

PLANEJAMENTO DE QUÍMICA PARA OS TRÊS ANOS DO ENSINO MÉDIO

Autoria

Dante Rodella Oliveira Gonçalves

Orientação

Prof^a. Dra. Carmen Fernandez

Novembro- 2019

Sumário

INTRODUÇÃO	3
CARACTERIZAÇÃO DA ESCOLA.....	3
O PROJETO POLÍTICO PEDAGÓGICO DA ESCOLA E AS ORIENTAÇÕES DIDÁTICAS	4
O PLANEJAMENTO ANUAL DOS TRÊS ANOS DO ENSINO MÉDIO.....	9
PLANOS DE AULA	34
REFERÊNCIAS	68
APÊNDICE.....	69

INTRODUÇÃO

Este trabalho possui como objetivo propor um currículo e um planejamento de ensino para os três anos do ensino médio, para uma escola hipotética com alunos hipotéticos. Além do currículo dos três anos do ensino médio, é proposta uma sequência de ensino com o respectivo plano das aulas, envolvendo 11 aulas sobre o tema “Reações de Oxirredução”, destinadas a alunos do 2º ano do ensino médio.

São levadas em conta questões importantes à educação e ao ensino de química, pensando na formação não apenas de um indivíduo, como também de um cidadão, integrado à sociedade. Tais propostas são extremamente importantes na apresentação das orientações didáticas, as quais devem ser expressas com coerência na proposta do currículo de todo o ensino médio e dos planos de aulas.

CARACTERIZAÇÃO DA ESCOLA

A escola para a qual este planejamento de ensino se destina é uma escola da rede particular, localizada em bairro nobre da cidade de São Paulo. Os alunos que frequentam esta escola residem, em sua maioria, a poucos quilômetros da escola, tendo iniciado seus estudos na instituição desde o ensino infantil.

A escola é bastante arborizada e apresenta um espaço muito grande para diversas práticas: além das salas de aula, a escola conta com quadras de futebol, basquete e tênis, laboratórios de química, física e biologia, biblioteca, auditório, teatro, restaurante, sala de música e sala de artes plásticas.

Mais especificamente quanto ao ensino médio, trata-se de uma escola de período semi-integral, ou seja, a carga horária é completa durante as manhãs, e há aulas obrigatórias duas vezes por semana no período da tarde. Há 6 turmas por ano do ensino médio, totalizando 18 salas de aula. Cada turma é composta por aproximadamente 40 alunos, sendo bastante mista (aproximadamente 20 alunos e 20 alunas).

No período da manhã (das 7h25 às 13h00), a grade curricular para uma turma hipotética é:

	Segunda	Terça	Quarta	Quinta	Sexta
7h25	história	matemática	geografia	literatura	matemática
8h45	biologia	sociologia	produção de texto	física	filosofia
10h25	química	literatura	física	química	biologia
11h45	geografia	história	matemática	orientação de estudos	artes

Assim, as aulas possuem duração de 75 minutos, com 5 minutos de intervalo entre elas, e um intervalo para lanche de 25 minutos das 10h00 às 10h25.

Já no período da tarde (das 14h00 às 16h35), em uma das tardes, são realizadas disciplinas de educação física e línguas estrangeiras, sendo que os alunos têm direito à escolha do esporte e da língua estrangeira (caso o inglês já tenha sido completo por uma escola de línguas externa). Na outra tarde, são feitas escolhas mais abertas em disciplinas “optativas”, como gastronomia, design, tópicos avançados de ciências, estudos literários de obras específicas e informática, por exemplo.

Desta forma, contando com um ano letivo de 200 dias, há aproximadamente 80 aulas de química de duração de 75 minutos por ano (visto que há duas aulas de química por semana). O período de recuperação ocorre após o primeiro e o segundo semestre para os alunos que apresentaram desempenho insatisfatório, em aulas extras em julho e dezembro.

As salas de aula contam com recursos como projetor, computador, lousa verde, giz e carteiras e cadeiras em boa qualidade de manutenção. Nas aulas de química, é adotado o livro didático *Química – Ser Protagonista (2ª edição)*. Recursos didáticos entregues aos alunos não incluídos no livro podem ser disponibilizados online aos por meio do portal do aluno e do professor ou impressos pela gráfica da escola.

O PROJETO POLÍTICO PEDAGÓGICO DA ESCOLA E AS ORIENTAÇÕES DIDÁTICAS

Debatido e reconstruído pela comunidade escolar (alunos, gestão, professores e pais dos alunos), o projeto político escolar busca integrar à escola à sociedade, não a enxergando como uma entidade à parte da sociedade. Conforme salienta Gómez (1998) “a função educativa da escola na sociedade pós-industrial deve-se concretizar em dois eixos complementares de intervenção (p. 22)” – desenvolver a função compensatória das desigualdades oriundas do local de nascimento dos indivíduos respeitando suas diversidades e prepara os alunos para uma participação democrática através da reconstrução dos seus conhecimentos adquiridos fora da escola.

Assim, a escola deve se integrar às questões políticas, sociais, ambientais, econômicas, científicas e tecnológicas debatidas pela sociedade, e para isso, o aluno devem ser constantemente confrontado com situações-problema questionando seu papel como cidadão atuante e transformador da sociedade, não permanecendo estático às mudanças em âmbito global e local.

Em termos do currículo de química, os alunos serão apresentados às grandes problemáticas socioambientais nas quais se entrelaçam as relações CTSA (Ciência, Tecnologia, Sociedade e Ambiente). Este enfoque “Envolve ainda reflexões no campo econômico e sua articulação com o desenvolvimento tecnológico e científico” (BRASIL, 2006). Assim, alguns temas que foram incorporados para estudo, não somente pela área de química, mas também pelas outras áreas de ciências (biologia e física), sugerindo um caráter interdisciplinar para o estudo de tais conteúdos.

- Mudanças climáticas e aquecimento global
- A importância ao incentivo à pesquisa científica
- A importância dos conhecimentos tradicionais para a comunidade científica
- O papel da mineração e suas consequências ao ambiente

- A poluição atmosférica e o aumento da quantidade de lixo
- As qualidades para se adotar um estilo de vida saudável
- O papel da ciência no desenvolvimento das revoluções industriais

Para que os alunos não sejam meramente expostos aos conteúdos sem uma participação ativa, o PPP da escola incentiva fortemente que as atividades em sala de aula apresentem uma grande diversidade, atendendo não apenas a um tipo único de aluno, que possa preferir aulas mais expositivas ou resoluções de problemas abertos, de forma que o desenvolvimento de mais competências é atingido.

Formar um aluno para exercer a sua cidadania é colocá-lo, também em situações de conflitos para que possam resolver. Entretanto se os alunos somente ficarem enfileirados, sem ao menos tiverem oportunidades de expressarem suas ideias tal objetivo dificilmente será alcançado (ZABALA, 1998). Dado isso, se é necessário rediscutir o papel do aluno e do professor durante as atividades de ensino, isto é, precisamos rediscutir as relações interativas que serão realizadas.

Cabe ao professor não somente desenvolver o domínio dos conteúdos conceituais em seus alunos. Deve-se, também, durante a prática escolar, desenvolver conteúdos procedimentais e atitudinais. Pretende-se, portanto, que os alunos dominem os conceitos, possam aplicar em suas vidas, desenvolvidas normas de procedimento e, além disso, tenha uma reflexão crítica do mundo em que vive (ZABALA, 1998). No nosso caso, utilize-se de instrumentos científicos para poder analisar a sua realidade, não esquecendo, também, do respeito às pessoas próximas e do pensamento da vida em coletividade.

Assim, são incentivadas ao longo do curso de química, aulas no laboratório de informática, apresentação de documentários, investigação de problemas, estudos de caso, jogos e brincadeiras, projetos com produções (audiovisuais, plásticas) dos alunos, debates e literatura.

Por fim, sobre as perspectivas em relação à formação dos alunos após concluírem a educação básica, a escola compreende que é opção do estudante seguir sua formação no ensino superior. Nesta perspectiva, a escola coloca como obrigação curricular a realização de provas que simulem provas de vestibulares, como o “Provão”, uma prova de múltipla escolha de duração de 5 horas, o qual acontece

desde o 1º ano, e provas dissertativas de duração de 50 minutos no 3º ano do ensino médio. Tal preocupação com os exames justifica em partes o motivo da escola se sobressair nos resultados e atrair os alunos, sendo considerada uma escola “de qualidade”.

Este trabalho tem como objetivo desenvolver um currículo para os três anos do Ensino Médio. Para a seleção dos conteúdos, seguiu-se o currículo do Estado (SÃO PAULO, 2011). A ordem dos conteúdos foi alterada de acordo com aquilo que é coerente com as orientações didáticas (*não seguem a mesma ordem proposta pelo currículo estadual*), ou seja, os conteúdos são apresentados em uma ordem lógica que faça sentido para o estudante, sem ser fragmentado em “caixas” de conceitos, os quais são interrompidos pelo próximo, e assim por diante. Assim, os conteúdos são muitas vezes vistos e revistos ao longo dos três anos, por se considerar que o assunto nunca “está acabado” de acordo com o modelo do currículo em espiral defendido por Bruner (1977):

"A curriculum as it develops should revisit these basic ideas repeatedly, building upon them until the student has grasped the full formal apparatus that goes with them" (BRUNER, 1977, p. 13).

Além da alteração na ordem dos conteúdos, uma grande modificação em relação ao currículo estadual é em relação a uma série de aulas com a temática “Evolução Cosmológica” que é ensinada ao longo do segundo ano, com a perspectiva de incentivar o aluno a refletir sobre sua existência, sobre a origem do Universo, da Terra e da Vida na perspectiva científica. Principalmente quando se trata do ensino de química, a astronomia muitas vezes é esquecida, o que é observado na organização dos currículos nacionais para esta disciplina, como o currículo do Estado. Os autores Santos e Krupek (2014) defendem fortemente o ensino de astronomia ao longo das disciplinas de física, química e biologia, justificando que

“a importância da Astronomia em nosso dia a dia e por ser esta uma ciência apaixonante, de sonhos, de constantes atualizações e descobertas e ainda, uma ciência que estimula ativamente a curiosidade, esta gera indagações, busca soluções, auxilia na compreensão e reflexão dos fenômenos astronômicos ocorridos no cotidiano, bem como a interferência que esses fenômenos exercem em nossa vida e por fim, aguça a curiosidade dos alunos.” (SANTOS, KRUPEK, 2014).

Desta maneira, a construção do currículo procura aliar constantemente as questões CTSA aos conteúdos de química de uma maneira muito bem entrelaçada, durante o percurso inteiro do estudante ao longo do ensino médio. Não faz sentido, portanto, dividir os conteúdos por “bimestres”, como se um assunto devesse ser imediatamente encerrado por uma questão burocrática. O interesse do aluno pelo estudo está diretamente atrelado à lógica como tais conteúdos estão entrelaçados, e portanto, uma ruptura nesta construção pode facilmente tirar seu interesse pelo estudo de um determinado assunto. Apesar disso, como a escola exige a realização do “Provão”, uma prova teste de duração de 5 horas, simulando uma prova de vestibular, a lógica de organização dos bimestres se dá pelo cronograma de tais provas e ao fechamento das notas para cada unidade.

Conforme é apresentado no PPP, a escola deve apresentar uma diversidade de atividades que enriqueça a formação dos alunos. Podemos pensar na organização dos conteúdos em três maneiras, conforme proposto por Zabala (1998):

- Os conteúdos conceituais, os quais englobam principalmente os conceitos de química que serão abordados ao longo dos estudos, como “eletronegatividade”, “ligação química”, “teoria das colisões”, “átomo”, “solução”, “cinética de desintegração”, etc. Tais conteúdos são amplamente abordados ao longo do curso, pois sem eles, não faz sentido propor um currículo que estude a química.
- Os conteúdos procedimentais, os quais podem ser colocados em prática e avaliados em situações em que o aluno realize procedimentos. São amplamente trabalhados em situações em que o aluno se coloque em um papel mais ativo, e não somente seja exposto às informações, como em aulas experimentais em laboratório (em seus diversos graus de abertura para a resolução do problema), aulas na sala de informática (compreender o funcionamento dos simuladores virtuais) e nos projetos (socialização de pesquisas, debates, apresentação de seminários, etc.
- Os conteúdos atitudinais, que devem levar em conta não somente os aspectos evidentes e explícitos dos valores durante exposições, diálogos, debates e situações conflitantes, como todos os tipos de interação: professor- aluno e aluno-aluno. Tais conteúdos são trabalhados em aulas de projetos e visitas a espaços não escolares, por exemplo.

A avaliação deve permear, portanto, estes três tipos de conteúdos, não se remetendo somente à tradicional prova objetiva, na qual os alunos pouco podem demonstrar como resolvem os problemas aos quais são expostos. Em termos da nota, o professor deve visar a avaliação como uma “bússola”, que guie o estudante em qual direção deve caminhar e como melhorar seu processo de aprendizagem, e não como uma “régua” que irá passar de ano os alunos com nota superior a “5” e reprovar os com notas inferiores a “5”. Desta forma, são extintas as tradicionais notas de zero a dez, e as atividades serão avaliadas como “insatisfatória”, “satisfatória” ou “plenamente satisfatória”, sempre acompanhada de um resumo breve por escrito de como o estudante pode melhorar.

O PLANEJAMENTO ANUAL DOS TRÊS ANOS DO ENSINO MÉDIO

A seguir, segue o planejamento dos três anos do ensino médio. Algumas aulas receberam uma coloração e se enquadram nas seguintes categorias:

Laboratório fechado com guia experimental
Atividades-problema Resolução de um problema aberto
Laboratório investigativo Maior grau de abertura e proposição da resolução do problema pelos alunos
Atividades em simuladores virtuais Sala de informática
Projetos
Visitas guiadas a ambientes não escolares
Seminário

1º ano do Ensino Médio

1º bimestre – conteúdos previstos pelo currículo do Estado de São Paulo (São Paulo, 2011):

- “Caracterização de reagentes e produtos das transformações em termos de suas propriedades; separação e identificação das substâncias” (p. 132)
- “Propriedades da água para consumo humano” (p. 139)
- “Propriedade das substâncias, como temperatura de fusão e de ebulição, densidade, solubilidade” (p. 132)
- “Tratamento de água por filtração, flotação, cloração e correção de pH” (p. 139)

Aula (Ano)	1º BIMESTRE
1	Introdução ao estudo da química: que bom! Contém química! Mostrar onde a química se encontra no dia-a-dia dos alunos e aspectos positivos da química
2	Observação da combustão da vela Trabalhando a observação científica e a atenção aos fenômenos
3	Propriedades das substâncias: densidade
4	Normas de segurança em práticas de laboratório
5	Laboratório aberto: determinando se uma joia é verdadeira ou falsa
6	Questão problema: determinando qual é o refrigerante diet e qual é o comum Trabalhando com a densidade de soluções
7	A composição das águas Leitura de rótulos e discussão dos nutrientes encontrados nas águas
8	O estudo da solubilidade Análises de dados quantitativos e gráficos de solubilidade

9	Laboratório: obtenção do sal a partir da água do mar
10	Beber água do mar pode matar? A questão da osmose
11	A toxicidade das substâncias Determinar a dose letal de alguns compostos
12	Laboratório: simulando o tratamento da água
13	Laboratório investigativo: temperatura de fusão e temperatura de ebulição Levantamento de hipóteses de como determinar a temperatura de fusão e de ebulição e os fatores que interferem nesta propriedade
14	Laboratório investigativo: temperatura de fusão e temperatura de ebulição Coleta de dados
15	Laboratório investigativo: temperatura de fusão e temperatura de ebulição Discussão dos dados e busca de referencial teórico
16	Laboratório investigativo: temperatura de fusão e temperatura de ebulição Sistematização dos conceitos
17	Leitura e interpretação de textos relacionados a Aristóteles e atomistas gregos (Leucipo e Demócrito) Discussão sobre as primeiras ideias da composição da matéria
18	A alquimia e o desenvolvimento de técnicas laboratoriais Apresentação das ideias acerca da alquimia e sua diferença em relação a química moderna

2º bimestre – conteúdos previstos pelo currículo do Estado de São Paulo (São Paulo, 2011):

- “Reações de combustão; aspectos quantitativos nas transformações químicas; poder calorífico dos combustíveis” (p. 134)
- “Modelo de Dalton sobre a constituição da matéria” (p. 134)
- “Representação de transformações químicas” (p. 136)

- “Transformações químicas no dia a dia” (p. 132) Formação de ácidos e outras implicações socioambientais da produção e do uso de diferentes combustíveis” (p. 134)
- “Conservação da massa e proporção entre as massas de reagentes e produtos nas transformações químicas” (p. 134)
- “Balanceamento das equações químicas” (p. 136)
- “Processos de transformação do petróleo, carvão mineral e gás natural em materiais e substâncias utilizados no sistema produtivo – refino do petróleo, destilação seca do carvão e purificação do gás” (p. 149)

Aula (Ano)	2º BIMESTRE
19	Projeto Poluição e Mudanças Climáticas Introdução: apresentação dos textos a serem lidos e do cronograma do projeto A importância do incentivo à pesquisa científica
20	A influência dos solutos sobre a temperatura de fusão e de ebulição
21	Laboratório demonstrativo: destilação do etanol no vinho
22	Evidências de uma transformação química Retomar a observação da combustão da vela e representar a transformação com o nome das substâncias
23	Projeto Poluição e Mudanças Climáticas Discussão dos textos: ciência, pseudociência e conhecimentos tradicionais
24	Projeto Poluição e Mudanças Climáticas Afinal, aquecimento global existe?
25	Combustíveis fósseis e o petróleo: extração, destilação e o caso recente de vazamento de petróleo

26	<p>Laboratório: evidências de transformações químicas Buscar evidências como mudança de cor, liberação de calor, formação de gás ou de precipitado para as reações: carbonato de cálcio + ácido clorídrico; gás carbônico + água + indicador universal verde; ácido clorídrico + leite de magnésia</p>
27	<p>Introdução ao conhecimento geral de ácidos e de bases Apresentação da escala de pH e indicadores de acidez e basicidade</p>
28	<p>A chuva ácida Representação de equações químicas com os nomes das substâncias e experimento demonstrativo da queima do enxofre em presença de água</p>
29	<p>Laboratório aberto: "descobrimo o assassino" Testes de acidez ou basicidade com base no indicador universal para determinar qual amostra está relacionada ao assassino</p>
30	<p>Combustíveis alternativos Os biocombustíveis e a fotossíntese; o gás hidrogênio como possível fonte de energia</p>
31	<p>Projeto Poluição e Mudanças Climáticas</p>
32	<p>Caso histórico: Lavoisier A proposição operacional de elemento químico, a classificação das substâncias e a lei da conservação das massas</p>
33	<p>Laboratório: determinando as massas de reagentes e produtos Decomposição da água oxigenada, oxidação da palha de aço e eletrólise da água</p>
34	<p>Formalização sobre as Leis Ponderais com base nos dados coletados no laboratório</p>
35	<p>Caso histórico: o modelo atômico quantitativo de Dalton Atividade de modelagem: a "caixa do objeto misterioso" e o desenvolvimento de modelos para aquilo que não enxergamos</p>
36	<p>Os símbolos químicos e as fórmulas químicas Representando equações químicas balanceadas</p>
37	<p>Construção de uma escala de massas atômicas relativas a partir de dados experimentais do laboratório passado</p>
38	<p>Caso histórico: a hipótese de Avogadro</p>

39	A ideia interativa de reação química: rearranjo dos átomos e desenvolvimento de modelo submicroscópico
40	"Provão" Prova de múltipla escolha de todas as disciplinas

3º bimestre – conteúdos previstos pelo currículo do Estado de São Paulo (São Paulo, 2011):

- “Relações quantitativas envolvidas na transformação química” (p. 138)
- “Reações de combustão; aspectos quantitativos nas transformações químicas; poder calorífico dos combustíveis” (p. 134)
- “Reações endotérmicas e exotérmicas” (p. 132)
- “Desequilíbrios ambientais pela introdução de gases na atmosfera, como SO₂, CO₂, NO₂ e outros óxidos de nitrogênio” (p. 150)
- “Chuva ácida, aumento do efeito estufa e redução da camada de ozônio – causas e consequências” (p. 150)

Aula (Ano)	3º BIMESTRE
41	Cálculo estequiométrico O poder calorífico dos combustíveis e a comparação da quantidade de gás carbônico liberada por diversos combustíveis
42	Laboratório: medindo o volume de gases liberados em transformações químicas
43	Definição de mol, quantidade de matéria, volume molar e massa molar
44	Laboratório: determinação do poder calorífico dos combustíveis
45	Determinação do calor de combustão molar dos combustíveis Socialização dos dados obtidos no último laboratório

46	Laboratório: transformações endotérmicas e exotérmicas
47	Definição de entalpia Discussão do laboratório da última aula
48	Projeto Poluição e Mudanças Climáticas Debatendo sobre qual é o combustível ideal
49	A composição da atmosfera O início do estudo dos principais poluentes atmosféricos e gases de efeito estufa. Cálculos envolvendo concentrações em ppm e ppb
50	A liberação do metano em diversas cadeias produtivas
51	Projeto Poluição e Mudanças Climáticas Orientações sobre a visita à CETESB
52	Visita à CETESB
53	Visita à CETESB
54	Projeto Poluição e Mudanças Climáticas Discussão sobre a visita à CETESB: preservando a qualidade do ar, das águas e do solo. Orientações sobre as próximas etapas do projeto
55	Caso histórico: Boyle e os gases
56	Atividade: simulando as partículas gasosas Movimentação pela sala de aula para simular o comportamento dos gases e a interferência das variáveis pressão, temperatura e volume
57	Atividade em simulador: as propriedades dos gases Sistematização sobre as propriedades dos gases: Lei de Dalton, Lei de Boyle, Lei de Gay-Lussac e Lei de Charles
58	Retomando a hipótese de Avogadro e definição de volume molar

59	Projeto Poluição e Mudanças Climáticas Tempo de trabalho na produção do produto final: exposição de cartazes simulando "banner" acadêmico
60	O que é uma bomba? E uma explosão? Explicar como funciona a nitroglicerina, a pólvora, e o TNT
61	Os acidentes envolvendo armazenamento de substâncias inflamáveis
62	Projeto Poluição e Mudanças Climáticas Exposição do produto final ("banner")

4º bimestre – conteúdos previstos pelo currículo do Estado de São Paulo (São Paulo, 2011):

- “O modelo de Rutherford e a natureza elétrica dos materiais” (p. 141)
- “O uso do número atômico como critério para organizar a tabela periódica” (p. 141)

Aula (Ano)	4º BIMESTRE
63	A natureza elétrica da matéria Retomar alguns princípios da eletrólise da água de laboratório anterior; eletrização por atrito
64	Caso histórico: o modelo atômico de Thomson Os raios catódicos e a natureza elétrica da matéria
65	Sistematização sobre modelo atômico de Thomson
66	Laboratório: o espectro eletromagnético e interação da luz com a matéria Experimento envolvendo luz e cores
67	Sistematização do laboratório: o espectro eletromagnético apresentado formalmente
68	Caso histórico: Wilhelm Rontgen e o raio X

69	Caso histórico: a descoberta do infravermelho Relação entre o infravermelho e as moléculas de gases de efeito estufa
70	Atividade investigativa: determinando o que é o objeto Analogia ao experimento da partícula de ouro de Rutherford. Determinar o formato de um objeto desconhecido utilizando bolinhas de gude
71	Atividade em simulador: o modelo atômico de Rutherford
72	Caso histórico: a descoberta do nêutron Conceitos de força forte, força fraca e composição isotópica
73	Primeiras ideias sobre radioatividade e o casal Curie Apresentação de possíveis temas do trabalho do seminário de mulheres na ciência
74	Atividade em simulador: caracterizando as radiações
75	Sistematização sobre os tipos de radiação Discussão sobre o poder ionizante das radiações Escolha dos temas do seminário de mulheres da ciência
76	Caso histórico: Lisa Meitner A fissão nuclear e a bomba atômica
77	Comparação entre energia envolvida nas transformações nucleares e energia envolvida nas transformações químicas Apresentação da famosa equação da relatividade, $E = mc^2$
78	Seminário: mulheres na ciência (4 grupos, 10 minutos por grupo)
79	Seminário: mulheres na ciência (2 grupos, 10 minutos por grupo) Discussão (30 minutos): considerações sobre o machismo estrutural no meio acadêmico
80	"Provão" Prova de múltipla escolha de todas as disciplinas

2º ano do Ensino Médio

1º bimestre – conteúdos previstos pelo currículo do Estado de São Paulo (São Paulo, 2011):

- “O modelo de Bohr e a constituição da matéria” (p. 141)
- “Condutibilidade elétrica e radiatividade natural dos elementos” (p. 141)

Aula (Ano)	1º BIMESTRE
1	Evolução cosmológica Introdução à temática que permeia o ano com episódio "Algo que as Moléculas são Capazes de Fazer" da série "Cosmos: Uma Odisseia do Espaço-Tempo"
2	Evolução cosmológica: como tudo começou? De onde vieram os elementos? Fusão nuclear
3	Visita ao museu catavento Investigar as origens da vida, do universo e avaliar sobre a disponibilidade de recursos naturais
4	Visita ao museu catavento Investigar as origens da vida, do universo e avaliar sobre a disponibilidade de recursos naturais
5	Evolução cosmológica: discussão sobre a visita ao museu e conceitos importantes aprendidos Ideias gerais sobre a formação do Universo e do Sistema Solar
6	Os elementos sintéticos: para que "servem"?
7	As inconsistências do modelo de Rutherford e os espectros de absorção O início da mecânica quântica
8	O modelo atômico de Bohr Demonstração dos testes de chama
9	Atividade em simulador: o modelo atômico de Bohr Sistematização sobre o modelo
10	Caso histórico: Cecília Payne

11	A contribuição de Moseley para o conceito de número atômico e a organização da tabela periódica
12	Leitura de trechos do livro "Tio Tungstênio: Memórias de uma infância química" Discussão sobre as propriedades semelhantes dos elementos químicos
13	Análise de propriedades físicas dos elementos A periodicidade de algumas propriedades
14	Caso histórico: a tabela periódica e Mendeleev
15	Propriedades periódicas Raio atômico, afinidade eletrônica e energia de ionização
16	Atividade: construção de uma tabela periódica alienígena
17	Atividade: construção de uma tabela periódica alienígena
18	Laboratório: condutibilidade elétrica dos materiais
19	Modelos explicativos para a condutibilidade elétrica dos materiais Proposta da classificação das substâncias em iônicas, moleculares e metálicas
20	Análise da temperatura de fusão e de ebulição das substâncias Relação destes dados com os modelos da aula anterior

2º bimestre – conteúdos previstos pelo currículo do Estado de São Paulo (São Paulo, 2011):

- “Importância do ferro e do cobre na sociedade atual” (p. 136)
- “Impactos socioambientais na extração mineral e na produção do ferro e do cobre” (p. 138)
- “Ligações químicas em termos de forças elétricas de atração e repulsão” (p. 141)

- “Previsões sobre tipos de ligação dos elementos a partir da posição na tabela periódica” (p. 141)
- “Reatividade dos metais em reações com ácidos e íons metálicos” (p. 144)
- “As ideias de estrutura da matéria para explicar oxidação e redução” (p. 144)

Aula (Ano)	2º BIMESTRE
21	Laboratório: propagação do calor por condução e convecção
22	A 1ª Lei da Termodinâmica Discussão com base no experimento da aula anterior Modelos explicativos para as diferenças na condutibilidade térmica dos materiais
23	A 2ª Lei da Termodinâmica Apresentação de vídeos rodando em sentido reverso: a conservação da energia está sendo violada? Qual lei da física está sendo violada, então?
24	Sistematização sobre a 2ª Lei da Termodinâmica e o conceito de entropia
25	Caso histórico: a revolução industrial e a termodinâmica
26	Previsão qualitativa sobre a espontaneidade das transformações químicas com base na 2ª Lei da Termodinâmica
27	Evolução cosmológica: como a 2ª Lei da Termodinâmica explica a formação da Terra Por que a Terra é um planeta rochoso?
28	Projeto – A Mineração e a Cadeia Produtiva dos Metais Introdução: apresentação do tema com vídeos para sensibilização sobre a problemática da mineração e do cronograma de trabalho
29	Evolução cosmológica: como a 2ª Lei da Termodinâmica explica o "fim" do Universo
30	Aprofundamento sobre os modelos da estrutura da matéria Utilização das propriedades periódicas para explicar a tendência de os elementos formarem cátions e ânions, ou agregados metálicos, ou moléculas

31	Ligação Iônica e Ligação Metálica
32	Laboratório: reatividade dos metais
33	A fila de reatividade dos metais Com base nos dados experimentais do último laboratório
34	Laboratório aberto: determinando se a medalha de metal é verdadeira
35	As reações de oxidação: origens históricas do termo Leitura de trechos da obra de Lavoisier
36	Projeto – A Mineração e a Cadeia Produtiva dos Metais Discussão inicial com base em primeira pesquisa sobre o tema e apresentação da pergunta do debate
37	Formalização sobre o conceito de reação de oxidação e redução
38	Origens históricas do termo redução Determinação de fórmulas de cátions a partir da fórmula de alguns óxidos
39	Evolução cosmológica: por que Marte é vermelho? Os conceitos de agente oxidante e agente redutor
40	Aula de resolução de exercícios do livro
41	"Provão" Prova de múltipla escolha de todas as disciplinas

3º bimestre – conteúdos previstos pelo currículo do Estado de São Paulo (São Paulo, 2011):

- “Água pura e água potável; dissolução de materiais em água e mudança de propriedades; concentração de soluções” (p. 139)

- “Transformações químicas como resultantes de quebra e formação de ligações” (p. 141)
- “Polaridade das ligações covalentes e das moléculas (p. 143)
- “Forças de interação entre as partículas – átomos, íons e moléculas – nos estados sólido, líquido e gasoso” (p. 143)

Aula (Ano)	3º BIMESTRE
42	Projeto – A Mineração e a Cadeia Produtiva dos Metais Socialização da pesquisa e preparação para o debate
43	"Provão" Prova de múltipla escolha de todas as disciplinas
44	Ligação Covalente
45	Evolução cosmológica: a composição da atmosfera primordial Sistematização sobre ligação covalente e moléculas
46	Projeto – A Mineração e a Cadeia Produtiva dos Metais Debate: É possível consumir aparelhos eletrônicos sem causar danos socioambientais?
47	Projeto – A Mineração e a Cadeia Produtiva dos Metais Debate: É possível consumir aparelhos eletrônicos sem causar danos socioambientais?
48	Atividade em simulador: teoria das colisões
49	Evolução cosmológica: a formação de moléculas mais complexas a partir das moléculas presentes na atmosfera primordial Energia de ligação, energia de ativação e complexo ativado
50	Evolução cosmológica: a formação da água líquida com o resfriamento contínuo do planeta e a formação dos oceanos Importância dos oceanos para a vida
51	A escala de eletronegatividade e a polaridade das moléculas

52	Evolução cosmológica: por que a água é salgada? Dissociação iônica e interação íon-dipolo
53	As ligações de hidrogênio e as propriedades físicas da água
54	Introdução à química orgânica: a química do carbono Discussão da polissemia da palavra "orgânico"
55	A estrutura das moléculas orgânicas Discussão sobre a diversidade das cadeias carbônicas, o que é uma função orgânica e primeiras noções de isomeria
56	Atividade em aplicativo: representação das fórmulas estruturais das moléculas orgânicas
57	Laboratório interações intermoleculares Análise da interação entre materiais em misturas como água + óleo, água + vitamina C, óleo + vitamina C, sacarose + água, água + óleo + detergente
58	Solubilidade das substâncias moleculares Sistematização: interações hidrofóbicas e hidrofílicas
59	Destilação do petróleo Discussão a partir da temperatura de fusão e de ebulição das substâncias moleculares

4º bimestre – conteúdos previstos pelo currículo do Estado de São Paulo (São Paulo, 2011):

- “Diferentes intervalos de tempo para a ocorrência das transformações” (p. 132)
- “Variáveis que podem interferir na rapidez das transformações (concentração, temperatura, pressão, estado de agregação e catalisador)” (p. 145)
- “Modelos explicativos da velocidade das transformações químicas” (p. 145)
- “Processos químicos em sistemas naturais e produtivos que utilizam nitrogênio – avaliação de produção, consumo e utilização social” (p. 145)
- “Os componentes principais dos alimentos (carboidratos, lipídios e proteínas), suas propriedades e funções no organismo” (p. 149)

- “Arranjos atômicos e moleculares para explicar a formação de cadeias, ligações, funções orgânicas e isomeria” (p. 149)

Aula (Ano)	4º BIMESTRE
60	Laboratório: "relógio" de iodo
61	A rapidez das transformações químicas Análises dos dados experimentais
62	Os mecanismos de uma reação química
63	A síntese de Harber-Bosch O efeito do catalisador sobre a rapidez das reações químicas O ciclo do nitrogênio
64	Laboratório investigativo: fatores que interferem na rapidez das transformações Levantamento de hipóteses e propostas para trabalhar no laboratório
65	Laboratório investigativo: fatores que interferem na rapidez das transformações Análise das propostas dos alunos e reformulação
66	Laboratório investigativo: fatores que interferem na rapidez das transformações Coleta de dados
67	Laboratório investigativo: fatores que interferem na rapidez das transformações Socialização dos dados experimentais e sistematização com modelos
68	Evolução cosmológica: como as primeiras moléculas orgânicas (necessárias à vida) se formaram? Discussão sobre as condições para a formação da "sopa" primordial
69	Evolução cosmológica: como surgiu a vida? As diferentes teorias e os limites da ciência
70	Atividade aberta: isomeria espacial Proposições de estruturas a partir de objetos tridimensionais

71	Sistematização e discussão da isomeria óptica Problematização sobre a configuração estereoisomérica dos aminoácidos e o surgimento da vida
72	As principais moléculas estruturais à vida: lipídeos, carboidratos, proteínas e ácidos nucleicos
73	Laboratório: poder calorífico dos alimentos
74	Estrutura dos lipídeos Discussão sobre dieta saudável e cadeia alimentar
75	Estrutura dos carboidratos Discussão sobre dieta saudável e cadeia alimentar
76	Estrutura dos ácidos nucleicos: DNA e RNA Importância das ligações de hidrogênio na manutenção do código genético
77	Estrutura das proteínas Os aminoácidos e a ligação peptídica
78	Laboratório: digestão de alimentos
79	Aula de resolução de exercícios do livro
80	"Provão" Prova de múltipla escolha de todas as disciplinas

3º ano do Ensino Médio

1º bimestre – conteúdos previstos pelo currículo do Estado de São Paulo (São Paulo, 2011):

- “Estado de equilíbrio químico – coexistência de reagentes e produtos em certas transformações químicas” (p. 145)
- “Acidez e basicidade das águas e alguns de seus efeitos no meio natural e no sistema produtivo” (p. 147)

- “Influência da temperatura, da concentração e da pressão em sistemas em equilíbrio químico” (p. 147)
- “Equilíbrios químicos envolvidos no sistema CO₂/H₂O na natureza” (p. 147)
- “Constante de equilíbrio para expressar a relação entre as concentrações de reagentes e produtos numa transformação química” (p. 147)

Aula (Ano)	1º BIMESTRE
1	Laboratório: força dos ácidos e das bases Testes de condutibilidade elétrica e pH
2	Teoria ácido-base de Arrhenius Formalização sobre a estrutura dos ácidos e bases e do processo de ionização.
3	O que causa a gastrite e como funcionam os antiácidos? Reações de neutralização e a função sal
4	Atividade em simulador: os ácidos e as bases Modelo submicroscópico para explicar a força de ácidos e bases
5	Teoria ácido-base de Bronsted-Lowry
6	Por que alguns ácidos e bases são fracos e apresentam baixa ionização? Discutindo a extensão das transformações químicas
7	Atividade em simulador: os ácidos e as bases O estado de equilíbrio químico
8	Equilíbrios Químicos Sistematização da atividade e formulação dos conceitos Relação com do estado de equilíbrio com a 2ª Lei da Termodinâmica
9	A constante de equilíbrio e a força dos ácidos e das bases Definição formal de pH
10	Laboratório: influência da concentração na perturbação do equilíbrio

11	O princípio de Le Chatelier Sistematização da atividade experimental e como as concentrações influenciam na perturbação do equilíbrio
12	Laboratório: produção de um sabão caseiro (saponificação)
13	Sistematização da atividade experimental Discussão da influência do pH no funcionamento do sabão
14	Saúde bucal e o equilíbrio da hidroxiapatita
15	Discussão da acidez no sangue e a respiração celular A influência do pH nos processos metabólicos e o equilíbrio entre a água, gás carbônico, íons de hidrogênio e bicarbonato
16	Outros fatores que interferem nos equilíbrios químicos: a pressão A interferência da altitude no transporte de oxigênio
17	Outros fatores que interferem nos equilíbrios químicos: a temperatura Discussão da influência da temperatura no rendimento das reações nos processos industriais
18	Jogo: SuperTrunfo dos equilíbrios químicos
19	Aula de resolução de exercícios do livro
20	Prova Dissertativa

2º bimestre – conteúdos previstos pelo currículo do Estado de São Paulo (São Paulo, 2011):

- “Os componentes principais dos alimentos (carboidratos, lipídios e proteínas), suas propriedades e funções no organismo” (p. 149)
- “Transformações ácido–base e sua utilização no controle do pH de soluções aquosas” (p. 147)

Aula (Ano)	2º BIMESTRE
21	O caráter ácido ou básico dos óxidos
22	Laboratório aberto: caráter ácido, básico ou neutro de sais e óxidos
23	Sistematização do laboratório O estudo dos equilíbrios envolvendo a hidrólise salina
24	Laboratório aberto: remediando o pH do solo
25	Projeto – Alimentos, Drogas e Vida Equilibrada Introdução à temática do projeto: alimentação equilibrada Cronograma de trabalho
26	Primeiras ideias sobre metabolismo Retomar a função das enzimas como catalisadores
27	A molécula de ATP e a obtenção de energia
28	A importância dos micronutrientes para o bom funcionamento do metabolismo
29	Projeto – Alimentos, Drogas e Vida Equilibrada Apresentação de seminários sobre a desnutrição e doenças associadas à má alimentação
30	Projeto – Alimentos, Drogas e Vida Equilibrada Apresentação de seminários sobre a desnutrição e doenças associadas à má alimentação
31	A fermentação alcoólica e a fermentação láctica
32	As drogas e a sociedade Definição de drogas e a classificação das drogas

33	A degradação do álcool no organismo Retomando os conceitos de oxidação e redução
34	Projeto – Alimentos, Drogas e Vida Equilibrada Entrega do manifesto pela alimentação saudável e produção de cartazes
35	Projeto – Vida Equilibrada Intervenção na escola: manifesto contra o sucateamento da educação e a má qualidade da merenda escolar
36	Projeto – Vida Equilibrada O uso de drogas pelos jovens - discussão com profissional convidado da psicologia
37	Identificando reações de oxirredução presentes na fermentação alcoólica e na fermentação láctica O conceito do número de oxidação (Nox)
38	Conhecimentos tradicionais: a produção artesanal da cachaça
39	O bafômetro: discussões sobre o consumo de álcool inconsequente Funcionamento do bafômetro
40	Aula de resolução de exercícios do livro
41	"Provão" Prova de múltipla escolha de todas as disciplinas

3º bimestre – conteúdos previstos pelo currículo do Estado de São Paulo (São Paulo, 2011):

- “Transformações que envolvem energia elétrica – processos de oxidação e de redução” (p. 144)
- “Os componentes principais dos alimentos (carboidratos, lipídios e proteínas), suas propriedades e funções no organismo” (p. 149)

Aula (Ano)	3º BIMESTRE
42	Laboratório: as reações presentes no bafômetro
43	Pilhas: a produção de energia elétrica a partir de reações redox O funcionamento de uma pilha, pilha de Daniell e a célula a combustível do bafômetro
44	O potencial-padrão de redução Previsões sobre a espontaneidade das reações redox
45	As pilhas e baterias do cotidiano e o descarte adequado de pilhas
46	Laboratório: construção de pilhas alternativas Pilha de limão, pilha de suco de laranja
47	Metabolismo: a respiração celular A cadeia transportadora de elétrons
48	Metabolismo: fotossíntese
49	Mecanismos de defesa do organismo: os antioxidantes
50	Projeto – Vida Equilibrada Drogas ilícitas como questão de saúde pública: proibir ou legalizar?
51	Documentário sobre o uso da maconha: Drauzio Dichava
52	Projeto – Vida Equilibrada Elaboração em aula do roteiro do mini documentário a ser produzido com a temática das drogas (psicotrópicas ou não)
53	Projeto – Vida Equilibrada Considerações sobre as últimas etapas do projeto e discussão sobre questões de saúde mental

54	Como as drogas interagem no organismo? As interações moleculares das enzimas e os substratos e os efeitos das drogas
55	A talidomida e a importância da separação dos isômeros ópticos
56	Como o álcool interage no organismo Efeitos do álcool e consequências de seu consumo Apresentação dos temas do seminário sobre fitoterapia e conhecimentos tradicionais
57	A interação e o efeito de outras drogas no organismo: maconha e cocaína
58	Laboratório: síntese do ácido acetilsalicílico
59	Aspirina e outros fármacos: interação e efeitos no organismo Discussão do laboratório funcionamento da aspirina e condições de armazenagem
60	Aula de resolução de exercícios do livro
61	Prova Dissertativa

4º bimestre – conteúdos previstos pelo currículo do Estado de São Paulo (São Paulo, 2011):

- “Processos industriais que permitem a obtenção de produtos a partir da água do mar” (p. 147)
- “Impactos ambientais na óptica do desenvolvimento sustentável” (p. 150)
- “Ações corretivas e preventivas e busca de alternativas para a sobrevivência no planeta” (p. 150)

Aula (Ano)	4º BIMESTRE
62	Cinética de degradação Relação com o prazo de validade dos fármacos e alimentos
63	Conhecimentos tradicionais: A fitoterapia e os princípios ativos presentes nas ervas
64	Projeto – Vida Equilibrada Apresentação dos minidocumentários produzidos pelos alunos
65	Projeto – Vida Equilibrada Apresentação dos minidocumentários produzidos pelos alunos
66	Os princípios da Química Verde Como a produção dos fármacos pode se dar de maneira mais sustentável
67	Os princípios da Química Verde Laboratório: transesterificação e a obtenção do biodiesel
68	Os princípios da Química Verde Sistematização do laboratório e discussão sobre os biocombustíveis
69	Os princípios da Química Verde Laboratório: polímeros sintéticos (plásticos) e suas propriedades
70	Modelos explicativos para as propriedades dos polímeros Sistematização do laboratório
71	História dos plásticos e discussão sobre lixo e reciclagem
72	As reações de polimerização e os diferentes tipos de plástico
73	Os princípios da Química Verde A produção do "plástico verde"

74	Eletrólise Uma reação redox não espontânea pode ocorrer?
75	A eletrometalurgia Reciclagem de metais e a questão do lixo eletrônico
76	Laboratório: eletrólise da salmoura e eletrólise da água
77	A importância da eletrólise da salmoura em diversas cadeias produtivas
78	Energia do futuro? A eletrólise da água para produção de hidrogênio e o funcionamento de células a combustível: alternativas para produção de energia
79	Aula de resolução de exercícios do livro
80	"Provão" Prova de múltipla escolha de todas as disciplinas

Currículo em “espiral”

Como mencionado nas orientações didáticas, o currículo é pensado como uma “espiral”, na qual os conteúdos são revisitados ao longo de todo o ensino médio. Para melhor compreensão de como isso se deu na construção deste currículo, temos como exemplo:

- Termoquímica: estudo dos combustíveis e da variação de entalpia (1º ano), energia envolvida nas ligações químicas (2º ano), poder calorífico dos alimentos (2º ano) e interferência da temperatura nos equilíbrios químicos (3º ano).
- Reações de oxirredução: introdução às reações de oxirredução (2º ano), o estudo das reações redox no metabolismo seguido do estudo das pilhas (início do 3º ano) e o estudo da eletrólise (final do 3º ano).
- Química orgânica: as principais estruturas orgânicas biológicas (final do 2º ano), o metabolismo e as drogas (3º ano) e os plásticos (final do 3º ano).

- Espontaneidade das reações: noções sobre a reversibilidade das transformações químicas (1° ano), as leis da termodinâmica e a entropia (2° ano) e os equilíbrios químicos (3° ano).

PLANOS DE AULA

A seguir, é apresentado o plano de aula referente às aulas com o tema “Reações de Oxirredução”, presente ao longo do 2º ano do ensino médio. Ao longo dos planos de aula, serão mencionadas atividades e slides que seriam utilizados ao longo das aulas, os quais se encontram no apêndice deste trabalho.

Aula 32 – Atividade Experimental – Reatividade dos Metais

Objetivos gerais

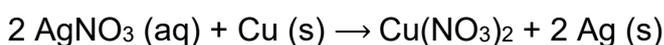
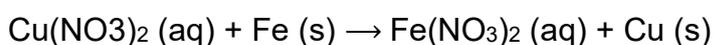
- Observar evidências de transformações químicas, como mudança de coloração e formação de sólidos.
- Perceber que alguns metais são mais reativos que outros.

Objetivos específicos

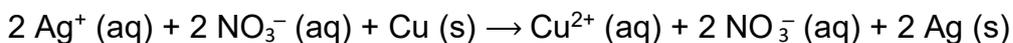
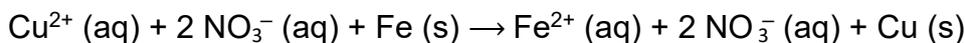
- Associar a coloração de soluções de cobre(II) às concentrações deste íon em solução.
- Associar a formação de sólidos à formação de substâncias metálicas.
- Construir a fila de reatividade dos metais.
- Relacionar e representar os modelos explicativos para os íons e as substâncias metálicas às transformações observadas.

Atividade 1 – Roteiro experimental (demonstrativo) – 20 minutos

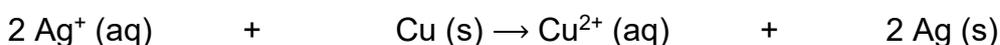
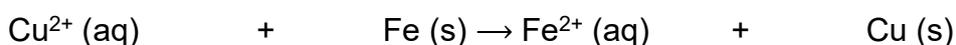
Apresentar duas reações aos alunos, a reação entre uma solução de nitrato de cobre(II) e um prego de ferro, e a reação entre uma solução de nitrato de prata e um fio de cobre. Como tais transformações levam um tempo considerável para ocorrer, é aconselhável ter um sistema desta mesma reação pronto, preparado com bastante antecedência para evidenciar o aspecto do sistema final. Na sequência, escrever na lousa as equações químicas das duas transformações



Relembrando que em solução aquosa, os cátions e ânions do composto iônico apresentam-se dissociados, e reescrever-se as equações:



Evidenciando que o íon nitrato não sofre nenhuma alteração no processo, reescrever as equações, conceituando que o íon nitrato é um íon espectador e não participa da reação:



Perguntar aos alunos qual íon é responsável pela coloração azul da solução de nitrato de cobre(II). Espera-se que respondam que é o íon cobre(II), embasados nas evidências experimentais, visto que a solução de nitrato de prata é incolor.

Atividade 2 – Roteiro experimental (fila de reatividade dos metais) – 55 minutos

Agora, os alunos devem seguir o roteiro experimental (encontra-se no apêndice), procurando evidências de transformações semelhantes às das demonstrações, classificando se há reação ou não nas combinações entre os metais e soluções contendo cátions metálicos.

Durante o procedimento experimental e a resolução das questões, é importante passar por todos os grupos para auxiliar a compreender a fila de reatividade e a representação submicroscópica.

Avaliação

O engajamento dos alunos durante a execução do experimento, assim como as respostas às questões propostas na ficha, serão avaliadas.

Aula 33 – Discussão da aula experimental

Objetivos gerais

Relacionar a tendência dos metais sofrerem corrosão (fila de reatividade) com a nobreza dos metais

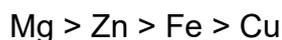
- Discutir a atividade experimental da aula anterior, com ênfase nos modelos submicroscópicos e nas representações.

Objetivos específicos

- Fazer inferências sobre a reatividade do metal ouro e adicioná-lo na fila de reatividade obtida a partir da aula anterior.
- Representar adequadamente o modelo submicroscópico, utilizando conceitos como rede cristalina metálica, ligação metálica, dissociação iônica, cátion, ânion e raio atômico.
- Formalizar a escrita das equações químicas dos fenômenos observados na aula anterior
- Compreender o conceito de íon espectador e equação iônica.
- Evidenciar que segundo o modelo da estrutura da matéria estudado em aulas recentes, houve transferência de elétrons nas reações da última aula.
- Prever quais metais podem ser utilizados como metais de sacrifício com base na fila de reatividade dos metais.

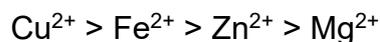
Atividade 1 – Retomar o experimento da aula anterior – 40 minutos

Sistematizar o experimento da aula anterior, perguntando a eles quais resultados obtiveram para a tabela de reatividade dos metais. Apresentar o slide 1, com os resultados esperados, discutindo quais eram as evidências das transformações (mudança de coloração da solução para os testes com a solução de cobre(II), corrosão de metal e formação de um metal). Anotar na lousa quantas vezes cada metal reagiu e concluir a fila de reatividade dos metais:

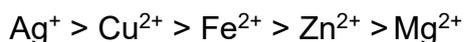


Questionar aos alunos, com base na tabela, qual a relação entre a quantidade de vezes que o metal reagiu e a quantidade de vezes que seu cátion reage, para que percebam que para metais muito reativos, como o cobre, o cátion do metal é pouco

reativo. Ordenar os metais por ordem de reatividade de seus cátions, abaixo da reatividade dos metais:



Então, perguntar onde colocariam a prata metálica na fila de reatividade, por fim, posicionando-a após o cobre:

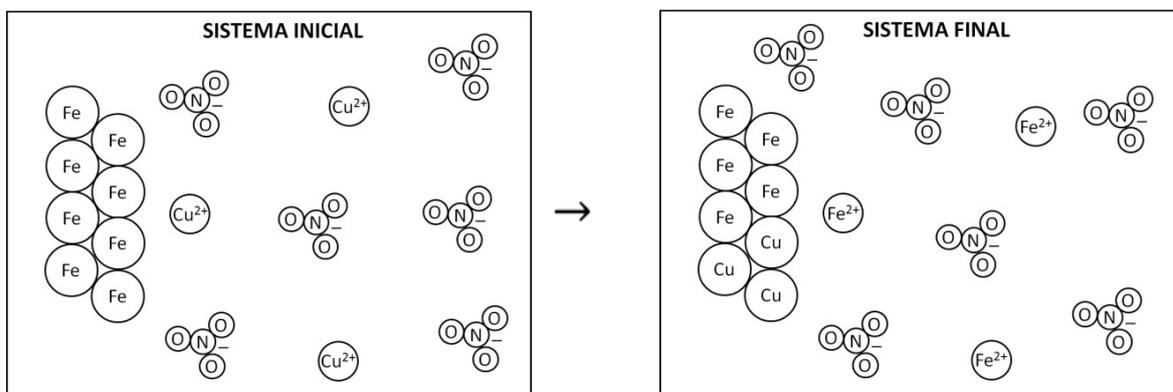


Na sequência, perguntar aos alunos como construíram seus modelos submicroscópicos para os sistemas inicial e final para a reação entre o prego de ferro e a solução de sulfato de cobre(II). Deixar que algum aluno desenhe na lousa (resposta da questão 3 do roteiro do experimento da aula anterior), e discutir com a turma se o modelo desenhado se adequa ao que aprenderam sobre ligação metálica e ligação iônica e dissociação iônica nas aulas recentes sobre ligação metálica e ligação iônica. Conforme se discute o modelo desenhado pelo aluno, são feitas as devidas correções, se necessárias.

O modelo deve contemplar os átomos das substâncias metálicas formando um agregado cristalino, enquanto os íons devem estar dissociados em solução, com as respectivas cargas representadas. A preocupação com os raios atômicos e iônicos também pode ser levada em consideração, e o íon nitrato deve representar seus 4 átomos (um de nitrogênio e três de oxigênio), mas não é necessário determinar a geometria nem a conectividade correta entre os átomos. É importante que os cátions e os ânions sejam bem distribuídos, sem concentrar demais cargas positivas ou negativas em uma região da solução. Também é importante lembrar que o prego de ferro é o reagente limitante, então parte do ferro metálico não é consumida, mas todo o cobre(II) é consumido.

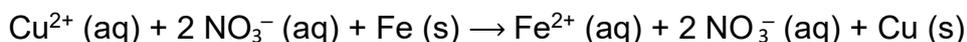
Para o sistema final, é essencial indicar a transformação química, ou seja, os íons cobre(II) se convertem a cobre metálico, enquanto o ferro metálico se converte a íons ferro(II). O ideal é que os átomos de cobre metálico apresentem interação entre si (devido à ligação metálica), e não fiquem dispersos. Lousa:

REAÇÃO ENTRE O NITRATO DE COBRE(II) E O PREGO DE AÇO (FERRO)
REPRESENTAÇÃO SUBMICROSCÓPICA DO SISTEMA



Observação: para facilitar, utilizar giz de 4 cores, simbolizando os 4 átomos diferentes, e criar uma legenda.

É necessário enfatizar que esta representação é análoga para todos os casos em que houve transformação, como no caso da reação entre magnésio metálico e íons de prata, pois em todos os casos, houve reação entre um metal e um cátion metálico em solução. Agora com os modelos submicroscópicos bem representados, escrever a equação química desta transformação:



Retomar a ideia do íon espectador, apagando o íon nitrato e escrevendo “equação iônica”:



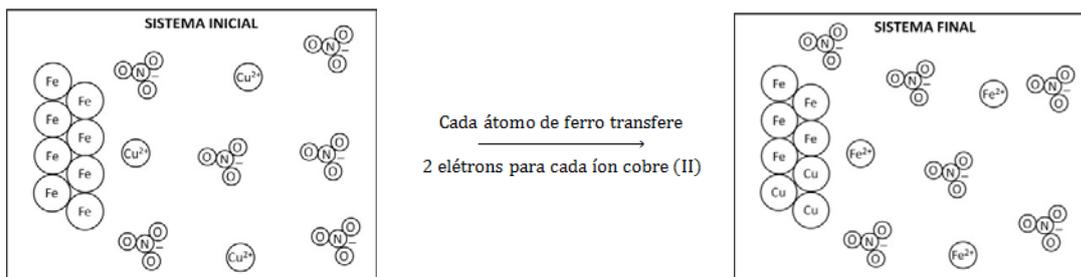
Perguntar aos alunos o que explica na estrutura atômica o fato dos cátions terem carga positiva e dos átomos na estrutura metálica terem carga neutra. Espera-se que os alunos relembrem que os cátions possuem menos elétrons que prótons, enquanto os átomos neutros possuem a mesma quantidade de prótons e elétrons. Na sequência, discutir com os alunos como o ferro metálico pode ter adquirido carga positiva, convertendo-se a ferro(II), e o cobre(II) ter adquirido carga neutra, convertendo-se a cobre metálico.

É necessário reforçar que as transformações químicas envolvem apenas os elétrons de valência, e que os prótons permanecem intactos, não havendo transformações nucleares.

Enfim, pode-se concluir que houve uma transferência de 2 elétrons, de cada átomo de ferro metálico para cada íon cobre(II). Escrever na lousa, entre as duas representações dos sistemas:

REAÇÃO ENTRE O NITRATO DE COBRE(II) E O PREGO DE AÇO (FERRO)

REPRESENTAÇÃO SUBMICROSCÓPICA DO SISTEMA



Por fim, relembrar que em todos os casos em que houve reação, o modelo explicativo e as representações são análogas, pois para todos os casos, houve reação entre um metal e um cátion metálico em solução.

Atividade 2 – Discutindo a reatividade dos metais no cotidiano – 35 minutos

Mostrar o slide 2 para iniciar a discussão, mostrando algumas substâncias metálicas conhecidas do dia-a-dia, como estruturas de aço (b), como correntes, portões e cadeados, joias de prata (d) e fios de cobre (c). Explicar que a imagem (a) refere-se a uma estrutura de uma liga contendo majoritariamente magnésio e um pouco de zinco, utilizada em cascos de navios e embarcações.

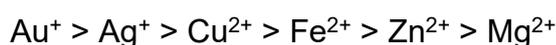
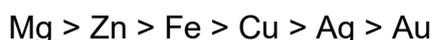
Perguntar se todas as estruturas apresentam uma forma metálica pura, com base em evidências de corrosão que puderam observar na aula passada. Logo, será coerente concluir que a prata se encontra em sua forma metálica, mas que em todas as outras imagens, há indícios de corrosão, como perda do brilho metálico e diferentes colorações. Associar a tendência dos metais sofrerem corrosão com a fila de reatividade dos metais construída, evidenciando que dentre os metais apresentados, a prata possui a menor tendência a reagir, ou seja, a sofrer corrosão.

Questionar as diferenças entre as reações que causaram a corrosão nos metais e as reações que causam a corrosão dos metais no cotidiano, como portões de aço. Ao longo da discussão, espera-se que se mencione a ação do oxigênio atmosférico e da umidade do ar, especialmente em ambientes praianos. Se algum aluno mencionar

o termo “oxidação”, ótimo! Se não, mencionar que o termo “oxidação” está relacionado tanto para a oxidação do metal na atmosfera, quanto para as corrosões observadas na aula experimental, nas reações entre metais e cátions metálicos. Ou seja, a oxidação não necessariamente ocorre devido à presença do oxigênio atmosférico ou da reação com oxigênio ou espécies oxigenadas.

Mostrar o slide 3, mostrando uma embarcação enferrujada (a) e estruturas iguais às de (a) do slide anterior. Questionar a necessidade destas estruturas, explicando que são utilizadas para proteger a corrosão ou oxidação do casco das embarcações. Questionar o porquê disto, com base na fila de reatividade. Nesta discussão, os alunos devem mencionar que os metais zinco e magnésio são mais reativos que o ferro que constitui a estrutura da embarcação, e que, portanto, sofrerão oxidação mais facilmente à ação do ar, protegendo a estrutura de ferro. Mencionar o termo metais de sacrifício.

Mostrar o slide 4, comparando dois medalhões muito antigos, um de prata (a) e outro de ouro (b). Explicar que o medalhão de prata precisou passar por um processo de restauração, enquanto o de ouro. Mostrar os indícios de que houve corrosão no medalhão de prata e questionar, dentre os dois metais, qual deve ser o mais reativo, completando a fila de reatividade na lousa:



Discutir com os alunos por que metais como cobre, prata e ouro são considerados mais nobres que metais como ferro, zinco e magnésio, em termos da fila de reatividade, e mencionar a tendência de que, no geral, os metais mais nobres são mais resistentes à oxidação. Discutir também que o ferro e o ouro são encontrados em ligas metálicas, discutindo as diferenças nas propriedades do metal puro e da liga: o ouro é um metal mole, mas em ligas com prata e cobre apresenta maior dureza, enquanto o ferro puro é quebradiço, mas em ligas com carbono (aço) é mais resistente, e no caso do aço inoxidável (adicionando metais como níquel), é mais resistente à corrosão. Completar a fila de reatividade com alguns outros metais, associando-os a sua nobreza, ao seu valor de mercado e à resistência à oxidação:

Desta forma, a única medalha verdadeira seria a de bronze, pois é necessário considerar tal medalha constituída majoritariamente de cobre. As outras medalhas, de latão e aço, apresentam as colorações semelhantes ao ouro e à prata, respectivamente.

Observação: os alunos já realizaram um teste semelhante no 1º ano, utilizando a densidade para determinar se um metal tinha realmente a composição descrita. É necessário reforçar para os alunos resolverem este problema utilizando os conhecimentos adquiridos nas últimas aulas, e, portanto, o laboratório não permite uma abertura completa para sua resolução.

Na primeira etapa da resolução do problema, os alunos devem determinar a identidade de 4 soluções desconhecidas (não rotuladas): soluções de sulfato de zinco, cloreto de ferro(II), nitrato de cobre(II) e nitrato de prata. Para isto, devem realizar testes parecidos com o que fizeram no laboratório de reatividade dos metais, determinando que a reatividade dos cátions deve seguir a ordem $Ag^+ > Cu^{2+} > Fe^{2+} > Zn^{2+}$

Os resultados esperados são:

		METAIS			
		Cu	Fe	Mg	Zn
SOLUÇÃO AQUOSA CONTENDO	Ag ⁺	reage	reage	reage	reage
	Cu ²⁺	—	reage	reage	reage
	Fe ²⁺	não reage	—	reage	reage
	Zn ²⁺	não reage	não reage	reage	—

Por se tratar de um problema relativamente difícil, o auxiliar os alunos é essencial, principalmente quanto à evidência das transformações e à percepção da reatividade dos cátions metálicos. Por fim, os alunos, após determinarem a identidade das soluções, são capazes de determinar se as medalhas são verdadeiras ou falsas, com base na fila de reatividade construída na última aula: $Mg > Al > Zn > Fe > Ni > Sn > Pb > Cu > Ag > Pt > Au$. Também serão capazes de determinar quais são os possíveis

componentes das medalhas se forem falsas, associando à coloração conhecidas destes metais e algumas de suas ligas anteriormente estudadas.

Avaliação

O engajamento dos alunos na resolução do problema proposto, assim como a resposta dos alunos na ficha será avaliada.

Aula 35 – Origens históricas do termo oxidação

Objetivos gerais

- Ler e interpretar trechos do Tratado Elementar da Química (Lavoisier, 1789).
- Compreender as origens históricas dos termos oxidação.

Objetivos específicos

- Retomar importantes proposições à química trazidas por Lavoisier.
- Compreender que historicamente, “oxigenação” ou “oxidação” refere-se à combinação com oxigênio.
- Problematizar a definição histórica de oxidação com a definição moderna, a qual engloba oxidação de metais sem a presença de oxigênio.
- Utilizar a definição atual de óxido e óxido metálico.
- Compreender a nomenclatura atual para cátions que apresentam múltiplas valências.
- Determinar a composição dos íons presentes em um composto iônico a partir da fórmula mínima do composto.
- Determinar a carga dos íons a partir da fórmula mínima do composto iônico.

Atividade 1 – Retomando as contribuições de Lavoisier – 5 minutos

Explicar aos alunos que o objetivo desta aula é compreender as origens históricas do termo oxidação para comparar com o modelo atual, e que tais origens se deram através dos trabalhos de Lavoisier. Relembrar as maiores contribuições de Lavoisier, estudadas no 1º ano, como a definição operacional de elemento químico, a lei da conservação das massas e as convenções de nomenclatura adotadas na época.

Atividade 2 – Compreendendo as convenções de nomenclatura propostas por Lavoisier – 30 minutos

Apresentar o slide 1 e comparar as convenções de nomenclatura para as substâncias de fórmulas atualmente conhecidas como SO_2 (dióxido de enxofre) e SO_3 (trióxido de enxofre). Enfatizar que as convenções foram importantes, pois se iniciou uma categorização das substâncias a partir de suas propriedades químicas, e antes não havia possibilidade de relacionar as substâncias conhecidas como ácido sulfuroso e ácido vitriólico, mas que após as proposições de Lavoisier, era possível determinar ao menos alguma semelhança, com as nomenclaturas ácido sulfuroso e ácido sulfúrico.

Distinguir as e explicar nomenclaturas propostas por Lavoisier das atuais, lembrando a formação da chuva ácida (slide 2) estudada no 1º ano, com a formação do ácido sulfuroso e do ácido sulfúrico a partir do SO_2 e do SO_3 , respectivamente. Ressaltar que não necessariamente toda substância binária contendo oxigênio forma um ácido.

Apresentar o slide 3, com a leitura do trecho. Interpretar, principalmente em relação ao aspecto de elementos como o fósforo reagir com o oxigênio, formando os ácidos, mas que vários outros elementos também são capazes de reagir com o oxigênio, havendo a necessidade de criar a terminologia “oxigenação”. Explicar que o termo oxigenação e oxidação eventualmente tornaram-se sinônimos com o passar do tempo. Enfatizar que, segundo tal definição, a oxidação é a combinação de qualquer substância com o oxigênio, mostrando o slide 4 com algumas reações conhecidas de oxidação, utilizando as equações químicas modernas.

É importante ressaltar que, conforme concluímos na aula passada, nas reações em que houve corrosão dos metais em reações com cátions metálicos, também houve corrosão do metal, sem o envolvimento do oxigênio ou espécies oxigenadas nas transformações, e que atualmente, também classificamos tais reações como oxidações (slide 5). Mencionar que a definição moderna de oxidação será trabalhada nas aulas futuras.

Atividade 3 – Apresentação dos óxidos metálicos – 40 minutos

Explicar que nem todos os óxidos apresentam caráter ácido, como os óxidos de enxofre estudados anteriormente ou os óxidos de fósforo descritos no trecho de Lavoisier. Boa parte destes óxidos são alguns dos óxidos metálicos. Escrever na

lousa:

Óxido

Substância binária, contendo oxigênio e outro elemento.

Óxido Metálico

Substância binária de caráter iônico, contendo oxigênio (elemento não metálico) e um outro elemento metálico.

Exemplos: Fe_2O_3 , FeO , Cu_2O , CuO , MgO , PbO , PbO_2 , Ag_2O , Al_2O_3

Mostrar o slide 6, contendo dois óxidos de cobre com suas nomenclaturas pré-Lavoisier, pós-Lavoisier e moderna. Explicar que o cobre é capaz de formar dois cátions diferentes, o Cu^+ e o Cu^{2+} , explicando a nomenclatura moderna com os algarismos romanos entre parênteses, e que a nomenclatura segundo Lavoisier é importante, pois pela primeira vez classifica a substância em termos de sua composição (oxigênio e cobre). É interessante notar que o que Lavoisier determinou como óxido de cobre verde e azul era provavelmente uma mistura de CuO (preto) e CuCO_3 (azul) pela incorporação de CO_2 , o que explica a coloração da substância observada por ele.

Retomar os conceitos aprendidos sobre ligação iônica, ressaltando que os óxidos metálicos apresentam caráter iônico, e, portanto, apresentam um cátion como metal e o oxigênio como ânion, formando o ânion óxido. Perguntar aos alunos qual deve ser a carga do ânion óxido, com base nas fórmulas mínimas apresentadas no slide, lembrando que no retículo cristalino iônico, as cargas positivas e negativas se neutralizam. Espera-se que identifiquem que trata-se do ânion O^{2-} , escrevendo na lousa a proporção entre os íons para os dois óxidos na lousa:

óxido de cobre(I), Cu₂O

óxido de cobre(II), CuO

cátion ânion

cátion ânion

Cu⁺ O²⁻

Cu²⁺ O²⁻

Cu⁺

Total: 2+ Total: 2-

Total: 2+ Total: 2-

Apresentar o slide 7, análogo ao slide 5, mas para os óxidos de ferro. Explicar que o ferro apresenta dois cátions possíveis, o ferro(II) e o ferro(III), e que existem minérios nos quais o ferro se combina com oxigênio em óxidos contendo apenas ferro(II), apenas ferro(III) ou uma mistura dos dois cátions, no caso, a magnetita, Fe₃O₄ ou FeO · Fe₂O₃.

Novamente, mostrar a importância da nomenclatura proposta por Lavoisier, visto que a nomenclatura mais antiga não dava noção alguma da composição das substâncias, e que a nomenclatura “ethiops” marcial remete a uma classe de substâncias (minérios) conhecidos como “ethiops” anteriormente e a Marte, associado ao elemento ferro pelos alquimistas. Apresentar o slide 8, para que saibam que o assunto apresentado no texto “Afinal, por que Marte é vermelho?”, da revista *Mega Curioso*¹, será tema das próximas aulas.

Por fim, apresentar o slide 9, mostrando a estrutura da rede cristalina iônica para 3 óxidos contidos nos minérios wusita (FeO), magnetita (Fe₃O₄) e hematita (Fe₂O₃). Trabalhar com os alunos a ideia da proporção entre cátions e ânions na rede cristalina associada a suas cargas, utilizando como exemplos FeO e Fe₂O₃. Pedir para que os alunos determinem a composição entre cátions e ânions para a magnetita com base na fórmula mínima e sabendo que o oxigênio forma o ânion mononuclear O²⁻.

Andar pela sala ajudando os alunos, e após 5 minutos, escrever a resposta na lousa:

óxido de ferro(II, III)

cátion ânion

¹ Disponível em <https://m.megacurioso.com.br/marte/98970-afinal-por-que-marte-e-vermelho.htm>.



Total: 8+ Total: 8–

Como lição de casa, pedir para que os alunos leiam duas páginas do livro e para daqui duas aulas, determinem a carga dos cátions de alguns óxidos e leiam o artigo “Afinal, por que Marte é vermelho?”.

LIÇÃO DE CASA – PRÓXIMA AULA

Leitura das páginas 258 e 259 do livro (volume 2).

LIÇÃO DE CASA – PARA DAQUI 2 AULAS

Determine a carga do cátion para os seguintes óxidos metálicos:

- a) MnO_2 b) Cr_2O_3 c) PbO_2 d) SnO e) Ag_2O

Aula 36 – Discussão acerca da pesquisa realizada na primeira aula do projeto

Objetivos gerais

- Reconhecer o nosso papel relação ao consumo de materiais eletrônicos para que possamos atuar na sociedade de maneira mais consciente.
- Compreender ideias básicas sobre a cadeia de extração dos minérios e seus problemas associados.
- Reconhecer a atividade mineradora em seu papel na economia do país.

Objetivos específicos

- Reconhecer os processos de obtenção dos metais a partir dos minérios como reações de

redução.

- Exercitar o debate em turma, respeitando a vez de fala e a opinião dos colegas.
- Repensar o consumo exagerado dos aparelhos eletrônicos na sociedade.

Atividade 1 – Apresentação da pesquisa inicial – 40 minutos

Iniciar a aula retomando a problematização da proposta do projeto: É possível consumir aparelhos eletrônicos sem causar danos socioambientais?

Na sequência, dar a fala aos alunos para que apresentem suas reflexões acerca da pesquisa inicial referente à aula 28 (documento no apêndice) a ser entregue nesta aula:

- Qual é a composição dos aparelhos eletrônicos, como celulares, notebooks e tablets;
- Quais são as principais etapas relacionadas à extração dos minérios e sua transformação em metais;
- Questões ambientais e sociais relacionadas à extração dos minerais no Brasil e no mundo;
- Qual é o ciclo de vida dos materiais eletrônicos;
- Como a mineração impulsiona a economia brasileira.

Para que os alunos não fiquem completamente quietos ou tímidos, o professor pode iniciar a discussão, perguntando do que os materiais eletrônicos são feitos. Das diversas respostas, pode questionar qual a origem dos metais citados pelos alunos, lembrando que muitos são terras raras ou metais nobres, como o ouro inclusive, e que o grau de pureza a partir dos minérios muitas vezes é mínimo, o que explica o fato das barragens dos rejeitos da mineração serem tão vastas. Outro aspecto que pode ser levantado é sobre a cadeia de transformação dos minérios em metais, citando que muitas delas são reações de redução do metal realizadas no alto-forno.

No geral, esta atividade deve ser conduzida de maneira mais livre, para que os alunos possam expressar suas ideias acerca do tema. O mais importante é procurar, neste momento inicial, exercitar a argumentação dos alunos em pesquisas e dados concretos, e menos em opiniões próprias não fundamentadas.

Atividade 2 – Cronograma de trabalho e divisão de grupos – 35 minutos

Após a sensibilização sobre o tema trazida pelos próprios alunos, apresentar o cronograma de trabalho e como será realizada a etapa final do projeto, culminando no debate. Explicar as próximas etapas do trabalho, retomando o cronograma:

Neste exato momento, os alunos devem se dividir em 12 grupos e realizar uma pesquisa mais aprofundada sobre um dos três subtemas a seguir:

- A extração de minérios;
- A siderurgia;
- A reciclagem do lixo eletrônico.

Nesta pesquisa mais aprofundada, os alunos já devem apresentar sua argumentação respondendo o tema central do projeto (é possível consumir aparelhos eletrônicos sem causar danos socioambientais?). É importante que os 12 grupos se dividam de maneira equivalente, ou seja, 6 grupos devem defender que SIM, este consumo é possível e pode ser feito de maneira sustentável, enquanto 6 grupos devem defender que NÃO, o consumo irá levar a um desequilíbrio socioambiental.

Para os 6 grupos do “SIM”, 2 devem escolher extração, 2 devem escolher siderurgia e 2 devem escolher reciclagem. O mesmo vale para o “NÃO”.

O documento a ser entregue deve conter no máximo 4 páginas e ser bem referenciado, sendo a utilização de fontes confiáveis um fator importante a ser levado na avaliação. Nele, os alunos apresentam sua argumentação relativa ao tema (“SIM” OU “NÃO”) e ao subtema (foco na mineração, siderurgia ou reciclagem).

Cronograma (lousa):

Daqui a 6 aulas – Entrega do documento argumentativo.

Daqui a 10 aulas – Debate final do projeto

Após mencionar todas as etapas do projeto e tirar todas as dúvidas, os estudantes devem, enfim, se organizar para escolherem seus grupos, se irão defender “SIM” ou “NÃO” e qual o subtema escolhido (mineração, siderurgia ou reciclagem).

Como a divisão dos temas pode ser disputada, se não houver acordo entre os grupos, sortear qual grupo ficará com qual tema e se irá defender o “SIM” ou o “NÃO”.

Avaliação

A pesquisa inicial será avaliada como ferramenta inicial para o engajamento do aluno no projeto. Será avaliado tanto se a pesquisa foi feita ou não, como a qualidade da pesquisa, e para isso, enquanto os alunos socializam suas pesquisas, passar pelas carteiras verificando a pesquisa inicial.

Aula 37 – Definição atual de oxidação e redução

Objetivos gerais

- Ler e interpretar trechos do Tratado Elementar da Química (Lavoisier, 1789).
- Formalizar o conceito de reação de oxirredução.

Objetivos específicos

- Compreender que no contexto de Lavoisier, “redução” refere-se a transformações químicas no geral, mas que “redução metálica” refere-se à formação de metais a partir de seus óxidos pela perda de oxigênio.
- Problematizar que a redução não envolve necessariamente espécies metálicas.
- Comparar os modelos explicativos para a reação entre metais e oxigênio propostas por Lavoisier e proposta pelos modelos atuais.

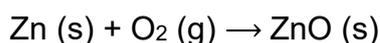
Atividade 1 – Discussão sobre os modelos explicativos para as reações de oxidação – 40 minutos

Dizer que o objetivo desta aula é apresentar formalmente o conceito atual de oxidação, com base em comparações com o conceito proposto por Lavoisier e nos experimentos realizados nas aulas anteriores.

Apresentar o slide 1, com o modelo submicroscópico análogo ao das aulas anteriores, da reação entre o zinco metálico e cátions cobre(II), enfatizando bastante que nas reações entre metais e íons metálicos, há transferência de elétrons do metal para o cátion. Na sequência,

apresentar o vídeo que apresenta o modelo submicroscópico para a reação análoga, entre a o cátion de prata e o cobre metálico².

A seguir, relembrar das reações entre os metais e o oxigênio, em que ocorre oxidação (combinação com oxigênio, conforme Lavoisier) do metal, e escrever em um canto da lousa como um “rascunho” que não precisa ser copiado a seguinte equação:



Mostrar o vídeo que mostra o modelo submicroscópico da reação entre zinco metálico e gás oxigênio³. Relembrar aos alunos que o oxigênio é uma substância molecular e o zinco uma substância metálica, enfatizando a diferença entre moléculas e estruturas cristalinas. Mais importante, evidenciar que no modelo desta reação, houve a transferência de elétrons do zinco metálico para os átomos de oxigênio na molécula de O₂, de maneira que houve a formação do óxido de zinco, cujos cátions são o Zn²⁺ e o O²⁻.

Mostrar que tanto nesta oxidação, quanto na oxidação do zinco em solução de cobre(II), houve transferência de elétrons, e que o zinco metálico, em ambos os casos, perdeu elétrons e formou cátion, enquanto uma outra espécie (Cu²⁺ ou O₂) recebeu elétrons, formando ânion.

Retomar aos alunos a perspectiva história de Lavoisier com o slide 2, contendo um trecho no qual ele propõe um modelo sobre como ocorreriam as interações entre os átomos metálicos e qual é a ação do oxigênio, como por exemplo, na reação entre zinco metálico e gás oxigênio. Nesta discussão, é importante lembrar o que seria a teoria do calórico e tentar justificar por que metais como ouro, prata e platina apresentaram maior dificuldade ao reagir com o oxigênio. Seguir com a discussão sobre a hipótese de Lavoisier de que a ação do calor diminuiria as “forças” que uniriam os átomos metálicos, e como este modelo foi desenvolvido em especulações, pois sequer o modelo atômico quantitativo do átomo (Dalton) havia sido desenvolvido.

² Disponível em <https://www.youtube.com/watch?v=6-EuRBX5dUs>.

³ Disponível em <https://www.youtube.com/watch?v=e6Xxz-VBE6s>.

Comparar tal o modelo de Lavoisier com o moderno, salientando bastante que agora temos um modelo atômico bastante complexo, o qual possui fortes evidências sobre a estrutura da matéria. Conduzir a discussão para que nesta comparação os alunos citem a transferência dos elétrons na reação entre zinco metálico e oxigênio gasoso e questionem a necessidade de temperaturas elevadas, visto que a oxidação do zinco com a atmosfera ocorre espontaneamente, conforme discutido em aulas anteriores.

Atividade 2 – A definição moderna de oxidação e redução – 35 minutos

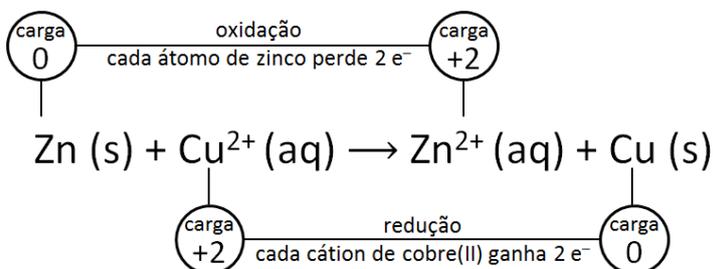
Na sequência, citar a leitura da lição de casa, na qual os alunos leram sobre os termos “oxidação”, “redução” e “reação de oxirredução”. Segundo as definições encontradas no livro, anotar na lousa:

REAÇÕES DE OXIDAÇÃO E REDUÇÃO OU OXIRREDUÇÃO

São reações em que há transferência de elétrons entre espécies

A espécie que oxida perde elétrons, já a espécie que reduz recebe os elétrons da espécie que oxida

Exemplos:

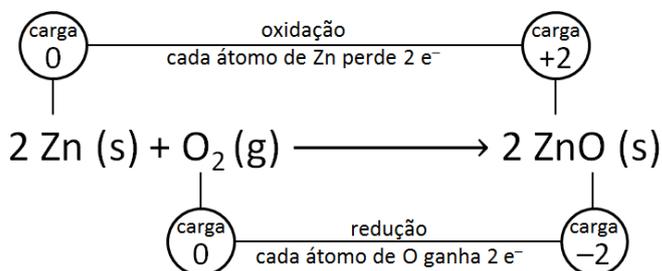


Ressaltar que esta definição nada se relaciona com oxigênio, se distanciando da definição histórica, e está embasada em reações em que há transferência de elétrons. Também ressaltar que os processos de oxidação e redução são interdependentes, pois não há como haver uma redução (ganho de elétrons) sem uma oxidação (perda de elétrons), e vice-versa, e por isto, as reações recebem o

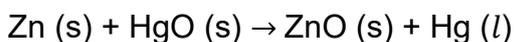
nome de “oxirredução” ou apenas “redox”.

Retomar a reação entre zinco metálico e gás oxigênio, apresentando mais uma vez o vídeo disponível do modelo submicroscópico, concluindo embora não faça parte

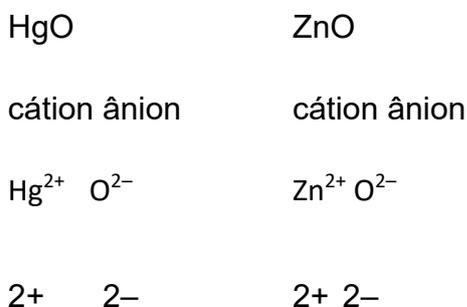
da definição, muitas reações redox envolvem o oxigênio, como é o caso da combustão. Escrever na lousa:



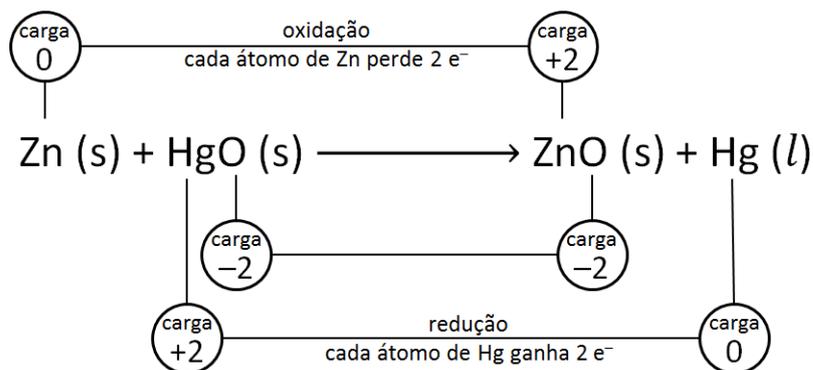
Escrever na lousa a reação entre o óxido de mercúrio(II) e o zinco metálico, e dar um tempo para que os alunos prevejam qual espécie sofreu oxidação e qual espécie sofreu redução, com base na análise das cargas. Lousa:



Dar um tempo para que os alunos possam formular suas respostas, circulando pela sala de aula e tirando as dúvidas dos alunos. Num primeiro momento, se os alunos apresentarem dificuldade, realizar a análise das cargas para os dois óxidos envolvidos nesta transformação, a fim de auxiliá-los:



Após mais algum tempo, colocar a resposta correta na lousa:



É importante citar que a carga do oxigênio permanece constante, e que o ânion óxido não interfere no processo da oxirredução, ou seja, não participa da oxirredução. Notar que este óxido recebe o nome de óxido de mercúrio(II), pois o mercúrio admite mais de um cátion possível.

Aula 38 – Origens históricas do termo “redução”

Objetivos gerais

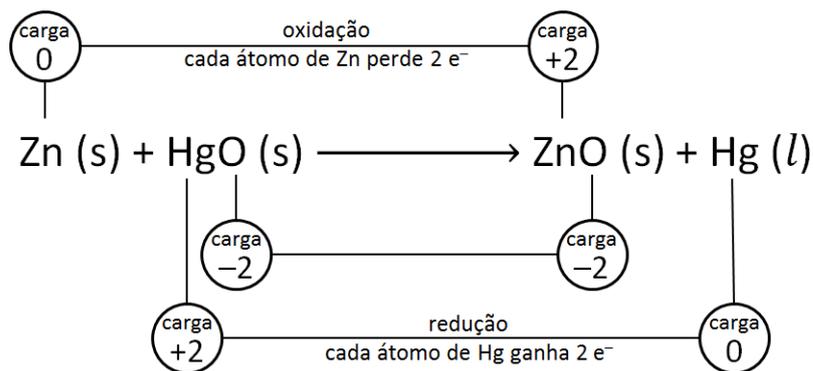
- Ler e interpretar trechos do Tratado Elementar da Química (Lavoisier, 1789).
- Compreender as origens históricas do termo redução.
- Prever se uma determinada reação redox é espontânea a partir da fila de reatividade.

Objetivos específicos

- Compreender que historicamente “redução metálica” refere-se à formação de metais a partir de seus óxidos pela perda ou “redução da quantidade” de oxigênio.
- Comparar as definições históricas de oxidação e redução com as definições atuais.
- Associar a fila de reatividade em termos da tendência a sofrer oxidação ou tendência a sofrer redução

Atividade 1 – A origem histórica do termo “redução” – 25 minutos

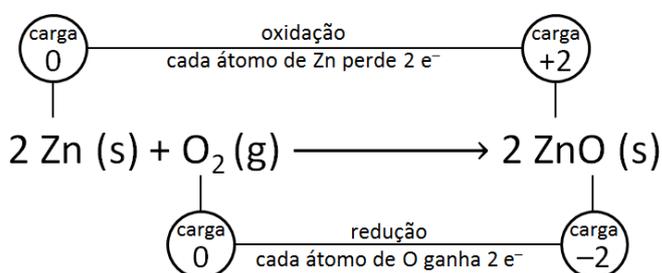
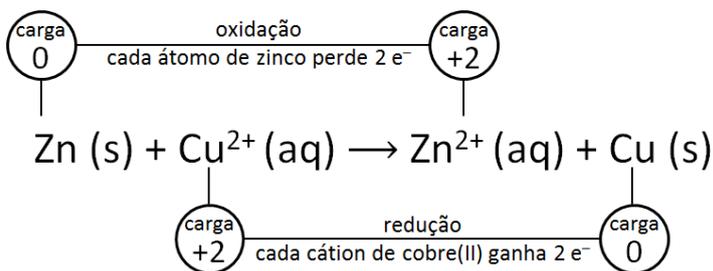
Agora é o momento de questionar aos alunos de onde se originou o termo redução. Apresentar slide 1, com citação de Lavoisier acerca das reações entre óxidos metálicos e outros metais. Conduzir a discussão retomando uma das reações citadas por Lavoisier, como a última reação escrita na lousa da última aula, entre o zinco metálico e o óxido de mercúrio(II), que deve estar no caderno dos alunos, mas pode ser retomada com o slide 2.



Explicar que o mercúrio, segundo Lavoisier, possui pouca afinidade por oxigênio, e que o óxido de mercúrio consegue oxidar metais com mais afinidade com oxigênio, como o zinco, com certa facilidade. O processo de redução metálica, citado no trecho “Todas as **reduções ou avivamentos metálicos** são apenas operações desse tipo”, seria, portanto, transformar o óxido metálico em metal, com a perda da sua interação com oxigênio, ou seja, a redução da quantidade de oxigênio, processo inverso à oxidação do metal.

Assim, segundo as definições de Lavoisier, o mercúrio contido no óxido de mercúrio(II) sofre redução a mercúrio metálico pois reduz a quantidade de oxigênio combinado a ele, enquanto o zinco metálico sofre oxidação, pois interage com o oxigênio, produzindo um composto oxigenado (óxido de zinco).

Continuar a comparação, dizendo que desta maneira, os termos “redução” e “oxidação” permanecem até hoje. Entretanto, as interpretações para o fenômeno são distintas das de Lavoisier, e a definição moderna não envolve necessariamente a presença de oxigênio, como citado anteriormente. Como exemplo, temos a reação entre o cátion de prata e o zinco metálico, que deve estar no caderno dos alunos, mas pode ser retomada com o slide 3.



Além disso, a definição moderna de redução não envolve necessariamente um metal como espécie que reduz. Como exemplo, temos a reação entre o zinco metálico e o oxigênio molecular, que deve estar no caderno dos alunos, mas pode ser retomada com o slide 4. Nesta reação, não é um metal que sofre redução, e sim o oxigênio.

Atividade 2 – Corrigindo a lição de casa e retomando a reatividade dos metais

– 15 minutos

Corrigir a lição de casa (determinação das cargas dos cátions nos óxidos), os quais propositalmente coincidem com os óxidos mencionados na segunda citação de Lavoisier estudada na última aula. Lousa:

Correção da lição de casa

a) MnO₂

b) Cr₂O₃

cátion ânion

cátion ânion

Mn⁴⁺ O²⁻

Cr³⁺ O²⁻

O²⁻

Cr³⁺ O²⁻

4+ 4–

O^{2–}

6+ 6–

c) PbO₂

d) SnO

e) Ag₂O

cátion ânion

cátion ânion

cátion ânion

Pb⁴⁺ O^{2–}

Sn²⁺ O^{2–}

Ag⁺ O^{2–}

O^{2–}

2+ 2–

Ag⁺

4+ 4–

2+ 2–

Atividade 3 – Relacionando a reatividade dos óxidos metálicos com a fila de reatividade – 35 minutos

Retomar a citação de Lavoisier com a definição de redução do slide 1, para discutir a tendência dos metais e cátions metálicos reagirem. Interpretar com os alunos que no trecho “aqueles em que o oxigênio tem a menor adesão”, Lavoisier descreveu a tendência dos cátions contidos em alguns óxidos de mercúrio a sofrerem redução mais facilmente, pois teriam menor tendência a se combinar com o oxigênio do que outros metais, os quais seriam mais suscetíveis a sofrer oxidação.

Assim, os cátions dos óxidos citados, como Hg^{2+} , Mn^{4+} , Mn^{4+} e Ag^+ possuem maior tendência a reduzir quando reagem com metais que têm maior tendência a oxidar (como magnésio, zinco, alumínio e ferro), o que está descrito no trecho “O óxido preto de manganês, o óxido vermelho de chumbo, os óxidos de prata e, em geral, quase todos os óxidos metálicos, podem, em certa medida, cumprir o mesmo objetivo, escolhendo, preferencialmente, aqueles em que o oxigênio tem a menor adesão”.

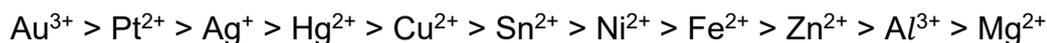
Justificar que a tendência de reação mencionada está relacionada à fila de reatividade dos metais e dos cátions metálicos presentes nos óxidos, ou seja, cátions como Hg^{2+} , Mn^{4+} , Mn^{4+} e Ag^+ têm maior tendência a reduzir quando reagem com metais que tem maior tendência a oxidar, como Mg, Zn, Al e Fe. Escrever na lousa uma fila de reatividade dos metais, explicando que ela pode ser determinada experimentalmente da mesma maneira que a determinamos nas atividades experimentais anteriores.

FILA DE REATIVIDADE DOS METAIS E DOS CÁTIOS METÁLICOS

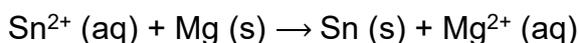
←
aumenta a tendência a sofrer oxidação

Mg > Al > Zn > Fe > Ni > Sn > Cu > Ag > Pt > Au

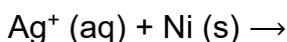
←
aumenta a tendência a sofrer redução



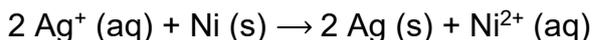
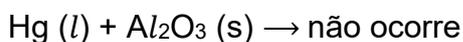
Agora, pedir para que os alunos prevejam se há ocorrência de reação química para algumas reações a seguir. Se houver reação química, pedir que prevejam os produtos formados e balanceiem a equação. Para auxiliar, utilizar a reação entre o cátion de estanho e o magnésio metálico, mostrando que a reação é espontânea no sentido direto e não no inverso, visto que o Sn^{2+} possui maior tendência a sofrer redução que o Mg^{2+} e que o Mg possui maior tendência a sofrer oxidação que o Sn. Escrever na lousa:



Agora, colocar pedir para que os alunos prevejam se as seguintes reações são espontâneas. Dar um tempo para os alunos pensarem na resposta, circulando pela sala e tirando as dúvidas.



No comentário sobre a resposta correta, é necessário mencionar que a primeira reação deve ocorrer, mas a segunda não. Em relação à primeira, utilizar a fila de reatividade para mostrar que o cátion de prata possui maior tendência a reduzir, assim como o níquel metálico tem maior tendência a oxidar. Já para a segunda, dizer que o mercúrio metálico é menos reativo que o alumínio metálico, e por isto, não deve oxidar, assim como o cátion de alumínio tem menor tendência a reduzir que o cátion mercúrio(II), e por isto, não sofre redução. Completando a lousa:



Por fim, antes de finalizar a aula, pedir para que os alunos guardem espaço no caderno para continuar fazendo anotações na aula que vem, sobre a fila de reatividade escrita na lousa e os exemplos das reações desta aula.

Também apresentar a lição de casa para a próxima aula. Lousa

LIÇÃO DE CASA PARA A PRÓXIMA AULA

1. Leitura do texto “Afiml, por que Marte é vermelho?”, da revista *Mega Curioso* (utilizar slide 5 para relembrar).
2. Leitura das páginas 237 e 238 do livro (volume 1).

Aula 39 – Os conceitos de agente oxidante e agente redutor

Objetivos gerais

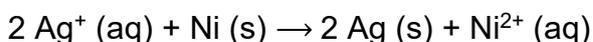
- Formalizar os conceitos de agente oxidante e agente redutor.
- Trabalhar a leitura e interpretação de textos de divulgação científica.

Objetivos específicos

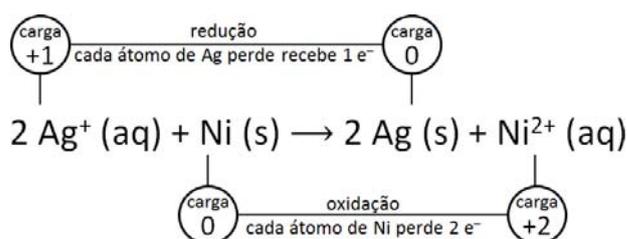
- Identificar o agente oxidante e o agente redutor em uma reação redox.
- Determinar se um determinado agente redutor ou oxidante é forte ou fraco com base na fila de reatividade.
- Reconhecer uma diversidade de agentes oxidantes e redutores possíveis.

Atividade 1 – Introduzindo o conceito de agente oxidante, agente redutor, força oxidante e força redutora
– 30 minutos

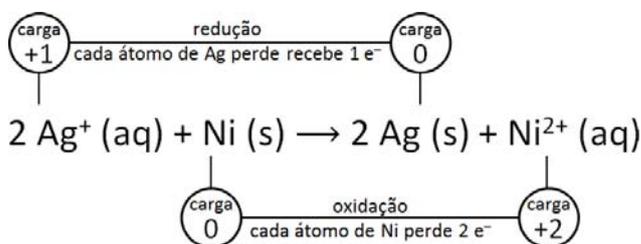
Reescrever a reação da última aula, entre cátion de prata e níquel metálico:



Perguntar qual espécie sofre oxidação e qual sofre redução, e completar o esquema conforme os alunos respondem:



A fim de compreender se os alunos entenderam os conceitos da leitura das páginas do livro (lição de casa), Perguntar qual é o agente oxidante e qual é o agente redutor. Ao longo da discussão, os alunos devem lembrar os conceitos apresentados no livro, e para uma melhor condução, da discussão, indicar que o Ag^+ sofreu redução e causou a oxidação do Ni, e que o Ni sofreu oxidação, causando a redução do Ag^+ , reforçando a ideia de que as reações de oxidação e redução ocorrem de forma simultânea e são interdependentes. Dizer que, desta forma, é possível classificar o cátion de prata como agente oxidante, visto que causou a oxidação do níquel, e que é possível classificar o níquel metálico como agente redutor, pois causou a oxidação do cátion de prata. Completar na lousa:



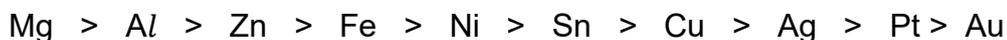
Agente Oxidante: Ag^+

Agente Redutor: Ni

Agora, reescrever novamente a esquematização da fila de reatividade da última aula, que já deve estar no caderno dos alunos.

FILA DE REATIVIDADE DOS METAIS E DOS CÁTIOS METÁLICOS

←
aumenta a tendência a sofrer oxidação



←
aumenta a tendência a sofrer redução



Por fim, associar a tendência a sofrer redução como tendência a causar oxidação, e a tendência a sofrer oxidação como a tendência a causar redução. Completar o esquema:

FILA DE REATIVIDADE DOS METAIS E DOS CÁTIOS METÁLICOS

←
aumenta a tendência a sofrer oxidação



aumenta a força redutora (tendência a causar redução)

←

←
aumenta a tendência a sofrer redução



aumenta a força oxidante (tendência a causar oxidação)

←

Concluir estas ideias dizendo que o cátion de prata tem maior força oxidante que o cátion de níquel(II), assim como o níquel metálico tem maior força redutora que a prata metálica, e por isso, a reação é espontânea no sentido direto, e não no inverso. Já a reação entre o mercúrio metálico e o óxido de alumínio não é espontânea, pelos mesmos motivos.

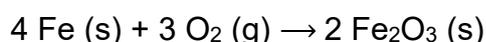
Atividade 2 – Interpretando o texto “Afinal, por que Marte é vermelho?” – 45 minutos

Retomar o texto, perguntando o que acharam, se gostaram do texto e discutir os aspectos que podem ter gerado maior interesse pelos alunos, como o fato da superfície de Marte ser avermelhada estar associado à coloração do óxido de ferro(III), semelhante à cor da ferrugem, a qual é rica neste mesmo óxido; ou o fato das possibilidades das origens da oxidação do ferro serem diversas e como é difícil para a ciência determinar tais fatos, pois trata-se de um outro planeta e de fatos que ocorreram a muito tempo atrás! Também é interessante comparar a composição da Terra e de Marte, como o próprio texto cita, com base nas aulas anteriores sobre evolução cosmológica.

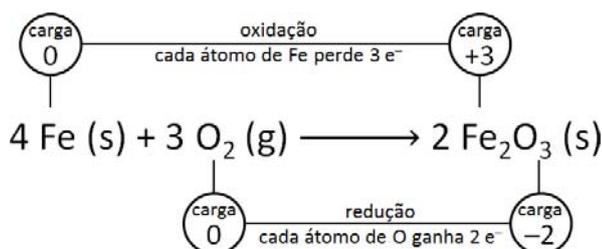
Antes de prosseguir, corrigir uma informação equivocada no texto, a qual menciona que o óxido de ferro(III) é o mesmo composto que origina a coloração avermelhada do sangue na ferrugem, diferenciando este óxido do complexo entre o ferro e a hemoglobina (utilizar termos menos específicos, o foco é que não é o mesmo composto).

Mencionar que uma das hipóteses de como a oxidação se deu foi por meio da ação do oxigênio gasoso. Escrever na lousa:

HIPÓTESES PARA A FORMAÇÃO DO ÓXIDO DE FERRO(III) EM MARTE



Perguntar se tal reação é uma reação de oxirredução. Os alunos devem conduzir a seguinte resposta, concluindo que trata-se de uma reação de oxirredução:



Perguntar aos alunos qual é o agente oxidante e qual é o agente redutor, completando:

Agente oxidante: O₂

Agente redutor: Fe

Questionar a existência de oxigênio gasoso, visto que não há vida (fotossíntese) em Marte, e que o oxigênio elementar teria reagido rapidamente com os outros elementos durante a formação do planeta, assim como na Terra. Retomar o trecho no é citado que a formação de oxigênio teria ocorrido através de tempestades que causariam a decomposição da água (majoritariamente no estado sólido em Marte). Escrever na lousa:

descargas elétricas



Agora, dar uma ênfase maior ao trecho “Existe outra hipótese de que o Sol, ao longo de bilhões de anos, quebrou moléculas de dióxido de carbono e outros componentes, produzindo substâncias oxidantes, como o peróxido de hidrogênio e o ozônio.” Questionar o que significaria “substâncias oxidantes”, conduzindo os alunos a pensarem que trata-se de agentes oxidantes. Escrever na lousa a fórmula dos oxidantes mencionados:

Possíveis agentes oxidantes na oxidação do ferro: H_2O_2 , O_3

Completar a lousa, lembrando que o O_2 é um agente oxidante no caso da oxidação do ferro.

Possíveis agentes oxidantes na oxidação do ferro: H_2O_2 , O_3 , O_2

Por fim, interpretar o trecho “Pode ser, ainda, como sugerido em 2009 por um grupo de pesquisadores dinamarqueses, o caso de tempestades de poeira, que varreram a superfície do planeta e expuseram as camadas ricas em oxigênio dos cristais de quartzo que também compõem o rigolito de Marte. São três teorias que ainda não geraram uma resposta definitiva”, explicando que o quartzo é composto por sílica, dióxido de silício (SiO_2). Completar a lousa:

Possíveis agentes oxidantes na oxidação do ferro: H_2O_2 , O_3 , O_2 , SiO_2

Explicar que o peróxido de hidrogênio e o ozônio são fortes agentes oxidantes, e mencionar que o peróxido de hidrogênio e o gás oxigênio são agentes oxidantes muito comuns em processos metabólicos em nosso organismo, envolvendo mecanismos de defesa e a respiração celular, por exemplo. Escrever em um canto da lousa, como “rascunho”:

Respiração celular: $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 + 6 \text{O}_2 \rightarrow 6 \text{CO}_2 + 6 \text{H}_2\text{O}$

Explicar que neste caso, embora todas as substâncias presentes sejam moleculares e que não há formação de cargas (íons), esta reação ainda é considerada uma reação de oxirredução, sendo que o gás oxigênio sofre redução (é o agente oxidante) e a glicose sofre oxidação (é o agente redutor). Mencionar que a própria reação da decomposição da água (ou combustão do hidrogênio, no sentido inverso) é um exemplo de reação de oxirredução e que eles aprenderão no ano que vem

mais sobre as reações de oxirredução, incluindo as que envolvem apenas substâncias moleculares.

Aula 42 – Socialização das pesquisas

Objetivos gerais

- Exercitar o trabalho autônomo dos alunos em sala de aula.

Objetivos específicos

- Socializar as pesquisas realizadas pelos grupos dentro dos subtemas específicos.
- Promover estratégias para o dia do debate, como criação de perguntas e previsão de respostas às perguntas feitas pelo outro grupo.
- Apresentar os principais aspectos levantados durante a pesquisa para receber orientação de como melhorar a argumentação para o debate final.

Atividade 1 – Explicando a proposta de trabalho desta aula – 10 minutos

Orientar os alunos de um mesmo subtema (como mineração, siderurgia e reciclagem) e que defendem um mesmo ponto de vista (“SIM” ou “NÃO”) a se reunirem, para socializarem a pesquisa feita, levantando pontos de convergência e de divergência em suas pesquisas. Explicar que, num segundo momento, todos os alunos que defendem “SIM” irão se reunir, assim como os que defendem “NÃO”, a fim de socializar as pesquisas feitas para os membros “especialistas” nos outros subtemas (por exemplo, os grupos que defendem “SIM” que pesquisaram mineração explicam sua pesquisa aos grupos que também defendem “SIM” da reciclagem e siderurgia, e assim por diante). Durante tal socialização, eles já devem procurar organizar a argumentação para o debate final.

Atividade 2 – Socialização inicial entre os grupos dos subtemas – 25 minutos

Conforme mencionado anteriormente, os grupos dos mesmos subtemas e que defendem o mesmo ponto de vista se reúnem. Neste momento, dos 12 grupos iniciais, deve haver 6 grupos de “especialistas” de um mesmo subtema que defendem um

mesmo ponto de vista. Enquanto isso, caminhar pela sala, recolhendo os trabalhos dos alunos e deixar que os grupos tenham sua autonomia, na socialização da pesquisa que fizeram. Ler brevemente a pesquisa entregue para orientar na atividade seguinte sobre como melhorar a argumentação para o debate final.

Atividade 3 – Socialização entre os grupos de um mesmo ponto de vista, “SIM” ou “NÃO” – 40 minutos

Agora, separar a turma em 2 grandes grupos: o “SIM” e o “NÃO”. Antes da turma socializar as pesquisas relativas a cada grupo de “especialistas” dos subtemas, orientar sobre as regras e a estrutura do debate, explicando brevemente que os alunos irão primeiro fazer suas considerações iniciais, em seguida criar perguntas referentes a cada um dos subtemas a serem respondidas pelo outro grupo (e vice-versa) e por fim, fazer suas considerações finais. Explicar que eles receberão tempos adicionais para pensar nas respostas e réplicas em cada etapa.

Com o tempo que resta, os grupos “SIM” e “NÃO” devem começar a se organizar a fim de promover quais estratégias utilizarão no dia do debate, tanto para a criação das perguntas, quanto para como irão organizar suas respostas.

Enquanto os alunos socializam suas pesquisas e promovem suas estratégias, passar pelos grupos, orientando como podem melhorar a capacidade argumentativa (após a breve leitura da pesquisa entregue), com base nos argumentos mais fracos lidos.

Avaliação

O documento entregue por cada grupo de alunos será avaliado, assim como o trabalho durante esta aula (socialização das pesquisas e organização para o dia do debate).

Aulas 46 e 47 – Debate final do projeto: é possível consumir aparelhos eletrônicos sem causar danos socioambientais?

Objetivos gerais

- Desenvolver a capacidade de argumentação expressa pela fala.

- Utilizar dados cientificamente embasados para defender a argumentação.

Objetivos específicos

- Respeitar a fala dos outros colegas e controlar o tempo de fala.
- Propor perguntas e estratégias que estejam relacionadas ao contexto do debate.
- Organizar respostas bem estruturadas às perguntas realizadas com os intervalos de tempos fornecidos.

Atividade 1 – Selecionando as perguntas e estabelecendo as estratégias para o debate – 90 minutos

Neste momento, os alunos se reúnem novamente nos grandes grupos “SIM” e “NÃO” para concluírem quais perguntas irão selecionar para cada um dos 3 subtemas, e quais estratégias irão adotar durante o debate. Eles terão bastante tempo para se prepararem efetivamente ao debate, sendo permitido o uso de aparelho celular durante toda esta aula do debate para que eles possam buscar dados novos.

Atividade 2 – Debate – 60 minutos

Por fim, realizar o debate de maneira organizada, seguindo a sequência de blocos a seguir. Como cada um dos grupos (“SIM” e “NÃO”) é muito grande, nem todos os alunos irão conseguir (ou desejar) ter a fala durante as perguntas e as respostas. É importante avaliar a participação do grupo como um todo, visto que após as perguntas e as respostas, os alunos sempre terão 2 minutos para organizarem suas falas, ou seja, os alunos que não estão falando podem buscar dados para refutar uma afirmação do outro grupo ou reforçar um argumento, por exemplo, ou seja, nenhum aluno deve ficar parado e inquieto no “fundão”.

Outro fator importante a ser controlado é o tempo, o qual deve ser cronometrado minuto a minuto durante toda a atividade, para que os alunos não comprometam o andamento do debate. Reforçar que nesta aula, se os alunos desejarem, podem utilizar seus aparelhos celulares, desde que tenham a finalidade de pesquisar dados e argumentos que serão utilizados no debate. Seguem os blocos:

- Bloco 1: os grupos irão apresentar sua tese ao grupo rival (2 minutos), a qual deve condensar as principais ideias, e não perder de mão os aspectos levantados pelos 3 subtemas (mineração, siderurgia e extração).
- Bloco 2, 3 e 4: os grupos irão realizar perguntas de no máximo 1 minuto uns para os outros, com respostas de 1 minuto e réplica de mais 1 minuto. Entre a pergunta e a resposta e a resposta e a réplica, os grupos terão direito a 2 minutos para organizarem suas falas. No total, são 6 minutos para cada pergunta, e como um grupo irá perguntar ao outro, são 12 minutos por bloco. No bloco 2, o tema da pergunta deve ser relacionado a mineração, no bloco 3, a siderurgia, e no bloco 4, a reciclagem. No total, estes 3 blocos totalizam 60 minutos.
- Bloco 5: os grupos recebem cada um, 2,5 minutos para pensarem em suas considerações finais, e mais 2 minutos para fazerem suas falas. Enfim, a banca examinadora (professor) realiza suas considerações finais, elegendo o vencedor do debate com base na melhor capacidade argumentativa. No total, aproximadamente 15 minutos.

O grupo vencedor deve ser selecionado com base na sua capacidade argumentativa, coerência com as respostas e perguntas feitas, respeito ao tempo e consistência nas falas iniciais, considerações finais e durante o debate inteiro, no geral. As opiniões pessoais dos alunos e do professor sobre o tema não podem interferir diretamente na escolha do vencedor, sendo os critérios elencados acima mais adequados.

Avaliação

A capacidade argumentativa, o respeito ao tempo e às falas dos colegas, a organização para formular respostas e perguntas em grupo serão critérios avaliados.

REFERÊNCIAS

BRASIL. Orientações Curriculares pra o Ensino Médio: Ciências da Natureza.

Ministério da Educação. Secretaria da Educação Básica. Brasília. 2006

BRUNER, J. **The Process of Education**. Cambridge: Harvard University Press. 1977.

INSTITUTO BRASILEIRO DE MINERAÇÃO (IBRAM) – **Relatório Anual de**

Atividades junho de 2018 Julho de 2017 – Junho de 2018

LAVOISIER, A.L. **Elements of Chemistry**. Trad. R. Kerr. Edinburgh: Willian Creech, 1790.

LISBOA, J. C. F.; BRUNI, A. T.; NERY, A. L. P., BIANCO, P. A. G., LIEGEL, R. M.; ÁVILA, S. G.; YDI, S. J.; LOCATELLI, S. W.; AOKI, V. L. M.; **Química – Ser Protagonista** (volume 2), 2ª edição, 2014, São Paulo: SM.

SANTOS, M. F. A.; KRUPEK, R. A.; **ASTRONOMIA: POR QUE E PARA QUÊ APRENDÊ-LA, OS DESAFIOS DA ESCOLAPÚBLICA PARANAENSE NA PERSPECTIVA DO PROFESSOR PDE**, 2014.

SÃO PAULO (Estado) Secretaria da Educação. **Currículo do Estado de São Paulo: Ciências da Natureza e suas tecnologias**. Secretaria da Educação; coordenação geral, Maria Inês Fini; coordenação de área, Luis Carlos de Menezes. São Paulo, 2012.

ZABALA, A. **A prática educativa: como ensinar**. Porto Alegre: Artmed, 1998.

APÊNDICE

Aula 32 – Documento que será entregue aos alunos (um por grupo) Atividade

Experimental – Reatividade dos Metais

Experimento 1: reações entre metais e cátions metálicos (demonstrativo)

Procedimento

1. Mergulhe o fio de cobre na solução 0,1 mol/L de nitrato de prata, $\text{Ag}(\text{NO}_3)_2$. Anote as suas observações.
2. Observe o sistema final desta reação. Anote suas observações.
3. Mergulhe o prego de aço na solução 0,1 mol/L de nitrato de cobre(II), $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$. Anote as suas observações.
4. Observe o sistema final desta reação. Anote suas observações.
5. Escreva as equações químicas das duas transformações.
6. Escreva as equações químicas na forma iônica das duas transformações, ou seja, não incluindo íons espectadores.

Experimento 2: Fila de reatividade

Materiais

- 20 tubos de ensaio
- Estante para tubos de ensaio
- Caneta para marcar tubos

Reagentes

- Magnésio (em raspas)
- Cobre (fio)
- Zinco (pedaços)
- Ferro (prego de aço)

- Solução de sulfato de zinco 0,1 mol/L
- Solução de cloreto de ferro(II) 0,1 mol/L
- Solução de nitrato de cobre(II) 0,1 mol/L
- Solução de cloreto de magnésio 0,1 mol/L
- Solução de nitrato de prata 0,1 mol/L

Procedimento

1. Adicione um pedaço de cobre nos tubos 1, 2, 3, 4 e 5, os quais contém as soluções de cobre(II), zinco, ferro(II), magnésio, e prata, respectivamente.
2. Observe, atentamente, se há evidência de transformação ou não.
3. Repita o procedimento para os outros metais.
4. Transcreva a tabela abaixo para seu caderno de laboratório, completando-a com os resultados obtidos.

		METAIS			
		Cu	Fe	Mg	Zn
SOLUÇÃO AQUOSA	Ag ⁺				
	Cu ²⁺				
	Fe ²⁺				
	Mg ²⁺				
	Zn ²⁺				

Questões

1. A partir da análise dos dados coloque os metais em uma fila do que mais reagiu para o que menos reagiu.
2. Qual deve ser o íon responsável pela coloração da solução de nitrato de cobre(II)? Justifique.

3. Faça a representação submicroscópica do sistema inicial e do sistema final para a reação entre o prego de aço e a solução de sulfato de cobre(II). Considere que o prego de aço é o reagente em excesso! Não é necessário representar as moléculas de água (solvente).

Aula 34 – Documento que será entregue aos alunos (um por grupo)

Atividade Experimental – As Medalhas Olímpicas

“Medalhas dos Jogos de Tóquio-2020 serão feitas de material reciclado

Nos Jogos do Rio-2016, a Casa da Moeda foi a responsável pela produção das premiações

Organizadores dos Jogos Olímpicos de Tóquio-2020 revelaram neste sábado que estão coletando aparelhos eletrônicos descartados para a produção das medalhas que serão entregues aos atletas no grande evento a ser disputado na capital japonesa daqui a três anos. Segundo os dirigentes locais, a premiação será confeccionada com material reciclado.

"É um grande projeto, que transforma nossos celulares velhos e sem uso em medalhas para os atletas", disse Takeshi Matsuda, dono de quatro medalhas olímpicas na natação. "Estou feliz por participar deste projeto, agora qualquer um pode fazer parte dos Jogos Olímpicos", afirmou, referindo-se à doação de eletrônicos velhos à organização."

ESTADÃO. **Medalhas dos Jogos de Tóquio-2020 serão feitas de material reciclado.** O Estado de São Paulo, São Paulo – SP, 01 abr 2017. Disponível em:

<<http://esportes.estadao.com.br/noticias/jogos-olimpicos,medalhas-dos-jogos-de-toquio-2020-serao-feitas-de-material-reciclado,70001722886>> Acesso em: 10 nov 2017 19h30.

Do que a medalha é feita?

Imagine que a escola acabou de promover um torneio de esportes e a premiação é feita com medalhas feitas a partir de material reciclado, inspiradas no projeto dos Jogos Olímpicos de 2020. Desconfiando que as medalhas de ouro, prata e bronze (liga de cobre e estanho) sejam falsas e compostas por outros metais, realize testes com base nos dados dos experimentos anteriores e nos conhecimentos adquiridos e descubra se as medalhas são verdadeiras ou não. Se não forem verdadeiras, qual é a possível composição de cada medalha?

Considere a medalha de bronze sendo constituída majoritariamente de cobre.

Materiais

- Tubos de ensaio
- Estante para tubos de ensaio
- Caneta para marcar tubos

Reagentes

➤ Magnésio (em raspas)

➤ Cobre (fio)

- Zinco (pedaços)
- Ferro (prego de aço)
- “Medalha de bronze”
- “Medalha de prata”
- “Medalha de ouro”
- Solução NÃO ROTULADA de sulfato de zinco 0,1 mol/L
- Solução NÃO ROTULADA de cloreto de ferro(II) 0,1 mol/L
- Solução NÃO ROTULADA de nitrato de prata 0,1 mol/L
- Solução NÃO ROTULADA de nitrato de cobre(II) 0,1 mol/L

Como trabalhar com o problema

Você recebeu 4 soluções não rotuladas: sulfato de zinco, cloreto de ferro(II), nitrato de cobre(II) e nitrato de prata. Realizando os devidos testes com os metais conhecidos (e não as medalhas de metais desconhecidos), determine a composição de cada uma das soluções, com base na reatividade dos metais.

Por fim, determine se as medalhas são verdadeiras ou falsas.

Entregue ao professor por escrito a lógica da sua resolução deste problema, a composição ou possível composição das medalhas e a identidade de cada uma das soluções.

Aula 28 – Documento que será disponibilizado online aos alunos Projeto – A

Mineração e a Cadeia Produtiva dos Metais Problematização – Recursos minerais:

maldição ou dádiva?

O crescimento do setor de materiais eletrônicos e de automóveis tem impulsionado cada vez mais a extração de minérios em âmbito global. Segundo os dados do Instituto Brasileiro de Mineração (IBRAM)*, em 2017, a mineração contribuiu em 1,4% ao PIB brasileiro, um percentual considerável, graças à riqueza de jazidas minerais, as quais estão em grande parte, concentradas na região do quadrilátero ferrífero em Minas Gerais. Tal riqueza de recursos naturais pode ser considerada uma “dádiva” que permite o impulsionamento econômico do país?

Em detrimento disto, temos presenciado nos últimos anos, dois grandes desastres ambientais ocorridos em Minas Gerais, decorrentes do desabamento das barragens dos rejeitos da mineração, em Mariana (novembro de 2015) e em Brumadinho (janeiro de 2019), causando uma grande devastação ambiental, mortes e uma tragédia social aos moradores da região. Assim, a mineração pode ser considerada uma maldição dos recursos naturais, a qual está destinada a gerar um rastro de lama constantemente na história do país?

Proposta de trabalho

Pensando na problemática apresentada acima, devemos refletir sobre nosso papel perante a sociedade, como cidadãos que devem se informar sobre as informações que nos permeiam e apresentar propostas e alternativas aos problemas sociais e ambientais que nos circundam. Para isso, seu grupo deve propor uma reflexão fundamentada sobre a seguinte pergunta:

É possível consumir aparelhos eletrônicos sem causar danos sócio-ambientais?

Em uma pesquisa inicial, você deve investigar:

- Qual é a composição dos aparelhos eletrônicos, como celulares, notebooks e tablets;
- Quais são as principais etapas relacionadas à extração dos minérios e sua transformação em metais;
- Questões ambientais e sociais relacionadas à extração dos minerais no Brasil e no mundo;
- Qual é o ciclo de vida dos materiais eletrônicos;
- Como a mineração impulsiona a economia brasileira.

* Instituto Brasileiro de Mineração (IBRAM) – Relatório Anual de Atividades junho de 2018 Julho de 2017 – Junho de 2018

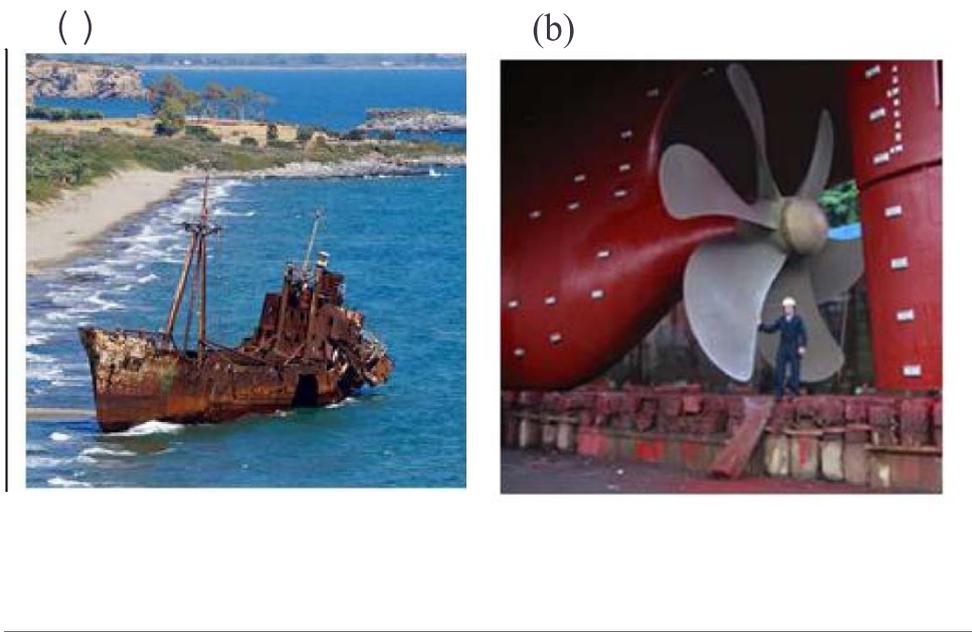
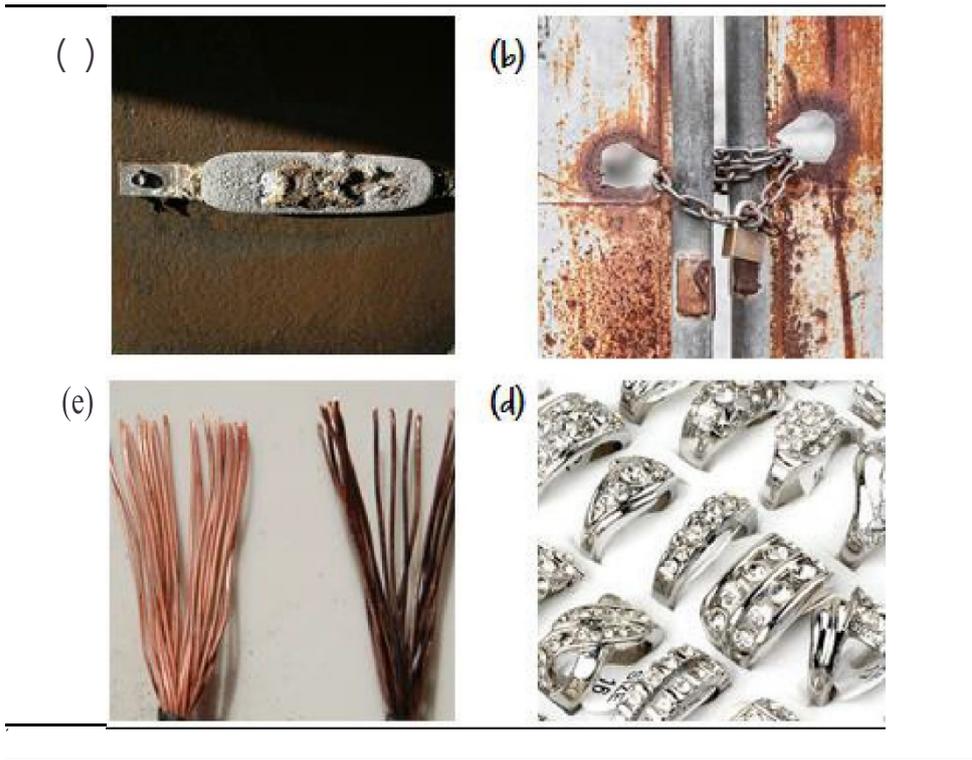
Traga sua pesquisa com os principais dados extraídos em no máximo uma página. A ideia é gerar um primeiro debate acerca destas questões, levantando assuntos pertinentes ao tema, não sendo necessário se aprofundar demasiadamente neste momento inicial.

Slides das aulas

AULA 33

DISCUSSÃO DA AULA EXPERIMENTAL

		METAIS			
		Cu	Fe	Mg	Zn
SOLUÇÃO AQUOSA CONTENDO	Ag ⁺	reage	reage	reage	reage
	Cu ²⁺	não reage	reage	reage	reage
	Fe ²⁺	não reage	não reage	reage	reage
	Mg ²⁺	não reage	não reage	não reage	não reage
	Zn ²⁺	não reage	não reage	não reage	não reage



(a)
Medalhão helenístico de
prata, do período dos
séculos 1 a 2 a.C.



(b)
Medalhão de ouro do
século 4 a.C., da região
da atual Roma



AULA 35

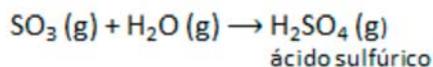
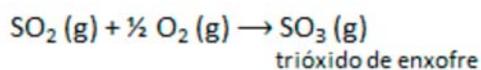
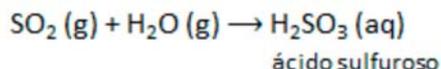
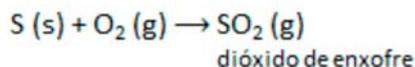
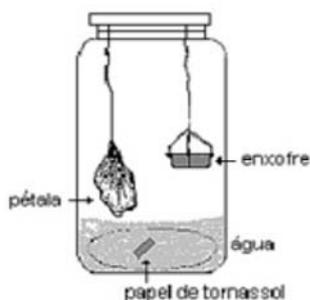
ORIGENS DO TERMO OXIDAÇÃO

Concepções de Lavoisier Tratado Elemental da Química



Óxidos de Enxofre

Nomenclatura			Fórmula Química (conceito moderno)
Pré Lavoisier	Pós Lavoisier	Atual	
ácido sulfuroso	ácido sulfuroso	dióxido de enxofre	SO ₂
ácido vitriólico	ácido sulfúrico	trióxido de enxofre	SO ₃



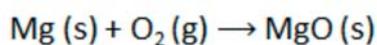
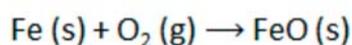
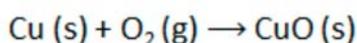
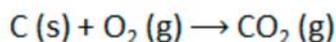
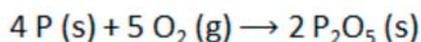
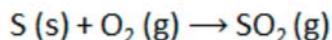
“O fósforo por sua combustão, no ar comum ou no gás oxigênio, é transformado, como já disse, em uma substância branca macia e muito leve, e adquire novas propriedades: insolúvel que estava na água, não apenas se torna solúvel, mas atrai a umidade contida no ar com uma rapidez surpreendente e se transforma em um licor muito mais denso que a água; uma gravidade específica muito maior. No estado de fósforo, e antes de sua combustão, ele quase não tinha gosto; por sua união com o oxigênio, adquire um sabor extremamente azedo e pungente. Finalmente, da classe de combustíveis, passa para a de substâncias incombustíveis e se torna o que é chamado de ácido.

Essa conversão de uma substância combustível em um ácido pela adição de oxigênio é, como veremos em breve, uma propriedade comum a um grande número de corpos: e, em boa lógica, não podemos dispensar a designação sob um nome comum a todas as operações que mostram resultados semelhantes; é a única maneira de simplificar o estudo das ciências e seria impossível reter todos os detalhes, se não tentarmos classificá-los. Portanto, chamaremos a *oxigenação* de conversão de fósforo em ácido e, em geral, a combinação de qualquer corpo combustível com oxigênio.

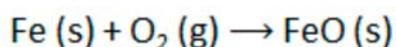
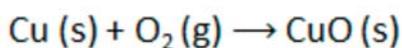
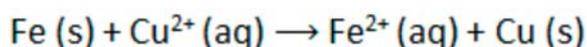
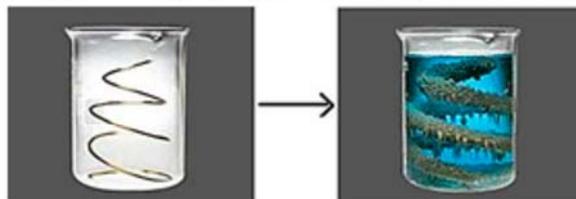
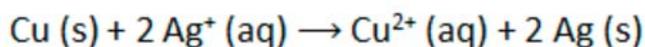
Adotaremos também a expressão *oxigenado*, e direi de acordo que, ao *oxigenar* o fósforo, ele é convertido em ácido.”

(Lavoisier, 1790, p. 66)

“Oxigenação” ou Oxidação de algumas substâncias simples (definição de Lavoisier)



Algumas reações de oxidação de metais, segundo a definição atual de oxidação

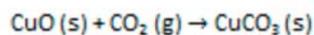


Óxidos de Cobre

Nomenclatura			Fórmula Química (conceito moderno)
Pré Lavoisier	Pós Lavoisier	Atual	
cal marrom de cobre	óxido de cobre marrom	óxido de cobre(I)	Cu ₂ O
cal verde e azul de cobre	óxido de cobre verde e azul	óxido de cobre(II)	CuO



CuCO₃



Óxidos de Ferro

Nomenclatura			Fórmula Química (conceito moderno)
Pré Lavoisier	Pós Lavoisier	Atual	
"ethiops" marcial	óxido negro de ferro	óxido de ferro(II, III)	FeO · Fe ₂ O ₃ ou Fe ₃ O ₄
ocre e ferrugem	óxido vermelho e amarelo de ferro	óxido de ferro(III)	Fe ₂ O ₃

magnetita

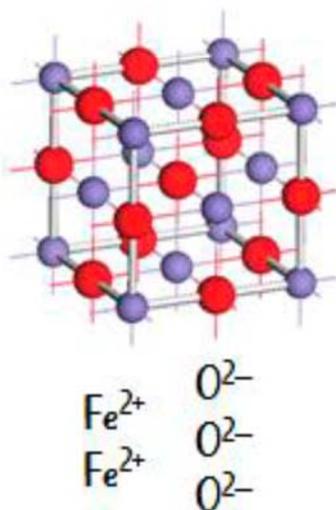


hematita

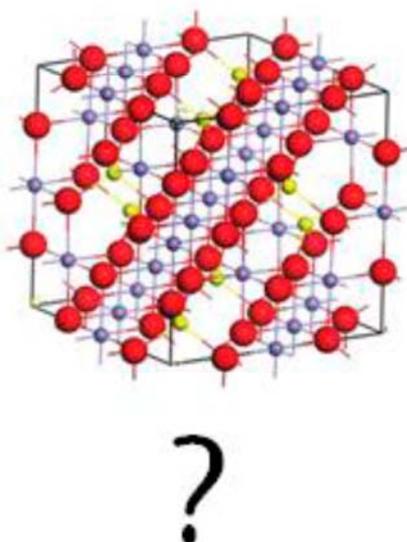




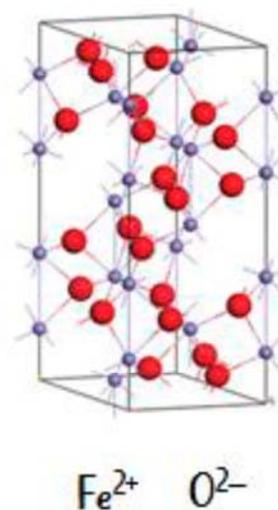
(a) Wusita
 FeO



(b) Magnetita
 Fe_3O_4



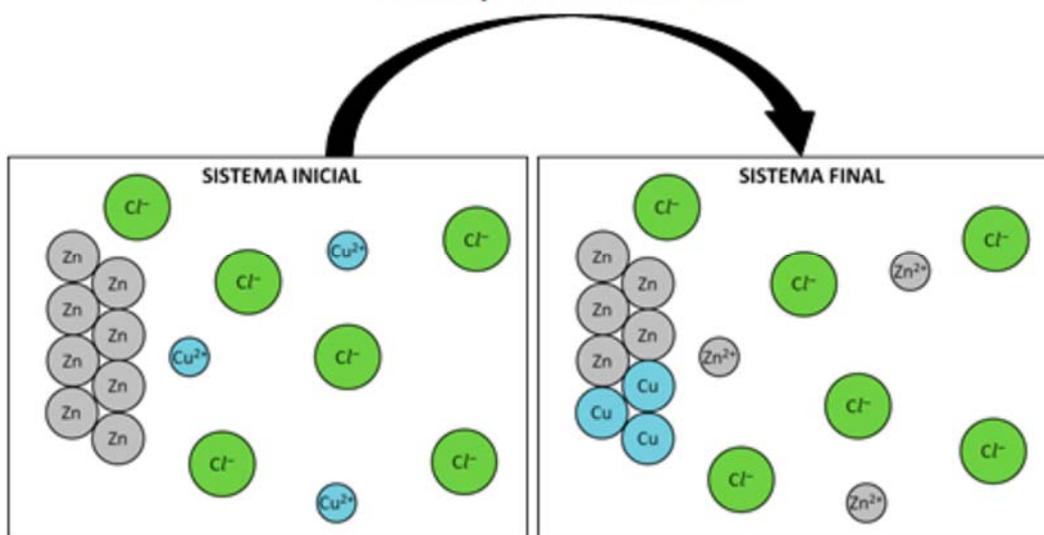
(c) Hematita
 Fe_2O_3



AULA 37

DEFINIÇÃO MODERNA DE REAÇÃO REDOX

cada átomo de zinco (Zn) transfere 2
elétrons para cada cátion Cu^{2+}



“Quando as substâncias metálicas são aquecidas a um certo grau de temperatura, o oxigênio tem mais afinidade com elas do que com o calórico: conseqüentemente, todas as substâncias metálicas, com exceção de ouro, prata e platina tem a propriedade de decompor o gás oxigênio, de apreender sua base e de retirar o calórico. Já vimos acima como essa decomposição do ar por mercúrio e ferro funciona; observou-se que o primeiro só pode ser considerado como uma combustão lenta; que o último, pelo contrário, foi muito rápido, acompanhado por uma chama brilhante. É necessário empregar certo grau de calor nessas operações, para separar umas das outras as moléculas do metal e diminuir sua afinidade de agregação, ou o que é a mesma coisa, a atração que elas exercem umas sobre as outras.

As substâncias metálicas durante sua calcinação aumentam seu peso proporcionalmente ao oxigênio que absorvem; ao mesmo tempo, perdem o brilho metálico e se transformam em um pó terroso.”

(Lavoisier, 1789, p. 84)

AULA 38

ORIGENS HISTÓRICAS DO TERMO REDUÇÃO

“A exposição de substâncias simples ao ar, elevada a um certo grau de temperatura, não é a única maneira de oxigená-las. Em vez de lhes apresentar oxigênio unido ao calórico, podemos apresentar a eles essa substância unida a um metal com o qual tem pouca afinidade. O óxido vermelho de mercúrio é um dos mais adequados para o preenchimento desse objeto, principalmente no que diz respeito a corpos que não são atacados por mercúrio. O oxigênio desse óxido tem muito pouco a ver com o metal, e assim ele não se prende mais ao grau de calor que começa a fazer o vidro corar. Como resultado, todos os corpos suscetíveis a ele são facilmente oxigenados, misturados com óxido vermelho de mercúrio e elevados a um grau moderado de calor.

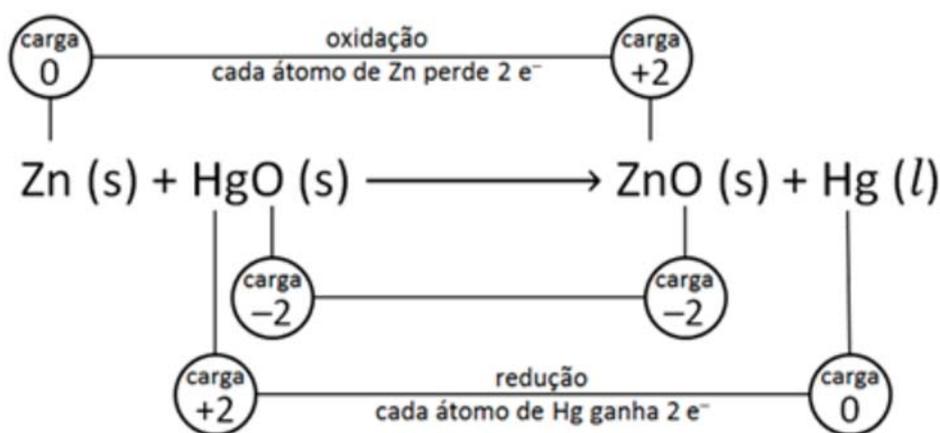
O óxido preto de manganês, o óxido vermelho de chumbo, os óxidos de prata e, em geral, quase todos os óxidos metálicos, podem, em certa medida, cumprir o mesmo objetivo, escolhendo, preferencialmente, aqueles em que o oxigênio tem a menor adesão. Todas as reduções ou avivamentos metálicos são apenas operações desse tipo”

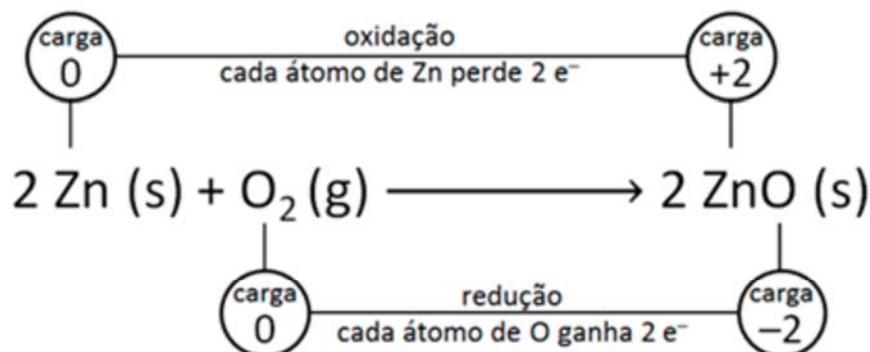
(Lavoisier, 1789, p. 206)

“A exposição de substâncias simples ao ar, elevada a um certo grau de temperatura, não é a única maneira de oxigená-las. Em vez de lhes apresentar oxigênio unido ao calórico, podemos apresentar a eles essa substância unida a um metal com o qual tem pouca afinidade. O óxido vermelho de mercúrio é um dos mais adequados para o preenchimento desse objeto, principalmente no que diz respeito a corpos que não são atacados por mercúrio. O oxigênio desse óxido tem muito pouco a ver com o metal, e assim ele não se prende mais ao grau de calor que começa a fazer o vidro corar. Como resultado, todos os corpos suscetíveis a ele são facilmente oxigenados, misturados com óxido vermelho de mercúrio e elevados a um grau moderado de calor.

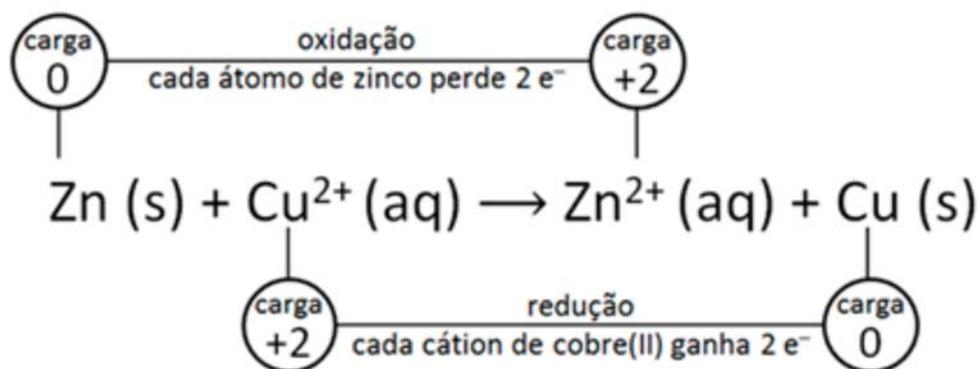
O óxido preto de manganês, o óxido vermelho de chumbo, os óxidos de prata e, em geral, quase todos os óxidos metálicos, podem, em certa medida, cumprir o mesmo objetivo, escolhendo, preferencialmente, aqueles em que o oxigênio tem a menor adesão. Todas as reduções ou avivamentos metálicos são apenas operações desse tipo”

(Lavoisier, 1789, p. 206)





A espécie que reduz não é um metal. É o oxigênio.



Não há presença de oxigênio nesta reação de oxirredução.

