

Química

Aluno

Caderno de Atividades Pedagógicas de Aprendizagem Autorregulada – 04

1° Série | 4° Bimestre

Disciplina	Curso	Bimestre	Série
Química	Ensino Médio	4°	1°
Habilidades Associadas			
1. Distinguir, a partir do conceito de escala de eletronegatividade de Pauling, o caráter iônico e o caráter covalente de uma ligação. ☒			
2. Compreender as interações intermoleculares (isto é, ligação de hidrogênio, interações dipolo-dipolo, dipolo-induzido) e relacioná-las às propriedades físicas: ponto de fusão, ponto de ebulição, solubilidade. ☒			
3. Representar as ligações covalentes, ressaltando a característica do carbono na formação de cadeias em moléculas orgânicas.			



SOMANDO FORÇAS

SECRETARIA
DE EDUCAÇÃO

Apresentação

A Secretaria de Estado de Educação elaborou o presente material com o intuito de estimular o envolvimento do estudante com situações concretas e contextualizadas de pesquisa, aprendizagem colaborativa e construções coletivas entre os próprios estudantes e respectivos tutores – docentes preparados para incentivar o desenvolvimento da autonomia do alunado.

A proposta de desenvolver atividades pedagógicas de aprendizagem autorregulada é mais uma estratégia pedagógica para se contribuir para a formação de cidadãos do século XXI, capazes de explorar suas competências cognitivas e não cognitivas. Assim, estimula-se a busca do conhecimento de forma autônoma, por meio dos diversos recursos bibliográficos e tecnológicos, de modo a encontrar soluções para desafios da contemporaneidade, na vida pessoal e profissional.

Estas atividades pedagógicas autorreguladas propiciam aos alunos o desenvolvimento das habilidades e competências nucleares previstas no currículo mínimo, por meio de atividades roteirizadas. Nesse contexto, o tutor será visto enquanto um mediador, um auxiliar. A aprendizagem é efetivada na medida em que cada aluno autorregula sua aprendizagem.

Destarte, as atividades pedagógicas pautadas no princípio da autorregulação objetivam, também, equipar os alunos, ajudá-los a desenvolver o seu conjunto de ferramentas mentais, ajudando-os a tomar consciência dos processos e procedimentos de aprendizagem que ele pode colocar em prática.

Ao desenvolver as suas capacidades de auto-observação e autoanálise, ele passa a ter maior domínio daquilo que faz. Desse modo, partindo do que o aluno já domina, será possível contribuir para o desenvolvimento de suas potencialidades originais e, assim, dominar plenamente todas as ferramentas da autorregulação.

Por meio desse processo de aprendizagem pautada no princípio da autorregulação, contribui-se para o desenvolvimento de habilidades e competências fundamentais para o aprender-a-aprender, o aprender-a-conhecer, o aprender-a-fazer, o aprender-a-conviver e o aprender-a-ser.

A elaboração destas atividades foi conduzida pela Diretoria de Articulação Curricular, da Superintendência Pedagógica desta SEEDUC, em conjunto com uma equipe de professores da rede estadual. Este documento encontra-se disponível em nosso site www.conexaoprofessor.rj.gov.br, a fim de que os professores de nossa rede também possam utilizá-lo como contribuição e complementação às suas aulas.

Estamos à disposição através do e-mail curriculominimo@educacao.rj.gov.br para quaisquer esclarecimentos necessários e críticas construtivas que contribuam com a elaboração deste material.

Secretaria de Estado de Educação

Caro Aluno,

Neste caderno, você encontrará atividades diretamente relacionadas a algumas habilidades e competências do 4º Bimestre do Currículo Mínimo de Química da 1ª Série do Ensino Médio. Estas atividades correspondem aos estudos durante o período de um mês.

A nossa proposta é que você atue como tutor na realização destas atividades com a turma, estimulando a autonomia dos alunos nessa empreitada, mediando as trocas de conhecimentos, reflexões, dúvidas e questionamentos que venham a surgir no percurso. Esta é uma ótima oportunidade para você estimular o desenvolvimento da disciplina e independência indispensáveis ao sucesso na vida pessoal e profissional de nossos alunos no mundo do conhecimento do século XXI.

Neste Caderno de Atividades, os alunos estudarão sobre as **Substâncias** segundo sua composição e, portanto, por suas características. Na primeira parte desse caderno, que se encontra em suas mãos, os alunos estudarão sobre o **Caráter Iônico e Covalente das Substâncias** conforme a Escala de Eletronegatividade proposta por Linus Pauling. Na segunda parte, os alunos poderão identificar o tipo de **Interações Intermoleculares** existentes nas substâncias químicas. Ao final, compreenderão como se organizam uma **Estrutura Molecular**, destacando algumas fórmulas estruturais de compostos orgânicos.

Para os assuntos abordados em cada bimestre, vamos apresentar algumas relações diretas com todos os materiais que estão disponibilizados em nosso portal eletrônico Conexão Professor, fornecendo diversos recursos de apoio pedagógico para o Professor Tutor.

Este documento apresenta 3 (três) aulas. As aulas podem ser compostas por uma **explicação base**, para que você seja capaz de compreender as principais ideias relacionadas às habilidades e competências principais do bimestre em questão, e **atividades** respectivas. Estimule os alunos a ler o texto e, em seguida, resolver as Atividades propostas. As Atividades são referentes a dois tempos de aulas. Para reforçar a aprendizagem, propõe-se, ainda, uma **pesquisa** e uma **avaliação** sobre o assunto.

Um abraço e bom trabalho!

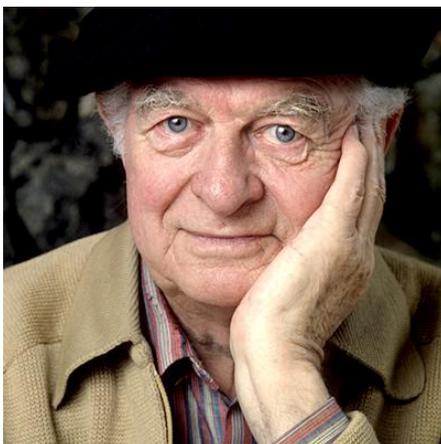
Equipe de Elaboração

Sumário

+ Introdução	03
+ Aula 01: Temos um carácter?	05
+ Aula 02: Vamos interagir?	10
+ Aula 03: Cadeia?! Ligação?! ... Sim	18
+ Avaliação	26
+ Pesquisa	29
+ Referências	30

Aula 1: Temos um caráter!

Caro aluno, nesta aula iremos mais fundo sobre os estudos das Ligações Químicas. Estudaremos o caráter existente sob as ligações químicas formadas. E para isso, retornaremos a um velho conhecido nosso: Linus Pauling.



Linus Pauling¹

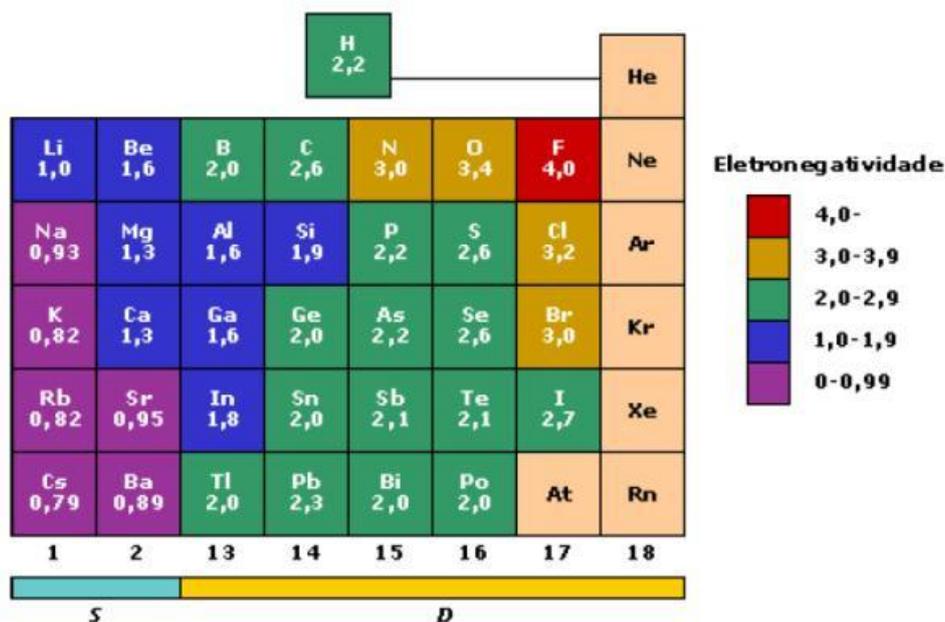
Vamos rever os estudos desse velho amigo?

No final do Caderno anterior trabalhamos conceitos que envolvem a formação de ligações químicas. E com ela, percebemos que os diferentes tipos de ligações possuem características bem particulares. E por isso, quando falamos de um conjunto iônico, estamos falando de um composto para o qual suas ligações são iônicas. Da mesma forma, ao falar de um composto covalente, estamos mencionando um composto para o qual sua ligação é do tipo covalente.

Linus Pauling relacionou o conceito de eletronegatividade ao caráter das ligações químicas. Caráter?! Sim, porque notou-se que nenhuma ligação iônica é 100% iônica e, por isso, o mais correto a denotar é em caráter iônico de uma ligação química; o mesmo acontece com as ligações covalentes, que possuem um caráter covalente.

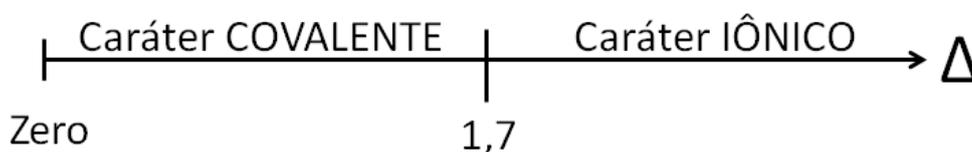
Esse cientista definiu eletronegatividade como o “poder de um átomo, numa molécula, de atrair elétrons para si”, e assim organizou o que chamamos de Escala de Eletronegatividade de Pauling para os elementos representativos, pois possuía dados experimentais somente desses elementos. Encontramos essa escala a seguir.

¹ Disponível em: <<http://www.biography.com/people/linus-pauling-9435195>>. Acesso em: 19 out. 2013.



Escala de Eletronegatividade de Pauling²

De um modo geral, é possível dizer que a ligação entre dois átomos em que a diferença entre as eletronegatividades é menor ou igual a 1,7, seu caráter será covalente. Assim, quando pensamos em uma ligação iônica, estamos querendo dizer que é uma ligação entre dois átomos cuja diferença entre as eletronegatividades é maior ou igual a 1,7. A escala abaixo resume essa ideia.



O cálculo dessa variação se dá pelo valor do elemento de maior eletronegatividade e então diminuir do valor de menor eletronegatividade.

$$\Delta = E_{\text{MAIOR}} - E_{\text{MENOR}}$$

Vamos pensar como esse raciocínio pode ser feito?

- ✓ HCl → $\Delta = E_{\text{MAIOR}} - E_{\text{MENOR}}$
- $\Delta = 3,2 - 2,2 = 1,0 \rightarrow$ Como esse resultado é menor que 1,7 seu caráter é covalente.

² Disponível em: < <http://200.156.70.12/sme/cursos/EQU/EQ20/modulo1/aula0/aula03/04.html>>. Acesso em: 19 out. 2013.

✓ NaCl → $\Delta = E_{\text{MAIOR}} - E_{\text{MENOR}}$
 $\Delta = 3,2 - 0,93 = 2,27 \rightarrow$ Como esse resultado é maior que 1,7 seu caráter é iônico.

✓ CO → $\Delta = E_{\text{MAIOR}} - E_{\text{MENOR}}$
 $\Delta = 3,4 - 2,6 = 0,8 \rightarrow$ Como esse resultado é menor que 1,7 seu caráter é covalente.

Atividade 1

1. Leia o texto abaixo:

A amônia ou amoníaco (NH₃) é uma molécula formada por um átomo de nitrogênio ligado a três de hidrogênio. É obtida por um processo famoso chamado Haber-Bosch que consiste em reagir nitrogênio e hidrogênio em quantidades estequiométricas em elevada temperatura e pressão. É a maneira de obtenção de amônia mais utilizada hoje em dia.

Disponível em: <<http://www.infoescola.com/compostos-quimicos/amonia/>>. Acesso em: 20 out. 2013. Fragmento.

O caráter dessa molécula é iônico ou covalente? **JUSTIFIQUE SUA RESPOSTA:**

Vamos responder juntos?!

Para respondermos essa questão precisamos da tabela de eletronegatividade, que está mais acima desse material. E nela, precisamos extrair os valores de eletronegatividade do nitrogênio e do hidrogênio, que são respectivamente, 3,0 e 2,2. Isto, porque para indicarmos o caráter de uma ligação química basta realizar o seguinte procedimento:

$$\Delta = E_{\text{MAIOR}} - E_{\text{MENOR}}$$
$$\Delta = 3,0 - 2,2 = 0,8$$

Como o resultado dessa variação é menor que 1,7, podemos afirmar que essa molécula possui caráter covalente.

2. A variação de eletronegatividade segundo a escala de Pauling para o caráter iônico é definido quando seu valor é

- (A) maior que 1,7;
- (B) maior ou igual a 1,7;
- (C) menor que 1,7;
- (D) menor ou igual a 1,7;
- (E) igual a 1,7.

3. Analise as afirmativas a seguir, e indique (V) para as verdadeiras ou (F) para as falsas.

- () O caráter iônico ou covalente pode ser orientado pela Regra do Octeto.
- () O caráter iônico pode ser definido pela variação de eletronegatividade maior que 2,0.
- () Uma molécula possui um caráter iônico quando sua variação de eletronegatividade for igual a zero.
- () Uma molécula possui um caráter covalente quando sua variação de eletronegatividade for menor que 1,7.
- () O caráter covalente é indicado para moléculas cuja variação de eletronegatividade é maior ou igual a 1,7.

4. O caráter de uma molécula pode ser definido em função da Escala de Eletronegatividade proposta por Linus Pauling. Abaixo, encontram-se algumas substâncias em que se pode definir seu caráter.

1 – HF

2 – KCl

3 – MgI₂

A ordem crescente de caráter iônico é

- (A) 1, 2 e 3.
- (B) 1, 3 e 2.
- (C) 2, 1 e 3.
- (D) 3, 1 e 2.
- (E) 3, 2 e 1.

5. Identifique, entre os compostos mencionados abaixo, aquele em que a variação de eletronegatividade é igual a zero.

(A) BCl_3 .

(B) CsCl .

(C) Cl_2 .

(D) HCl .

(E) ICl .

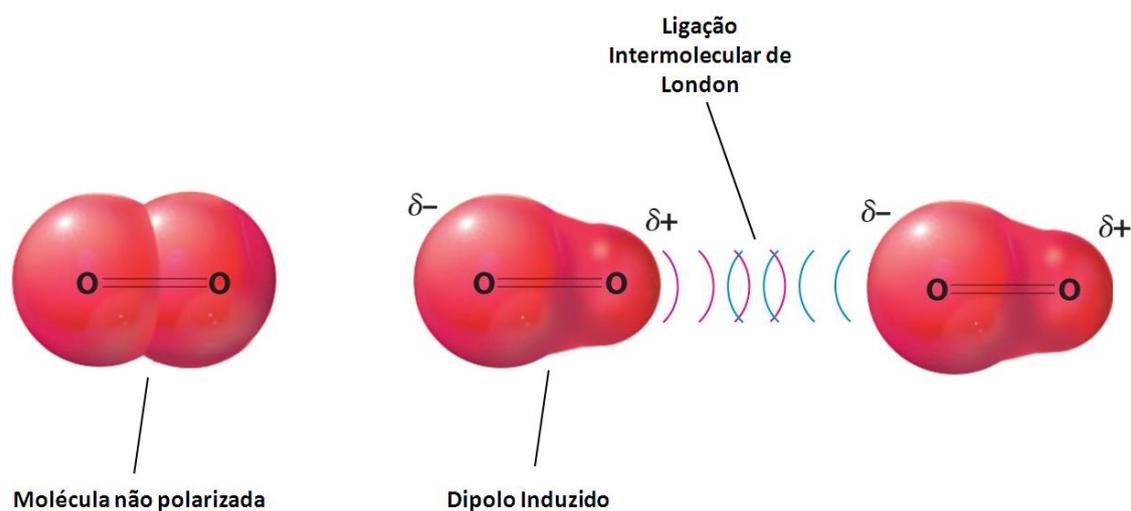
Aula 2: Vamos Interagir?

É... Estudar Química, por vezes, cansa... Mas nada como um bom copo de água gelada para reavivar as ideias! E, já que estamos entrando nessa questão de água, será que um copo dessa substância possui apenas uma única molécula de água? Bem... Claro que não! Mas como então essas moléculas se mantêm unidas?

Ah, isso é até fácil de explicar! Nós temos visto que os átomos necessitam se ligar porque precisam se estabilizar, se tornar estáveis, não é isso?! Assim como esses átomos se unem formando as ligações químicas, as moléculas se unem por meio das ligações/forças/interações intermoleculares, sendo ligações/forças/interações que ocorrem entre as moléculas. O físico holandês Van der Waals, indicou que existiriam três tipos dessas forças intermoleculares e cada uma delas estudaremos a seguir.

Ligações Dipolo Induzido – Dipolo Induzido ou London

As interações denominadas dipolo induzido ou London ocorrem entre moléculas apolares. Mas o que é apolar? De uma forma bem simples, podemos afirmar que moléculas apolares são aquelas em que as ligações são estabelecidas entre átomos com mesma eletronegatividade. E, como já vimos na Tabela de Eletronegatividade proposta por Linus Pauling, cada um dos elementos químicos tem o seu próprio valor de eletronegatividade, que é diferente um do outro. Então, para se obter o mesmo valor de eletronegatividade, provavelmente a molécula possui apenas um tipo de elemento químico.



Interação do tipo Dipolo Induzido – Dipolo Induzido³

Por essa imagem podemos perceber que esse tipo de interação se dá entre moléculas apolares, cuja distribuição eletrônica se encontra inicialmente uniforme (sem pólos). Porém, em certo momento, e por algum motivo, ocorre um acúmulo de carga eletrônica em uma das extremidades da molécula; provocando dessa forma uma polaridade instantânea. Assim, há formação de pólos parciais do tipo positivo e negativo, gerando uma pequena força de atração entre essas moléculas, mantendo-as reunidas. Devido a essa “pequena força de atração” é que podemos afirmar que essa interação é mais fraca que as outras que veremos mais a diante.

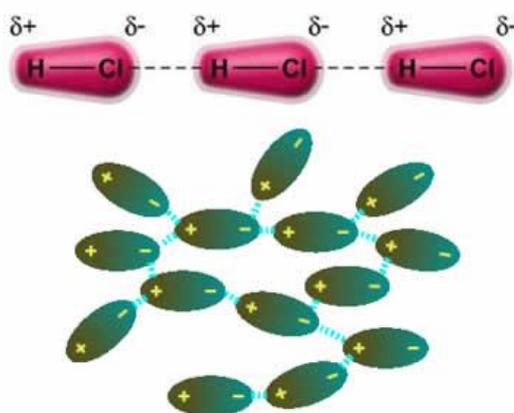
Gostaríamos de destacar que moléculas com átomos diferentes e, portanto com eletronegatividades diferentes, como o monóxido de carbono (CO) e o gás metano (CH₄), podem também ser do tipo apolares. Entretanto, para compreendermos esse mecanismo precisamos de outros conceitos que não dispomos por agora.

Ligações Dipolo – Dipolo ou Dipolo Permanente – Dipolo Permanente

Esse tipo de interação química ocorre, exclusivamente, entre moléculas polares. Neste caso, as estruturas moleculares já possuem um acúmulo de carga eletrônica em uma das extremidades da molécula. Devido a isso, já conseguimos

³ Disponível em: <<http://whoknewindeed.wordpress.com/2011/07/17/influencias/>>. Acesso em: 21 out. 2013. Adaptado para fins didáticos.

identificar quem será o pólo positivo e o negativo. O pólo negativo se dará ao átomo que possuir maior eletronegatividade, e o positivo no de menor eletronegatividade.



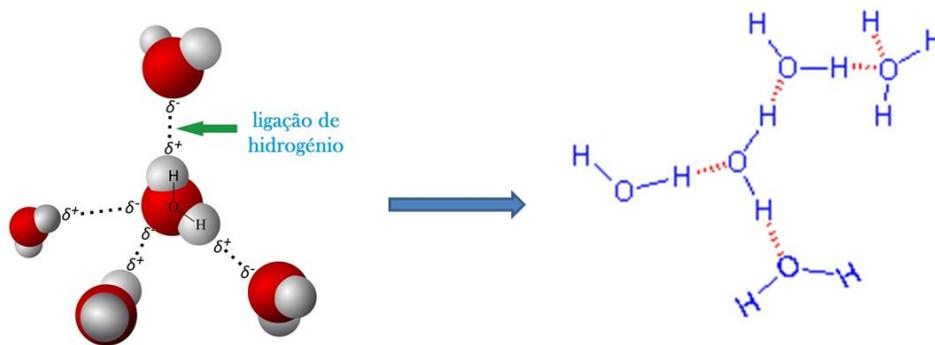
Interação do tipo Dipolo Permanente – Dipolo Permanente⁴

Nessa imagem, podemos perceber que as moléculas de ácido clorídrico (HCl), por apresentarem um dipolo permanente, ou seja, um pólo de carga positiva e outro de carga negativa, atraem-se mutuamente, de modo que o pólo positivo de uma molécula, atrai o pólo negativo de outra molécula e assim sucessivamente. E, como o dipolo estabelecido é do tipo permanente, ou seja, é da própria molécula, não havendo qualquer tipo de indução para gerá-lo, podemos afirmar que são bem mais intensas que as interações de dipolo induzido.

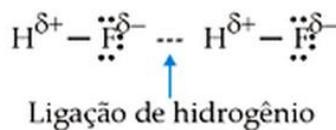
Ligações de Hidrogênio

Essas ligações de hidrogênio também ocorrem entre moléculas polares. Entretanto, é um caso especial, pois como o próprio nome dessa interação sugere, a ligação ocorrerá entre um hidrogênio de uma molécula interagindo com um átomo de alta eletronegatividade da outra molécula. Os átomos com valores de eletronegatividades altos são: flúor (F), oxigênio (O) e nitrogênio (N).

⁴ Disponível em: <<http://www.alunosonline.com.br/quimica/forcas-intermoleculares-ou-forcas-van-der-waals.html>>. Acesso em: 21 out. 2013.



Ligação de Hidrogênio nas moléculas de Água.⁵



Ligação de Hidrogênio entre as moléculas de Ácido Fluorídrico.⁶

Ao visualizar esses exemplos, podemos identificar e ratificar que, para a ocorrência desse tipo de interação, devemos possuir um hidrogênio (H) de uma molécula interagindo intensamente e diretamente a um flúor (F), oxigênio (O) ou nitrogênio (N) de outra molécula. E, por ser uma interação entre o hidrogênio e um outro elemento com alta eletronegatividade, podemos afirmar que esta é a ligação intermolecular mais forte.

⁵ Disponível em: <<http://biotechoje.wordpress.com/author/biotechoje/>>. Acesso em: 21 out. 2013.

Disponível em: <<http://www.dbio.uevora.pt/jaraujo/biocel/agua.htm>>. Acesso em: 21 out. 2013.

⁶ Disponível em: <<http://interna.coceducacao.com.br/ebook/pages/3294.htm>>. Acesso em: 21 out. 2013.

Forças intermoleculares e os Pontos de Fusão e Ebulição

Como já estudamos, podemos dizer que de uma forma geral as interações intermoleculares são mais intensas que as outras, daí temos a seguinte relação:

Ligação de Hidrogênio > Dipolo – Dipolo > London

Sendo a ligação de hidrogênio mais intensa que a dipolo – dipolo que é mais intensa que a dipolo induzido – dipolo induzido. Identificar o tipo de interação existente entre as moléculas em análise nos auxilia a comparar os pontos de fusão e ebulição, indicando as que possuem valores maiores ou menores de temperatura.

Ao compararmos substâncias diferentes devemos, primeiramente, analisar o tipo de interação que possuem, pois quanto maior a sua força, mais difícil será romper as interações intermoleculares e por isso maior será a temperatura de fusão e ebulição. Com os exemplos já citados por aqui, podemos afirmar que o ácido clorídrico (HCl) terá ponto de ebulição menor que a água (H₂O), pois seu tipo de interação molecular é mais fraco que aquela que ocorre entre as moléculas da água, a ligação de hidrogênio.

Caso as moléculas possuam o mesmo tipo de ligação entre suas moléculas, precisaremos analisar o tamanho que elas possuem. Quanto maior for a molécula, maior será sua temperatura de fusão e ebulição! Vamos comparar a substância de ácido fluorídrico (HF) e a água (H₂O) perceberemos que ambas interagem por ligação de hidrogênio. Assim, é preciso verificar seus tamanhos para que então possamos indicar aquela de maior temperatura de ebulição.

Vamos fazer isso então?

O HF possui apenas dois átomos em sua molécula e a água (H₂O) três átomos, e portanto, maior que o ácido. Com essa verificação podemos afirmar que a água possuirá uma temperatura de ebulição maior que a do ácido fluorídrico. Constatamos isso, verificando o ponto de ebulição do HF que é 19,5°C e da água que é 100°C.

Solubilidade e Ligações Intermoleculares

Em geral, a teoria eu envolve o princípio de solubilização é bem simples. Essa teoria indica que “semelhante dissolve semelhante”, pois as substâncias polares tendem a dissolver outras substâncias polares e, as substâncias apolares tendem a dissolver substâncias apolares.



Água e óleo⁷

Nessa imagem, podemos perceber que a água e o óleo não se dissolvem. Isso porque suas interações são diferentes. A água já sabemos que é polar, e mesmo não sabendo a polaridade do óleo, podemos afirmar que o óleo é apolar. Pois, segundo a teoria “semelhante dissolve semelhante” se o óleo fosse polar, como água, eles se dissolveriam entre si.

⁷ Disponível em: <<http://umaquimicairresistivel.blogspot.com.br/2011/04/oleo-e-agua-nao-ha-conversa-possivel.html>>. Acesso em: 21 out. 2013.

Atividade 2

1. (FEeVale/1-2001) O CO_2 é de importância crucial em vários processos que se desenvolvem na Terra, participando, por exemplo, da fotossíntese, fonte de carbono para formação da matéria que compõe as plantas terrestres e marinhas.

Sabendo que a molécula de CO_2 é apolar, podemos afirmar que as forças intermoleculares que unem as moléculas de CO_2 são do tipo:

- (A) iônico;
- (B) ponte de hidrogênio;
- (C) forças dipolo-dipolo;
- (D) forças de London;
- (E) forças dipolo-permanente.

Vamos responder juntos?!

Como a própria questão mencionou, o gás carbônico (CO_2) é uma molécula apolar. Assim, dentre aquelas interações que estudamos só há uma que ocorre com moléculas apolares que é a dipolo induzido – dipolo induzido, também denominada de London.

Portanto, o gabarito para essa questão é a letra D.

2. (UFC-2007 - Adaptada) As forças intermoleculares são responsáveis por várias propriedades físicas e químicas das moléculas, como, por exemplo, a temperatura de fusão. Considere as moléculas de F_2 , Cl_2 e Br_2 .

Quais as principais forças intermoleculares presentes nessas espécies? JUSTIFIQUE SUA RESPOSTA:

3. O líquido X possui ponto de ebulição a 36°C e o Y, 110°C .

Qual o possível tipo de interação intermolecular existente entre suas moléculas?

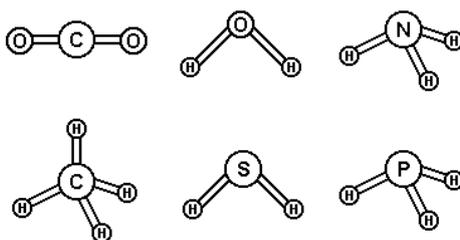
- (A) X – dipolo – dipolo; Y – dipolo induzido – dipolo induzido;
- (B) X – dipolo – dipolo; Y – ligação de hidrogênio;
- (C) X - dipolo induzido – dipolo induzido; Y – London;
- (D) X – ligação de hidrogênio; Y – dipolo – dipolo;
- (E) X – ligação de hidrogênio; Y – London.

4. Sabendo que a água possui por fórmula H_2O , que tipo de ligações ocorrem entre suas moléculas?

- (A) dipolo – dipolo;
- (B) ligação de hidrogênio;
- (C) dipolo induzido – dipolo induzido;
- (D) London;
- (E) apolar.

5. (FGV-2005) O conhecimento das estruturas das moléculas é um assunto bastante relevante, já que as formas das moléculas determinam propriedades das substâncias como odor, sabor, coloração e solubilidade. As figuras apresentam as estruturas das moléculas CO_2 , H_2O , NH_3 ,

CH_4 , H_2S e PH_3 .



Quanto às forças intermoleculares, a molécula que forma ligações de hidrogênio com a água é:

- (A) H_2S .
- (B) CH_4 .
- (C) NH_3 .
- (D) PH_3 .
- (E) CO_2 .

Aula 3: Cadeia?! Ligação?!... Sim.

Até agora estudamos as características referentes aos diferentes tipos de ligações químicas estabelecidas entre os diversos tipos de elementos presentes na Tabela Periódica, bem como seu caráter por meio da escala de eletronegatividade de Pauling. Entretanto, para prosseguirmos, precisaremos retomar um pouco sobre as características das ligações covalentes.

Vamos lembrar?

A ligação covalente realiza-se por meio de um compartilhamento de elétrons existentes na camada de valência. Não há, neste tipo de ligação, a formação de cargas, sejam positivas ou negativas, pois os átomos que se unem por esse tipo de ligação não doam ou recebem elétrons.

Mas, como os átomos que se estabilizam por meio desta ligação possuem grande tendência a receber elétrons e, não havendo qualquer outro que doe os elétrons que tanto necessitam se ligam, portanto, compartilhando os elétrons que possuem em sua última camada. Os átomos que se utilizam deste tipo de ligação para atingirem ao octeto são classificados, segundo a Tabela Periódica, como ametais. Vale lembrar também que há àqueles que, por vezes, fazem papel de ametal, como o hidrogênio e por isso também estabelecer ligação covalente. Assim, é possível concluir que essa ligação será estabelecida entre ametais ou, entre um ametal e hidrogênio.

Para que possamos entender como moléculas são formadas por meio deste tipo de ligação, precisamos realizar alguns passos. Utilizaremos os exemplos abaixo para demonstrá-los.

a) Ligação entre o cloro (Cl) e o oxigênio (O).

1º PASSO → Vamos identificar a quantidade de elétrons que cada átomo possui em sua valência. Lembre-se que já vimos que isto é possível por meio das localizações de sua família na Tabela periódica.

Cl (cloro) → 7A → 7é em sua valência → recebe 1 é → ametal;

O (oxigênio) → 6A → 6é em sua valência → recebe 2é → ametal.

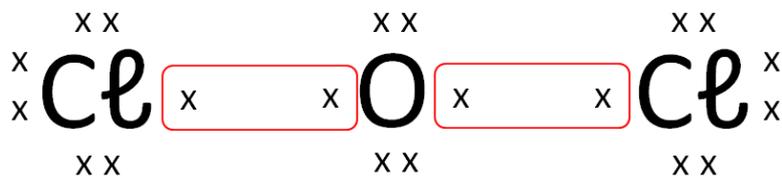
2º PASSO → Precisamos desenvolver a Fórmula Eletrônica, que também é chamada de Fórmula de Lewis. Nela encontramos os elétrons da valência ao redor do símbolo do elemento químico que estamos representando na ligação e o envolvimento dos elétrons que são utilizados para o estabelecimento da ligação covalente.

Ah! Utilizaremos o “x” para representar esses elétrons.

A princípio escrevemos apenas um elemento de cada, ou seja, apenas um átomo de cloro e um oxigênio, ligando-os envolvendo seus elétrons.



Por aqui, percebemos que por meio desta ligação o cloro que precisava compartilhar 1 elétron somente, o fez. Porém, o oxigênio que precisava compartilhar 2 elétrons, compartilhou apenas 1 elétron. Portanto, o oxigênio necessita compartilhar mais 1 elétron, ou seja, estabelecer mais uma ligação, porém agora, com um outro átomo de cloro, pois o que escrevemos já atingiu sua estabilidade. Ficando sua Fórmula Eletrônica...



Com essa Fórmula Eletrônica percebemos que ao escrevermos 1 átomo de cloro se ligando a 1 átomo de oxigênio somente o átomo de cloro se estabiliza adquirindo, 8 elétrons; o oxigênio não, pois ainda falta 1 elétron para se estabilizar (possuía 6é na valência, compartilhou 1é, ficou com 7é). Para que o oxigênio seja

estabilizado, lançamos mãos de mais um átomo de cloro assim, tanto o oxigênio, quanto o novo cloro ficarão com o octeto completo.

3º PASSO → A partir dessa Fórmula eletrônica é possível escrever o que denominamos de Fórmula Estrutural cuja função é simplesmente mostrar como é a estrutura da molécula constituída. Nesse tipo de fórmula destacamos somente as ligações estabelecidas entre os átomos ligados por meio de traços. Assim, temos.



OBS.: Precisamos destacar que nessa Fórmula Estrutural não nos preocupamos com os ângulos formados entre as ligações.

4º PASSO → Após construirmos a Fórmula Estrutural é possível, a partir dela, escrever a Fórmula Molecular, também denominada de Composto Molecular. Nela, indicamos as quantidades de cada um dos átomos que aparecem na formação do composto.

Para este exemplo, estabelecemos ligações entre os átomos de oxigênio (O) e cloro (Cl). E, para que ambos atingissem o octeto foi necessário 1 átomo de oxigênio e dois de cloro. Essa proporção gera a Fórmula Molecular O_1Cl_2 , ou seja, OCl_2 .

Agora, vamos fazer mais 1 exemplo para que possamos entender melhor esse assunto.

b) Ligação entre nitrogênio (N) e hidrogênio (H).

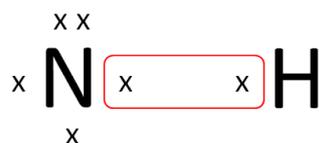
1º PASSO → Vamos identificar a quantidade de elétrons que cada átomo possui em sua valência.

$\text{N} \rightarrow 5\text{A} \rightarrow 5\text{é em sei nível de valência} \rightarrow \text{recebe } 3 \text{ é} \rightarrow \text{ametal};$

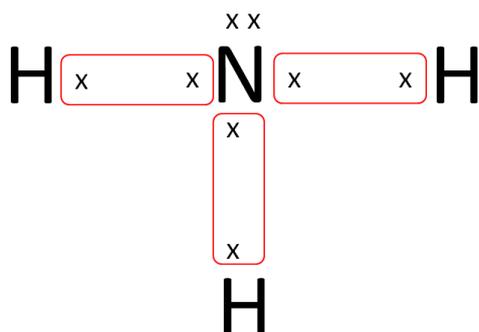
$\text{H} \rightarrow 1\text{A} \rightarrow 1\text{é em sua valência} \rightarrow \text{recebe apenas } 1\text{é (exceção ao octeto)} \rightarrow \text{faz papel de ametal.}$

2º PASSO → Precisamos desenvolver a Fórmula Eletrônica, que também é chamada de Fórmula de Lewis.

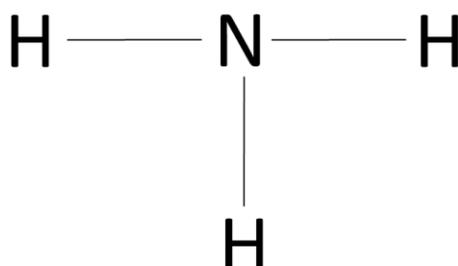
Inicialmente escrevemos apenas um elemento de cada, ou seja, apenas um átomo de nitrogênio e um hidrogênio, ligando-os envolvendo seus elétrons.



Assim, podemos perceber que o nitrogênio ao compartilhar apenas 1 elétron, não atingiu o octeto, ficando com apenas 6 elétrons e por isso precisando compartilhar outros 2 elétrons. Já o hidrogênio se estabilizou com apenas 2 elétrons. Portanto, para ainda estabilizar o nitrogênio podemos escrever outros dois hidrogênios, pois cada um deles compartilha somente 1 elétron. Ao estabelecer essas ligações, sua Fórmula Eletrônica pode ser escrita da seguinte maneira:



3º PASSO → Escrever a Fórmula Estrutural a partir da Fórmula Eletrônica.

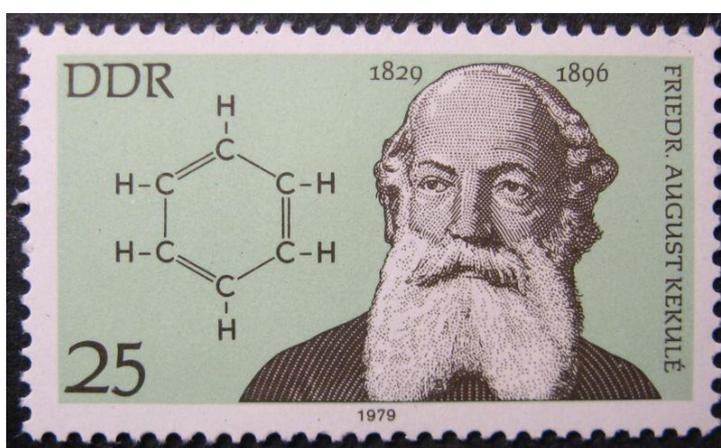


4º PASSO → Desenvolver a Fórmula Molecular a partir das ligações entre os átomos, que, para este caso, é N_1H_3 , ou seja, NH_3 .

Apesar dessas “regras” valerem para grande parte das substâncias que compõem nosso Planeta. No século XVIII, alguns cientistas começaram a perceber que todos os compostos denominados orgânicos continham o elemento químico carbono. A partir de então, esses e outros cientistas começaram a perceber que existe esse

único elemento possuía características bem diferentes dos demais. Em seus estudos, o átomo de carbono apresentava certas particularidades que o tornam diferente dos demais elementos químicos.

Já na segunda metade do século XIX o cientista alemão Kekulé percebeu em meio de seus experimentos que o átomo de carbono tem uma capacidade extraordinária de se ligar a outros átomos, inclusive a outros átomos de carbono, formando encadeamentos ou cadeias das mais variadas disposições. Essas cadeias constituem a base das moléculas denominadas orgânicas.

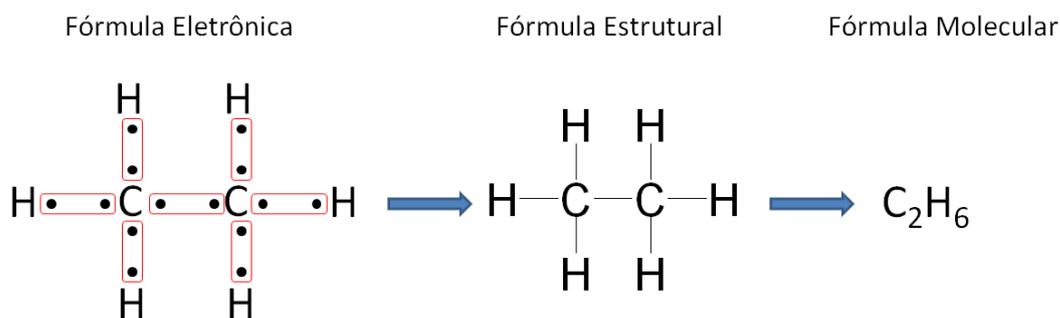


Selo postal com a imagem de Kekulé.⁸

O termo Química Orgânica proposto, em 1858, por esse cientista, indica que essa área da química focará seus estudos em compostos formados por carbonos. E, sabendo que carbonos se ligarão a outros carbonos para formar esses compostos orgânicos, podemos então afirmar que a ligação química estabelecida entre seus átomos será do tipo covalente, cujos elétrons serão compartilhados.

Encontrado no petróleo e no gás natural, o gás etano é bom exemplo para entendermos como as ligações covalentes estão em estruturas orgânicas. Nesse gás encontramos dois carbonos ligados entre si e cada um deles ligados a hidrogênios, como representado na imagem a seguir:

⁸ Disponível em: <<http://www.agracadaquimica.com.br/index.php?ds=1&acao=quimica/ms2&i=9&id=428>>. Acesso em: 21 out. 2013.



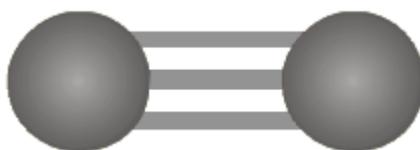
Nessa imagem podemos perceber, de uma forma bem simplista, que o carbono que se encontra na família 4A da Tabela Periódica, possui 4 elétrons em sua camada de valência e portanto precisa compartilhar mais 4 elétrons para que seu octeto esteja completo e assim adquira estabilidade. E o hidrogênio, que se encontra na família 1A da Tabela Periódica, possui 1 único elétron em sua última camada, se estabilizando apenas com 2 elétrons, portanto, compartilhando apenas mais 1 elétron.

A partir dessas características, é possível definir que o carbono é **tetravalente**, ou seja, precisa estabelecer 4 ligações para que atinja sua configuração estável. Enquanto que o hidrogênio precisa realizar apenas 1 ligação para que se estabilize.

Apesar de existirem outros elementos químicos que se encadeiam, como o enxofre (S) e o fósforo (P), nenhum deles consegue formar cadeias tão longas, variadas e estáveis como o carbono. E, é por isso que esse elemento é capaz de formar um número enorme de compostos.

Atividade 3

1. (UCBA) O modelo abaixo serve para representar as ligações covalentes na molécula de:

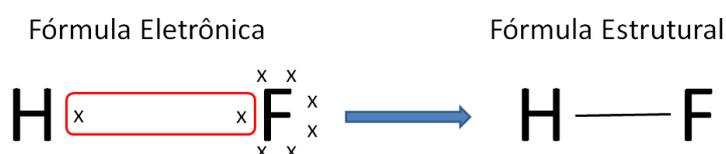


- (A) HF.
- (B) N₂.

- (C) O₂.
- (D) F₂.
- (E) H₂.

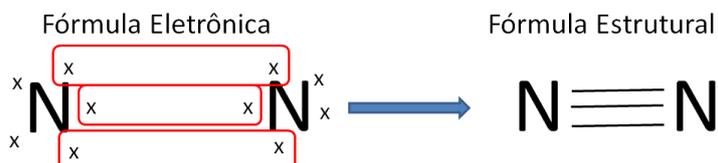
Vamos responder juntos?!

Para responder esta questão, analisar cada uma das respostas propostas. Vamos a letra A, nela temos uma molécula com 1 átomo de hidrogênio que por estar na família 1A e fazer 1 ligação somente, pois se estabelece com 2 elétrons em sua valência. As Fórmulas Eletrônica e a Estrutural estão abaixo:



Por meio dessas fórmulas podemos concluir que o HF não representa o modelo indicado na questão.

Já na letra B, encontramos uma molécula com 2 átomos de nitrogênio, que se encontram na família 5A, precisando fazer 3 ligações, cada um, para atingir o octeto. Suas Fórmulas Eletrônica e estrutural se encontram a seguir.



Assim, segundo a representação da estrutura do N₂, podemos concluir que o modelo da questão é bem semelhante à Fórmula Estrutural dessa molécula. Logo, o gabarito para esse item é a letra B.

2. Considerando suas posições na tabela periódica, o hidrogênio (H) e o oxigênio (O) devem formar o composto de fórmula:

- (A) HO.
- (B) HO₂.
- (C) H₂O.
- (D) H₂O₃.

(E) H_3O_2 .

3. Um composto é orgânico quando

(A) deriva dos seres vivos;

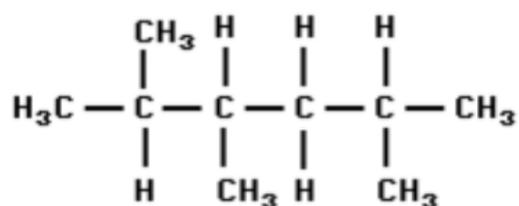
(B) deriva dos vegetais;

(C) possui carbono em sua molécula.

(D) possui ligações apolares;

(E) possui obrigatoriamente carbono e nitrogênio em sua molécula.

4. Observe a estrutura orgânica abaixo.



Agora, responda os itens que se seguem:

I – Qual a fórmula molecular desse composto?

II – Todos os carbonos dessa estrutura estão com sua tetravalência completa?

JUSTIFIQUE SUA RESPOSTA:

III – A ligação química que ocorre entre os átomos desse composto é do tipo

(A) apolar;

(B) covalente;

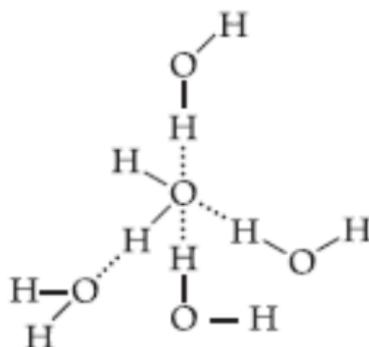
(C) diamagnética;

(D) iônica;

(E) metálica.

Avaliação

1. (UFSE-SE) Na seguinte estrutura estão representadas moléculas de água unidas entre si, por ligações:



- (A) covalentes;
 - (B) iônicas;
 - (C) por ligações de hidrogênio;
 - (D) por ligações de oxigênio;
 - (E) peptídicas.
2. A química orgânica estuda compostos que tem por base o
- (A) carbono;
 - (B) enxofre;
 - (C) hidrogênio;
 - (D) nitrogênio;
 - (E) oxigênio.
3. Leia o texto abaixo:

Gás extremamente tóxico e de odor irritante foi descoberto em 1774, pelo alemão-sueco Carl Wilhelm Scheele. [...] No estado puro, na sua forma biatômica (Cl_2) e em condições normais de temperatura e pressão, é um gás de coloração amarelo esverdeada, sendo duas vezes e meia mais pesado que o ar. É abundante na natureza e é um elemento químico essencial para muitas formas de vida.

Disponível em: <<http://pt.wikipedia.org/wiki/Cloro>>. Acesso em 20 out. 2013. Fragmento.

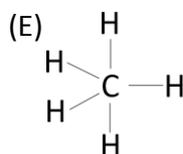
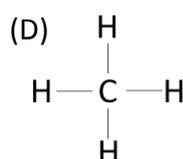
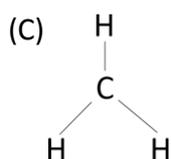
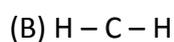
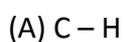
A partir da Escala de Pauling de Eletronegatividade é possível afirmar que, essa substância possui o mesmo caráter que o composto:

- (A) CaCl_2 .
- (B) HCl .
- (C) K_2O .
- (D) KBr .
- (E) MgBr_2 .

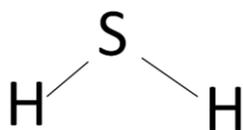
DADOS:

Eletronegatividade
Br = 3,0 | Ca = 1,3 | Cl = 3,2 | H = 2,2
K = 0,82 | Mg = 1,3 | O = 3,4

4. Um estudante ao interagir corretamente átomos de carbono (C) e hidrogênio (H) por meio de ligações químicas chegou a fórmula estrutural



5. O ácido sulfídrico (H_2S) em sua forma gasosa forma-se a partir da putrefação natural de compostos de origem orgânica que apresentam o elemento químico enxofre em sua composição. Sua fórmula estrutural está abaixo:



Sabe-se que a eletronegatividade do hidrogênio é igual a 2,2 e a do enxofre igual a 2,6. Qual o caráter e o tipo de interação intermolecular existente nesse gás sulfídrico?

- (A) Caráter covalente e Dipolo Permanente;
- (B) Caráter covalente e Ligação de Hidrogênio;
- (C) Caráter iônico e Dipolo Induzido;

(D) Caráter iônico e Dipolo Permanente;

(E) Caráter iônico e Ligação de Hidrogênio.

Pesquisa

Caro aluno, por agora terminamos com os tópicos relacionado a esse 4º bimestre e, portanto é o momento de trabalharmos um pouco mais sobre esses pontos associando-os ao nosso cotidiano. Esta pesquisa deve ser realizada individualmente. Ânimo, e boa pesquisa!

Em uma folha de papel almaço e manuscrito escreva um texto indicando onde encontramos as substâncias abaixo. No corpo desse texto, escreva sobre o caráter e tipo de interação molecular existente entre cada uma de suas moléculas. Não se esqueça de associar essas informações com o motivo pelo qual, as substâncias são utilizadas e/ou identificadas em nosso cotidiano.

As substâncias são: o **Ácido Bromídrico (HBr)** e o **Dióxido de Enxofre (SO₂)**.

Não se esqueça de entregar o trabalho na data estipulada e com muito capricho!

Referências

- [1] BRADY, Joel W.; RUSSELL, John W.; HOLUM, John R.. Química: a Matéria e Suas Transformações, vol.1, 3ª. edição. Rio de Janeiro: LTC , 2006.
- [2] FELTRE, Ricardo. Fundamentos de Química, vol. 1, 4ª.ed. São Paulo: Moderna, 2005.
- [3] USBERCO, João; Salvador, Edgard. Química, vol. Único, 12ª.ed. São Paulo: Saraiva, 2006.
- [4] LISBOA, Julio Cesar Foschini. Ser Protagonista – Química, vol. 1, 1ª. ed. São Paulo: Sm, 2011.

Equipe de Elaboração

COORDENADORES DO PROJETO

Diretoria de Articulação Curricular

Adriana Tavares Maurício Lessa

Coordenação de Áreas do Conhecimento

Bianca Neuberger Leda
Raquel Costa da Silva Nascimento
Fabiano Farias de Souza
Peterson Soares da Silva
Marília Silva

PROFESSORES ELABORADORES

Elaine Antunes Bobeda
Marco Antonio Malta Moure
Renata Nascimento dos Santos