais como papel, papelão, borrachas etc. Caso a capela disponha de bicos de gás, certifique-se de que eles estão fechados. Pegue quatro latas recortadas e adicione 3 mL de cada álcool em latas diferentes, pela ordem crescente do número de átomos de carbono. Acenda (cuidado!) os álcoois e observe, cor, estabilidade, presença de fuligem e altura aproximada das chamas. Compare os resultados.



Figura: chamas de difusão com diferentes combustíveis.

Experimento adaptado: Gracetto A. C., Hioka N. e Filho O. S. Combustão, chamas e teste de chama para cátions. QUÍMICA NOVA NA ESCOLA - N° 23, MAIO 2006.

Considerações teóricas sobre a experimentação combustão de álcoois.

Os álcoois são compostos orgânicos de forma geral é ROH, (R=grupo alquil) caracterizados pela presença do grupo hidroxila em sua estrutura ligado covalentemente a um átomo de carbono. Suas propriedades são função do tamanho da cadeia e da classe do álcool.

O calor liberado na reação química provém do balanço energético entre a ruptura de ligações químicas intramoleculares (ligações entre átomos na molécula) nos reagentes e a formação de novas ligações, no produto da reação. Para o rompimento de ligações químicas, as moléculas absorvem energia e libera a mesma quantia durante a formação de ligações. Além disso, quanto maior a proporção de hidrogênio no combustível maior é seu calor liberado. O metanol apresenta menor quantidade de ligações de carbono, e proporcionalmente maior quantidade de oxigênio por moléculas, facilitando a reação química com o oxigênio da atmosfera, bem como menor efeito estéreo. Dessa forma, já que a quantidade de energia elementar para a quebra da ligação é proporcional à unidade de massa, quanto menor a cadeia, menos energia e menor o tempo de combustão. O etanol segue o mesmo raciocínio, complementando para os demais álcoois¹.

**Dica professor:**

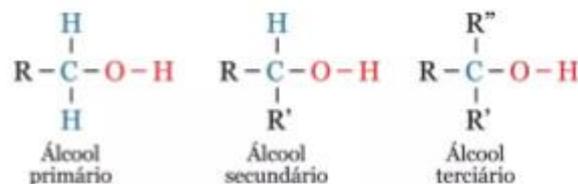
Além dos objetivos estabelecidos inicialmente a aula esta experimentação prática possibilita explorar a temática TERMOQUÍMICA, para introdução de conceitos básicos, como: Entalpia, Calor de Combustão entre outros.

¹SOUZA, A. N. ; FERREIRA, E. M.; XAVIER, F. C. M ; ARAÚJO, V. O. Determinação quantitativa da entalpia de combustão de álcoois. Seminário de Iniciação Científica - SIC 2017

Álcoois são compostos orgânicos que apresentam o grupo funcional hidroxila (– OH) preso a um ou mais carbonos saturados.

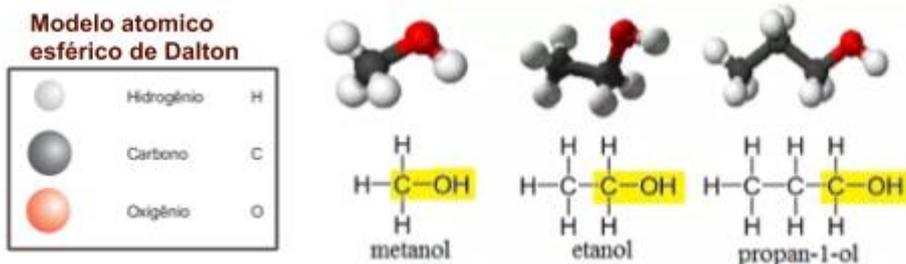
A classificação dos álcoois depende da posição da hidroxila:

- Álcoois primários – apresentam sua hidroxila ligada a carbono na extremidade da cadeia. Possuindo um grupo característico – CH_2OH .
- Álcoois secundários – apresentam sua hidroxila unida a carbono secundário da cadeia. Possuindo o grupo característico – CHOH .
- Álcoois terciários – apresentam sua hidroxila ligada a carbono terciário. Possuindo o grupo – COH .



Os álcoois primários e saturados de cadeia normal com até onze carbonos são líquidos incolores, os demais são sólidos. Os álcoois de até três carbonos possuem cheiro agradável e à medida que a cadeia carbônica aumenta, esses líquidos vão se tornando viscosos, de modo que acima de onze carbonos, eles se tornam sólidos inodoros, semelhantes à parafina.

Representações de álcoois : Estrutura química e sua modelagem atômica esférica.



Clicar no ícone para o link simulador: **Construa uma molécula.**

Link de acesso:

https://phet.colorado.edu/pt_BR/simulation/legacy/build-a-molecule



Descrição da atividade:

Iniciando por átomos, veja como diversas moléculas podem ser feitas. Para o auxílio na compreensão do conceito molecular do grupo orgânico Álcoois proposto na experimentação:, construa as seguintes moléculas:

- Metanol
- Etanol
- Propan-1-ol
- Posterior veja as moléculas em 3D!

Desafio: Terc-Butanol



AULA 5 - Cores da chama e simulações animadas.

Atividade experimental em laboratório/ambiente virtual.

Organização do experimento em grupo.

Método experimental investigativo em resposta a situação problema sobre a cor dos fogos de artifício. (teste de chama)

Tempo estimado: 2 aula (1h40min)

Objetivos:

- Observar as chamas e cores produzidas pelos sais metálicos no teste de chama.
- Modelar através de aplicativo celular o modelo atômico de Bohr.
- Interagir com simulações atômicas animadas.
- Usar o número de prótons, nêutrons e elétrons para desenhar um modelo do átomo, identificar o elemento, e determinar a massa e a carga..
- Verificar a relação entre a imagem física das órbitas e o diagrama de nível de energia de um elétron através da simulação.

Contextualização situação-problema:

Nos períodos festivos é muito comum a queima de fogos de artifício. Vocês já devem ter notado que os fogos de artifícios ao serem queimados produzem uma variedade de cores.

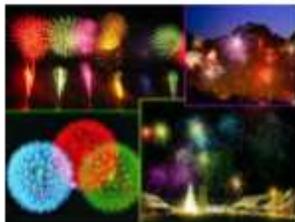


Figura:: queima fogos de artifício

**Por que será que isso ocorre?
Existe explicação científica para tal fenômeno? Ou será que essas cores emitidas na queima dos fogos de artifícios, faz parte apenas do espetáculo?**

Considerações a respeito do funcionamento dos fogos de artifício.

O componente essencial do fogo de artifício é a "concha", normalmente um tubo de papel cheio com pólvora negra e pequenos globos de material explosivo chamados "estrelas".

Cada estrela contém 4 ingredientes químicos:

Um material combustível, um agente oxidante, um composto metálico responsável pela cor e um aglutinante para manter estes compostos unidos.

Toda a luz, cor e som resultam destes compostos químicos.

Durante a explosão, o agente oxidante e o combustível reagem de forma violenta, libertando calor intenso e materiais em fase gasosa. É a expansão brusca destes materiais gasosos que cria a onda de choque que nos chega aos ouvidos como o som da explosão!

E é o calor libertado nesta reação o responsável pelo brilho e cor do fogo de artifício!

As cores do fogo de artifício são obtidas essencialmente por um processo chamado "luminescência".

Link de acesso a matéria:

<http://www.aquimicadascoisas.org/?episodio=a-qu%C3%ADmica-do-fogo-de-artif%C3%ADcio>



Prática Investigativa Experimental

Materiais e reagentes

Sais metálicos (lítio, sódio, potássio, cálcio, estrôncio, bário e cobre), de preferência cloretos ou nitratos.

Procedimento experimental

Testes de chama são executados sistematicamente com chamas de pré-mistura. Para esses experimentos, usam-se as lata maiores, com os furos laterais, contendo 3 mL de etanol. Deposite sobre a tampa da lata, nas vizinhanças da abertura, uma pequena porção dos sais metálicos (separadamente) e inflame o conteúdo. Observe e anote as cores das chamas produzidas pelos metais usados neste trabalho.

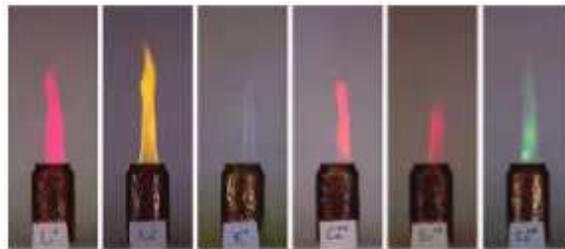


Figura: Cores de Chamas de sais metálico

Experimento adaptado: Gracetto A. C. Hioka N. e Filho O. S. Combustão, chamas e teste de chama para cátions. QUÍMICA NOVA NA ESCOLA - Nº 23, MAIO 2006.

Considerações teóricas sobre a experimentação teste de chama.

Em 1913, Niels Bohr, após uma série de experimentações e ensaios matemáticos, elaborou três postulados muito importantes para a compreensão que temos hoje a respeito da estrutura atômica:

- 1) Enquanto o elétron está numa determinada órbita, sua energia é constante.
- 2) Se o elétron receber energia suficiente, ele saltará a uma órbita com energia superior.
- 3) Ao retornar a sua órbita de origem, o elétron emite, na forma de ondas eletromagnéticas, a mesma quantidade de energia absorvida.

A queima de um sal metálico implica na promoção de elétrons, cujo retorno é revelado pela emissão de luz. Assim, um elétron pode passar de um nível para outro de maior energia, desde que absorva energia externa (ultravioleta, luz visível, calor etc.). Quando isso acontece, dizemos que o elétron foi excitado e que ocorreu uma transição eletrônica. Já a transição de retorno deste elétron ao nível inicial se faz acompanhar pela liberação da energia na forma de ondas eletromagnéticas,

Laboratório Didático Virtual - Escola do Futuro - USP



Orientação ao acesso do simulador computacional da Labvirt - USP.

Clicar no ícone para o link simulador: **A química das cores dos fogos de artifício**

Link de acesso:

http://www.labvirtq.fe.usp.br/simulacoes/quimica/sim_qui_fogos.htm

Descrição da atividade:

Acompanhe as interações animadas do simulador, a cada compreensão clique em prosseguir.

A cada interação animada, clique nas setas amarelas para seguir.

Realizada a interação dos conceitos relativos a química das cores dos fogos de artifício, realize o exercício de fixação proposto



Figura: página inicial da simulação A química das cores dos fogos de artifícios.

Na construção do conhecimento científico químico dos fenômenos reacionais o ser humano desenvolveu a capacidade de representar imagens e modelos, o mundo microscópico a qual pertence. Deste modo, a construção pelo sujeito sobre o modelo a ser utilizado faz-se de grande importância para alavancar o aprendizado sobre o fenômeno em questão. Compreender a construção histórica dos átomos, auxilia nesse processo de aprendizagem, pois determinados modelos atômicos já não são mais usuais no debate educacional devido a carência conceitual da estrutura atômica.

Deste modo, sugere-se manipular pelo simulador PhET: Monte um átomo - (modelo atômico de Bohr).

Clicar no ícone para o link simulador: **Monte um átomo**

Link de acesso:

https://phet.colorado.edu/pt_BR/simulation/build-an-atom



Descrição da atividade:

Construa um átomo com todos os prótons, nêutrons e elétrons necessários e aprenda como mudar o elemento, sua massa e sua carga. Monte o átomo de Lítio (Li) - metal alcalino - e verifique suas camadas energéticas e como os elétrons distribuem-se nas mesmas. Jogue também o jogo para testar seus conhecimentos.



Figura: página inicial do simulador Monte um átomo.

Clicar no ícone para o link simulador:

Modelos para o átomo de hidrogênio

Link de acesso:

https://phet.colorado.edu/pt_BR/simulation/legacy/hydrogen-atom



Descrição da atividade:

Experimente vários modelos de disparo de luz sobre o átomo. Verifique como a predição do modelo corresponde aos resultados experimentais.

Possibilita a discussão do modelo atômico de Borh sobre os níveis de energia atômico e a transição dos elétrons por estes níveis através de uma fonte de excitação.



Figura:
página inicial do
simulador
Modelos para o
átomo de
hidrogênio.