



C A P Í T U L O 6

AS REAÇÕES QUÍMICAS

 <https://doi.org/10.22533/at.ed.178260603>

Vania Emerich Bucco De Campos

Neste capítulo faremos uma viagem emocionante à ciência das Reações Químicas. Imagine que somos cientistas capazes de fazer coisas incríveis acontecerem usando tubos de ensaio e reagentes especiais!

Você já se perguntou o que acontece quando misturamos ingredientes simples como bicarbonato de sódio em vinagre, misturas de soluções coloridas ou até mesmo entender por que as maçãs ficam marrons depois de cortadas? Uma explicação para todas essas transformações enigmáticas é a “reação química”. Para descobrir como os átomos trabalham juntos e se escondem, embarcaremos em uma aventura emocionante hoje. Então vista o seu jaleco de cientista, prepare-se para a aventura e vamos explorar os segredos das reações químicas. Será uma viagem cheia de descobertas e alegria. Vamos!”

6.1- Definições

Reações químicas são processos em que substâncias químicas são transformadas em novas substâncias com diferentes propriedades químicas. Observemos a queima do carvão. Vamos descobrir o que acontece quando o carvão pega fogo? Parece simples, certo? Mas o que acontece dentro desse pedaço preto de carvão é realmente incrível!

Primeiro, o que é o carvão? Bem, é como uma rocha escura que vem da terra, e tem um segredo escondido em suas moléculas. Quando colocamos o carvão no fogo, algo mágico acontece – mas não é realmente magia, é química! O carvão é feito principalmente de carbono, que é como uma peça de Lego muito especial para os átomos. Quando aquecemos o carvão, os átomos de carbono começam a se mexer muito rápido, como se estivessem dançando uma música super animada. Essa dança química é o que chamamos de “queima” do carvão. Os átomos de carbono

do carvão se unem com o oxigênio do ar ao nosso redor, e isso promove a formação do produto dióxido de carbono (CO_2), que é um gás.

Além do CO_2 , a queima do carvão também libera calor e luz, o que é ótimo para nos aquecer em um dia frio ou iluminar nossas casas durante a noite. Então, resumindo, quando queimamos carvão, os átomos de carbono estão dançando com o oxigênio e criando dióxido de carbono, liberando calor e luz. É como se o carvão estivesse fazendo uma grande festa química!

Após a queima do carvão, não é possível recuperar aquele pedaço de rocha preta, o fenômeno torna-se irreversível. Essa é uma transformação, fenômeno ou reação química. Os átomos de Carbono [$\text{C}_{(s)}$] e as moléculas de oxigênio [$\text{O}_{2(g)}$], também chamadas de reagentes, são quebrados, e seus átomos se agrupam para formar as novas moléculas, os produtos da reação que são o gás dióxido de carbono (CO_2) e o calor liberado. A transformação química da queima do carvão é representada pela Equação Química. A equação química é a representação simbólica e abreviada de uma reação química. Assim, para indicar a queima do carvão, escreve-se: $\text{C}_{(s)} + \text{O}_{2(g)} \rightarrow \text{CO}_{2(g)}$. Resumindo, uma transformação é evidenciada pelas diferenças entre o estado inicial e o estado final.

Quando vemos um pedaço de carvão queimar, parece que ele desaparece. No entanto, essa impressão é incorreta; nos esquecemos da matéria que escapa das chamas durante a combustão. No próximo tópico veremos as leis que podem ser observadas nas reações químicas. Porém, antes de continuarmos, vamos explorar o carvão na natureza. Podemos encontrar na natureza dois tipos de carvão: o vegetal e o mineral. O carvão mineral e o carvão vegetal são substâncias à base de carbono, comumente usadas como fontes de combustível, uma diferença importante é a sua fonte:

O carvão mineral é um combustível fóssil natural formado a partir da decomposição de materiais orgânicos, como plantas e árvores, ao longo de milhões de anos, sob alta pressão e calor. Normalmente é extraído de minas subterrâneas ou de superfície.

O carvão vegetal é produzido pela queima de madeira ou outros materiais orgânicos (como cascas de coco ou serragem) em um ambiente com baixo teor de oxigênio. Este processo, denominado *pirólise* ou *carbonização*, remove água e compostos voláteis, formando um produto com alto teor de carbono.

6.2- Lei de Lavoisier

"Na natureza nada se cria, nada se perde, tudo se transforma".

Você já ouviu essa frase algum dia? Pois é ... ela foi criada pelo químico Antoine Laurent Lavoisier. Lavoisier como ficou conhecido, nasceu em Paris na França em 1743, e foi um dos maiores cientistas da história, muitos o consideram como o pai da Química Moderna. Ele fazia observações detalhadas e planejava seus experimentos com cuidado, ao contrário da maioria. Ele media a massa dos materiais antes e depois das *reações químicas*.

No final do século XVIII, o cientista Antoine Lavoisier fez experimentos em recipientes fechados para garantir que nada entrasse ou escapasse do sistema em estudo. Usando balanças mais precisas do que os cientistas anteriores, ele chegou à seguinte conclusão: *“Numa reação química que ocorre em sistema fechado, a massa total antes da reação é igual à massa total após a reação”*.

Essa afirmação é uma lei natural que Lavoisier descobriu e ficou conhecida como *“lei da conservação da massa”*.

Exemplificando: Quando 2 gramas de hidrogênio reagem com 16 gramas de oxigênio verifica-se a formação de 18 gramas de água; ou seja, $2 + 16 = 18\text{g}$, ou seja, não houve perda. Ainda: $M_{(\text{reagentes})} = M_{(\text{produtos})}$, onde m corresponde a massa. Portanto, no interior de um recipiente fechado, a massa total não varia, quaisquer que sejam as transformações que venham a ocorrer. Aqui estão algumas evidências que ilustram essa lei:

- Experimento de queima de papel: Ao queimar um pedaço de papel em um recipiente fechado, observamos que o papel se transforma em cinzas, fumaça e calor. Apesar da mudança de forma, a massa total do papel, cinzas e fumaça continua a mesma antes e depois da queima, demonstrando a conservação da massa.
- Reações químicas simples: Quando misturamos vinagre (que tem ácido acético) com bicarbonato de sódio, ocorre uma reação química. Essa reação produz bolhas de gás dióxido de carbono (CO_2). As bolhas fazem a mistura efervescer e crescer. Portanto, quando você vir essa mistura borbulhando, lembre-se de que está acontecendo uma mágica química!
- Experimento de decomposição do peróxido de hidrogênio: Adicione peróxido de hidrogênio a uma solução de iodeto de potássio e detergente. A reação resultante produzirá oxigênio gasoso, água e uma coloração azul, indicando a presença de iodo. Ao final podemos observar que a massa total dos reagentes é igual à massa total dos produtos.

6.3- Lei de Proust

Joseph Louis Proust fez muitas pesagens em várias experiências quase na mesma época de Lavoisier e chegou à seguinte conclusão:

“Uma determinada substância composta é formada por substâncias mais simples, unidas sempre na mesma proporção em massa.”

Por exemplo, o gás carbônico é sempre formado por carbono e oxigênio (Tabela 16) e a proporção entre as massas é de 3: 8: 11 (lê-se: três para oito para 11). No segundo experimento a proporção é de 6: 16: 22. (lê-se: seis para dezesseis para vinte dois). Nesta última, os números mudaram, mas obedecem a mesma proporção, isto é, 6 é o dobro de 3; 16 é o dobro de 8; e 22 é o dobro de 11.

Tabela 16. Lei de Proust ou lei das proporções constantes (ou fixas ou definidas)

Experimento	$C_{(s)} + O_{2(g)} \rightarrow CO_{2(g)}$		
	C (carbono)	O (oxigênio)	CO ₂ (gás carbônico)
I	3g	8g	11g
II	6g	16g	22g

Enfim, os números mudaram (Tabela 16), mas a proporção é a mesma, como se diz em Matemática. Essa conclusão é chamada de lei de Proust ou lei das proporções constantes (ou fixas ou definidas), isso quer dizer que: “uma substância pura sempre terá a mesma proporção de elementos, independentemente da quantidade da substância”. Vamos entender na prática como isso acontece, vejamos alguns exemplos:

- Experimento de formação de água: A água (H₂O) é formada pela combinação de hidrogênio e oxigênio na proporção de 2:1. Podemos usar diversos modelos de moléculas ou representações visuais para demonstrar como dois átomos de hidrogênio (H) se combinam com um átomo de oxigênio (O) para formar uma molécula de água (H₂O).
- Experimento de eletrólise da água: A água pode ser decomposta em hidrogênio e oxigênio usando eletricidade. Independentemente da quantidade de água usada, a proporção de hidrogênio para oxigênio é sempre 2:1.
- Experimento de síntese de amônia: A amônia (NH₃) é formada a partir de nitrogênio (N) e hidrogênio (H) na proporção de 1:3. A reação de síntese da amônia sempre produzirá essa proporção, independentemente da quantidade de reagentes usados.

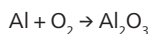
As duas leis enunciadas — a de Lavoisier e a de Proust — são denominadas leis ponderais, porque falam em massa das substâncias envolvidas. São leis importantíssimas, pois marcam o início (nascimento) da química como ciência.

6.4- Balanceamento das reações químicas

O balanceamento de equações químicas é uma etapa crucial na compreensão das reações químicas e está diretamente relacionado à Lei da Conservação da Massa, de Lavoisier. Isso porque uma equação química balanceada garante que a quantidade de cada elemento antes e depois da reação seja a mesma, obedecendo à lei mencionada. Para equilibrar uma equação química, você precisa garantir que o número de átomos de cada elemento seja o mesmo em ambos os lados da equação.

Existem vários métodos de balanceamento de uma equação química, porém o mais simples é seguir o passo a passo:

- Passo 1 - Escreva a equação química representando as substâncias envolvidas na reação.



- Passo 2 - Conte o número de átomos de cada elemento em ambos os lados da equação. Vejamos a reação: $\text{Al} + \text{O}_2 \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3$, temos um átomo de alumínio (Al) e dois átomos de oxigênio no lado dos reagentes → dois átomos de alumínio e três átomos de oxigênio no lado dos produtos.
- Passo 3 - Introduza coeficientes para equilibrar a equação. Estes são números inteiros colocados antes das fórmulas químicas para ajustar o número de átomos de cada elemento. Vejamos a reação com os coeficientes introduzidos em azul: $4\text{Al} + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{Al}_2\text{O}_3$
- Passo 4 - Certifique-se de que o número total de átomos de cada elemento seja o mesmo em ambos os lados da equação. Vejamos a reação: $4\text{Al} + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{Al}_2\text{O}_3$, temos quatro átomos de alumínio (Al) e seis átomos de oxigênio no lado dos reagentes → quatro átomos de alumínio e seis átomos de oxigênio no lado dos produtos.

6.5- Classificação das reações químicas

As reações químicas podem ser classificadas de várias maneiras, dependendo dos critérios utilizados.

- Quanto a natureza dos reagentes e produtos:

a. Reação de síntese ou adição. Duas ou mais substâncias se combinam para formar um único produto. Por exemplo: $A + B \rightarrow AB$. Abaixo estão alguns exemplos de reações de síntese ou adição:

- Síntese de água (hidrogenação): $2H_{2(g)} + O_{2(g)} \rightarrow 2H_2O_{(g)}$. Nesta reação, as moléculas de hidrogênio e o oxigênio se combinam para formar uma molécula de água.
- Síntese de amônia: $N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \rightarrow 2NH_{3(g)}$. Nesta reação, as moléculas de nitrogênio e o hidrogênio se combinam para formar duas moléculas de amônia.
- Síntese de ácido clorídrico: $H_{2(g)} + Cl_{2(g)} \rightarrow 2HCl_{(g)}$. Nesta reação, as moléculas de hidrogênio e o cloro se combinam para formar uma molécula de ácido clorídrico.
- Síntese de etanol: $C_2H_{4(g)} + H_2O_{(g)} \rightarrow C_2H_5OH_{(l)}$. Nesta reação, as moléculas de etileno (C_2H_4) e água se combinam para formar uma molécula de etanol.
- Síntese de cloreto de sódio (sal de cozinha): $Na_{(s)} + Cl_{2(g)} \rightarrow 2NaCl_{(s)}$. Nesta reação, um átomo de sódio e uma molécula de cloro se combinam para formar o sal cloreto de sódio.

b. Reação de análise (ou decomposição). Uma substância se decompõe em duas ou mais substâncias mais simples. Por exemplo: $AB \rightarrow A + B$. Nesse tipo de reação, uma substância de partida é quebrada em seus componentes constituintes. Aqui estão alguns exemplos de reações de análise:

- Decomposição térmica do carbonato de cálcio: $CaCO_{3(s)} \rightarrow CaO_{(s)} + CO_{2(g)}$. Nesta reação, o carbonato de cálcio se decompõe sob aquecimento, formando óxido de cálcio e dióxido de carbono.
- Decomposição térmica do peróxido de hidrogênio: $2H_2O_{2(l)} \rightarrow 2H_2O_{(l)} + O_{2(g)}$. Nesta reação, o peróxido de hidrogênio se decompõe em água e oxigênio quando aquecido.
- Decomposição do cloreto de mercúrio (II): $2HgCl_{2(s)} \rightarrow 2Hg_{(l)} + 2Cl_{2(g)}$. Nesta reação, o cloreto de mercúrio ($HgCl_2$) se decompõe sob aquecimento, formando mercúrio líquido e gás cloro (Cl_2).
- Decomposição do perclorato de potássio: $2KClO_{4(s)} \rightarrow 2KCl_{(s)} + 3O_{2(g)}$. Nesta reação, o perclorato de potássio se decompõe sob aquecimento, produzindo cloreto de potássio sólido e oxigênio gasoso.
- Decomposição do carbonato de hidrogênio e potássio: $KHCO_{3(s)} \rightarrow K_2CO_{3(s)} + CO_{2(g)} + H_2O_{(g)}$. Nesta reação, o carbonato de hidrogênio

e potássio se decompõe em carbonato de potássio sólido, dióxido de carbono gasoso e água quando aquecido.

c. Reação de substituição (ou simples troca). Um elemento substitui outro em um composto. Pode ser de dois tipos:

- *Substituição simples*: Um elemento substitui outro em um composto. Por exemplo: $A + BC \rightarrow AC + B$. Vejamos o exemplo da reação a seguir: $Zn_{(s)} + 2HCl_{(aq)} \rightarrow ZnCl_{2(aq)} + H_{2(g)}$. Nesta reação, o zinco (Zn) substitui o hidrogênio (H) no ácido clorídrico (HCl), formando cloreto de zinco ($ZnCl_2$) e liberando hidrogênio gasoso. Geralmente ocorrem entre um metal e um composto iônico ou entre um metal e um ácido para formar um sal e hidrogênio.
- *Substituição dupla*: Os cátions e ânions de dois compostos trocam de lugar para formar dois novos compostos. Por exemplo: $AB + CD \rightarrow AD + CB$. Vejamos o exemplo a seguir da reação: $AgNO_{3(aq)} + NaCl_{(aq)} \rightarrow AgCl_{(s)} + NaNO_{3(aq)}$. O íon prata (Ag^+) no nitrato de prata ($AgNO_3$) é trocado pelo íon sódio (Na^+) no cloreto de sódio (NaCl), resultando na formação de cloreto de prata ($AgCl$) precipitado e nitrato de sódio ($NaNO_3$) em solução. Em ambas as reações, ocorre uma substituição de átomos ou íons entre as substâncias reagentes, resultando na formação de novos compostos. As reações de substituição são comuns em química e têm várias aplicações em processos industriais e em laboratório.
- Quanto a energia envolvida:

d. Reações exotérmicas: As reações exotérmicas são aquelas nas quais energia é liberada na forma de calor para o ambiente. Isso significa que a energia dos produtos da reação é menor do que a energia dos reagentes. Como resultado, a diferença de energia é liberada na forma de calor, aquecendo o ambiente ao redor da reação. Aqui estão alguns exemplos de reações exotérmicas:

- Combustão: Nessa reação, a energia é liberada na forma de calor e luz. Vejamos a reação a seguir: $CH_{4(g)} + 2O_{2(g)} \rightarrow CO_{2(g)} + 2H_2O_{(g)}$ (metano queimando em oxigênio). A queima de combustíveis, como a reação do carbono ou hidrocarbonetos com oxigênio, é um exemplo clássico de reação exotérmica.
- Neutralização Ácido-Base: Nesse caso, a energia é liberada na forma de calor quando os íons H^+ e OH^- se combinam para formar água. Reações entre ácidos e bases são frequentemente exotérmicas, como a reação entre ácido clorídrico (HCl) e hidróxido de sódio (NaOH): $HCl_{(aq)} + NaOH_{(aq)} \rightarrow NaCl_{(aq)} + H_2O_{(l)}$.
- Reações de Precipitação: Nesse caso, a energia é liberada quando os íons se combinam para formar o precipitado sólido. Algumas reações que resultam na formação de um precipitado são exotérmicas, como a reação

entre nitrato de chumbo(II) e iodeto de potássio (KI): $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2(\text{aq}) + 2\text{KI}(\text{aq}) \rightarrow \text{PbI}_2(\text{s}) + 2\text{KNO}_3(\text{aq})$.

- Reações de Oxidação-Redução: Nesse caso, a energia é liberada na forma de calor. Muitas reações de oxidação-redução também são exotérmicas, como a reação entre ferro e oxigênio para formar óxido de ferro: $4\text{Fe}(\text{s}) + 3\text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{s})$.

e. Reações endotérmicas: As reações endotérmicas são aquelas nas quais energia é absorvida do ambiente na forma de calor. Isso significa que a energia dos produtos da reação é maior do que a energia dos reagentes. Como resultado, a diferença de energia é absorvida do ambiente na forma de calor, reduzindo a temperatura ao redor da reação. Aqui estão alguns exemplos de reações endotérmicas:

- Dissolução de cloreto de amônio em água: $\text{NH}_4\text{Cl}(\text{s}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow \text{NH}_4\text{Cl}(\text{aq})$. Neste caso, a dissolução do cloreto de amônio (NH_4Cl) requer uma quantidade significativa de energia, que é absorvida da água circundante, reduzindo a temperatura.
- Decomposição do bicarbonato de sódio (NaHCO_3): $2\text{NaHCO}_3(\text{s}) \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3(\text{s}) + \text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{g})$. Nesta reação, a quebra do bicarbonato de sódio (NaHCO_3) requer uma quantidade significativa de energia, que é absorvida do ambiente.
- Fusão e Vaporização: A fusão (derretimento) de sólidos e a vaporização (evaporação) de líquidos são processos endotérmicos, pois requerem a absorção de calor para quebrar as forças intermoleculares e permitir a mudança de fase. Neste exemplo a seguir, o gelo (sólido) absorve energia do ambiente para se transformar em água líquida: $\text{H}_2\text{O}(\text{s}) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{l})$.
- Reações de Síntese Complexas: Algumas reações de síntese, especialmente as que formam moléculas complexas, podem ser endotérmicas devido à necessidade de construir ligações químicas. No exemplo a seguir: $2\text{NO}(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{NO}_2(\text{g})$ observamos que a formação de dióxido de nitrogênio requer a absorção de energia na forma de calor.
- Quanto ao estado físico dos reagentes e produtos:

f. Reações em solução aquosa: Reações que ocorrem em meio aquoso. São elas:

- Reações de Precipitação: Isso ocorre quando os íons presentes nos reagentes formam um composto que é insolúvel em água. Vejamos o exemplo: $\text{AgNO}_3(\text{aq}) + \text{NaCl}(\text{aq}) \rightarrow \text{AgCl}(\text{s}) + \text{NaNO}_3(\text{aq})$. Nesta reação, o cloreto de prata (AgCl) é um precipitado insolúvel que se forma quando soluções de nitrato de prata e cloreto de sódio são misturadas.

- **Reações de Neutralização:** São reações entre um ácido e uma base que resultam na formação de água e um sal. Vejamos o exemplo: $\text{HCl}_{(\text{aq})} + \text{NaOH}_{(\text{aq})} \rightarrow \text{NaCl}_{(\text{aq})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$. Nesta reação, o ácido clorídrico (HCl) e o hidróxido de sódio (NaOH) reagem para formar cloreto de sódio (NaCl) e água.
- **Reações de Ácido-Base:** São um tipo específico de reação de neutralização que ocorre entre um ácido e uma base, resultando na formação de água e um sal. Vejamos o exemplo: $\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{aq})} + 2\text{NaOH}_{(\text{aq})} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_{4(\text{aq})} + 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$. Nesta reação, o ácido sulfúrico (H_2SO_4) e o hidróxido de sódio (NaOH) reagem para formar sulfato de sódio (Na_2SO_4) e água.
- **Reações de Dissociação Iônica:** São reações nas quais compostos iônicos se dissociam em seus íons constituintes quando dissolvidos em água. Vejamos o exemplo: $\text{NaCl}_{(\text{s})} \rightarrow \text{Na}^+_{(\text{aq})} + \text{Cl}^-_{(\text{aq})}$. Nesta reação, o cloreto de sódio (NaCl) se dissolve em água e se separa nos íons sódio (Na^+) e cloreto (Cl^-).

g. **Reações gasosas:** As reações gasosas são aquelas que envolvem substâncias na fase gasosa como reagentes e/ou produtos. Essas reações são comuns em muitos contextos, desde processos industriais até fenômenos naturais e reações químicas em laboratório.

Aqui estão alguns tipos de reações gasosas comuns:

- **Combustão:** As reações de combustão são aquelas em que uma substância reage com oxigênio gasoso (O_2) para produzir calor, luz e produtos de combustão. Vejamos a reação de formação do dióxido de carbono (CO_2): $\text{CH}_{4(\text{g})} + 2\text{O}_{2(\text{g})} \rightarrow \text{CO}_{2(\text{g})} + 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{g})}$. Nesta reação, o metano (CH_4) reage com o oxigênio gasoso para produzir dióxido de carbono e água. Essas reações são frequentemente exotérmicas.
- **Síntese de Gás:** Algumas reações envolvem a síntese de gases a partir de seus elementos constituintes ou de substâncias precursoras. Vejamos a reação de formação de água: $2\text{H}_{2(\text{g})} + \text{O}_{2(\text{g})} \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{g})}$. Nesta reação, o hidrogênio gasoso (H_2) e o oxigênio gasoso (O_2) reagem para formar água gasosa (H_2O).
- **Decomposição de Gás:** Reações de decomposição podem ocorrer na fase gasosa, onde uma substância gasosa se decompõe em produtos mais simples. Vejamos a reação de decomposição do ácido iodídrico (HI): $2\text{HI}_{(\text{g})} \rightarrow \text{H}_{2(\text{g})} + \text{I}_{2(\text{g})}$. Nesta reação, o iodeto de hidrogênio gasoso (HI) se decompõe em hidrogênio gasoso (H_2) e iodo gasoso (I_2).
- **Reações de Troca de Gás:** Algumas reações envolvem a troca de gases entre os reagentes para formar novos produtos. Vejamos a reação de formação do metanol: $\text{CO}_{(\text{g})} + 2\text{H}_{2(\text{g})} \rightarrow \text{CH}_3\text{OH}_{(\text{g})}$. Nesta reação, monóxido de carbono (CO) e hidrogênio gasoso (H_2) reagem para formar metanol gasoso (CH_3OH).

Esses são apenas alguns exemplos de reações gasosas. Elas desempenham um papel importante em muitos processos químicos e fenômenos naturais, e o estudo das reações gasosas é fundamental para entender a química e suas aplicações práticas.

h. **Reações em estado sólido:** Reações em que pelo menos um dos reagentes ou produtos é um sólido. Aqui estão alguns exemplos de reações que ocorrem no estado sólido:

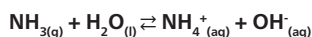
- **Reações de Síntese: Formação de Óxidos Metálicos:** Muitos metais reagem com o oxigênio para formar óxidos metálicos. Vejamos a reação de formação óxido de ferro III (Fe_2O_3): $2\text{Fe}_{(s)} + 3\text{O}_{2(g)} \rightarrow 2\text{Fe}_2\text{O}_{3(s)}$. Nesta reação, o ferro sólido (Fe) reage com o oxigênio gasoso (O_2) para formar óxido de ferro (III) sólido (Fe_2O_3).
- **Síntese de Sais:** Compostos iônicos podem ser formados a partir da reação de metais com ácidos ou de reações entre íons em solução. Vejamos a reação de formação cloreto de cálcio (CaCl_2): $\text{CaCO}_{3(s)} + 2\text{HCl}_{(aq)} \rightarrow \text{CaCl}_{2(aq)} + \text{CO}_{2(g)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)}$. Nesta reação, o carbonato de cálcio sólido (CaCO_3) reage com ácido clorídrico aquoso (HCl) para formar cloreto de cálcio aquoso (CaCl_2), dióxido de carbono gasoso (CO_2) e água líquida (H_2O).
- **Reações de Decomposição:**
 - **Decomposição Térmica:** Alguns compostos sólidos podem se decompor em produtos mais simples quando aquecidos. Vejamos a reação de formação cloreto de potássio (KCl): $2\text{KClO}_{3(s)} \rightarrow 2\text{KCl}_{(s)} + 3\text{O}_{2(g)}$. Nesta reação, o clorato de potássio sólido (KClO_3) se decompõe sob aquecimento para formar cloreto de potássio sólido (KCl) e oxigênio gasoso (O_2).
 - **Decomposição por Eletrólise:** Certos compostos sólidos podem se decompor em seus elementos constituintes quando submetidos à eletrólise. Vejamos a reação de formação do gás cloro: $2\text{NaCl}_{(s)} \rightarrow 2\text{Na}_{(s)} + \text{Cl}_{2(g)}$. Nesta reação, o cloreto de sódio sólido (NaCl) é decomposto em sódio sólido (Na) e gás cloro (Cl_2) durante a eletrólise.
- **Reações de Dupla Troca:**
 - **Formação de Precipitados:** Em algumas reações, compostos iônicos em solução aquosa podem reagir para formar precipitados sólidos insolúveis. Vejamos a reação: $\text{AgNO}_{3(aq)} + \text{NaCl}_{(aq)} \rightarrow \text{AgCl}_{(s)} + \text{NaNO}_{3(aq)}$. Nesta reação, o nitrato de prata aquoso (AgNO_3) reage com o cloreto de sódio aquoso (NaCl) para formar cloreto de prata sólido (AgCl) e nitrato de sódio aquoso (NaNO_3).

Esses são apenas alguns exemplos de reações que ocorrem no estado sólido. As reações sólidas são importantes em muitos campos da química e desempenham um papel crucial na produção de materiais, na síntese de compostos e em processos industriais.

6.6- Aplicação prática - Equilíbrio de ionização da amônia

O Hidróxido de amônio (NH_4OH) é uma base fraca, não metálica (Figura 18). Na figura 1 observamos que a ionização da amônia (NH_3), promove a formação dos íons $\text{NH}_4^+_{(\text{aq})}$ e $\text{OH}^-_{(\text{aq})}$. A ionização da amônia ocorre em temperaturas baixas (processo exotérmico). Durante a ionização da amônia (NH_3) coexistem moléculas e íons num equilíbrio dinâmico denominado equilíbrio químico. O equilíbrio químico é estabelecido quando a velocidade de formação dos íons (produtos) se iguala à velocidade de formação das moléculas (reagentes). Este equilíbrio é representado pela seta dupla ($\rightleftharpoons$). Para as diversas substâncias químicas este equilíbrio pode ocorrer de forma diferente. Por exemplo, quando no momento do equilíbrio, há mais moléculas do que íons, dizemos que o eletrólito é fraco; se houver mais íons do que moléculas, o eletrólito é forte (Tabela 1). A reação de formação do NH_4OH é reversível, portanto, em temperaturas superiores a 50°C (processo endotérmico) inicia-se a formação e, consequente, liberação do gás NH_3 . Se continuarmos a aumentar a temperatura a valores acima de 450°C a amônia sofrerá decomposição liberando gás nitrogênio (N_2) e hidrogênio (H_2). Vale a pena ressaltar que não existe a substância NH_4OH , mas o que temos é uma solução de NH_3 ionizada em água. Portanto, a substância chamada “hidróxido de amônio” na verdade é uma solução aquosa de amônia. A solução aquosa de amônia (NH_4OH) é estável se armazenado em temperaturas inferiores a 50°C .

Figura 18. Reação entre a amônia anidra (NH_3) e a água e a formação do hidróxido de amônio (NH_4OH)



REAGENTES $\rightleftharpoons$ PRODUTOS

aq= aquoso; g= gasoso; l= líquido

Material e reagentes

- Béquer de 500 mL;
- Um conta-gotas 3 a 5 mL ou pipeta pasteur de vidro ou de plástico;
- Vasilhame plástico ou de vidro com mistura gelo/ água ou água gelada;
- Tubo de ensaio (1);

- Pregador;
- Solução amoniacal para limpeza (Vim •®, Fort®, Ajax® entre outros) ou solução de hidróxido de amônio 0,1M;
- Solução alcoólica de fenolftaleína.
- Bico de Bunsen ou lamparina

Procedimento experimental:

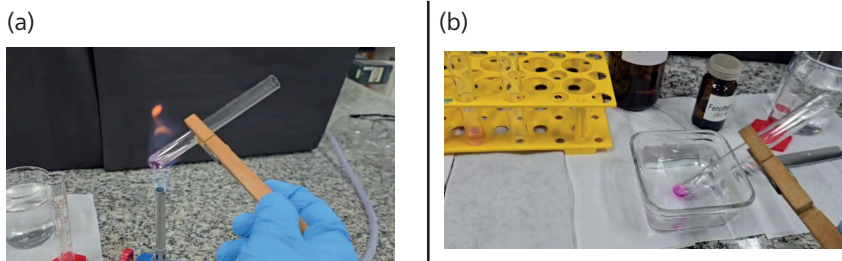
Adicione 50 gotas da solução amoniacal em de 200 mL de água contidos em um bêquer ou prepare a solução de hidróxido de amônio 0,1M.

Adicione 20 gotas (aproximadamente, 1mL) da solução amoniacal obtida ou da solução de hidróxido de amônio 0,1M em um tubo de ensaio. Em seguida, adicione de 2 a 5 gotas da solução alcoólica de fenolftaleína (indicador de reações ácida e básica). Observe que a solução adquirirá a cor rosa, indicando pH básico (temperatura ambiente). Prenda o tubo de ensaio ao pregador e leve-o a chama do bico de Bunsen, lamparina, fogão ou fogareiro. Observe o esmaecimento da solução durante o aquecimento. Em seguida coloque o tubo de ensaio no banho de gelo ou água gelada. Observe o retorno da coloração rosa.

CONCLUSÃO

A amônia é um eletrólito fraco (Tabela 1). A reação de ionização da amônia ocorre em temperaturas baixas (processo exotérmico). O aquecimento da solução promove que o equilíbrio se desloque no sentido dos reagentes (processo endotérmico) e o esmaecimento da coloração até se tornar incolor. Ao se colocar o tubo aquecido no banho de gelo, ocorre a diminuição da temperatura, deslocamento do equilíbrio para os produtos (processo exotérmico) e o aumento da intensidade coloração rosa da fenolftaleína (Figura 19).

Figura 19. A reação de ionização da amônia. (a)- O esmaecimento da cor por causa do aquecimento; (b)- O retorno da coloração ao se colocar o tubo aquecido no banho de gelo, deslocamento do equilíbrio para os produtos (processo exotérmico).



Fonte: Alaide de S. Barreto

REFERÊNCIAS

FERREIRA, L.H.; HARTWIG, D.H.; ROCHA-FILHO, R.C. Algumas Experiências Simples Envolvendo o Princípio de Le Chatelier. Química Nova na Escola, v.5, p. 28-31, 1997.

FELTRE, R. Fundamentos de Química: vol. único. 4ª.ed. São Paulo: Moderna, 2005. 700 p.

KOTZ, J.C.; TREICHEL, P.M.; WEAVER, G.C. Química geral e reações químicas, v1, 5ª. ed. São Paulo: Pioneira Thomson Learning, 2005, 864 p.