

meSalva!

PARTE II

QUÍ MI CA



meSalva!

CURSO ENEM ONLINE

O melhor cursinho para o ENEM 2019 é o que te aprova no curso dos seus sonhos



Conte com a melhor preparação para a Prova do ENEM:



CONTEÚDO COMPLETO PARA O ENEM

+5.000 vídeos, 10.000 exercícios e aulas ao vivo todos os dias para tirar suas dúvidas



PLANO DE ESTUDOS PERSONALIZADO

Organizamos para você um cronograma de estudos de hoje até o ENEM



CORREÇÃO DE REDAÇÃO ILIMITADA

Receba notas e comentários para cada critério de avaliação do ENEM



SIMULADOS COM CORREÇÃO TRI

Simulados com correção no mesmo formato da Prova do ENEM

QUERO SER APROVADO!

PARTE II

QUÍMICA

01

REAÇÕES QUÍMICAS

meSalva!

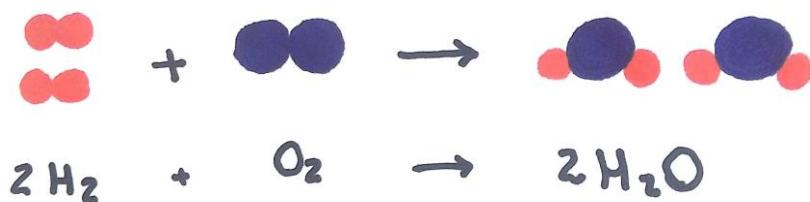
REAÇÕES QUÍMICAS

Fala, galera do **Me Salva!**

Estamos começando uma apostila sobre **Reações Químicas**, aqui vamos falar das reações químicas inorgânicas. Lembra quando estudamos os sais em funções inorgânicas? Falamos que eles eram produtos da reação de um ácido com uma base. Agora vamos estudar que reação é essa e porque ela acontece. Outro exemplo que temos de reação química é uma combustão, a queima de alguma coisa. Essas reações são simples, mas bem importantes pois estão muito presentes na nossa vida. Nós vamos ver, por exemplo, as reações que acontecem dentro de uma pilha, que envolvem troca de elétrons e por isso geram energia para os aparelhos funcionarem. Bora então?!

REAÇÕES QUÍMICAS

Pra começar nossa apostila, antes de falar nos diferentes tipos de reações químicas, nós precisamos entender o que é uma reação química, qual é o seu princípio básico. Lá por volta de 1808 surgiu o **primeiro modelo atômico**, proposto por John Dalton, em que, além de definir o átomo como uma esfera maciça, que ficou conhecido por bola de bilhar, também definiu reação química. Veja esta imagem:



Para Dalton, reação química era uma reorganização dos átomos, e assim ele validava as **leis ponderais de Lavoisier e Proust**, que vamos ver logo mais. Hoje sabemos que reação química é mais que apenas uma reorganização, podemos definir assim:

Reação química é a transformação de uma ou mais substâncias presentes no início da reação em uma, ou mais, novas substâncias que estão presentes no fim da reação, ou seja, é o processo de formação de novas substâncias.

Sempre que houver uma reação química, as **propriedades** das substâncias **vão mudar**, pois não há duas substâncias diferentes com todas as propriedades iguais.

REAGENTES E PRODUTOS

A mesma reação química que vimos desenhada antes, também pode ser expressa como



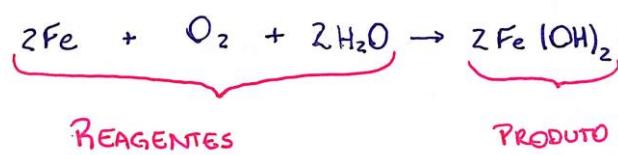
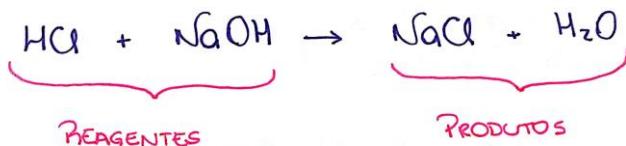
em que vamos ter o hidrogênio e o oxigênio como **reagentes** (aqueles que vão reagir e vão se transformar). A água é o **produto** da reação, o resultado, o que é formado. Então nós vamos definir reagentes e produtos assim:

Reagentes são as substâncias inicialmente presentes num sistema e que se transformam em outras devido à uma reação química.

✓ Produtos são as novas substâncias produzidas após a transformação dos reagentes, por reação química.

am
os
ver

alguns exemplos:



Pra não esquecer:

Reagentes: é o que temos, são gastos, consumidos ou eliminados.

Produtos: é o que queremos, são formados ou produzidos.

SÍMBOLOGIA NAS REAÇÕES

Nos exemplos que vimos, apareceram alguns símbolos, mas o que eles estão expressando? Que informação nos trazem? **Os símbolos são nossa linguagem.** Nós podemos descrever uma reação química de duas maneiras, por exemplo:

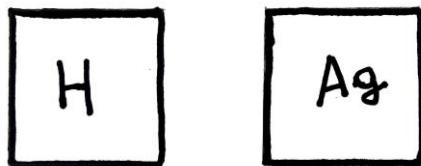
1^a – O elemento prata reagiu com oxigênio, formando óxido de prata.



Na primeira maneira, apenas quem sabe o nosso idioma consegue entender o que estamos falando, já a segunda maneira é um **padrão internacional**, ou seja, quando nos expressamos por símbolos, pessoas de diferentes nacionalidades entendem, já que essa reação é escrita assim em qualquer lugar. Aí que está a importância de nós sabermos o significado dos símbolos. Então vamos ver cada um deles.

ELEMENTOS

Os elementos químicos são comumente expressos por símbolos, que é a primeira ou as duas primeiras letras do nome do elemento em latim e é também a maneira como eles estão representados na tabela periódica.



QUANTIDADES

Numa reação química nós vamos ter dois diferentes números:

- ✓ Aqueles que estão na frente das moléculas, chamamos de coeficientes estequiométricos, vão indicar a proporção entre as moléculas que participam da reação química.



Pela reação vemos que **2 mols de hidrogênio** estão reagindo com **1 mol de oxigênio** e formando **2 mols de água**.

- ✓ Os números que estão depois dos elementos, chamados de índices, que indicam quanto de cada elemento tem na molécula.



A molécula de água é composta por dois átomos de hidrogênio e um átomo de oxigênio, assim como o ácido nítrico é composto por um átomo hidrogênio, um de nitrogênio e três de oxigênio.

Como você deve ter percebido, quando o coeficiente ou índice é igual a 1 ele fica subentendido, ou seja, não precisamos escrever ele na fórmula.

ESTADO FÍSICO

Você também vai encontrar junto com as moléculas algumas letras, sempre depois da molécula e entre parênteses, que vão indicar o estado físico em que a molécula se encontra, são elas:

I – líquido
s – sólido
g – gasoso
v – vapor
aq – aquoso

DESPRENDIMENTO DE GÁS

Algumas reações químicas têm a formação de produtos no estado gasoso e, quando esse produto é insolúvel no meio reacional, acontece o que a gente chama de desprendimento de gás, ou seja, o gás que é bem menos denso que o líquido sai da solução. Esse desprendimento é representado por uma seta apontando para cima junto ao composto que é desprendido.



PRECIPITAÇÃO

Similar ao desprendimento de gás, aqui nós vamos ter a formação de um sólido insolúvel, que vai ser representada por uma seta apontando para baixo.



AQUECIMENTO

O aquecimento é necessário em algumas reações para acelerar a transformação dos reagentes em produtos e é indicado pelo *delta* (letra grega que é representada por um triângulo) em cima da seta de reação.



LUZ

A luz é um grande fornecedor de energia, tanto que quando ficamos expostos ao sol nos queimamos; outro exemplo de reação que acontece com luz é o escurecimento da maçã ou da banana. Quando luz é utilizada em uma reação tem-se a letra *lambda* (λ) em cima da seta reacional.



REAÇÃO REVERSÍVEL

Muitas reações químicas podem acontecer no sentido direto e inverso e indicamos isso com duas setas reacionais sobrepostas, uma para cada sentido.



LEIS PONDERAIS

A ciência começou a se desenvolver pela necessidade de se explicar os fenômenos que aconteciam, o que nós chamamos de leis. Os modelos atômicos, por exemplo, são teorias que surgiram para explicar alguns fenômenos.

Aqui nós vamos ver duas leis que são muito importantes nas reações químicas, elas vão nos guiar na hora de estudar uma reação.

LEI DE LAVOISIER

Uma das leis mais conhecidas popularmente. Lavoisier fez experimentos em recipientes completamente fechados, pesando eles antes e depois das reações com balanças de grande precisão. Assim ele comprovou que a massa não variava, então enunciou a seguinte lei:

A massa final é sempre igual à massa inicial, dentro de um recipiente fechado em que ocorra uma reação química.

Que é mais conhecida como:

“ Na natureza nada se cria, nada se destrói, tudo se transforma! ”

Nós podemos ver, como exemplo, a reação de decomposição da água:



Quando temos como reagente 36g de água, vamos ter como produtos 4g de hidrogênio e 32g de oxigênio, ou seja, a massa dos reagentes é igual a massa dos produtos.

LEI DE PROUST

Quase na mesma época de Lavoisier, Proust, que também fazia experimentos medindo as massas, viu que as substâncias compostas possuem uma proporção fixa e então enunciou:

Uma substância composta é formada por substâncias mais simples sempre na mesma proporção.

Podemos também exemplificar a Lei de Proust com a água, olha só:

H_2O	\rightarrow	H_2	$+$	$\frac{1}{2} O_2$
18g		2g		16g
36g		4g		32g
9g		1g		8g

Você consegue perceber que existe uma proporção sempre constante? Então, no caso da água, independente da massa que pegarmos, a proporção vai ser 9:1:8.

BALANCEAMENTO DE EQUAÇÕES QUÍMICAS

Vamos lá, galera! Agora que nós já vimos o que são coeficientes estequiométricos e as leis ponderais mais importantes, vamos entender como ajustar esses coeficientes, ou seja, como determinar quais números são colocados na frente de cada composto quando temos uma equação química, o que chamamos de balanceamento, sempre obedecendo as leis ponderais que vimos.

Acertar os coeficientes ou balancear uma equação química é igualar o número total de átomos nos reagentes e nos produtos.

Existem duas maneiras de fazer esse acerto de coeficientes:

MÉTODO DE TENTATIVA E ERRO

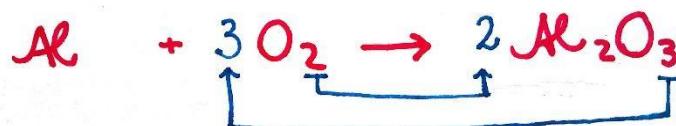
É um método fácil, por isso é adequado para equações pequenas e simples, já que vamos “chutar” os coeficientes e no fim fazer a contagem para ver se deu certo. Temos algumas regrinhas para seguir:

- Começar pelo elemento que menos aparece nos reagentes e produtos;
- Escolher o elemento com maior índice;
- Colocar o índice do elemento que está de um lado da equação como coeficiente no composto que está do outro lado;
- Balancear todos os elementos;
- Fazer a contagem dos átomos.

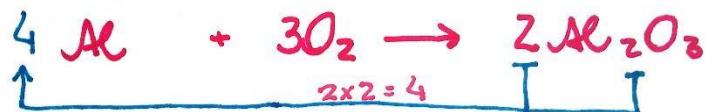
Então vamos ver uns exemplos:



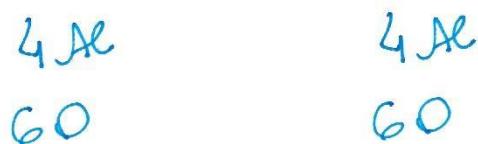
- Começar pelo elemento que menos aparece nos reagentes e produtos;
- Como os dois elementos aparecem apenas uma vez, pulamos para o item b.
- Escolher o elemento com maior índice;
Escolhemos o oxigênio.
 - Colocar o índice do elemento que está de um lado da equação como coeficiente no composto que está do outro lado.



- Balancear todos os elementos;



- e) Fazer a contagem dos átomos.



Viu como é simples? Mas por que aqui temos uma reação simples. Quando temos uma equação química com mais compostos, e que formam vários reagentes, fica mais complicado, daí é mais garantido usarmos o método algébrico.

MÉTODO ALGÉBRICO

O nome assusta um pouquinho? Relaxa, esse método pode parecer um pouco mais complicado, mas ele nos dá o resultado certinho, aqui não vai acontecer de fazermos o balanceamento e no final a contagem não fechar, aí tem que começar tudo de novo. Então vamos às regrinhas:

- a) Colocar no lugar de cada coeficiente uma letra diferente;
- b) Usando as letras e os índices, fazer uma equação para cada elemento igualando a quantidade de átomos de cada lado da equação;
- c) Definir um valor para uma das letras;
- d) Calcular o valor das outras letras, igualando as equações;
- e) Caso algum dos valores seja fracionário, todos devem ser multiplicados de modo a se obter os menores valores inteiros.
- f) Substituir na equação química as letras pelos valores encontrados;
- g) Fazer a contagem dos elementos.

Vamos aplicar essas regrinhas em um exemplo:



- a) Colocar no lugar de cada coeficiente uma letra diferente;



- b) Usando as letras e os índices, fazer uma equação para cada elemento igualando a quantidade de átomos de cada lado da equação;

$$\begin{array}{cccc} \text{Al} & \text{S} & \text{H} & \text{O} \\ 1a = 2c & 1b = 3c & 3a + 2b = 2d & 3a + 4b = (3 \times 4)c + 1d \end{array}$$

- c) Definir um valor para uma das letras;

$$a = 2$$

Escolhemos $a=2$ para o c não ficar com um valor fracionário.

- d) Calcular o valor das outras letras igualando as equações;

$$\begin{array}{ccc} 1a = 2c & 1b = 3c & 3a + 2b = 2d \\ 1 \cdot 2 = 2c & 1b = 3 \cdot 1 & 3 \cdot 2 + 2 \cdot 3 = 2d \\ c = 1 & b = 3 & d = 6 \end{array}$$

- e) Caso algum dos valores seja fracionário, todos devem ser multiplicados de modo a se obter os menores valores inteiros.
Nesse caso não ficamos com fração.
- f) Substituir na equação química as letras pelos valores encontrados;



g) Fazer a contagem dos elementos.



2 Al

2 Al

3 S

3 S

12 H

12 H

18 O

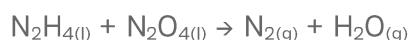
18 O

É um método simples também, né?! Com um pouquinho de prática fica bem tranquilo.

EXERCÍCIOS

Para encerrarmos essa primeira parte da apostila, vamos fazer alguns exercícios:

(ITA 2013 - adaptada) A hidrazina (N_2H_4) e o tetróxido de nitrogênio (N_2O_4) são utilizados na propulsão líquida de foguete. A equação química não-balanceada que representa a reação global entre esses dois reagentes químicos é

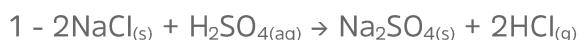


A soma dos coeficientes que balanceiam corretamente esta reação química é:

- a) 4
- b) 5
- c) 7
- d) 8
- e) 10

Alternativa correta: E

(UFRGS 2014) O governo francês estabeleceu, no século XVIII, um prêmio para quem criasse um processo simples de transformação de um sal comum em carbonato de sódio (barrilha). Assim, Nicolas Leblanc desenvolveu um processo que pode ser representado pela sequência de reações abaixo, já balanceadas.



Nessa sequência de reações, os produtos X e Y são, respectivamente,

- a) Na_2S e Na_2O .
- b) Na_2S e Na_2CO_3 .
- c) NaS_2 e NaCO_3 .
- d) Na_2SO_3 e NaCO_3 .
- e) NaS_2 e Na_2CO_3 .

Alternativa correta: B

CLASSIFICAÇÃO DAS REAÇÕES QUÍMICAS

Aqui nós vamos falar sobre os diferentes tipos de reações químicas, uma maneira simples de classificá-las conforme as características que têm em comum. Para começar, vamos relembrar:

- **Reação química é a transformação da matéria.**
- **Equação química é a representação dessa transformação.**

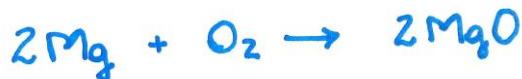
REAÇÕES DE SÍNTESE

Também são chamadas de **reações de adição**, então. Pelo nome, nós já podemos imaginar que tipo de reações são. São aquelas em que os reagentes se adicionam, se juntam para formar um novo composto.

Ocorre quando **duas ou mais substâncias** reagem produzindo **uma única substância** mais complexa.

São ainda sub-classificadas como:

Síntese total: quando partimos de **reagentes**, que são apenas **substâncias simples** (formadas por um único elemento). Vamos ver uns exemplos:



Síntese parcial: quando pelo menos um dos **reagentes** é uma **substância composta**, ou seja, formada por mais de um elemento. Com uns exemplos fica mais fácil de entendermos:



REAÇÕES DE DECOMPOSIÇÃO

Conhecidas também por **reações de análise**, são aquelas em que uma substância se “divide” em outras.

Ocorre quando **uma única substância** produz **duas ou mais substâncias** mais simples.

Algumas dessas reações recebem um nome especial, olha só:

Pirólise ou calcinação: quando a reação acontece pelo fornecimento de calor.



Fotólise: quando a decomposição ocorre pela incidência de luz.



Eletrolise: quando a reação acontece pela presença de eletricidade.



REAÇÕES DE SIMPLES-TROCA

Você pode encontrar também como reações de deslocamento ou substituição, é definida assim:

Ocorre quando uma substância simples reage com uma substância composta, produzindo novas substâncias simples e composta.

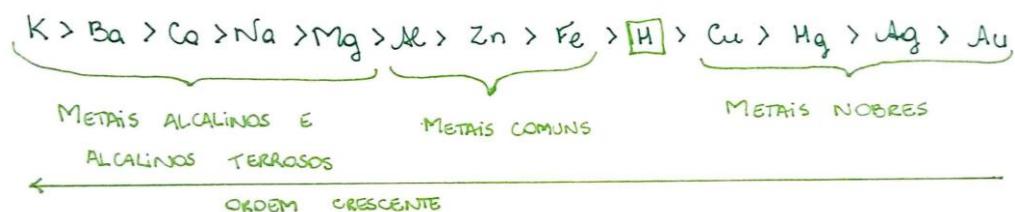
Com exemplos fica melhor de entendermos, olha só:



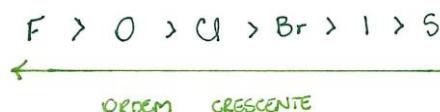
Agora você deve estar se perguntando por que essas reações ocorrem?! Elas vão acontecer quando um elemento for mais reativo que o outro. Como assim? Nos exemplos acima, primeiro temos o cobre no seu estado fundamental e depois ele ligado a outros elementos, isso só acontece, porque o cobre é mais reativo que a prata, ou seja, ele tem maior tendência a estar combinado com outros elementos e isso causa esse deslocamento.

Para nós sabermos se uma reação de deslocamento vai acontecer, precisamos consultar a reatividade dos elementos, nessa ordem:

Fila de reatividade dos metais



Fila de reatividade dos ametais



Essa a gente pode lembrar com uma frase bem legal:

“Foi O Cláudio que Brigou com Ivo Silva”

REACÕES DE DUPLA-TROCA

Você também vai encontrá-la como “reação de substituição” e o nome já explica bastante. É uma reação em que os reagentes trocam seus elementos. Vamos ver a definição e depois exemplos pra ficar claro.

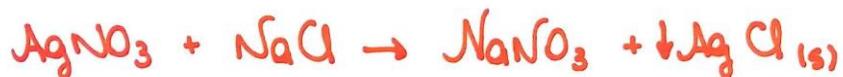
Ocorre quando duas substâncias compostas reagem entre si, produzindo duas novas substâncias compostas.

Essa troca só vai acontecer em algumas situações:

Formação de composto mais estável (menos dissociado)



Formação de composto insolúvel (precipitado)



Formação de gás insolúvel ou substância volátil



REAÇÕES DE OXIRREDUÇÃO

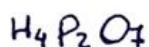
Chegamos agora nas reações que acontecem não só, mas também, nas pilhas, que falamos lá na introdução dessa apostila. Aqui as reações vão acontecer conforme a capacidade dos elementos de doar e receber elétrons.

Antes de vermos as reações, precisamos relembrar do NOX dos elementos. Temos aqueles com NOX fixos:

Elementos	NOX fixo
hidrogênio	+1
oxigênio	-2
metais alcalinos	+1
metais alcalinos terrosos	+2
halogênios	-1

Além de que sempre que um elemento estiver no seu estado fundamental, seu NOX será ZERO.

E a partir deles, quando temos um elemento que não possui NOX fixo no composto, nós calculamos usando a #:



$$\begin{array}{c|c|c}
 \text{H}_4 & \text{P}_2 & \text{O}_7 \\
 \hline
 +1 & x & -2 \\
 +4 & 2x & -14 = 0 \\
 \hline
 & x = +5 &
 \end{array}$$

Então, agora que já lembramos como determinar o NOX de um elemento, vamos ver as reações em que este elemento recebe ou doa elétrons, o que vai alterar o seu NOX.

Reações de oxidação: quando o elemento doa elétrons, aumenta seu NOX, ou seja, fica “mais positivo”.



Reações de redução: quando o elemento recebe elétrons, e com isso reduz seu NOX.



Resumindo:

Ganho de elétrons = oxidação

<-----

-5, -4, -3, -2, -1, 0, 1, 2, 3, 4

----->

Perda de elétrons = redução

Normalmente essas reações acontecem juntas, o que chamamos de oxirredução, quando um elemento vai oxidar, doando elétrons para outro, que vai reduzir.



Nós vamos estudar mais aprofundadamente essas reações de oxirredução na apostila de **Eletroquímica**.

RESUMINDO – PARA FIXAR

Reação química

reagentes → produtos

Síntese

A + B → P

Decomposição

$R \rightarrow A + B$

Simples-troca

 $AB + C \rightarrow A + BC$

Dupla-troca

 $AB + CD \rightarrow AC + BD$

Oxidação

 $A + e \rightarrow A^+$

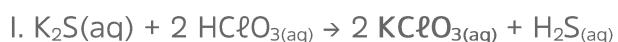
Redução

 $A \rightarrow A^- + e$

EXERCÍCIOS

Para encerrarmos a segunda parte da apostila, alguns exercícios:

(UDESC 2011) Analise as equações:



A classificação da reação equacionada e o nome do composto em negrito são respectivamente:

- a) em II, reação de simples troca e óxido de zinco.
- b) em III, reação de simples troca e ácido perclórico.
- c) em I, reação de dupla troca e cloreto de potássio.
- d) em II, reação de decomposição e hidróxido de zinco.
- e) em I, reação de dupla troca e clorato de potássio.

Alternativa correta: c

(FUVEST 2010) Na produção de combustível nuclear, o trióxido de urânio (UO_3) é transformado no hexafluoreto de urânio (UF_6), como representado pelas equações químicas:

- I. $\text{UO}_{3(s)} + \text{H}_{2(g)} \rightarrow \text{UO}_{2(s)} + \text{H}_2\text{O}_{(g)}$
- II. $\text{UO}_{2(s)} + 4 \text{HF}_{(g)} \rightarrow \text{UF}_{4(s)} + 2 \text{H}_2\text{O}_{(g)}$
- III. $\text{UF}_{4(s)} + \text{F}_{2(g)} \rightarrow \text{UF}_{6(g)}$

Sobre tais transformações, pode-se afirmar, corretamente, que ocorre oxirredução apenas em:

- a) I.
- b) II.
- c) III.
- d) I e II.
- e) I e III.

Alternativa correta: E

REFERÊNCIAS

ATKINS, P.W.; JONES, Loretta. *Princípios de química: questionando a vida moderna e o meio ambiente*. 5.ed. Porto Alegre: Bookman, 2012.

FELTRE, Ricardo. *Química: Química Geral*. 6. ed., São Paulo: Moderna, vol. 1, 2004.

PERUZZO. F.M.; CANTO. E.L., *Química na abordagem do cotidiano*, volume 1, 4^a edição, ed moderna, São Paulo, 2006.

PARTE II

QUÍMICA

02

GRANDEZAS QUÍMICAS E RELAÇÕES MÁSSICAS

meSalva!

GRANDEZAS QUÍMICAS E RELAÇÕES MÁSSICAS

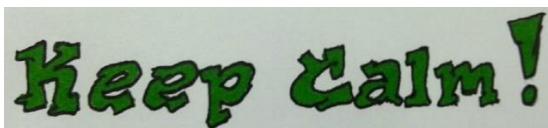
Olá, olá, olá!! Mesalvianos e Mesalvianas de todo o universo!

Vamos estudar agora uma coisa que assusta muita gente, mas que não é um bicho de 7 cabeças.



Se você não se dá muito bem com Química, deve estar pensando:

“Putz, já acho Química difícil, ainda mais com cálculo agora! “



Então.... por que cálculos na Química são importantes? Por uma razão muito simples. Quando preparamos uma refeição precisamos saber para quantas pessoas, certo? Assim usaremos uma quantidade definida para que não falte comida para ninguém e também para que não sobre e seja desperdiçada.

Essa é uma analogia do que se faz em um laboratório, pois devemos saber qual é a quantidade de reagentes que devemos usar para produzir um produto. Para isso devemos fazer alguns cálculos e precisamos saber algumas grandezas e unidades químicas.

Vamos iniciar pelo básico.

MASSA ATÔMICA

A massa de um átomo é muito pequena e, para facilitar seu entendimento, foi adotado um padrão para sua medida.

Mas o que é um padrão? Padrão é uma referência de medida. Por exemplo: a gente usa o padrão quilo para massa; assim, se uma bailarina tem 55kg, significa que a massa dessa bailarina é 55 vezes maior que o padrão quilo.

Temos diversos padrões. Por exemplo: usamos a tonelada para pesar um avião; usamos uma quantidade em 'gramas' de sal de cozinha para temperar a nossa salada, pois não teria sentido usar o padrão quilo para coisas de dimensões tão distintas.

MAS QUAL SERIA O PADRÃO ADEQUADO PARA MEDIR A MASSA DE UM ÁTOMO?

Em um primeiro momento, os químicos escolheram o hidrogênio como padrão e deram a ele o valor de massa igual a 1; mas, com o passar do tempo, descobriu-se que o hidrogênio tem 3 isótopos com massas diferentes e se observou que esse não era um bom padrão. Então foi necessário escolher um padrão utilizando um elemento com um isótopo específico. Determinou-se como padrão um doze avos do carbono isótopo 12 e, a partir dele, se estabeleceu a MASSA ATÔMICA (MA).

ENTÃO:

A MASSA ATÔMICA (MA) indica quantas vezes a massa de um átomo é maior que 1/12 avos da massa de carbono isótopo 12.

Maluco? Não....

Imagina que o carbono é uma laranja com doze gomos. Ok? Então a unidade de massa seria 1 gomo.

O elemento químico hélio, por exemplo, tem a massa equivalente a dois gomos.

Ficou claro???

Então, se eu digo que a massa do oxigênio é 16, significa que ela é 16 vezes maior que 1/12 da massa de carbono isótopo 12 (pela analogia, a massa equivale a 16 gomos da laranja).

MASSA ATÔMICA RELATIVA

Como você já viu anteriormente, os elementos químicos podem ter diferentes massas atômicas entre seus isótopos e todas devem ser consideradas no cálculo da massa atômica do elemento.

Vamos usar o cloro como exemplo, uma vez que não existe somente um isótopo desse elemento químico na natureza.

Mas no que isso interfere na sua vida?

Na tabela periódica teremos as massas dos elementos químicos baseadas nas médias de abundância dos isótopos presentes na natureza.

E como se chega a esses valores?

Tomamos como exemplo o elemento químico cloro. A abundância do cloro com massa 34,97u na terra é de 75,77% de todo o cloro encontrado no planeta; e do seu isótopo de massa 36,96u é de 24,23%. Então, de um modo muito simples, se calcula a massa média dos átomos de cloro.

$$Cl = \frac{75,77 \times 34,97 + 24,23 \times 36,9659}{100}$$

$$= 35,45u$$

Simples, certo?

Agora você já sabe como são calculados os valores das massas atômicas indicados na sua tabela periódica.

É um valor médio que considera todos os isótopos de um elemento químico.

MASSA MOLECULAR (MM)

As moléculas são formadas por átomos unidos através de ligações químicas, de maneira que a massa molecular é a soma das massas dos átomos desta molécula.

Vamos ver o caso da água H_2O .

A massa atômica (MA) do H é 1u e a massa atômica (MA) do O é 16u.

Se....

Somarmos a massa dos dois átomos de H e do átomo de O, teremos a massa molecular (MM) de 18u.

Esta é molezinha de entender.

O NÚMERO DE AVOGADRO

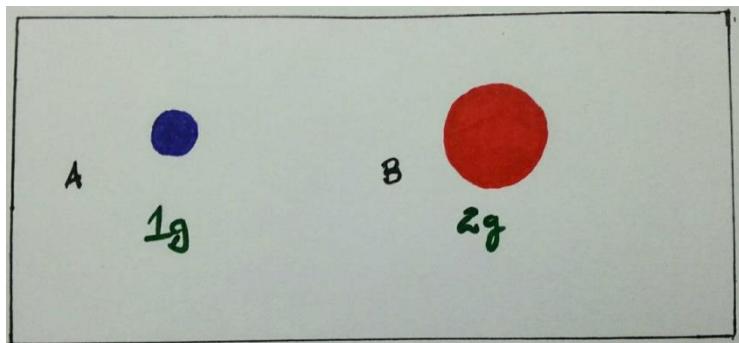
AMADEU AVOGADRO, um guri pra lá de interessante, cujo número precisamos.

Mas antes de anotar o número, vamos entender o que ele significa e por que é importante.

Avogadro observou que existe uma relação muito importante entre a massa atômica e o número de átomos.



Para entender melhor, o átomo A tem 1g e o átomo B tem 2 g. Observe a figura:



Se as bolinhas A e B mantiverem a mesma proporção de suas massas, teremos:

Para cada 10g de bolinha A teremos 20g de bolinha B (proporção 1:2), logo teremos 10 bolinhas A e 10 Bolinhas B.

Para cada 1kg de bolinha A teremos, proporcionalmente, 2kg de bolinha B, logo teremos 1000 bolinhas A e 1000 bolinhas B.

Avogadro percebeu que esse raciocínio poderia ser aplicado também a qualquer elemento químico, pois o número de átomos que cada massa irá conter será sempre proporcional.

Considere o exemplo:

	Massa Atômica de 1 átomo	Massa Atômica em gramas para X átomos
Carbono	12	12g
Hidrogênio	1	1g
Oxigênio	16	16g

Avogadro tentou estabelecer em gramas a quantidade de átomos presentes, porém nunca conseguiu descobrir. Mais tarde, experiências estabeleceram o valor de $6,023 \times 10^{23}$ e a esse número foi dado o nome de Número de Avogadro, em sua homenagem.

MOL E QUANTIDADE DE MATÉRIA

Antes de entrarmos no conceito de mol, devemos entender que ele expressa uma quantidade.

Você deve pensar:

1 par de átomos	2 átomos
1 dezena de átomos	10 átomos
1 dúzia de átomos	12 átomos
1 centena de átomos	100 átomos
1 milhar de átomos	1000 átomos
1 mol de átomos	$6,02 \times 10^{23}$ átomos

Esse é o conceito de MOL!!!

MOL indica a quantidade de alguma coisa, da mesma forma que a dúzia ou a dezena.

Se você tiver a quantidade de $602.000.000.000.000.000.000.000$ átomos, você tem 1 mol de átomos.

Como se lê esse número????? Seiscentos e dois sextilhões de átomos.

Agora já podemos estabelecer uma relação muito importante para estudar Química.

Vamos usar a água como exemplo, cuja massa molar é igual a 18g/mol.

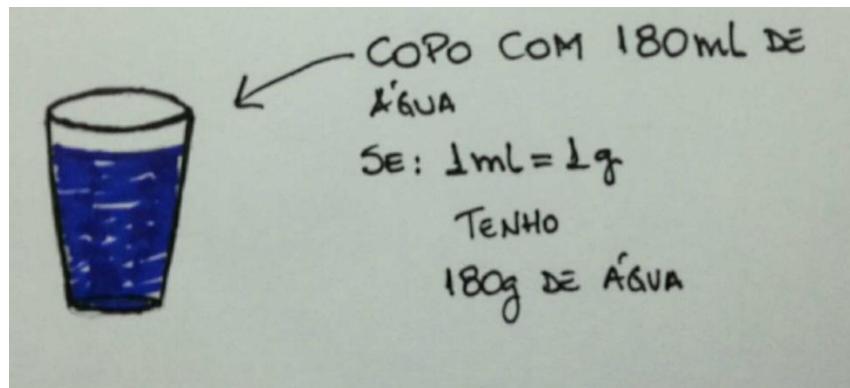
18g de $\text{H}_2\text{O} \leftrightarrow 1 \text{ mol de moléculas de } \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow 6,02 \times 10^{23}$ moléculas de H_2O

Sabendo esses conceitos, a gente pode fazer um cálculo bem bacana.

Qual a quantidade de moléculas de água que há em um copo cheio d'água?

Olha que legal.

1. Vamos imaginar que nosso copo é daqueles de extrato de tomate, que tem o volume de 180ml;
2. A gente já sabe que a densidade da água é 1ml/g. Logo, 1ml é igual a 1 grama, então teremos 180g de água neste caso;



3. Fórmula da água H_2O – massa do H é 1u massa do O é 16u. Somando os 2 hidrogênios com o oxigênio teremos o total de 18u atômicas;
4. Seguindo a lógica de Avogadro, em 18g de água teremos $6,02 \times 10^{23}$ moléculas de água, ou seja, 1 mol de H_2O .

Mas quantas moléculas teremos no nosso copo?

Se:

18g de água ----- temos ----- $6,02 \times 10^{23}$ moléculas de água

Em 180g de água ----- teremos ----- ??????? moléculas de água

O que a gente faz? Uma regra de três!



$$18g \cdot X = 180g \cdot 6,02 \times 10^{23} \text{ moléculas}$$

$$X = \frac{180g \cdot 6,02 \times 10^{23} \text{ moléculas}}{18g}$$

$$X = 6,02 \times 10^{24} \text{ moléculas}$$

Viu só que fácil descobrir a quantidade de moléculas de água no copo que você toma?

Detalhe importante: tem que ser água pura e pesada corretamente.

VOLUME MOLAR

Já estudamos anteriormente que o volume de sólidos e líquidos é constante, já que é uma propriedade destes estados da matéria, porém gases não têm seu volume constante; eles ocupam o volume do recipiente em que estão contidos. Assim, foi necessário definir um padrão para os gases.

Foi estabelecido que o volume de um gás seria o valor obtido a uma temperatura e pressão padronizadas chamada de CTNP (condição normal de temperatura e pressão) onde a temperatura é de 0oC ou 273 K e pressão de 1 atm. ou 760mmHg.

Quando 1 mol de gás é submetido aos padrões CTNP, estes gases ocupam um volume médio de 22,41 litros.

Gás	Fórmula	Massa Molar	Volume molar CTNP
Hélio	He	4 g/mol	22,39 L
Hidrogênio	H ₂	2 g/mol	22,43 L
Oxigênio	O ₂	32 g/mol	22,39 L

Para efeitos de cálculos, arredonda-se esse valor para 22,4L.

Agora podemos fazer uma relação usando dados para um gás em CTNP. Vamos ver o Gás O₂:

32g de O₂ \leftrightarrow 1 mol de moléculas de O₂ \leftrightarrow 6,02X10²³ moléculas
de O₂ \leftrightarrow 22,4L

Vamos ver um exemplo prático?

Vamos imaginar que você enche um balão de festa com He puro, e esse balão tem um volume interno (exato) de 5 litros desse gás em CNTP. Quantos átomos você consegue colocar dentro desse balão?



Vamos calcular:

1. He tem a massa molar 2u;
2. Em 2g de He temos o equivalente a 1 mol de He, correto?
3. Estando em CNTP, esse 1 mol ocupará o volume de 22,4 litros.

O nosso balão ocupa o volume de 5 litros...

$$\text{He} = 2\text{g} = 1\text{mol} = 6,02 \times 10^{23} \text{ moléculas} = 22,4 \text{ litros em CNTP}$$

Esta é a linha de dados gerais que precisamos.

Queremos saber a quantidade de moléculas no balão de 5 litros.

$He = 2g = 1\text{mol} = 6,02 \times 10^{23} \text{ moléculas} = 22,4 \text{ litros em CNTP}$

??? moléculas = 5 litros

Faremos mais uma vez a regra de três.

$$22,4 \text{ L} \cdot X = 6,02 \times 10^{23} \text{ moléculas} \cdot 5 \text{ L}$$

$$X = \frac{5L \cdot 6,02 \times 10^{23} \text{ moléculas}}{22,4L}$$

$$X = 1,34 \times 10^{23} \text{ moléculas}$$

Então podemos concluir que temos $1,34 \times 10^{23}$ moléculas de He dentro do nosso balão.

Bacana, não?

FÓRMULAS QUÍMICAS

Vamos agora seguir imaginando: Você é um químico que trabalha em um grande laboratório e recebeu uma amostra para determinar seus constituintes.



A primeira coisa a fazer é uma análise imediata (você certamente já estudou esse tópico), ou seja, separar por processos físicos as substâncias presentes na amostra. Depois disso, se faz uma análise elementar da amostra.

Esta análise pode ser **qualitativa** – em que se descobre quais espécies estão presentes – ou **quantitativa** – em que se define a proporção das espécies químicas na substância analisada.

Então, como você sabe muito de Química, depois de analisar a amostra e fazer os tratamentos necessários, chegou aos seguintes resultados:

Da amostra desconhecida de 3,7g:

1,8g Carbono

0,3g Hidrogênio

1,6g Oxigênio

Massa molar aparente: 148g

Com esses dados você já pode determinar os 3 tipos de fórmulas para esta substância.

- ✓ Fórmula percentual
- ✓ Fórmula mínima
- ✓ Fórmula molecular

FÓRMULA PERCENTUAL

É a mais fácil de ser encontrada, basta estabelecer uma reação de proporção usando a nossa amiga “regra de três”.

- ✓ Carbono:

Se temos o total de 3,7g, que representa 100% da amostra, quanto representa os 1,8g de carbono presente nessa amostra?

Então:

$$\begin{array}{ll} 3,7g & 100\% \\ 1,8g & X \end{array} \quad \begin{array}{c} \nearrow \\ \searrow \end{array}$$

Logo:

$$3,7g \cdot X = 1,8g \cdot 100\%$$

$$X = \frac{1,8g \cdot 100}{3,7g}$$

$X = 48,65\%$ da amostra é de carbono

✓ Hidrogênio:

Se temos o total de 3,7g de amostra e isso representa 100% da amostra, quanto representa os 0,3g de Hidrogênio presentes nessa amostra?

Então:

$$\begin{array}{ll} 3,7g & 100\% \\ 0,3g & X \end{array} \quad \begin{array}{c} \nearrow \\ \searrow \end{array}$$

Logo:

$$3,7g \cdot X = 0,3g \cdot 100\%$$

$$X = \frac{0,3g \cdot 100}{3,7g}$$

$X = 8,11\%$ da amostra é de hidrogênio

✓ Oxigênio:

Se temos o total de 3,7g de amostra e isso representa 100% da amostra, quanto representa os 1,6g de Oxigênio presentes nessa amostra?

Então:

$$\begin{array}{ll} 3,7g & 100\% \\ 1,6g & X \end{array} \quad \begin{array}{c} \nearrow \\ \searrow \end{array}$$

Logo:

$$3,7g \cdot X = 1,6g \cdot 100$$

$$X = \frac{1,6g \cdot 100}{3,7g}$$

X = 43,24% da amostra é de oxigênio

Concluímos, então, nossa fórmula percentual.

Fórmula Percentual: C_{48,65%} H_{8,11%} O_{43,34%}

FÓRMULA MÍNIMA

Como o próprio nome indica, ela define a proporção mínima de números inteiros de átomos de cada elemento na fórmula.

Vamos usar uma fórmula bem básica.

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

Onde:

n é o número de moles da amostra

m a massa da amostra

M a massa molecular do elemento químico (lá da tabela periódica)

Então:

✓ Para o carbono $n = \frac{1,8}{12} = 0,15$

✓ Para o hidrogênio $n = \frac{0,3}{1} = 0,3$

✓ Para o oxigênio $n = \frac{1,6}{16} = 0,1$

Como não obtivemos números inteiros, o truque é dividir todas as respostas pelo menor valor encontrado, ou seja, por 0,1:

✓ Para o carbono $n = \frac{0,15}{0,1} = 1,5$

✓ Para o hidrogênio $n = \frac{0,3}{0,1} = 3,0$

✓ Para o oxigênio $n = \frac{0,1}{0,1} = 1,0$

Mas isso não resultou em um número inteiro, então, multiplicaremos os resultados por um menor número inteiro possível (normalmente 2) para obtermos todos os números inteiros.

✓ Para o carbono $1,5 \times 2 = 3$

✓ Para o hidrogênio $3 \times 2 = 6$

✓ Para o oxigênio $1 \times 2 = 2$

Assim, chegamos ao nosso resultado final:

Fórmula Mínima: $C_3H_6O_2$

FÓRMULA MOLECULAR

É muito fácil chegar à a fórmula molecular, pois já sabemos, através de análises anteriores, que a massa molecular desta amostra é de 148g.

A gente sabe, olhando na tabela periódica, as massas de hidrogênio = 1g, carbono = 12g e oxigênio = 16g.

A partir da fórmula mínima, temos:

3 carbonos: $3 \times 12\text{g} = 36\text{g}$

6 hidrogênios: $6 \times 1\text{g} = 6\text{g}$

2 oxigênios: $2 \times 16\text{g} = 32\text{g}$

Se somarmos as massas desses elementos, teremos o valor de 74g, certo?

Mas a massa total de nossa molécula é 148g !!!

A solução é multiplicarmos a nossa fórmula mínima por um número até chegarmos ao valor da massa molecular, neste caso por 2.



$\times 2$



Aham!

Desvendamos o componente misterioso de nossa amostra!!!

Bacana, não?

Vamos agora fazer alguns exercícios.

EXERCÍCIOS:

Calcule a massa em gramas de:

- a) 1 mol de O_2
- b) 5 moles de H_2O
- c) $6,02 \times 10^{24}$ átomos de H_2O

Qual a quantidade de mol em:

- a) 200g de He
- b) 480g de O_2
- c) 243g de HBr

Calcule o volume ocupado na CNTP por:

- a) 20g de He
- b) 0,5 mol de CH_4
- c) 5,5 Moles de Cl_2

A nicotina é um alcaloide de coloração amarelada que constitui um dos princípios ativos do tabaco. Em pequenas quantidades no organismo atua como estimulante, porém seu uso continuo está ligado ao desenvolvimento de câncer e outras patologias. Sua Fórmula é $C_{10}H_{14}N_2$. Qual é a percentagem de nitrogênio na estrutura?

Após analises imediatas e analíticas, um químico chegou aos seguintes resultados para a sua amostra de 9,0g:

Carbono 3,6g

Hidrogênio 0,6g

Oxigênio 4,8g

Massa molar da amostra= 180 g/mol

Determine:

- a) Fórmula percentual
- b) Fórmula Mínima

c) Fórmula Molecular

RESPOSTAS

Exercícios

1

1- A- 1 mol de O_2 = 32,0g

B- Se 1 mol de H_2O = 18,0g \rightarrow 5 moles \Rightarrow 90,0g

C- Se:

$$1 \text{ mol} - 6,02 \times 10^{23} \text{ molec de } H_2O = 18,0g$$
$$6,02 \times 10^{24} \quad \cancel{x}$$

$$x = \underline{180,0g}$$

2- A- He - 1 mol = 2g

x 200g

x = 100 moles de He

B- O_2 - 1 mol = 32,0g

x 480,0g

x = 15 moles de O_2

C- HBr - 1 mol = 81g

x 243g

x = 3 moles de HBr

3- Gás em CNTP = 22,4L

A- He - 1 mol = 2g - 22,4L

2g x

x = 224 L de He

B- CH_4 - 1 mol = 16g - 22,4L

0,5 mol x

x = 11,2 L de CH_4

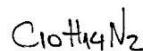
C- Cl_2 - 1 mol = 71,0g - 22,4L

5,5 mol x

x = 123,2 L de Cl_2

(2)

4 - NICOTINA



$$\begin{aligned} \text{MASSAS: CARBONO} &= 12,09 \cdot 10 = 120,09 \\ \text{HIDROGÊNIO} &= 1,09 \cdot 14 = 14,09 \\ \text{NITROGÊNIO} &= 14,09 \cdot 2 = \underline{\underline{28,09}} \\ &162,09 \end{aligned}$$

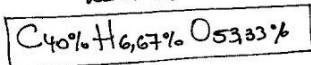
$$\begin{array}{c} 162,09 - 100\% \text{ MASSA} \\ 28,09 \quad x \\ x = 17,28\% \text{ é NITROGÊNIO} \end{array}$$

5 - ANÁLISE DE FÓRMULA.

TOTAL DA MASSA DA AMOSTRA = 90g

$$\begin{array}{lll} \text{A) CARBONO} & 9,09 - 100\% & \text{HIDROGÊNIO} \\ & 3,67 - x & 9,09 - 100\% \\ & x = 40\% & 0,69 - x \\ & & x = 6,67\% \end{array} \quad \begin{array}{ll} \text{OXIGÊNIO} & 9,0 - 100\% \\ 4,8 - x & x = 53,33\% \end{array}$$

FÓRMULA PERCENTUAL



B - FÓRMULA MÍNIMA

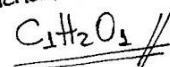
$$\begin{array}{lll} n = \frac{m}{M} & \text{CARBONO} & \text{HIDROGÊNIO} \\ & n = \frac{9,09}{12} & n = \frac{0,69}{1} \\ & n = 0,93 & n = 0,69 \\ & \boxed{n = 0,93} & n = 0,69 \end{array} \quad \begin{array}{ll} \text{OXIGÊNIO} & n = \frac{4,8}{16} \\ & n = 0,3 \end{array}$$

$$\text{C} = \frac{0,93}{0,93} = 1$$

$$\text{H} = \frac{0,69}{0,93} = 2$$

$$\text{O} = \frac{0,3}{0,93} = 1$$

FÓRMULA MÍNIMA



C - FÓRMULA MOLÉCULAR

$$\text{CARBONO} = 1,12 = 12,09$$

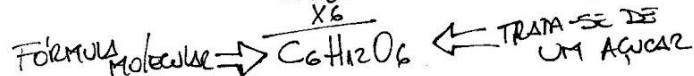
$$\text{HIDROGÊNIO} = 1,2 = 2,09$$

$$\text{OXIGÊNIO} = 1,16 = \underline{\underline{16,9}}$$

30,9

Se a massa da fórmula mínima $\boxed{\text{C}_1\text{H}_2\text{O}_1}$ é 30g a massa molecular é 180g.

$$\text{ENTÃO } 180g/30g = 6$$



BIBLIOGRAFIA

ATKINS, Peter; JONES, Loreta. Princípios da Química: Questionando a Vida Moderna e o Meio Ambiente. 1.ed. Bookman, 2002.

BRADY, James E.; RUSSELL, Joel W.; HOLUM, John R. Química - A Matéria e suas transformações. 3.ed., vol.1 e 2. LTC, 2002.

BROWN, Theodore L.; LEMAY JR., H. Eugene; BURSTEN, Bruce E.; BURDGE, Julia R. Química - A Ciência Central. 9.ed. Prentice Hall, 2005.

REIS, Marta. Química integral. Vol único. FTD, 1993.

PARTE II

QUÍMICA

03

GASES

meSalvo!

GASES

Fala, galera do Me Salva!. Tudo bem?

Estamos começando uma apostila sobre gases e nela vamos estudar as características do estado gasoso. Vamos aprender sobre o comportamento dos gases quando sujeitos a mudanças de temperatura, pressão e volume.

Pensemos nas seguintes situações: se temos dois balões preenchidos com o mesmo gás, porém um está mais quente que o outro, você sabe dizer qual é “mais leve”? E um pneu velho, tem mais chances de estourar em um dia de frio ou de calor?

O estado gasoso é importantíssimo para a vida, afinal, o ar que respiramos é um gás. Então vamos começar logo nossa apostila e desvendar os mistérios do estado gasoso!

GASES

Comparado aos estados líquido e sólido, o estado gasoso é aquele em que as moléculas se encontram mais afastadas. Também é importante conhecermos algumas características das substâncias gasosas:

- ✓ Os gases têm massa;
- ✓ Os gases ocupam todo o volume do recipiente;
- ✓ Os gases são menos densos que os líquidos e sólidos;
- ✓ Os gases sempre formam misturas homogêneas;
- ✓ O volume dos gases depende muito da temperatura e da pressão;
- ✓ Uma substância gasosa nas condições ambientes é molecular, exceto os gases nobres;
- ✓ Gases sempre são miscíveis entre si.

VARIÁVEIS DE ESTADO

Para estudar os gases, é primordial que a gente compreenda as variáveis de estado. Mas o que exatamente são variáveis de estado? São aquelas **condições que definem a situação em que esse gás se encontra**, que vão caracterizar esse gás fisicamente.

As variáveis de estado dos gases são **temperatura, pressão e volume**, e estão tão correlacionadas entre si, que não conseguimos caracterizar um gás apenas com uma dessas informações, precisamos conhecer as três.

Então vamos estudá-las separadamente primeiro.

PRESSÃO

Fisicamente, pressão é a força que algo exerce sobre uma área.

$$P = F/A$$

Quando aplicamos isso aos gases (o estado em que as moléculas têm elevada agitação), a pressão vai ser a força do choque dessas moléculas contra a parede do recipiente em que ela estiver.

Agora imagina só: quando acontecem acidentes de carro, quanto maior a velocidade, pior é, certo? Isso porque a força é proporcional à aceleração, ou seja, quanto mais rápido, mais força esse corpo em movimento vai transmitir. Mas e os gases? As moléculas dos gases estão em constante movimento (possuem agitação), ou seja, também têm uma aceleração.

Então já sabemos que:

“Quanto maior a agitação dos gases, maior será a pressão exercida por eles.”

No Sistema Internacional de Medidas (SI), a unidade de pressão é o pascal (Pa), mas temos outras (atmosferas, milímetros de mercúrio, Torr e bar) que se relacionam assim:

$$101325 \text{ Pa} = 101325 \text{ N/m}^2 = 1 \text{ atm} = 760 \text{ mmHg} = 760 \text{ Torr} = 1,01325 \text{ bar}$$

TEMPERATURA

Nós falamos antes que a pressão dos gases muda com a sua agitação, certo? **O que mede essa agitação é a temperatura.** Nós costumamos pensar que a temperatura é a medida de quão quente ou quão frio algo está, mas isso é a consequência. Quanto mais agitadas as suas moléculas, mais quente uma substância será.

A unidade de temperatura no SI é o Kelvin (K), pois é uma escala absoluta, ou seja, dizer que as moléculas de um gás estão a zero K é o mesmo que falar que essas moléculas não possuem agitação. Diferente da escala oficial no Brasil que é a Celsius ($^{\circ}\text{C}$), que foi baseada nas temperaturas de mudança de estado físico da água.

Podemos relacionar essas unidades de medida de temperatura assim:

$$0 \text{ } ^{\circ}\text{C} = 273 \text{ K}$$

VOLUME

Volume é a medida do espaço (tridimensional) que algo ocupa. Os gases sempre vão ocupar todo o volume do recipiente em que ele está mantido, por isso podemos dizer que o volume do gás é igual ao volume do recipiente.

A unidade de medida de volume no SI é o metro cúbico (m^3), mas também podemos expressar em litros (L).

As relações entre as unidades de medida são:

$$1 \text{ m}^3 = 1000 \text{ cm}^3 = 1 \text{ 000 L} = 1 \text{ 000 000 mL}$$

CONDIÇÕES NORMAIS DE TEMPERATURA E PRESSÃO

As Condições Normais de Temperatura e Pressão - CNTP - foram uma convenção definida para padronizar os valores das variáveis de estado, usando como base a temperatura de congelamento da água e a pressão atmosférica ao nível do mar. A quantidade de **1 mol de moléculas de um gás**, nas CNTP, tem temperatura de **273 K**, pressão de **1 atm** e ocupa o volume de **22,4 L**.

LEIS DOS GASES E MUDANÇAS DE ESTADO

Agora que já sabemos quais são as variáveis de estado dos gases, podemos nos perguntar o que acontece quando uma delas é alterada? Será que todas mudam ao mesmo tempo sempre?

Não necessariamente. Alguns pesquisadores conseguiram comprovar que ao mudar o estado de um gás, **mantendo uma das variáveis constante**, as outras duas serão alteradas ao mesmo tempo.

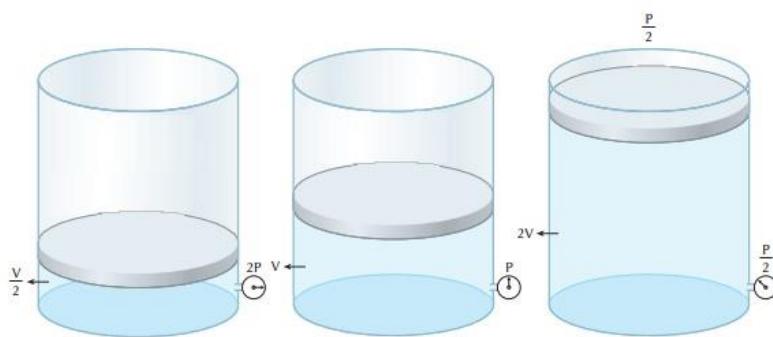
TRANSFORMAÇÕES ISOTÉRMICAS E A LEI DE BOYLE

Boyle, quando estava estudando os gases, fez o seguinte experimento:

Imagine um recipiente fechado por um êmbolo, cujo interior está preenchido com um gás à pressão, temperatura e volume, respectivamente, P , T e V . Mantendo a **temperatura constante**, ou seja, fazendo uma transformação isotérmica, P e V obrigatoriamente mudam.

O que Boyle observou foi:

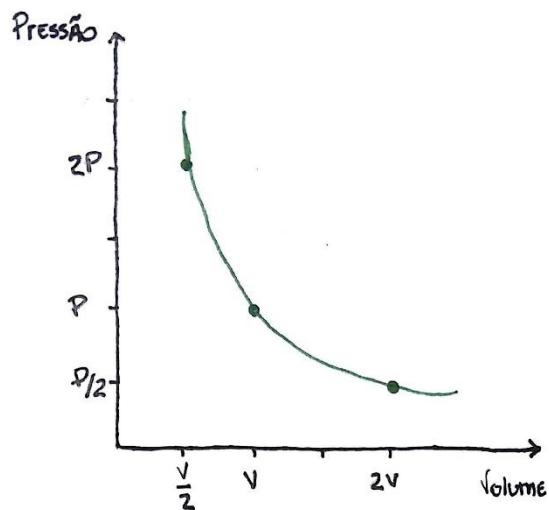
- quando movemos o êmbolo de maneira a **diminuir o volume** do gás até a metade do inicial, a **pressão** que ele exerce **dobra**;
- quando movemos o êmbolo de maneira a **dobrar o volume** do gás, sua **pressão é reduzida** à metade.



Com isso, ele pôde concluir que se uma variável for multiplicada por 3, a outra tem que ser dividida por 3, sendo isso válido para qualquer fator, ou seja, **o produto PV se mantém constante**. E então enunciou:

Sob temperatura constante, o volume ocupado por um gás é inversamente proporcional à sua pressão.

Quando expressamos essa variação isotérmica graficamente, temos uma curva assim:



TRANSFORMAÇÕES ISOCÓRICAS E A LEI DE CHARLES

Vamos agora ver como as moléculas de um gás se comportam quando submetidas a uma transformação isocórica (ou isovolumétrica), ou seja, vamos manter o **volume constante**, mudar a temperatura e medir a pressão.

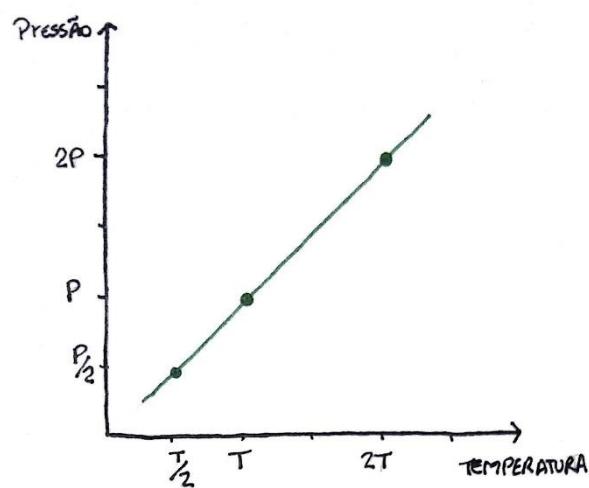
Charles fez esse experimento e notou que ao aquecer um gás (dentro de um recipiente de volume fixo), sua pressão (medida no manômetro colocado no recipiente) aumenta, assim como ao resfriar, diminui.



Quando definimos temperatura, vimos que ela expressa a agitação das moléculas. Vimos também que a pressão expressa a força do choque das moléculas com o recipiente e que quanto maior a agitação delas, maior será a força desse choque, o que torna as conclusões de Charles lógicas.

Sob volume constante, a pressão exercida pelo gás é diretamente proporcional à sua temperatura absoluta.

Ou seja, mantendo **constante a razão T/P** , por isso o gráfico dessa transformação isocórica é uma reta:



TRANSFORMAÇÕES ISOBÁRICAS E A LEI DE GAY-LUSSAC

Isobáricas são as transformações que fazemos mantendo a **pressão constante**.

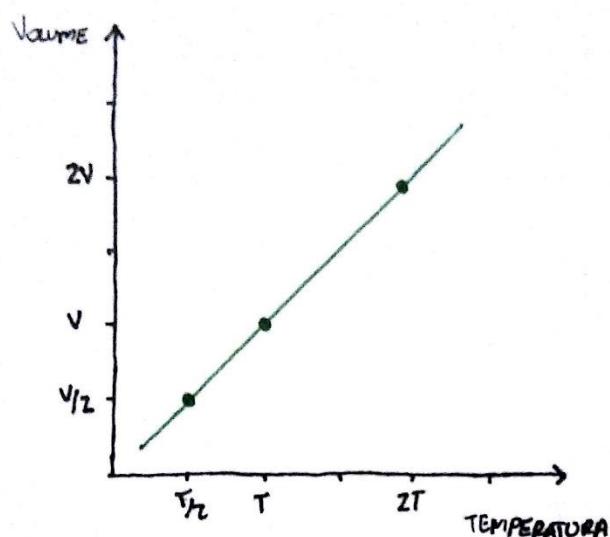
Se um balão de festa cheio de ar é colocado na geladeira, **diminuindo a temperatura**, vamos notar **diminuir seu volume**. De modo contrário, **se esse balão é aquecido, vamos nota-lo expandir**.



Gay-Lussac fez um experimento muito semelhante em que aqueceu e resfriou um cilindro com o êmbolo solto, ou seja, mantendo a pressão constante. Ele notou que, resfriando o recipiente, o êmbolo baixava, pois o volume diminuía. Já ao aquecer o recipiente, o êmbolo subia devido ao aumento do volume ocupado pelo gás. Assim, ele chegou à seguinte conclusão:

Sob pressão constante, o gás ocupa um volume diretamente proporcional à sua temperatura absoluta.

Dizer que o volume é proporcional à temperatura é manter **constante a**



razão T/V , com isso, um gráfico de transformação isobárica terá a seguinte forma:

EQUAÇÃO GERAL DOS GASES

As três leis que vimos até aqui podem ser enunciadas em uma única

$$\frac{PV}{T} = \text{constante}$$

expressão:

Quando mantemos constante a quantidade molar do gás, P, V e T vão variar assim:

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}$$

Em que o índice 1 indica o estado 1 e o índice 2 indica o estado 2.

Se, além da quantidade de mols, for constante também uma das três variáveis de estado, chegamos às relações que vimos antes:

$$\frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{P_2 \cdot V_2}{T_2}$$

T constante

$$\frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{P_2 \cdot V_2}{T_2} \Rightarrow P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2$$

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2} \Rightarrow \frac{P_1}{P_2} = \frac{T_1}{T_2}$$

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} \Rightarrow \frac{V_1}{V_2} = \frac{T_1}{T_2}$$

IMAGEM RETIRADA DO LIVRO TITO & CANTO, P. 328.

O PRINCÍPIO DE AVOGADRO

Avogadro, depois de 11 anos se dedicando à ciência - tempo em que fez diversos experimentos com gases - sugeriu a seguinte hipótese:

Dois gases que tenham mesmo volume, pressão e temperatura obrigatoriamente terão o mesmo número de moléculas.

Apesar de não aceitar inicialmente, depois de algum tempo ficou comprovado que a hipótese era verdadeira. Ela elucidou alguns pontos muito importantes na química:

- ◆ a diferença entre átomos e moléculas;
- ◆ a diferença entre massa atômica e massa molecular;
- ◆ a comprovação de que a fórmula da água é H_2O e não HO .

Suas descobertas conduziram ao conceito do mol, por isso a constante que relaciona a quantidade de partículas (moléculas ou átomos) que existe em um mol de substância leva seu nome.

EQUAÇÃO DOS GASES IDEAIS

Nós vimos que a relação entre as variáveis de estado é:

$$\frac{PV}{T} = \text{constante}$$

Quando nos interessa apenas saber a variação de uma em função de outra, igualamos PV/T de seus estados inicial e final como vimos anteriormente.

Agora vamos imaginar que temos um gás confinado em um recipiente que conhecemos o volume e também sabemos sob qual pressão ele está. Poderíamos, pela relação dada, calcular a temperatura? Sim, desde que saibamos o valor dessa constante que está depois da igualdade.

Pois bem, se um gás estiver nas CNTP, ou seja, 1 atm, 22,4 L e 273 K, para a quantidade de 1 mol desse gás nós vamos ter:

$$\frac{PV}{T} = \frac{1 \times 22,4}{273} = 0,082$$

Essa relação das variáveis de estado vai se manter igual a esse valor constante (chamada de R) mesmo que o gás não esteja mais nas CNTP, pois, como vimos, quando uma variável de estado mudar, obrigatoriamente, uma das outras mudará também.

Pensando na quantidade de gás para P e T nas CNTP, se pegarmos a metade do número de mols, qualquer gás vai ocupar metade do volume, assim como se tivermos 2, 3, n vezes mais quantidade de mols, o volume ocupado será 2, 3, n vezes maior, ou seja, podemos introduzir esse termo da quantidade de matéria e então nossa relação fica válida para qualquer situação que se tenha um

$$\frac{PV}{T} = nR$$

gás ideal.

T sempre será em Kelvin, pois é a escala absoluta. P e V podem ser em outras unidades de medida, desde que se use a constante R nas unidades coerentes.

$$R = 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} = 8,315 \frac{\text{kPa} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} = 62,3 \frac{\text{mmHg} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} = 8,314 \frac{\text{Pa} \cdot \text{m}^3}{\text{mol} \cdot \text{K}}$$

DENSIDADE DOS GASES

Por definição, sabemos que densidade é a **relação da massa de uma substância pelo volume que ela ocupa**.

$$d = \frac{m}{V}$$

No caso dos gases, nós podemos relacionar a massa molar, M, com o

$$d = \frac{M}{V_M}$$

volume molar, V_M, para obter a densidade:

Como vimos, para um gás, o volume depende de T e P. Então podemos relacionar a densidade com a equação dos gases ideais:

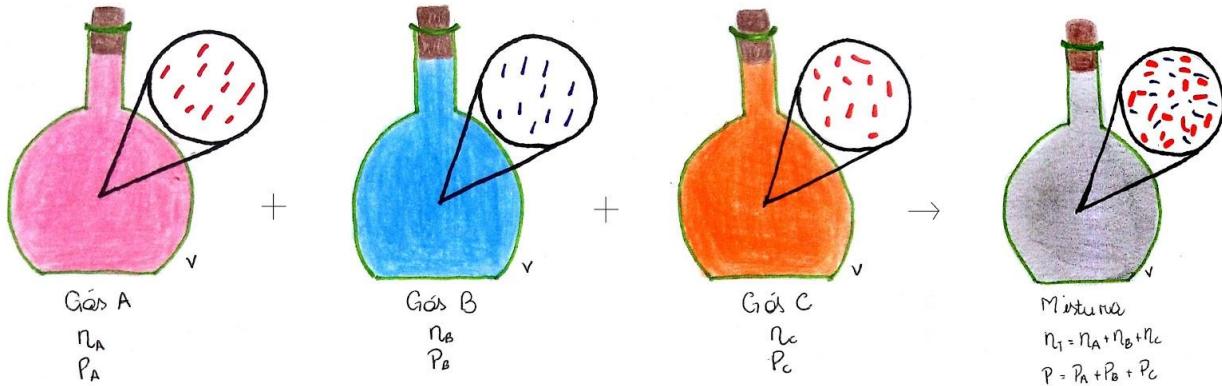
$$PV=nRT \Rightarrow PV=\frac{m}{M}RT \Rightarrow \frac{m}{V}=\frac{PM}{RT}$$
$$d=\frac{PM}{RT}$$

Como $d=m/V$, temos:

Por essa expressão, nós conseguimos ver que o aumento de temperatura de um gás, em livre expansão, faz sua densidade diminuir. Assim como aumentar a pressão pelo aumento da quantidade de gás faz a densidade diminuir.

MISTURA DE GASES

No início da apostila foi citado o ar atmosférico como um gás, mas mais do que isso, o ar atmosférico é uma mistura dos gases O_2 e N_2 . Agora que já vimos as propriedades dos gases, vamos ver como eles se comportam em uma mistura.



Podemos imaginar que uma mistura gasosa é formada assim:

Uma mistura de gases que não reagem entre si, se comporta como um gás único, seguindo as equações que vimos antes. Dentro da mistura, cada gás exerce uma pressão, que chamamos de pressão parcial do gás - P_n -, proporcional à sua quantidade molar.

A pressão parcial de um componente em uma mistura gasosa é a mesma pressão que ele exerceia se, no mesmo volume e temperatura, estivesse sozinho no recipiente.

A pressão total da mistura será a soma das pressões parciais de cada gás:

$$P_T = P_A + P_B + P_C$$

Para determinar a pressão parcial que cada gás exerce, nós precisamos saber em que proporção cada um está, o que chamamos de **fração molar - x_n** .

A **fração molar** de um gás é a razão da sua quantidade de mols pelo somatório da quantidade de mols da mistura.

$$x_A = \frac{n_A}{n_A + n_B + n_C} = \frac{n_A}{n_T}$$

Normalmente não conseguimos determinar a pressão parcial de cada gás experimentalmente, mas sabemos a quantidade de cada um na mistura e a pressão total dessa mistura. Isso quer dizer que precisamos **relacionar a fração molar do gás com a pressão total**.

Quando nós multiplicamos a pressão total da mistura pela fração molar de um dos gases que temos, vamos obter a contribuição da pressão desse gás na

$$P_A = x_A \cdot P, \text{ onde } x_A = \frac{n_A}{n_T}$$

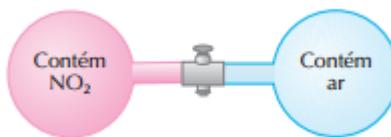
mistura, isto é, a sua pressão parcial.

Agora que já sabemos como trabalhar com as variáveis de estado, tanto em um gás puro quanto em uma mistura gasosa, vamos analisar a velocidade das partículas desse gás quando elas mudam de meio.

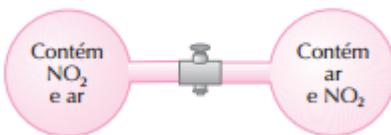
DIFUSÃO E EFUSÃO

Aqui nós vamos estudar dois fenômenos: a difusão, quando dois gases se misturam, e a efusão, quando um gás é liberado para o vácuo por um pequeno orifício.

Podemos visualizar a difusão quando conectamos dois balões por uma válvula. Em um balão temos ar e no outro algum gás colorido.



Quando a válvula é aberta, rapidamente os gases se misturam, igualando



as pressões nos recipientes.

Esse movimento acontece rápida e espontaneamente, não sendo necessária uma ajuda física, como uma agitação, por exemplo.

O fenômeno de efusão é mais fácil de compreender e calcular, porém possui relações semelhantes à difusão. Thomas Graham, que estudava a passagem dos gases por pequenos orifícios de um meio sob alta pressão para o vácuo (ambiente de pressão quase nula), enunciou o seguinte:

Numa temperatura constante, a velocidade de efusão de um gás é inversamente proporcional à raiz quadrada da sua massa molar.

Nós podemos imaginar um carro e um caminhão carregado apostando corrida: é lógico para nós que o carro vencerá, pois ele é muito mais leve e consegue se movimentar com maior velocidade. É o mesmo que acontece com os gases: quanto maior a massa molar deles, mais difícil de se movimentar, por isso menor a velocidade de efusão.

Matematicamente podemos expressar assim:

$$\text{Velocidade de efusão: } \frac{1}{\sqrt{M}}$$

Da mesma maneira, se relacionarmos a velocidade de efusão de dois

$$\frac{v_1}{v_2} = \sqrt{\frac{M_2}{M_1}}$$

gases, vamos obter:

Essa equação vale quando falamos da mesma quantidade molar de dois gases com diferentes massas molares.

Com ela nós conseguimos determinar a massa molar de um gás desconhecido pela comparação com a velocidade de um gás conhecido.

REFERÊNCIAS

ATKINS, P.W.; JONES, Loretta. **Princípios de química: questionando a vida moderna e o meio ambiente.** 5.ed. Porto Alegre: Bookman, 2012.

FELTRE, Ricardo. **Química: Química Geral.** Vol. 1, 6. ed. São Paulo: Moderna, 2004.

PERUZZO, F.M.; CANTO, E.L. **Química na abordagem do cotidiano.** Vol. 1, 4 ed. São Paulo: Moderna, 2006.

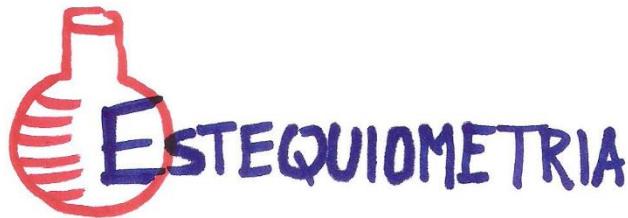
PARTE II

QUÍMICA

04

ESTEQUIOMETRIA

meSalvo!



Olá! Olá! Olá!

Nesta apostila, vamos abordar um tema bem bacana chamado ESTEQUIOMETRIA. Analisando a formação desta palavra, percebemos que ESTEQUIO significa quantidade e METRIA, medida, então estequiometria é o estudo da quantidade necessária de reagentes e/ou produtos nas reações químicas. Entender este tópico é muito importante e ele tem um peso muito grande no ENEM e nos vestibulares.

Agora vem aquela clássica pergunta de estudante: "mas na vida real, por que isso é importante?"

Para responder a essa pergunta, suponha que você é um adolescente e está cheio de espinhas e cravos no rosto. Então você vai a um dermatologista e ele receita uma pomada específica para sua pele, daquelas que não se encontra em uma farmácia convencional. Logo, é necessário ir a uma farmácia de manipulação onde o farmacêutico prepara os medicamentos de acordo com a prescrição médica. Você pensa: ele vai ao laboratório, mistura algumas coisas, faz um creme, coloca em um potinho e te entrega, certo? VOCÊ ESTÁ ENGANADO!!

Além de saber qual a natureza do princípio ativo na pomada, o farmacêutico deve prestar atenção em uma coisa: qual a QUANTIDADE necessária para a sua eficácia quando aplicada?

Digamos que a medida de um tubo de pomada é em 40g. Se ele fizer 50g, por exemplo, terá prejuízo. Já se fizer 35g estará enganando você, pois você precisa de 40g para seu tratamento. Então, caro estudante, para coisas básicas como esta é que o estudo das relações estequiométricas é importante.

CÁLCULOS ESTEQUIOMÉTRICOS

No módulo Grandezas Químicas e Relações Mássicas – GQRa introduzimos as relações de massa e volume onde consideramos as quantidades

de matéria. A relação mais importante para desenvolvermos cálculos estequiométricos é a representada abaixo:

Massa molar \leftrightarrow 1 mol de moléculas \leftrightarrow $6,02 \times 10^{23}$ moléculas \leftrightarrow gás CNTP \rightarrow 22,4 L

Para introduzir conceitos importantes, vamos a um exemplo prático: Uma das reações para se obter gás cloro é representada abaixo



Quais as quantidades de matéria que nós temos nessa reação? Vamos desmembrar para ficar mais fácil o entendimento.

	$\text{MnO}_{2(\text{s})}$	$+$	$4 \text{ HCl}_{(\text{aq})}$	\rightarrow	$\text{MnCl}_{2(\text{aq})}$	$+$	$2 \text{ H}_2\text{O}_{(\text{l})}$	$+$
Massa (g)	1.87		4.36,5		1.126		2.18	1.71
Qtde matéria	1 mol		4 moles		1 mol		2 moles	1 mol
Nro. Moléculas	1. $6,02 \times 10^{23}$		4. $6,02 \times 10^{23}$		1. $6,02 \times 10^{23}$		2. $6,02 \times 10^{23}$	1. $6,02 \times 10^{23}$
Volume CNTP	Sólido		Sol. aquosa		Sol. aquosa		Líquido	1. 22,4 L

Você pode perceber que todas as leis foram obedecidas, tanto a das Proporções das Massas quanto a das Proporções fixas.

Agora podemos fazer alguns cálculos: Se eu te perguntar:

1. Qual a quantidade de gás cloro eu consigo produzir se eu reagir 200 g de HCl com MnO_2 ?
2. Qual a quantidade de HCl é necessário para produzirmos 3 mols de gás cloro?
3. Se eu quiser 50 L de gás cloro, quanto de água em massa será produzido nessa reação?

Parece complicado, né? Mas é muito fácil! Vamos sempre usar a proporção estequiométrica, aplicando regras de três!

Vamos à primeira pergunta. Se olharmos a tabela existe uma relação:

Se com 145,6 g de HCl conseguimos produzir 71 g de gás cloro, logo, se eu usar 200 g de HCl, vou produzir

$$\begin{array}{ccc} 145,6 \text{ g HCl} & \xrightarrow{\quad} & 71 \text{ g Cl}_2 \\ 200,0 \text{ g HCl} & \xrightarrow{\quad} & x \\ x = 97,52 \text{ g de Cl}_2 & & \end{array}$$

Teremos então: 97,52 g de gás cloro.

Seguindo para a segunda pergunta:

Vamos produzir 3 mols de Cl₂, mas qual a quantidade de HCl é necessária?

Voltando à tabela, observe que são necessários 4 mols de HCl para produzir um mol de Cl₂.

Usando a regra de três mais uma vez:

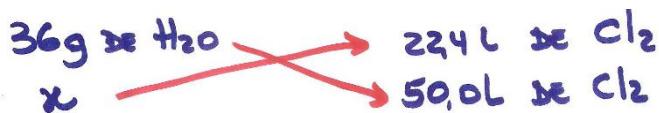
$$\begin{array}{ccc} 4 \text{ mol de HCl} & \text{produz} & 1 \text{ mol de Cl}_2 \\ x & & 3 \text{ Mols de Cl}_2 \end{array}$$

Feita a regra de três, descobrimos que são necessários 12 mols de HCl para produzir 3 mols de Cl₂.

Agora vamos à terceira pergunta. A essa altura do campeonato você já entendeu a lógica da coisa. Para responder essa pergunta, vamos fazer umas traquinagens:

Veja na tabela que, como 2 mols de água (36 g) é produzido 1 mol de gás cloro, que ocupa nas CNTP, 22,4 L, certo? Assim, o que faremos? Ora, mais uma regra de três!

Então:



Dessa forma, concluímos que, cada vez que produzimos 50 L de gás Cloro, também produzimos 80,35 g de água ou 80,35 mL de água. (Considerando que a densidade da água é 1g/cm³, ou 1 g/mL) Bacana, não?

RENDIMENTO

Na vida real, as reações químicas não ocorrem com 100 % de rendimento, muitos fatores como erro na pesagem, reagentes com impurezas, manejo inadequado e condições ambientais alteram o resultado final.

Para você ter uma ideia, em algumas reações que envolvem síntese de compostos orgânicos, se obtivermos um rendimento final de 6 % é um resultado sensacional. Muitos subprodutos são gerados ao longo de uma sequência de reações. Assim, quando se fala em reação química, aquela coisa em que $1 + 1 = 2$ nem sempre é assim. Para calcularmos o rendimento, devemos considerar a quantidade teórica que deveríamos obter e a quantidade real.

Vamos ver como executar cálculos de rendimento através de um exemplo:

Ao produzir água a partir de 2g de gás hidrogênio (H₂) e 16g de gás oxigênio (O₂), obteríamos ao final de nossa reação 16g de água (H₂O)? O rendimento dessa reação é 100% para essas condições?

Não! Vejamos a equação da reação que ocorre e as relações estequiométricas:



Concluímos que, caso a reação ocorresse com 100% de rendimento, obteríamos ao final dela 18g de água. Mas na nossa reação obtivemos no final apenas 16g de água. Qual foi o rendimento obtido nesse caso?

Solução: Regra de três!

Se:

18 g de H₂O

100% do possível produzir

16 g de H₂O

x

Aplicando a regra de três e chegamos à resposta de 88,88 % de rendimento.

Além do rendimento, existem outros fatores que interferem na quantidade de produto obtido ao final da reação química. Interessante, não?.

PUREZA

É muito comum, em laboratórios, trabalharmos com reagentes impuros e a impureza afeta diretamente nosso rendimento, pois as impurezas afetam a pesagem de nossos reagentes. Para facilitar o entendimento, segue o exemplo:

Para fazer a correção da acidez do solo é muito utilizado o calcário. Em uma lavoura o agrônomo calcula a quantidade de calcário necessário em função da acidez do solo. Porém o calcário comercial não tem apenas carbonato de cálcio – que é a substância que atua como regulador de pH – mas diversas substâncias chamadas impurezas, como matéria orgânica, silicatos, fosfatos, sulfetos, sulfatos, óxidos, entre outros.

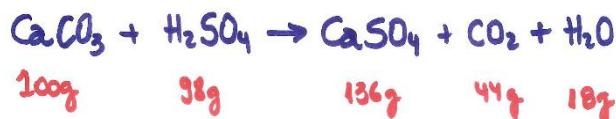
Supondo que o calcário disponível para que o agrônomo use tenha 70% de pureza, isso implica que, a cada tonelada (1000 kg) de calcário aplicado na lavoura, apenas 700 kg serão de carbonato de cálcio. O restante, que corresponde a 300 kg, serão impurezas, que não irão ajudar a ajustar a acidez do solo. Se a quantidade de impureza fosse desconsiderada durante o cálculo, teríamos um erro em relação à quantidade mínima necessária de calcário para efetuar a correção do pH, não é mesmo?

Você entendeu a importância de considerar as impurezas? Mas aí você deve estar se perguntando: por que não purificam todos os reagentes antes de efetuar as reações?

Com frequência, a purificação dos reagentes torna a execução da reação química inviável economicamente. Caso sejam inertes, as impurezas não afetam a natureza do produto final, somente a quantidade obtida.

Veja o segundo exemplo:

Qual a quantidade de CaSO₄ obtida a partir de 80g de CaCO₃ com 90% de pureza?



Em outras palavras, para produzir 136 g de CaSO₄ você precisa de 100g de CaCO₃.

Mas no laboratório você tem apenas 80g CaCO₃ a 9 %, certo? Então quanto vai ser produzido?

Se:

80g CaCO₃ é 100%
?? em 90% DE PUREZA

Fazendo a regra de três, teremos a resposta de 72g de CaCO₃.

Agora já sabemos que em 80 g de CaCO₃ com 90% de pureza temos 72g de CaCO₃ e 8g de impurezas.

Agora já podemos fazer o outro cálculo. Olha a reação 1.

Se com:

100g de CaCO₃ 136g de CaSO₄
72g de CaCO₃ ???

Fazendo a regra de três, obtemos a resposta de 97,92g

Fácil, não?

REAGENTE EM EXCESSO

Devemos sempre estar atentos à quantidade de reagentes que temos presente em nossa reação. Muitas vezes, um reagente pode estar em excesso e outro em menor quantidade em relação à enunciada pela equação da reação química.

O reagente em menor quantidade em relação à estequiométrica é chamado “limitante”, já que é ele que determina a quantidade de produto obtida ao final da reação. Vamos considerar uma situação, para facilitar a visualização dos conceitos:

Um aluno foi preparar uma solução salina. Como ele estava com preguiça de fazer os cálculos estequiométricos, ele resolveu pesar quantidades aleatórias de reagentes.

Ele utilizou 60 g de NaOH e 55,5g de HCl e misturou em água. No entanto, quando um papel tornassol azul é inserido, ele adquire a cor vermelha, indicando que o pH do meio está ácido. Como conferir se é mesmo verdadeira essa hipótese?



Antes de mais nada, devemos calcular as massas molares. NaOH= 40g/mol e HCl = 36,5g/mol

Como a relação estequiométrica é de um mol de NaOH para um mol de HCl, já sabemos que para cada 40g de NaOH serão necessários 36,5g de HCl para um rendimento de 100% de produto, certo?

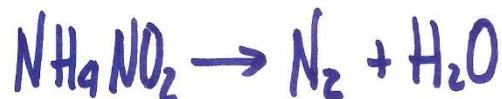
40g de NaOH
60g de NaOH

36,5g HCl
???

Concluimos que será necessário para esta reação 54,75 g de HCl. Como o aluno utilizou 55,5g dele, temos um excesso de 0,75 g deste reagente.

VAMOS FAZER ALGUNS EXERCÍCIOS?

Para se obter gás nitrogênio N_2 é comum utilizar a reação abaixo:



- a) Qual é a quantidade necessária de NH_4NO_2 para se produzir 100 L de N_2 ?
- b) Qual é a massa de água obtida pela decomposição de 200 g de NH_4NO_2 ?
- c) A decomposição de 10 g de NH_4NO_2 produz quantos gramas de N_2 ?
- d) Supondo que o rendimento dessa reação seja de 90 %, calcule a quantidade necessária de NH_4NO_2 para produzir 56 g de N_2 ?

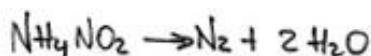
Em um laboratório, um aluno precisa descartar uma quantidade de 200g de ácido sulfúrico. Como não se pode simplesmente jogar o ácido na pia, é necessário neutralizá-lo com $NaOH$. Já que ele não estava com vontade de fazer os cálculos estequiométricos, ele adicionou 300g da base, pois pensou que tal quantidade bastaria para garantir a neutralidade.

- a) Escreva a equação balanceada da reação entre o ácido sulfúrico e o hidróxido de sódio.
- b) É correto afirmar que os reagentes estão em proporções estequiométricas? Explique.
- c) Caso não estejam em equilíbrio estequiométrico, qual é o reagente limitante e qual é o reagente em excesso?
- d) Qual a quantidade em gramas e em mols produzidos de Na_2SO_4 ?
- e) Se houver excesso, qual dos reagentes sobrou e em que quantidade?

- f) Ao final da mistura feita pelo aluno, a solução permaneceu ácida ou ficou básica? Essa solução pode ser descartada na pia? Por quê?

RESPOSTAS

QUESTÃO 1



$$64\text{g} \rightarrow 28\text{g} + 2.16\text{g}$$

- A) Se 64g de NH_4NO_2 produz 1 mol de N_2 que ocupaem CNTP 22,4L
Para produzir 100L de N_2 vou precisar x g de NH_4NO_2

$$\frac{64\text{g NH}_4\text{NO}_2}{x} = \frac{22,4\text{L de N}_2}{100,0\text{L de N}_2}$$

$$22,4\text{L} \cdot x = 64\text{g} \cdot 100\text{L}$$

$$22,4\text{L} \cdot x = 6400\text{g} \cdot \text{L}$$

$$x = \frac{6400\text{g} \cdot \text{L}}{22,4\text{g}}$$

$x = 285,71\text{g}$ de NH_4NO_2 SERÃO NECESSÁRIOS PARA
PRODUZIR 100L de N_2 .

- B) Se 64g de NH_4NO_2 produzem 36,0g de H_2O , 106g de 200g
de NH_4NO_2 produzirão?

$$\frac{64,0\text{g NH}_4\text{NO}_2}{200\text{g NH}_4\text{NO}_2} = \frac{36,0\text{g H}_2\text{O}}{x}$$

$$64,0\text{g} \cdot x = 36,0\text{g} \cdot 200\text{g}$$

$$x = 7200\text{g} / 64,0\text{g}$$

$x = 112,5\text{g}$ de H_2O SERÃO PRODUTIDOS A PARTIR DE
200g de NH_4NO_2

LETRA C.

SE 64,0g DE NH_4NO_2 PRODUZ 28g DE N_2 , LOGO 10,0g DE NH_4NO_2 , PRODUZ....

$$64,0\text{g } \text{NH}_4\text{NO}_2 \longrightarrow 28\text{g } \text{N}_2$$

$$10,0\text{g } \text{NH}_4\text{NO}_2 \longrightarrow x$$

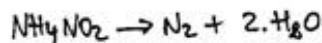
$$64\text{g } x = 28\text{g } 10,0\text{g}$$

$$64\text{g } x = 280\text{g}^2$$

$$x = 280\text{g}^2 / 64\text{g}$$

$x = 4,375\text{g}$ DE N_2 SERÃO PRODUZIDOS A PARTIR DE 10,0g DE NH_4NO_2 .

Exercício 2. *RENDIMENTO*



$$64,0\text{g} \quad 28,0\text{g} \quad 2,18\text{g}$$

"SE" O RENDIMENTO NESTE CASO FOSSE DE 100%

64,0g DE NH_4NO_2 PRODUZIAM 28,0g DE N_2 LOGO:

$$64\text{g } \text{NH}_4\text{NO}_2 \longrightarrow 28\text{g } \text{N}_2$$

$$x \longrightarrow 56,0\text{g } \text{N}_2$$

$$28,0\text{g } x = 64\text{g } 56,0\text{g}$$

$$28,0\text{g } x = 3584,0\text{g}^2$$

$$x = 3584,0\text{g}^2 / 28,0\text{g}$$

$x = 128,0\text{g}$ DE NH_4NO_2 SERÃO NECESSÁRIOS, POIS

O RENDIMENTO DE FUTURA É DE 90%.

→ SE 128,0g DE NH_4NO_2 EQUIVALEM A 90% DE MASSA QUAL A QUANTIDADE A 100%.

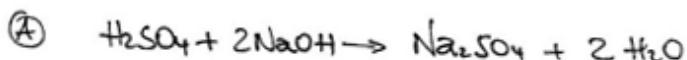
$$128,0\text{g } \text{NH}_4\text{NO}_2 \longrightarrow 90\%$$

$$x \qquad \qquad \qquad 100\%$$

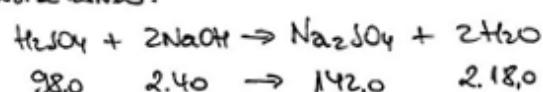
$$90\text{g} = 128\text{g } 100$$

$x = 142,22\text{g}$ DE NH_4NO_2 SERÃO NECESSÁRIOS

Exercício 3



Ⓑ REAGENTES: 200g de H_2SO_4 e 300g de NaOH
CONSIDERANDO:



Se 98,0g de H_2SO_4 para 80,0g NaOH

$$200,0 \text{ g de } \text{H}_2\text{SO}_4 \quad x \text{ g}$$

$$x \cdot 98 = 200 \cdot 80$$

$$x = 16000 / 98$$
$$x = 163,26 \text{ g de } \text{NaOH} \text{ SÓ NECESSÁRIO.}$$

CONCLUI-SE QUE AS QUANTIDADES NÃO ESTÃO PROPORCIONAIS.

- Ⓒ O REAGENTE EM EXCESSO É A BASE NaOH .
O REAGENTE LIMITANTE É O ÁCIDO H_2SO_4 .

- Ⓓ Se 98,0g de H_2SO_4 produz 142,0g de Na_2SO_4
200g de H_2SO_4 produz x

Logo: $98,0 \text{ g. } x = 200 \text{ g. } 142,0 \text{ g}$

$$x = 28400 \text{ g} / 98 \text{ g}$$

$$x = 289,8 \text{ g de } \text{Na}_2\text{SO}_4 \text{ ou } \underline{\underline{2,0 \text{ moles}}}$$

- Ⓔ O REAGENTE EM EXCESSO $\text{NaOH} = \text{SOBRANDO } 137,74 \text{ g}$

- Ⓕ A SOLUÇÃO QUE INICIALMENTE ERA ÁCIDA FICOU BÁSICA,
COM UM CONSIDERÁVEL EXCESSO DE BASE, E ASSIM COMO
SOLUÇÕES ÁCIDAS NÃO PODEM SER DESCARTADAS DIRE-
TAMENTE NA ÁREA, POIS DESEQUILIBRA O pH DO AMBIENTE.

REFERÊNCIAS

ATKINS, Peter; JONES, Loreta. Princípios da Química: Questionando a Vida Moderna e o Meio Ambiente,, 1.ed. Bookman Editora, 2002.

BRADY, James E.; HOLUM, John R.; RUSSELL, Joel W. Química - A Matéria e suas transformações, James E. Brady, Joel W. Russell e John R. Holum, Trad. 3.ed. J.A. Souza, vol.1 e 2. LTC Editora, 2002.

BROWN, Theodore L. et al Química. A Ciência Central, Trad. 9.ed. Robson M. Matos Pearson Prentice Hall, 2005.

REIS, Marta. Química integral. Vol. único. FTD,1993.

PARTE II

QUÍMICA

05

SOLUÇÕES

meSalva!

SOLUÇÕES

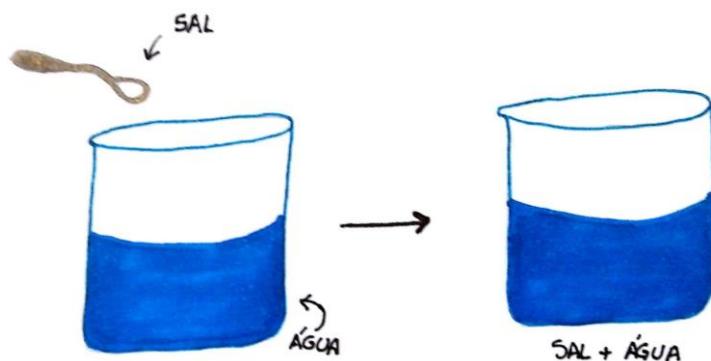
E aí, galera do me Salva!, tudo certo?

Estamos começando uma apostila sobre soluções. As soluções estão muito presentes no nosso cotidiano. A água que bebemos, por exemplo, não é água puríssima, ela é uma solução de sais que são importantes para o nosso organismo. A água do mar, por sua vez, é uma solução de cloreto de sódio. O café preto que bebemos é uma solução e, quando está muito forte, ou seja, muito concentrado, nós colocamos mais água nessa solução, com isso, estamos fazendo uma diluição.

Aqui nós vamos aprender que as soluções são caracterizadas quanto à quantidade de cada um dos componentes, como expressamos numericamente essas quantidades e o que acontece quando diluímos ou misturamos soluções. Vamos lá?!

SOLUÇÕES

Quando misturamos duas ou mais substâncias, vamos formar misturas heterogêneas, em que temos mais de uma fase, ou misturas homogêneas, onde temos apenas uma fase, ou seja, temos uma solução.

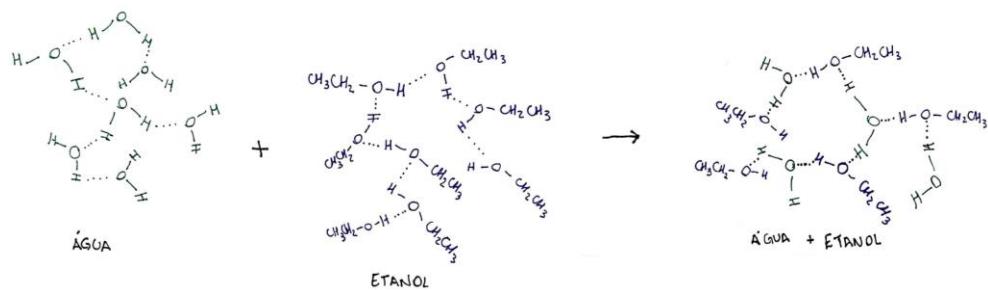


Podemos ver que a mistura de sal e água é uma solução, pois temos apenas uma fase. Nas soluções, vamos ter, pelo menos um componente em menor quantidade, chamado de **soluto**, que será dissolvido pelo **solvente**, aquele componente em maior quantidade.

Agora você deve estar se perguntando por que e como ocorre esse processo de solubilização? Temos dois casos:

- ✓ Polaridade: quando misturamos, por exemplo, água e etanol, formamos uma solução, isso porque ambos são substâncias polares, então vale aquela regrinha básica de semelhante dissolve semelhante.

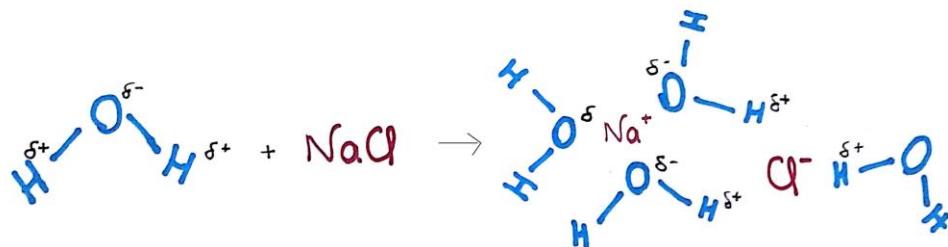
Nesse mecanismo, o que acontece é o rompimento da interação intermolecular (ligação de hidrogênio) e a formação de uma nova ligação de hidrogênio, agora entre as diferentes moléculas.



- ✓ Afinidade eletrônica: quando colocamos um sal em água, acontece o processo de dissociação dos íons que formam o sal, formando cátions e ânions.



Acontece que a água possui cargas parciais positivas e negativas, que vão envolver os íons do sal, pois cargas diferentes se atraem. Esse fenômeno é chamado de solvatação.



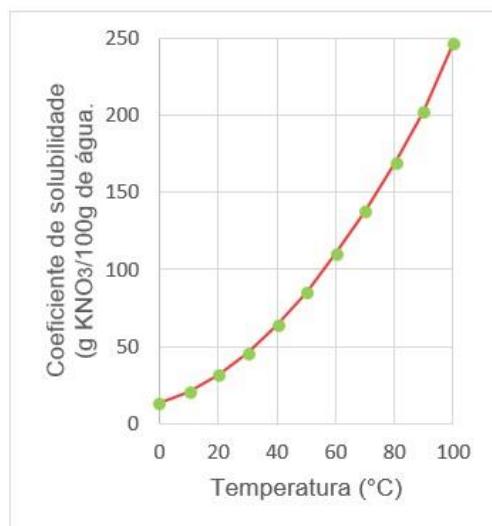
SOLUBILIDADE E CLASSIFICAÇÃO

Vamos imaginar a seguinte situação: temos um copo de água e nele vamos colocar uma colher de sal que irá se solubilizar por completo, formando uma solução. Se continuarmos colocando sal, vai continuar sendo solubilizando? Até quando? Ou melhor, até que quantidade?

Existe, para todo soluto, uma **quantidade limite máxima** que se consegue solubilizar em determinada quantidade de solvente, o que chamamos de **coeficiente de solubilidade**, ou apenas solubilidade, normalmente expresso em massa de soluto por massa de solvente - g/100g H₂O.

Como a solubilidade de um soluto varia com a temperatura, sempre a indicamos. A solubilidade do KNO₃ é 246 g/100g H₂O, à 100°C, por exemplo. Por ser função da temperatura, comumente vamos encontrar tabelas e gráficos de solubilidade.

Solubilidade do KNO ₃ em água	
Temperatura - °C	Gramas de KNO ₃ /100g de água
0	13,3
10	20,9
20	31,6
30	45,8
40	63,9
50	85,5
60	110
70	138
80	169
90	202
100	246



Podemos ver que no caso do KNO_3 a solubilidade aumenta com a temperatura, o que acontece com a maioria dos sais, pois é necessário energia para romper as ligações e liberar os íons. No entanto, é comum encontrarmos gráficos que possuem curvas de solubilidade de diferentes sais, assim podemos comparar a solubilidade deles em um mesmo solvente.

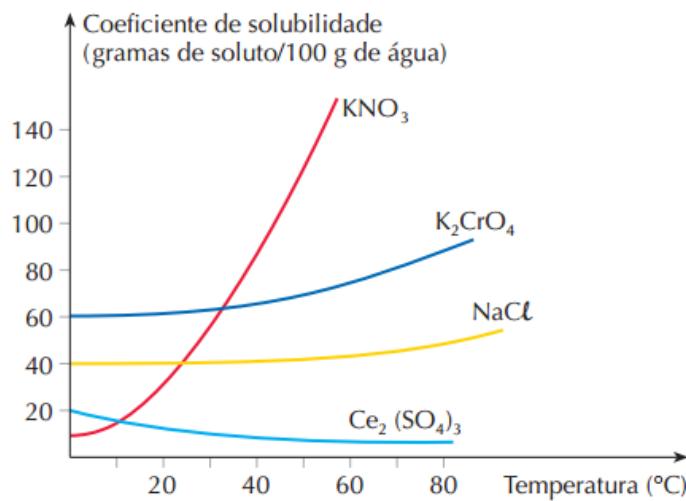


IMAGEM RETIRADA DO LIVRO FELTRE, PAG 10

Notamos nesse gráfico que o $\text{Ce}_2(\text{SO}_4)_3$ é a exceção da regra que comentamos antes, pois sua solubilidade diminui com o aumento da temperatura. Ainda podemos perceber que a solubilidade do KNO_3 aumenta mais que a do NaCl com o aumento de temperatura, que o NaCl é menos solúvel que o K_2CrO_4 , e assim por diante.

Quando solubilizamos a quantidade limite, obtemos o que chamamos de **solução saturada**. Sabemos que podemos solubilizar menos que esse limite, afinal, é só colocar uma quantidade menor, mas, por incrível que pareça, podemos solubilizar mais que esse limite também. Vamos ver agora sobre como as soluções são classificadas com relação à quantidade de soluto.

- ✓ **Soluções Saturadas:** As soluções saturadas são aquela em que está solubilizada a quantidade máxima de soluto, ou seja, se adicionarmos mais soluto, esse excesso não se solubilizará. Muitas vezes essas

soluções são obtidas adicionando-se um excesso e separando o que não foi solubilizado por filtração.

- ✓ **Soluções Insaturadas:** Soluções insaturadas têm menor quantidade de soluto que o limite de solubilidade. Assim podemos ainda dissolver mais soluto.
- ✓ **Soluções Supersaturadas:** Soluções supersaturadas possuem uma quantidade de soluto dissolvida acima da máxima possível para a temperatura que se encontram. Quando a curva de solubilidade é ascendente, são obtidas a partir do aquecimento da solução, seguido de resfriamento lento. Nesses casos, uma vez que o coeficiente de solubilidade aumenta com o acréscimo da temperatura, é permitida a solubilização de uma quantidade maior de soluto que a possível à temperatura inicial da solução. As soluções supersaturadas apresentam uma elevada instabilidade, por isso qualquer movimento com a solução faz o excesso de sal dissolvido precipitar, ou seja, ficar sólido, se separando da solução, o que impede de que elas tenham alguma aplicação.

EXPRESSÃO DA CONCENTRAÇÃO

Vimos que é possível ter soluções com diferentes quantidades de soluto dissolvidas, o que nos leva à necessidade de medir essa quantidade. Quando falamos na **concentração** de uma solução, estamos nos referindo à **relação entre a quantidade de soluto e solvente (ou solução)**. Essas relações podem ser dadas em massa (nas unidades mg, g, kg) ou volume (m³, mL, L) e valem para qualquer quantidade de solução.

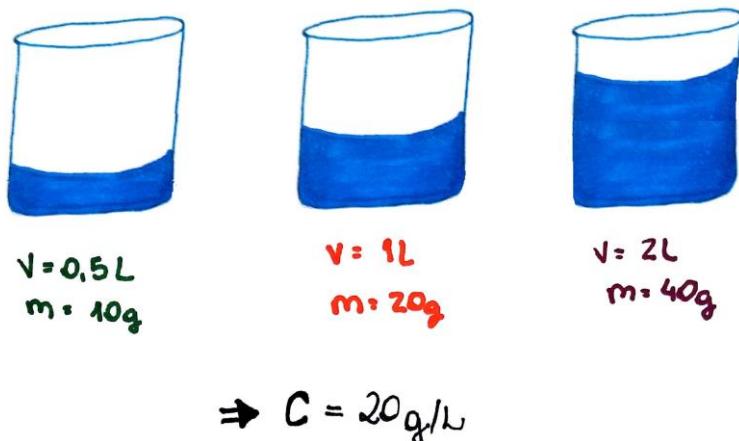
COMUM (C)

A concentração comum é a quantidade de soluto, em gramas, existente em 1L de solução. Matematicamente calculamos assim:

$$C = \frac{\text{massa do soluto (gramas)}}{\text{volume de solução (litros)}} \Rightarrow C = \frac{m}{V}$$

A unidade de medida principal é g/L.

Como a concentração é uma relação entre massa e volume, ela vale para qualquer quantidade de solução, olha só porque:



A concentração será a mesma nos três casos, pois a razão massa/volume está mantida constante.

Concentração é diferente de densidade!!!

É importante não confundir concentração com densidade. Apesar de as duas serem uma relação de massa/volume, quando falamos em densidade estamos relacionando a massa de solução com o volume de solução, diferente da concentração em que se relaciona a massa de soluto com o volume de solução.

FRAÇÃO MÁSSICA (TM) E PORCENTAGEM MÁSSICA (%TM)

A fração mássica, ou título em massa de uma solução, é a relação entre a massa de soluto e a de solução (massa de soluto + massa de solvente). Se nós pegarmos como exemplo uma solução de NaCl em que

foram solubilizados 20g do sal em 60g de água, podemos dizer que a fração de soluto em relação ao solvente é:

$$T_m = \frac{20}{80} = 0,25$$

Uma fração mássica igual a 0,25, é o mesmo que 25g de sal (sólido) em 75g de água (solvente). A cada 100g de solução, temos 25g de soluto, portanto podemos dizer que o título dessa solução é 25%. Apesar de ser adimensional é comum ter indicado que a fração é em massa, pois também pode ser em volume, como vamos ver no próximo tópico.

*Em todas as formas de expressão da concentração, são válidas as relações que vimos sobre os diferentes volumes de solução, sempre mantendo constante a razão soluto/solução (ou solvente).

FRAÇÃO VOLUMÉTRICA (TV) E PORCENTAGEM VOLUMÉTRICA

(%TV)

Semelhante ao item anterior, a fração volumétrica é a relação entre o volume de soluto e o volume de solução.

$$T_v = \frac{\text{volume soluto}}{\text{volume solução}} = \frac{\text{volume de soluto}}{\text{volume de soluto} + \text{solvente}}$$

Também podemos ter essa relação expressa em porcentagem volumétrica, que segue o mesmo raciocínio da porcentagem mássica, ou seja, o volume de soluto que tem em 100 volumes de solução.

MOLAR (M)

A concentração molar, ou molaridade, expressa a quantidade de soluto, em mols, por volume de solução, em litros.

$$M = \frac{\text{mols do soluto}}{\text{volume de solução}} \Rightarrow M = \frac{n}{V}$$

Vale lembrar que encontramos a quantidade de mol de uma substância obtendo a razão da massa da amostra pela sua massa molar.

$$n = \frac{\text{massa}}{\text{massa molar}} \Rightarrow n_i = \frac{m_i}{M_i}$$

FRAÇÃO MOLAR (x_i)

A fração molar é a relação entre o número de mols de componente i e o número de mols total de solução (mols de soluto+solvante).

$$x_i = \frac{\text{mols de soluto (i)}}{\text{mols de soluto (i)} + \text{mols de solvente}}$$

Analogamente podemos ter a fração molar do solvente. O importante é que a soma das frações molares de soluto e do solvente seja igual a 1.

PARTES POR MILHÃO (PPM) E PARTES POR BILHÃO (PPB)

Quando temos soluções muito diluídas, ou seja, a quantidade de soluto é muito pequena em relação à quantidade de solução, expressamos as concentrações em partes por milhão ou partes por bilhão.

Por exemplo, o ar atmosférico se torna impróprio para os seres vivos quando se tem uma quantidade maior que 0,000015 g de CO por grama de ar, o que é o mesmo que termos 15g de CO a cada 1000000 g

de ar. Como é desconfortável usarmos tantos zeros ao expressar um número, dizemos que se tem **15 partes de CO** a cada **1 milhão de partes de ar**, que é o mesmo que **15 ppm**.

De mesmo modo temos o ppb, que vai expressar quantas partes de soluto se tem em um bilhão de partes de solvente.

As unidades de medida utilizadas são:

$$ppm = \frac{mg}{L} = \frac{mg}{kg} = \frac{\mu g}{g} = \frac{\mu g}{mL} \quad ppb = \frac{\mu g}{kg} = \frac{\mu g}{L}$$

E relembrando:

$$10^{-3} (0,001) \text{ Kg} = 1 \text{ g} = 10^3 (1000) \text{ mg} = 10^6 (1000000) \text{ } \mu\text{g}$$

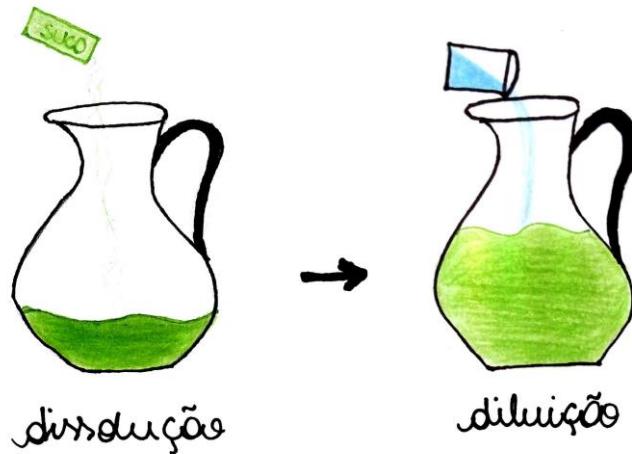
$$1 \text{ L} = 10^3 (1000) \text{ mL}$$

DILUIÇÃO DE SOLUÇÕES

No dia a dia fazemos diversas diluições, até mesmo sem perceber. Por exemplo, quando colocamos água num suco, estamos fazendo uma diluição: estamos adicionando mais solvente à solução que temos pronta.

É importante ressaltarmos a diferença entre diluição e dissolução. Na dissolução nós temos um soluto puro e vamos adicionar solvente a ele. Já na diluição, temos uma solução e vamos adicionar mais solvente.

Diluir é adicionar mais solvente puro à uma solução.



Nas diluições a quantidade de soluto permanece constante, mas a massa e o volume da solução aumentam, pois estamos adicionando mais solvente. Assim a concentração da solução diminui.

Lembra que a concentração é a relação da massa de soluto (m_s) pelo volume de solução? Vamos ver isso matematicamente:

✓ para a solução inicial
temos:

$$C_i = \frac{m_s}{V_i} \Rightarrow m_s = C_i V_i$$

✓ para a solução final
temos:

$$C_f = \frac{m_s}{V_f} \Rightarrow m_s = C_f V_f$$

Como m_s se mantém constante, podemos relacionar volume e concentração iniciais e finais:

$$C_i V_i = C_f V_f$$

Agora fica lógico pensarmos que, quando diluímos, estamos aumentando o volume, certo? Então a concentração diminui, pois o produto CxV é constante.

Usando essa última relação que fizemos, podemos descobrir a nova concentração da solução após a diluição, além disso podemos saber qual tem que ser o volume final para chegarmos em uma concentração desejada. Enfim, qualquer termo pode ser nossa incógnita, certo?

MISTURA DE SOLUÇÕES

No café da manhã, você costuma tomar café com leite? Quando misturamos o café passado com o leite estamos misturando soluções. Na química é muito comum a mistura de soluções, podendo ter soluto e solvente de mesma natureza, com diferentes concentrações, ou não. Na mistura de soluções com solutos diferentes, podemos ter reação química. Vamos ver com detalhes cada um desses casos?

SOLUÇÕES DE MESMOS SOLUTO E SOLVENTE

Quando misturamos, por exemplo, duas soluções de NaCl, temos que levar em conta a concentração e o volume de cada solução.

Na solução final teremos a soma da quantidade de soluto e é isso que vai nos ajudar nos cálculos para determinarmos a nova concentração.

Se, por exemplo, misturamos duas soluções, 1 e 2, a massa de soluto final é a soma das massas iniciais:

$$m_1 + m_2 = m_f$$

Já vimos que:

$$m = C \cdot V$$

Então, podemos relacionar as concentrações e volumes:

$$(C_{1_i} V_{1_i}) + (C_{2_i} V_{2_i}) = C_f V_f$$

Dessa forma podemos calcular a concentração final após uma mistura de diversas soluções.

SOLUÇÕES DE DIFERENTES SOLUTOS E MESMO SOLVENTE SEM REAÇÃO QUÍMICA

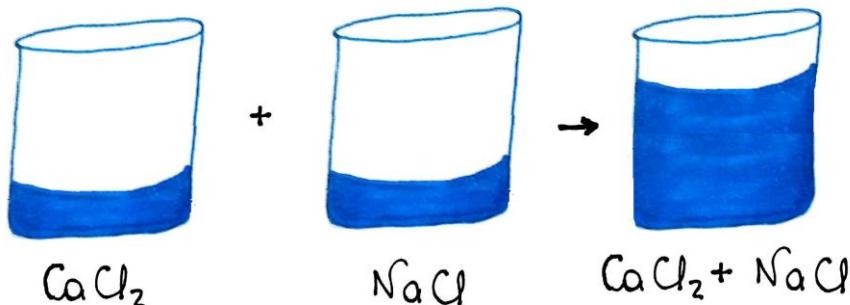
Quando misturamos diferentes solutos que não reagem entre si, para cada um estaremos fazendo uma diluição, já que a quantidade de cada soluto não muda, mas na solução final ambos estão em maior volume de solvente. Vamos calcular a concentração de cada soluto separadamente.

$$C_{1_i} V_{1_i} = C_{1_f} V_f \text{ e } C_{2_i} V_{2_i} = C_{2_f} V_f$$

Vale lembrarmos que o volume final é o mesmo para os dois solutos.

SOLUÇÕES DE DIFERENTES SAIS COM ÍON COMUM

Outro caso comum na mistura de soluções é quando temos diferentes sais que possuem um íon comum, como por exemplo CaCl2 e NaCl. Como vimos, os sais se dissociam em água, então para os íons Na+ e Ca+ acontecerá apenas uma diluição, enquanto os íons Cl^- terão contribuição das duas soluções.



Nesse caso nós vamos ter que calcular a concentração de cada íon separadamente, levando também em conta a estequiométrica deles, pois cada mol de CaCl_2 se dissocia formando 2 mols de Cl^- .

$$C_{I_i} V_{I_i} = C_{\text{Ca}_f^{2+}} V_f$$

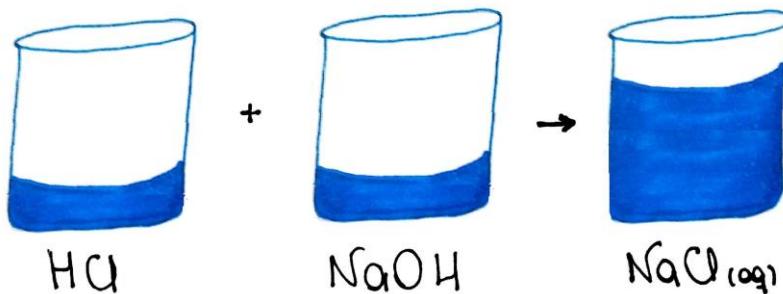
$$C_{2_i} V_{2_i} = C_{\text{Na}_f^+} V_f$$

$$(2C_{I_i} V_{I_i}) + (C_{2_i} V_{2_i}) = C_{\text{Cl}_f^-} V_f$$

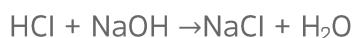
O fator 2 na última equação está relacionando a estequiométrica para o íon cloreto na dissociação do CaCl_2 , como falamos antes.

SOLUÇÕES DE DIFERENTES SOLUTOS E MESMO SOLVENTE COM REAÇÃO QUÍMICA

Quando estudamos funções inorgânicas, sempre falamos que sal é o resultado da reação de uma base com um ácido. É justamente isso que vamos estudar agora, a mistura de soluções com solutos que reagem, usando como exemplo as reações ácido-base.

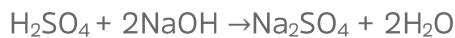


Primeiro nós temos soluções de HCl e NaOH em proporção estequiométrica, que reagem conforme a equação:



A concentração de NaCl seria a mesma das soluções iniciais se o volume não tivesse aumentado com mistura das soluções, mas como nesse caso o volume dobrou, a concentração vai reduzir pela metade.

E se as proporções não forem estequiométricas? Aí nós vamos ter que calcular qual reagente está limitando a reação, ou seja, qual está em menor quantidade, considerando a proporção estequiométrica da reação que ocorre. Quando reagimos, por exemplo, NaOH com H₂SO₄, também há a formação de sal e água, conforme a equação:



Se misturarmos 500 mL de uma solução de H₂SO₄ 5 mol/L com 500 mL de uma solução de NaOH 5 mol/L, na solução final ainda temos H₂SO₄ sem reagir, pois todo o NaOH já foi consumido. Agora, além da concentração de Na₂SO₄ na solução final, nós vamos ter também uma concentração de H₂SO₄.

Vamos aos cálculos:

Cada mol de NaOH consome $\frac{1}{2}$ mol de H_2SO_4 , ou seja, como temos o mesmo volume e concentração das duas substâncias, apenas metade do ácido vai reagir. Como sobrou a metade da concentração e ainda dobrou o volume, o C_f será $\frac{1}{4} C_i$.

Nesses casos é mais fácil pensarmos em mol.

Olha só:

Se temos $V=500 \text{ mL}$ e $C=5 \text{ mol/L}$, vamos ter $n=2,5 \text{ mols}$, de cada substância.



A proporção de reação ácido:base é 1:2, ou seja, 2,5 mols de base reagem com 1,25 mol de ácido.



Com isso ainda temos 1,25 mols de ácido que não reagiu, e agora o volume é 1 L, então a concentração do ácido vai ser 1,25 mol/L, que é igual à $\frac{1}{4}$ da concentração inicial.



A base foi toda consumida, formando 2,5 mols de sal, no volume de 1 L, ou seja, a concentração do sal será igual à 2,5 mol/L.

Com a prática de exercícios esses cálculos vão ficar bem mais simples!

REFERÊNCIAS

ATKINS, P.W.; JONES, Loretta. Princípios de química: questionando a vida moderna e o meio ambiente. 5.ed. Porto Alegre: Bookman, 2012.

FELTRE, Ricardo. Química: Química Geral. 6. ed., São Paulo: Moderna, vol. 2, 2004.

PERUZZO. F.M.; CANTO. E.L., Química na abordagem do cotidiano, volume 2, 3^a edição, ed moderna, São Paulo, 2003.

PARTE II

QUÍMICA

06

PROPRIEDADES COLIGATIVAS

meSalva!

PROPRIEDADES COLIGATIVAS

E aí, galera do Me Salva! Tudo bem?

Nesta apostila estudaremos as **propriedades coligativas**, as quais provavelmente todos nós já aplicamos no nosso dia a dia, mesmo sem saber que estavam presentes. Será mesmo? Seguem algumas perguntas que estão diretamente ligadas a essas propriedades: já parou para se perguntar porque a alface murcha quando a temperamos com sal e vinagre? E já ouviu falar que em países onde neva se coloca sal nas estradas no inverno? E já reparou muitas vezes que, quando colocamos massa em uma água em ebulição, ela para de ferver? Essas são só algumas das inúmeras aplicações dessas propriedades. Você deve estar pensando “essas situações são bem cotidianas mesmo, mas qual a explicação para elas?”. Calma, já vamos chegar lá!

A ideia dessa apostila é relacionar as propriedades com situações comuns da vida cotidiana, colocando primeiramente uma **conceituação** de cada propriedade seguida de exemplos comuns da sua **aplicação prática**. Poder visualizar a aplicação da teoria torna o aprendizado e a compreensão muito mais fáceis, não acha?

Então partiu aprender mais sobre essas propriedades com a gente!

PROPRIEDADES COLIGATIVAS

Afinal, o que são propriedades coligativas? São propriedades das soluções, que se modificam na presença de um soluto. Elas comparam o comportamento das soluções com os solventes puros. Por exemplo: como a água se comporta sozinha (solvente puro) e com a adição de algum soluto, como o sal (solução de água e sal). Veremos que existem alguns efeitos importantes nas propriedades físicas do solvente, como a temperatura de ebulição e de congelamento, por exemplo.

Importante lembrar:

- ✓ As propriedades coligativas dependem apenas do número de partículas dispersas na solução, e não da sua natureza! (pequenas ou grandes, moléculas ou íons).

- ✓ O soluto não pode ser volátil (não pode evaporar), pois ele precisa estar na solução para causar efeito na propriedade, certo?

PROPRIEDADES COLIGATIVAS são aquelas que se relacionam diretamente com a quantidade de soluto dissolvida em um solvente.

Vamos então ver rapidamente um exemplo dessas propriedades: você já deve saber que a **água ferve** a 100°C, mas isso só é verdade para o **solvente puro**. Se adicionarmos qualquer **soluto** na água, estaremos provocando **alteração na temperatura de ebulação** da água e essa variação dependerá da quantidade de soluto dissolvida no solvente. A adição de sal à água, por exemplo, causa um aumento no ponto de ebulação e uma diminuição no seu ponto de congelamento. Essas alterações nas propriedades físicas da água se chamam **propriedades coligativas!**

TIPOS DE PROPRIEDADES COLIGATIVAS

- ✓ **TONOSCOPIA**: relacionada à diminuição da pressão de vapor.
- ✓ **EBULIOSCOPIA**: relacionada ao aumento da temperatura de ebulação.
- ✓ **CRIOSCOPIA**: relacionada à diminuição da temperatura de congelamento.
- ✓ **OSMOSCOPIA**: relacionada à pressão osmótica.

Lembrando do exemplo anterior (adição de soluto na água), qual o efeito nas propriedades coligativas que esse soluto pode produzir?

A adição de soluto na água provocará diminuição da pressão de vapor (tonoscopia), aumento do ponto de ebulação (ebulioscopia), diminuição do ponto de congelamento (crioscopia) e aumento da pressão osmótica (osmoscopia). Ficou confuso? Não se desespere com todos esses nomes e conceitos! Fique tranquilo, esses conceitos ficarão mais claros logo a seguir, pois vamos estudar com mais detalhes essas alterações e explicaremos cada propriedade.

TONOSCOPIA

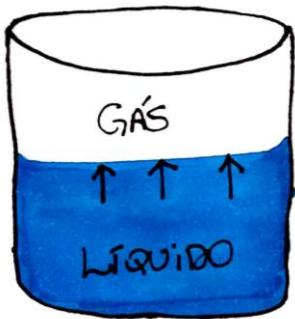
Tonoscopia é a propriedade coligativa relacionada à **diminuição da pressão máxima de vapor da solução** causada pela adição de soluto em comparação com a pressão de vapor do solvente puro.

Primeiro vamos conceituar a pressão de vapor: é uma medida da tendência de evaporação de um líquido. E o que isso representa? Vamos aos conceitos!

Em um recipiente fechado, a pressão de vapor de um líquido aumenta com a temperatura até atingir um **estado de equilíbrio**, em que a **quantidade de moléculas que vaporiza é igual ao número de moléculas que condensa**. Nessa situação de saturação, o líquido apresenta a sua maior pressão de vapor naquela temperatura.

PRESSÃO DE VAPOR: pressão exercida por um vapor quando este está em equilíbrio com o líquido que lhe deu origem.

Outro conceito é considerar a pressão de vapor como sendo a pressão que as moléculas de um líquido exercem sobre a sua superfície a fim de “escapar” (evaporar).



IMPORTANTE LEMBRAR!

- ✓ Vaporização: pressão de vapor do sistema = pressão local (atmosférica)
- ✓ Quanto maior a pressão de vapor, mais VOLÁTIL é o líquido (mais fácil de evaporar) e MENOR a sua temperatura de ebulição.

Com esses conceitos fica mais fácil determinar o que acontece com a pressão de vapor na presença de um soluto não volátil, certo? Esse soluto **diminui a evaporação** do solvente, logo a quantidade de vapor no sistema será **menor** e, portanto, a **pressão** exercida por esses vapores estará **diminuída**.

Isso explica um dos exemplos citados lá na introdução dessa apostila, referente à massa colocada em uma água fervente. Ocorre a diminuição da pressão de vapor (tonoscopia) com a presença do solvente. E o que isso significa? Que a água terá a sua temperatura de ebulição aumentada (ebulioscopia)!

Soluções sempre terão MENOR pressão de vapor que o solvente puro!

PRES
VAPC
,

P0

P1

P2

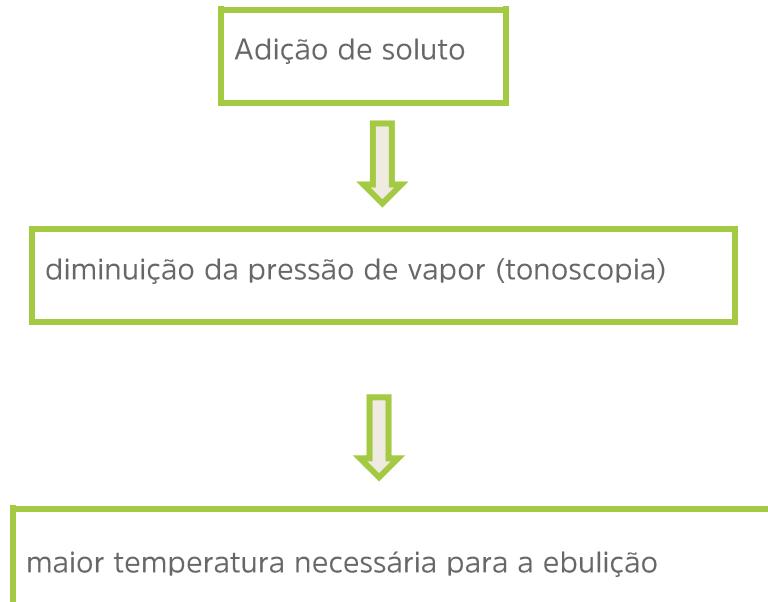
EBULIOSCOPIA

Ebulioscopia é a propriedade coligativa relacionada ao **aumento da temperatura de ebulação de uma solução** causada pela adição de soluto em comparação à temperatura de ebulação do solvente puro.

A ebulioscopia pode ser relacionada com a tonoscopia, como foi visto nos exemplos anteriores.

Se voltarmos ao nosso exemplo da massa adicionada à água fervente, essa relação entre tonoscopia e ebulioscopia fica clara. Quando a água para de ferver, significa que será necessário aumentar a temperatura para que ela entre em ebulação novamente, certo? E o motivo é o mesmo do efeito tonoscópico!

Interação entre as moléculas do solvente e do soluto dificulta a passagem para o estado vapor, por isso é necessária maior energia (na forma de calor) para a solução entrar em ebulação.



(ebulioscopia)

Outro exemplo prático muito utilizado é a panela de pressão, que é usada para cozinhar mais rapidamente os alimentos. Agora que vimos as definições de tonoscopia e ebulioscopia já dá pra saber qual a base do funcionamento, né? Ele ocorre por um aumento da pressão interna, que leva a um aumento da temperatura necessária para a ebulação, ou seja, o líquido demora mais a entrar em ebulação com uma alta pressão, exigindo uma maior temperatura, e os alimentos são cozidos mais rápido!

ATENÇÃO!!!

A alteração da temperatura de ebulação não é causada somente pela adição de um soluto ao solvente.

Em altas altitudes, em que a pressão atmosférica é menor, a temperatura de ebulação também será menor. Lembre-se que:

- ✓ Pressão de vapor da solução será a mesma; é a P_{atm} do sistema que é menor!
- ✓ Pressão atmosférica (nível do mar) = 1atm (ou 1 bar).

Na tabela a seguir, podemos observar a aplicação desse conceito. Veja como a temperatura de ebulação pode ser bem diferente da temperatura ao nível do mar em grandes altitudes:

TABELA 1: PONTOS DE EBULIÇÃO RELACIONADOS COM A ALTITUDE EM DIFERENTES CIDADES.

Cidade / Local	Altitude em relação ao nível do mar (m)	P.E. aproximado da água (°C)
Rio de Janeiro	0	100
São Paulo	750	97
Campos do Jordão	1.628	95
Cidade do México	2.240	92
La Paz	3.636	88
Monte Everest	8.848	70

FONTE: <HTTP://WWW.SOQ.COM.BR/CONTEUDOS/EM/PROPRIEDADES COLIGATIVAS/P3.PHP>

CRIOSCOPIA

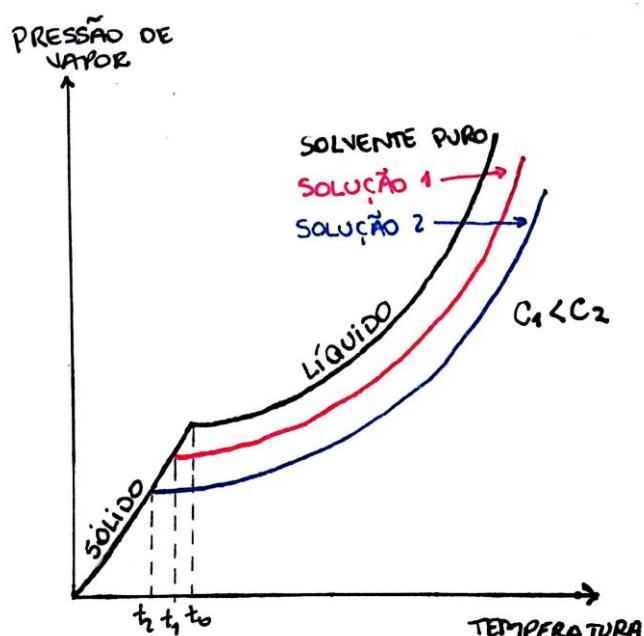
Crioscopia é a propriedade coligativa relacionada à diminuição da temperatura de congelamento de uma solução causada pela adição de soluto em comparação com a temperatura de congelamento do solvente puro.

Como ocorre essa diminuição na temperatura de congelamento?

A explicação dessa propriedade é bem simples, pois o soluto presente na reação interage com o solvente, da mesma maneira que as moléculas interagem na tonoscopia (diminuição da pressão de vapor) e ebulioscopia (aumento da temperatura de ebulação). Só que na propriedade **crioscopia** o que ocorre é a **diminuição da temperatura de congelamento!**

Vamos aos exemplos!

Lembra do exemplo citado no começo da apostila? Sobre os países nos quais neva e se coloca sal nas estradas no inverno? Então, essa prática é realizada justamente por causa da propriedade crioscopia! Com a adição de sal (sóluto) nas estradas com gelo (água - solvente) o que ocorre é a diminuição da temperatura de congelamento pela presença do soluto. E o resultado disso? O gelo derrete! Isso ocorre porque a temperatura ambiente permanece a mesma, que congela a água, mas não a água com soluto (que teve a temperatura de congelamento diminuída).



Outra aplicação interessante é a adição de sal no gelo para gelar bebidas mais rapidamente. Muitas pessoas desconhecem essa prática que pode ser muito útil quando se tem uma bebida e se deseja tomá-la mais gelada em pouco tempo. O processo é o mesmo, a adição de sal no gelo provoca uma diminuição na temperatura de congelamento da água, logo tem-se água líquida com temperatura menor que 0°C, como a água líquida tem maior superfície de contato com o recipiente que o gelo, terá maior troca de calor e a bebida ficará gelada mais rápido!

CURIOSIDADE

Além do risco de se ter gelo nas estradas, há também o risco de congelamento da água dos radiadores usados para refrigerar os motores dos veículos. Como resolver esse problema? Há produtos comerciais (aditivos) que podem ser adicionados aos radiadores com o objetivo de diminuir a temperatura de congelamento (da mesma maneira que diminui no gelo das estradas, certo?).

- ✓ Exemplo de “anticongelante”: etilenoglicol ($C_6H_{60}O_2$);
- ✓ Em proporção de 50% consegue diminuir o ponto de fusão da mistura até $-35^{\circ}C$!

OSMOSCOPIA

Osmoscopia é o estudo e a medição da **pressão osmótica** das soluções. E o que é a pressão osmótica? Vamos primeiro definir o que é a osmose.

OSMOSE: passagem de solvente (puro) da solução menos concentrada para a mais concentrada através de uma **membrana semipermeável***.

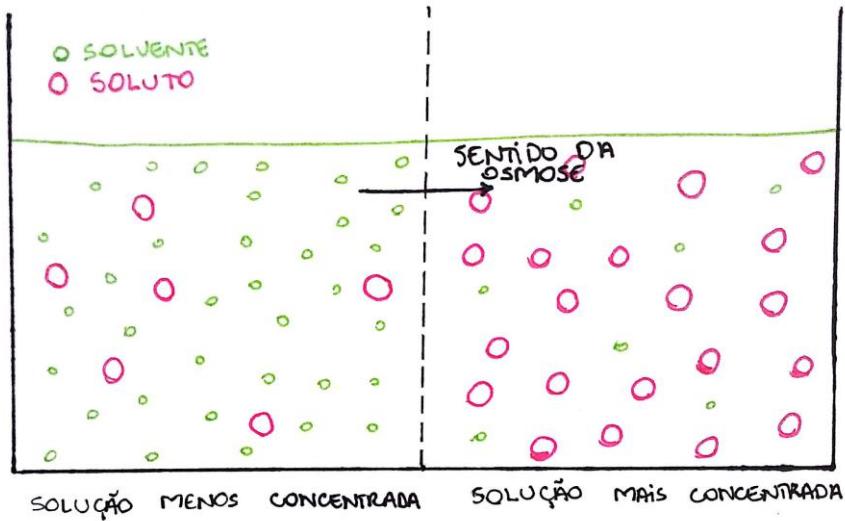
***Membrana semipermeável:** permite a passagem de solvente de uma solução para a outra, mas não permite a passagem de soluto.

Na osmose ocorre, então, a diluição de uma solução concentrada pela passagem de solvente de uma solução diluída (ou água pura) para a concentrada.

Tendo clara a definição de osmose, vamos agora estudar o que é a **pressão osmótica**.

PRESSÃO OSMÓTICA: equivale à pressão que deve ser exercida sobre uma solução para impedir ou dificultar a sua diluição por

osmose.



A pressão osmótica pode ser calculada pela fórmula:

$$\pi = \mu \cdot R \cdot T \cdot i$$

Em que:

- ✓ π = a pressão osmótica;
- ✓ μ = concentração (mol/L) da solução;
- ✓ $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L/mol} \cdot \text{K}$ (constante dos gases);
- ✓ T = temperatura absoluta (em K).
- ✓ i = Fator de Van't Hoff

Você deve estar se perguntando “mas o que é o Fator de Van't Hoff? E porque ele deve ser considerado?”. Vamos voltar a um conceito importante das propriedades coligativas: elas dependem do número de partículas presentes na solução. Quando se considera uma solução iônica é importante lembrar que, como os compostos se dissociam, eles

apresentam uma concentração de partículas (íons) maior do que a concentração da substância dissolvida.

Dessa maneira, o Fator de Van't Hoff deve ser considerado na fórmula quando o soluto é formado por íons (solução iônica), pois ele indica os íons positivos e negativos do soluto.

$$i = 1 + \alpha \cdot (q - 1)$$

Em que:

- ✓ α = grau de dissociação iônica
- ✓ q = número de íons (cátions e ânions)

Lembrando:

- ✓ Soluções iônicas: sais, ácidos ou bases dissolvidos em água.
- ✓ **Soluções moleculares: $i = 1$!**

Agora vamos às aplicações dessa propriedade!

Se você está aprendendo a cozinhar, certamente vai ouvir de alguém que as batatas são ótimas para reduzir o sal de uma refeição em que você colocou sal demais. Por que isso funciona? Vamos relacionar esse fato com o conceito de osmose para facilitar o entendimento dessa propriedade. A comida, como sopas ou carne moída, por exemplo, é a solução concentrada em relação à batata, que, por ser um alimento rico em água, é a solução diluída. Dessa maneira, o solvente (água) da solução menos concentrada (batata), passa para a solução mais concentrada (sopa). Pensando com o conceito de osmose fica claro o resultado, certo? O sal da comida salgada será “diluído” pela água da batata que passa para a solução por osmose! Legal né?

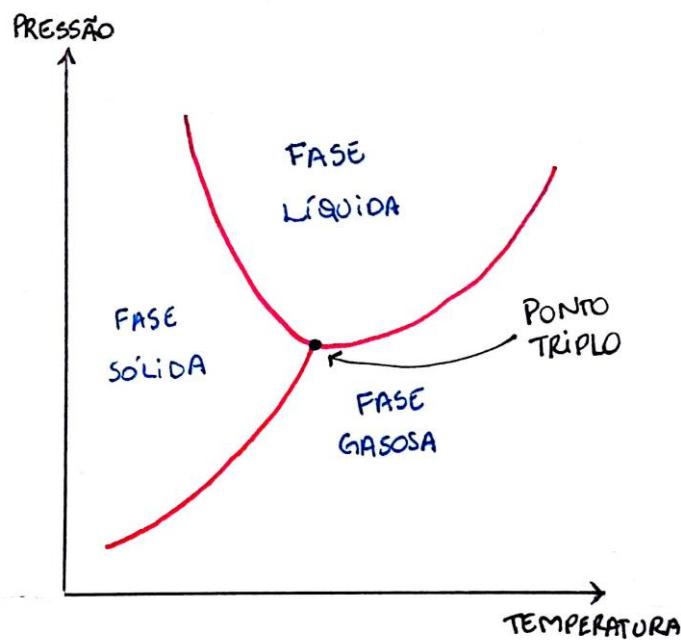
O mesmo acontece quando se coloca sal em uma salada, o exemplo citado no começo da apostila. A alface, por ser a solução menos concentrada, “perde” água e acaba murchando na presença do sal. Outro exemplo dessa propriedade é o charque (carne bovina salgada e seca ao sol), que é uma técnica muito comum para conservar carnes. Nesse caso, o

meio externo está mais concentrado (por causa do sal) e o meio interno (interior das células da carne) está menos concentrado, por isso ocorre a saída de água das células. Da mesma maneira que a água sai das células da carne, se existirem microorganismos ali (que poderiam causar a deterioração da carne), eles também serão desidratados e morrerão. Assim a carne permanece conservada por mais tempo!

IMPORTANTE SABER!!!

DIAGRAMA DE FASES: substância pura e soluções

- ✓ Esse diagrama é muito importante, pois alterações nas propriedades coligativas (adição de soluto em soluções) levarão a alterações nas curvas do diagrama;
- ✓ O diagrama de fases é um gráfico de Pressão x Temperatura que apresenta as três fases de uma mesma substância (sólido, líquido e gasoso);
- ✓ O ponto central é chamado de PONTO TRIPLO, onde há o equilíbrio entre as três fases.



RELEMBRANDO

Vamos dar uma revisada para fixar conceitos importantes e alguns exemplos? Agora que você já estudou essa apostila, deve reconhecer várias práticas do dia a dia que envolvam essas propriedades, e isso é muito importante! Com exemplos se torna bem mais fácil lembrar dos conceitos aplicações das propriedades coligativas. E vamos à revisão!

PROPRIEDADE	EFETO	EXEMPLO
TONOSCOPIA	↓ da pressão de vapor	adição de sal à água fervente
EBULIOSCOPIA	↑ da temperatura de ebulição	panela de pressão
CRIOSCOPIA	↓ diminuição da temperatura de congelamento	sal em gelo nas estradas; sal em gelo nas bebidas
OSMOSCOPIA	↑ da pressão osmótica	charque; salada temperada

Era isso, pessoal! Espero que tenham aprendido bastante e que as propriedades coligativas agora sejam um assunto tranquilo pra vocês!

Até a próxima!

REFERÊNCIAS

FELTRE, Ricardo. Química: Química Geral. 6. ed., São Paulo: Moderna, vol. 2, 2004.

PERUZZO. F.M.; CANTO. E.L., Química na abordagem do cotidiano, volume 2, 3^a edição, ed moderna, São Paulo, 2003.

PARTE II

QUÍMICA

07

TERMOQUÍMICA

meSalvo!

TERMOQUÍMICA

Quando se fala em energia e suas diversas fontes, o que vem à sua cabeça? Energia elétrica para os eletrodomésticos da sua casa? A queima de combustível de um carro? Um forno a gás? Os alimentos que você ingere para ter disposição? Em todas as formas a energia é transferida de um meio para outro e muitas reações químicas estão envolvidas na grande maioria destes processos. Ainda, com o aumento populacional e dos problemas ambientais, tem-se buscado cada vez mais fontes energéticas alternativas e sustentáveis. Nesse contexto, a Termoquímica é uma ferramenta poderosa na compreensão dos fenômenos que nos cercam e no desenvolvimento de novas tecnologias.

DEFINIÇÕES

TERMOQUÍMICA

É o estudo das trocas de calor em reações químicas.

CALOR

A energia transferida entre corpos (ou meios) espontaneamente devido à diferença de temperatura. Um exemplo típico de calor é a sensação térmica que temos ao tocar uma xícara de café a uma temperatura maior do que a temperatura corporal.

TRANSFERÊNCIA DE ENERGIA

A energia é transferida na forma de calor quando há uma diferença de temperatura, fluindo sempre da maior para a menor temperatura. Ainda, sabe-se que existem várias formas de energia, como a potencial, a cinética, a elétrica e a química. A energia pode ser transferida de uma

forma para a outra, como, por exemplo: em uma hidrelétrica, onde a energia potencial das quedas d'água é convertida em energia elétrica para abastecer municípios; ou em um carrinho de controle remoto, no qual a energia química das pilhas é convertida em energia cinética para seu movimento.

MEDIÇÃO DE CALOR

É possível realizar a medida da transferência de energia na forma de calor em um processo, desde que saibamos a capacidade calorífica do sistema.

A capacidade calorífica C é definida como a razão entre o calor transferido (q) e a variação de temperatura (ΔT) que ocorreu.

$$C = \frac{q}{\Delta T}$$

A capacidade calorífica é uma propriedade que depende da quantidade de matéria envolvida. É mais conveniente indicar quanto calor deve ser fornecido para se aumentar a temperatura em 1°C ou 1 K , para cada unidade de massa ou mol da substância.

Chama-se calor específico c a capacidade calorífica por grama de substância.

Unidades: $\text{J g}^{-1}\text{C}^{-1}$; $\text{cal g}^{-1}\text{C}^{-1}$.

Exemplo: a água possui calor específico de 1 cal/g.C . Isto quer dizer que, para aumentarmos a temperatura de 1 grama de água em 1 grau Celsius , é necessário que se forneça 1 caloria de energia.

A capacidade calorífica molar, como o nome indica, é referente a um mol de substância. Unidades: $\text{J }^\circ\text{C}^{-1} \text{mol}^{-1}$; $\text{cal }^\circ\text{C}^{-1} \text{mol}^{-1}$.

CALORIMETRIA

É o estudo das trocas energéticas, que se dão na forma de calor, entre corpos.

UNIDADES

Utilizamos diferentes unidades quando tratamos de energia, devido à evolução da linguagem científica em diversos lugares do mundo. As unidades mais comuns são a caloria (cal) e o Joule (J), que você facilmente encontra ao olhar a tabela nutricional de qualquer alimento. Ainda existem outras unidades menos usuais, como o Btu (Sistema Inglês de Unidades), que é utilizado para expressar o consumo de um aparelho de ar condicionado.

No Sistema Internacional de unidades (SI), utiliza-se o Joule como unidade de energia e sua equivalência com a caloria se dá pela relação:

$$1 \text{ cal} = 4,1868 \text{ J}$$

FORMAS DE ENERGIA

A **energia interna** U é a capacidade que um sistema possui de realizar trabalho (W). Corresponde à soma das energias cinética e potencial das moléculas. Não é possível medi-la diretamente, pois é uma propriedade intrínseca da matéria (e não haveria nenhuma aplicação prática para tal valor); calcula-se, porém, a variação de energia interna, que nos diz quanto o sistema variou em termos de energia.

Analogamente aos estudos de Física, a energia cinética é a **energia relativa** ao movimento das moléculas e que depende da velocidade delas; a energia potencial refere-se à posição relativa das moléculas e suas interações intermoleculares.

Um balanço geral de energia para os sistemas é representado pela 1^a Lei da Termodinâmica, que diz que a energia não pode ser criada e nem destruída, porém pode se converter de uma forma a outra. A equação descrita abaixo indica que todas as variações de energia interna de um sistema podem ser na forma de transferência de calor e de realização de trabalho:

$$\Delta U = q + W$$

A **entalpia (H)** é definida como a máxima energia armazenada por um sistema. Ela engloba não só a energia interna como também a energia introduzida no sistema por meio de trabalho. A equação que relaciona estas variáveis é mostrada abaixo:

$$H = U + W$$

A definição de trabalho como sendo o produto da pressão pela variação de volume:

$$W = P \cdot V$$

Vamos compreender essa expressão. Imagine um êmbolo com um gás (aquele exemplo clássico) que se desloca no sentido de comprimir o gás e diminuir seu volume. A pressão aplicada faz com que as moléculas se choquem com uma velocidade maior, aumentando, assim, a energia cinética.

Agora, explicitando a equação para a entalpia, temos:

$$H = U + P \cdot V$$

Assim como a energia interna, não é possível medir a entalpia propriamente dita (pois aí precisaríamos do valor absoluto de U também), mas é possível calcular quanto a energia total do sistema variou, ou seja, ΔH . O valor de ΔH pode ser calculado de diversas maneiras dependendo do sistema a que nos referimos e das informações obtidas. Referente à equação para H, temos que:

$$\Delta H = \Delta U + P \cdot \Delta V$$

Com esse valor é possível o cálculo de quanta energia foi liberada ou absorvida em uma reação química, e essa grandeza está diretamente relacionada a diversas situações do seu cotidiano, como:

- ✓ A energia liberada por grama de diferentes combustíveis é, na verdade, a variação de entalpia no sistema após a queima desses combustíveis;
- ✓ As calorias fornecidas ao seu organismo após ingerir algum alimento representam, na verdade, a variação de entalpia resultante da quebra das ligações de proteínas, carboidratos e gorduras (então retira-se energia do alimento, que é transferida para o seu organismo).

PROCESSOS ENDOTÉRMICOS E EXOTÉRMICOS

As transformações químicas envolvem formação e quebra de ligações. Assim como a mudança dos estados físicos, as reações químicas ocorrem com absorção ou liberação de energia. Respectivamente, são conhecidos como processos endotérmicos e exotérmicos.

Processos endotérmicos são aqueles em que há absorção de energia na forma de calor pelo sistema:

sistema inicial + energia → sistema final

Exemplo de transformação física endotérmica: se um cubo de gelo é colocado em uma superfície à temperatura ambiente, ele recebe energia do ambiente na forma de calor (o ambiente está a uma temperatura superior à do gelo), e acaba derretendo. O processo de fusão do gelo é, portanto, endotérmico.

No caso de reações químicas, pode-se enxergar a equação da seguinte forma:

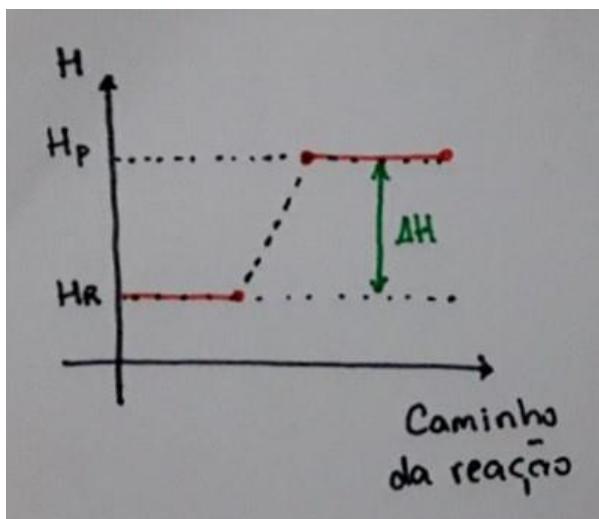
reagentes + energia → produtos

Como a energia contida nos produtos é maior do que a energia contida nos reagentes, visto que calor foi adicionado a eles, sabe-se que no final temos uma entalpia maior do que inicio, portanto:

$$H_{\text{produtos}} > H_{\text{reagentes}}$$

$$H_{\text{endotérmico}} > 0$$

Graficamente, fica explícita esta relação:



Exemplo: a reação de decomposição do óxido de mercúrio (sólido) em mercúrio líquido e oxigênio gasoso tem $\Delta H^\circ r = + 90,7 \text{ KJ}$. Ela é endotérmica ou exotérmica? Se você tocar em um pote onde esteja acontecendo esta reação, irá sentir frio ou calor na mão?

R: Como a variação de entalpia no sistema é positiva, isso significa que o sistema ganhou energia e, portanto, o processo é endotérmico. Como a reação rouba energia do meio externo e a armazena em suas ligações químicas, a sensação térmica a ser experimentada na sua mão é de frio.

Por sua vez, **processos exotérmicos** são aqueles em que há **liberação** de energia na forma de calor pelo sistema.

Exemplo de transformação física exotérmica: se uma garrafinha de água à temperatura ambiente (25°C) é colocada no freezer (-5°C), a água perde energia (calor) para o freezer e congela. O processo de solidificação/congelamento da água é, portanto, exotérmico.

No caso de reações químicas, pode-se enxergar a equação da seguinte forma:

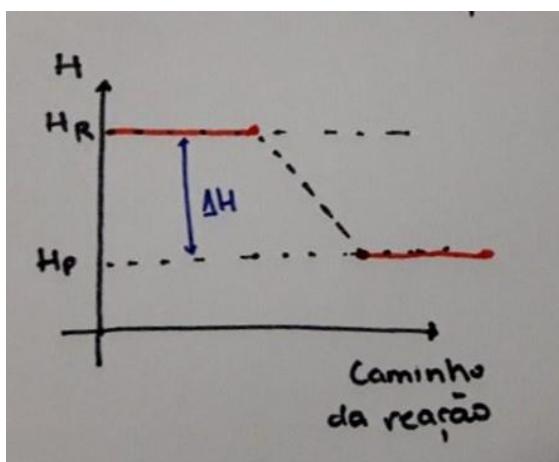
sistema inicial → sistema final + energia

Como a energia contida nos reagentes é maior do que a energia contida nos produtos, visto que calor foi removido para formação deles, sabe-se que no final temos uma entalpia menor do que inicio, portanto:

$$H_{\text{produtos}} < H_{\text{reagentes}}$$

$$H_{\text{exotérmico}} < 0$$

Graficamente, fica explícita esta relação:



Exemplo: a reação entre hidrogênio e oxigênio gasosos para a formação de água líquida tem $\Delta H^\circ_r = - 285,8 \text{ KJ}$. Ela é endotérmica ou exotérmica? Se você tocar em um pote onde esteja acontecendo esta reação, irá sentir frio ou calor na mão?

R: Como a variação de entalpia no sistema é negativa, isso significa que o sistema perdeu energia e, portanto, o processo é exotérmico. Como a reação perde energia de suas ligações para o meio externo, a sensação térmica a ser experimentada na sua mão é de calor.

VARIAÇÃO DA ENTALPIA EM REAÇÕES

Pense em uma reação genérica do tipo:

Reagentes → *Produtos*

A variação de entalpia dessa reação é a variação total de energia nesse processo, ou seja, a energia no estado final (produtos) subtraída da energia no estado inicial (reagentes), segundo a equação:

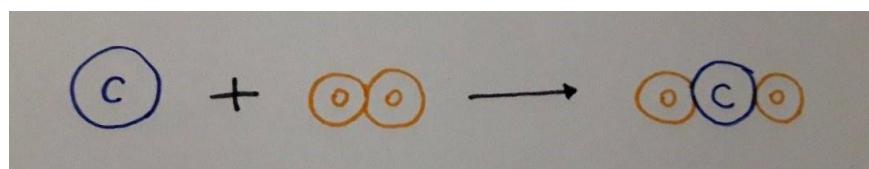
$$\Delta\text{energia} = \Delta H = \text{energia dos produtos} - \text{energia dos reagentes}$$

Mas como saber a entalpia dos reagentes e produtos? Como saber se diferentes ligações apresentam diferentes energias? Vamos descobrir.

ENTALPIA PADRÃO DE FORMAÇÃO

A entalpia de formação (ΔH_f°) refere-se à entalpia padrão, ou seja, à temperatura constante padrão e 1 bar de pressão, condições que denominamos estado padrão das substâncias compostas quando formadas a partir dos elementos puros (substâncias simples). A temperatura deve sempre ser especificada, pois a entalpia depende da temperatura!

Exemplo: $C_{(grafite)} + O_{2(g)} \rightarrow CO_{2(g)}$



$\Delta H_f^\circ CO_2 (25^\circ C) = -394 \text{ kJ/mol}$: são liberados 394 KJ de energia na formação de 1 mol de gás carbônico a partir dos elementos puros, a $25^\circ C$.

Pode-se pensar na entalpia padrão de formação como a variação total de energia na reação de formação de 1 mol de cada substância composta (nesse caso, temos a entalpia padrão molar), ou seja, o quanto de energia variou para que as ligações químicas da substância composta se formassem.

As entalpias padrão das substâncias compostas correspondem a valores que se encontram geralmente tabelados em livros e manuais diversos.

Entalpia padrão de substâncias simples ou elementos puros

Define-se de forma universal que toda substância simples (C, O₂, N₂, S, P, etc.), em estado padrão, tem entalpia de formação igual a zero.

ΔH em reações, a partir das entalpias padrão de formação

A variação de entalpia em uma reação equivale ao somatório das entalpias dos produtos subtraído do somatório das entalpias dos reagentes.

$$\Delta H_{\text{REAÇÃO}} = \sum n \Delta H_f^{\circ} \text{PRODUTOS} - \sum n \Delta H_f^{\circ} \text{REAGENTES}$$

O subíndice n indica o coeficiente estequiométrico de cada substância na reação.

Exemplo ilustrado

Reação de neutralização entre hidróxido de cálcio e ácido clorídrico



Obtém-se de uma tabela os valores das entalpias-padrão de formação dos reagentes e produtos:

Composto	Entalpia-padrão molar (ΔH_f°) (KJ/mol)
$\text{Ca(OH)}_{2(s)}$	-987
$\text{HCl}_{(g)}$	-92

CaCl ₂ (s)	-795
H ₂ O (l)	-286

Com estes valores é possível calcular os somatórios das entalpias de reagentes e produtos:

$$\sum n \Delta H_f \text{produtos} = \Delta H_f^\circ \text{CaCl}_2 + 2 \cdot \Delta H_f^\circ \text{H}_2\text{O}$$

$$\sum n \Delta H_f \text{produtos} = -795 \text{ KJ} + 2 \cdot (-286 \text{ KJ}) = -1367 \text{ KJ}$$

e

$$\sum n \Delta H_f \text{reagentes} = \Delta H_f^\circ \text{Ca(OH)}_2 + 2 \cdot \Delta H_f^\circ \text{HCl}$$

$$\sum n \Delta H_f \text{reagentes} = -987 \text{ KJ} + 2 \cdot (-92) = -1171 \text{ KJ}$$

$$\Delta H_{\text{REAÇÃO}} = -1367 \text{ KJ} - (-1171 \text{ KJ}) = -1367 \text{ KJ} + 1171 \text{ KJ} = -196 \text{ KJ}$$

ATENÇÃO NA SOMA DE SINAIS!!!

Esse resultado indica que, quando 1 mol de hidróxido de cálcio reage com 2 mols de ácido clorídrico, são liberados 196 KJ de energia às vizinhanças do sistema. Chega-se a essa conclusão devido ao sinal negativo do valor final, que você aprenderá a interpretar no tópico a seguir.

ENTALPIA DE LIGAÇÃO

A energia de ligação está relacionada à energia potencial, que pertence à definição de entalpia. A entalpia de ligação é definida como a

energia requerida para romper um mol de ligações químicas entre pares de átomos, no estado gasoso.

Para que se rompa uma ligação, é necessário que haja o fornecimento de energia (processo endotérmico) e, portanto, todas as entalpias de ligação são positivas (vide item Variação da entalpia em reações).

Os valores das entalpias das mais variadas ligações, no estado gasoso e sob as mesmas condições de pressão e temperatura de, respectivamente, 1 atm e 25°C, são tabelados e facilmente encontrados em livros e sites.

Quanto maior a entalpia de ligação, mais forte é a ligação entre os átomos envolvidos e, portanto, maior será a quantidade de energia necessária para que se rompa essa ligação.

Exemplo de ligações e suas respectivas entalpias

Ligaçāo	Energia de ligação ($\frac{KJ}{mol}$)
C – C	347,8
C = C	613,6
C ≡ C	838,5
H – H	435,5
O = O	496
Cl – Cl	242
C – H	412,9
C – O	357,4
C = O	744
C – Cl	327,2
H – Cl	431,8
O – H	463

Quebra e formação de ligações

A quebra de uma ligação é um processo endotérmico e, portanto, a variação de entalpia nesse processo é positiva.

A formação de uma nova ligação envolve a liberação da mesma quantidade de energia necessária para quebrá-la, porém a variação de entalpia tem o sinal contrário.

$$\Delta H_{\text{formação de ligação}} = -\Delta H_{\text{quebra de ligação}}$$

Resumindo:

Fenômeno	Tipo de processo	Sinal de ΔH
Quebra de ligação	Endotérmico	$+\Delta H$
Formação de ligação	Exotérmico	$-\Delta H$

Cálculo da entalpia de reação

A partir dos valores das entalpias de ligação é possível calcular o ΔH de uma reação.

Imagine que, quando uma reação ocorre, a variação de energia (entalpia) é referente à quebra de ligações dos reagentes e formação de novas ligações nos produtos.

Matematicamente, para calcular o $\Delta H^\circ_{\text{reação}}$, pode-se fazer o seguinte balanço:

$$\Delta H^\circ_{\text{REAÇÃO}} = \sum \Delta H^\circ_{\text{ligações quebradas}} - \sum \Delta H^\circ_{\text{ligações formadas}} \quad (1)$$

$$\Delta H^\circ_{\text{REAÇÃO}} = \sum \Delta H^\circ_{\text{ligações reagente}} - \sum \Delta H^\circ_{\text{ligações produtos}} \quad (2)$$

Exemplo ilustrado

Reação de cloração com metano



Primeiramente, é interessante fazer uma lista de todas as ligações nos reagentes e nos produtos (dica: desenhe as moléculas como estruturas de Lewis para enxergar as ligações):

Tipo de ligação	Reagentes	Produtos	Variação
C-H	4	3	-1
Cl-Cl	1	0	-1
C-Cl	0	1	+1
H-Cl	0	1	+1

A seguir, é possível calcular $\Delta H^\circ_{\text{reação}}$ de dois modos, como indicados pelas equações (1) e (2). Ambas as maneiras devem levar ao mesmo resultado.

Pela equação (1):

$$\Delta H^\circ_{\text{REAÇÃO}} = \sum \Delta H^\circ_{\text{ligações quebradas}} - \sum \Delta H^\circ_{\text{ligações formadas}}$$

Ligações quebradas: 1 ligação C-H + 1 ligação Cl-Cl

Ligações formadas: 1 ligação C-Cl + 1 ligação H-Cl

Com os valores da tabela de entalpias de ligação chega-se ao resultado:

$$\Delta H^\circ_{\text{REAÇÃO}} = [1 \times (412,9) + 1 \times (242)] - [1 \times (327,2) + 1 \times (431,8)] = -104,1 \text{ kJ/mol (PROCESSO EXOTÉRMICO)}$$

Ou pela equação (2):

$$\Delta H^\circ_{\text{REAÇÃO}} = \sum \Delta H^\circ_{\text{ligações reagente}} - \sum \Delta H^\circ_{\text{ligações produtos}}$$

<i>Tipo de ligação</i>	<i>Reagentes</i>	<i>Produtos</i>
C-H	4	3
Cl-Cl	1	0
C-Cl	0	1
H-Cl	0	1

$$\Delta H^\circ_{\text{REAÇÃO}} = [4 \times (412,9) + 1 \times (242)] - [3 \times (412,9) + 1 \times (327,2) + 1 \times (431,8)] = -104,1 \text{ kJ/mol}$$

Das duas maneiras chega-se ao mesmo resultado. Você deve fazer os cálculos da maneira de maior conveniência e compreensão.

ENTALPIA DE COMBUSTÃO

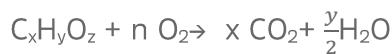
A reação de combustão ou queima é uma reação muito importante e recorrente, que acontece entre uma substância (combustível) e um gás (comburente), o qual iremos considerar sempre como sendo o oxigênio (O_2), pois é o caso mais comum. Nesta reação são liberados calor e luz; pode ser observada na queima de um combustível em um carro, em um incêndio ou na queima de pedaços de madeira ou papel.

A entalpia de combustão ($\Delta H^\circ_{\text{combustão}}$) é a variação de energia na reação de combustão de 1 mol de substância com oxigênio.

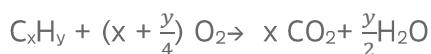
Na combustão completa, formam-se gases em estado máximo de oxidação, como o CO_2 , e, quando há hidrogênio (H) na substância, forma-

se água (H_2O). Por haver sempre a liberação de calor, as reações de combustão são sempre exotérmicas.

Reação geral de combustão



Reação geral para hidrocarbonetos (apenas C e H)



Cálculo da Entalpia padrão de combustão

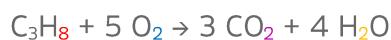
O cálculo da entalpia padrão de combustão é análogo aos cálculos desenvolvidos nos tópicos anteriores. Um ponto que requer muita atenção é o balanceamento estequiométrico da equação, pois em questões de entalpia de combustão a reação balanceada não está explicitada.

Exemplo ilustrado

Um dos hidrocarbonetos presentes no gás de cozinha é o propano, cuja fórmula molecular é C_3H_8 . Qual a entalpia de combustão de 1 mol de propano?

R: Vamos por partes!

1. Equação estequiométrica



2. Método de resolução

O método de resolução depende das informações obtidas no problema!

Supondo que sejam informadas as entalpias padrão de formação dos reagentes e produtos, pode-se utilizar a equação:

$$\Delta H_{\text{REAÇÃO}} = \sum n \Delta H_f^{\circ} \text{PRODUTOS} - \sum n \Delta H_f^{\circ} \text{REAGENTES}$$

Se as informações fornecidas forem as energias de ligação, pode-se resolver o problema pelas fórmulas:

$$\Delta H^{\circ}_{\text{REAÇÃO}} = \sum \Delta H^{\circ}_{\text{ligações quebradas}} - \sum \Delta H^{\circ}_{\text{ligações formadas}}$$

Ou ainda:

$$\Delta H^{\circ}_{\text{REAÇÃO}} = \sum \Delta H^{\circ}_{\text{ligações reagente}} - \sum \Delta H^{\circ}_{\text{ligações produtos}}$$

Resolução com as entalpias padrão de formação

Composto	Entalpia-padrão molar (ΔH_f°) (KJ/mol)
$\text{C}_3\text{H}_{8(g)}$	-104,7
$\text{O}_{2(g)}$	0
$\text{CO}_{2(g)}$	-394
$\text{H}_2\text{O}_{(g)}$	-286

$$\sum n \Delta H_f^{\circ} \text{reagentes} = \Delta H_f^{\circ} C_3O_5 + 5 \cdot \Delta H_f^{\circ} O_2$$

$$\sum n \Delta H_f^{\circ} \text{reagentes} = -104 \text{ KJ} + 5 \cdot (0 \text{ KJ}) = -104 \text{ KJ}$$

e

$$\sum n \Delta H_f^{\circ} \text{produtos} = 3 \times \Delta H_f^{\circ} CO_2 + 4 \times \Delta H_f^{\circ} H_2O$$

$$\sum n \Delta H_f^{\circ} \text{produtos} = 3 \times (-394 \text{ KJ}) + 4 \cdot (-286 \text{ KJ}) = -2326 \text{ KJ}$$

$$\Delta H_{\text{combustão}} = \sum n \Delta H_f^{\circ} \text{produtos} - \sum n \Delta H_f^{\circ} \text{reagentes}$$

$$\Delta H_{\text{combustão}} = -2326 \text{ KJ} - (-104 \text{ KJ})$$

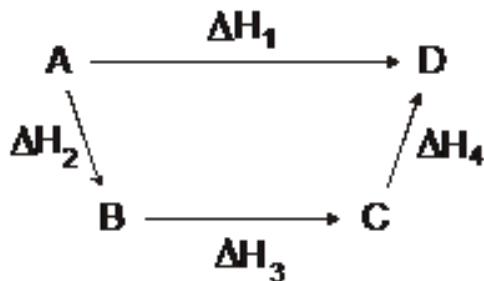
$$\Delta H_{\text{combustão}} = -2222 \frac{\text{KJ}}{\text{mol}} \text{ (reação exotérmica)}$$

LEI DE HESS

O químico e médico suíço Germain Henry Hess foi um dos pais da Físico-Química. Estudou os calores das reações químicas e a relação deles com a afinidade química e as forças de ligação. Como já sabemos, a entalpia é uma função de estado, por isso não depende dos caminhos entre os estados inicial e final. A Lei de Hess foi desenvolvida experimentalmente e tem por definição: a entalpia total da reação é a soma das entalpias das etapas em que as reações pode ser dividida.

Por exemplo: a reação $A \rightarrow D$ não acontece em apenas uma etapa, e, para descobrir a entalpia dessa reação, pode-se utilizar a entalpia de cada etapa elementar ($A \rightarrow B$, $B \rightarrow C$ e $C \rightarrow D$). Assim:

$$\Delta H_1 = \Delta H_2 + \Delta H_3 + \Delta H_4$$



Vamos fazer mais um exemplo: imagine água se transformando do estado líquido para o gasoso. Faremos essa reação em um etapa e em duas etapas:

- | | |
|---|------------------------------|
| 1. $\text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightarrow \text{H}_2\text{O}_{(g)}$ | $\Delta H = +44 \text{ kJ}$ |
| 2. $\text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightarrow \text{H}_{2(g)} + \frac{1}{2} \text{O}_{2(g)}$ | $\Delta H = +286 \text{ kJ}$ |
| $\text{H}_{2(g)} + \frac{1}{2} \text{O}_{2(g)} \rightarrow \text{H}_2\text{O}_{(g)}$ | $\Delta H = -242 \text{ kJ}$ |

A soma das entalpias das etapas equivale à entalpia da única etapa.

CÁLCULO DA ENTALPIA DE REAÇÃO

Ao iniciarmos o exercício envolvendo Lei de Hess, devemos lembrar que o objetivo é manejar as reações das quais conhecemos a entalpia de forma que sua soma fique igual à reação da qual queremos encontrar a entalpia. Algumas regras devem ser utilizadas para calcular a entalpia através da Lei de Hess:

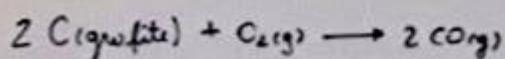
- ✓ Ao multiplicar a estequiometria da reação, a entalpia também deve ser multiplicada pelo mesmo valor;
- ✓ Ao inverter o sentido da reação, o sinal da entalpia também será invertido.

Vamos resolver juntos um exercício para entendermos como calcular a entalpia de uma reação:

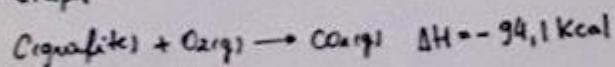
Sabendo as entalpias das reações abaixo, qual seria a entalpia da reação



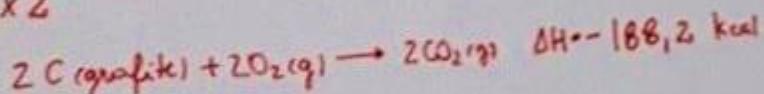
- | | |
|---|---------------------------------|
| 1 ^a etapa $\text{C}_{(\text{grafite})} + \text{O}_{2(g)} \rightarrow \text{CO}_{2(g)}$ | $\Delta H = -94,1 \text{ kcal}$ |
| 2 ^a etapa $\text{CO}_{(g)} + \frac{1}{2} \text{O}_{2(g)} \rightarrow \text{CO}_{2(g)}$ | $\Delta H = -67,7 \text{ kcal}$ |



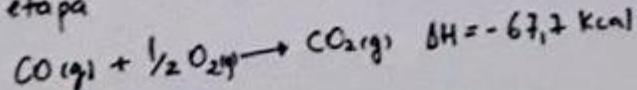
1ª etapa



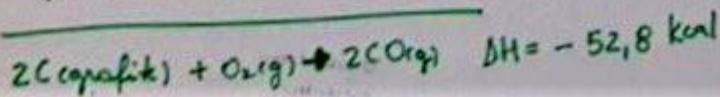
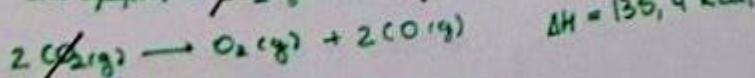
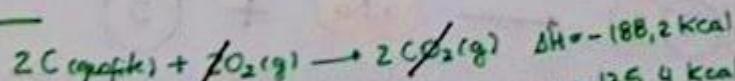
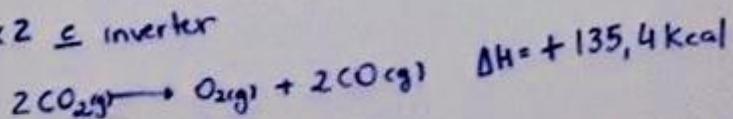
$\times 2$



2ª etapa



$\times 2 \leq$ inverter



PARA SABER MAIS!

Livros:

- ✓ Feltre, Ricardo. Fundamentos da Química. Vol. Único - 4^a Edição.

Livro clássico de química; volume único que engloba todos os conteúdos.

Sites:

- ✓ Só Q! Portal de Química:
<http://www.soq.com.br/conteudos/em/cineticaquimica/>

Aborda o conteúdo de Termoquímica de forma resumida e simples.

REFERÊNCIAS

ATKINS, P.; JONES, L. Princípios de Química: questionando a vida moderna e o meio ambiente. 3^a Edição. Porto Alegre: Bookman, 2006. 968 p.

ATKINS, P.W. Concepts in physical chemistry. Oxford: Oxford, 1995.

BARROS, H.L.C. Química inorgânica – uma introdução. Belo Horizonte, 2002.

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

FOGAÇA, Jennifer Rocha Vargas. "Lei de Hess"; Brasil Escola. Disponível em <<http://brasilescola.uol.com.br/quimica/lei-hess.htm>>. Acesso em 30 de abril de 2017.

MORTIMER E.F. e AMARAL, L.O.F. Quanto mais quente melhor: calor e tem-peratura no ensino de termoquímica. Quí-mica Nova na Escola, n. 7, p. 30-34, 1998.

PARTE II

QUÍMICA

08

CINÉTICA QUÍMICA

meSalvo!

CINÉTICA QUÍMICA

O que nos vem à cabeça quando falamos em cinética? Velocidade! Se você também pensou nisso, está correto(a). O ramo da cinética estuda o movimento, ou seja, a ação das forças na variação do movimento dos corpos. Aplicada à Química, podemos dizer que a cinética nos oferece ferramentas para o estudo da velocidade das reações químicas.

VELOCIDADES DE REAÇÃO

Comumente, a velocidade pode ser definida como a variação de uma propriedade em relação ao tempo.

Por exemplo, a velocidade de um automóvel corresponde à variação da distância percorrida em um dado tempo. Dessa forma, a velocidade das reações corresponde à variação da concentração de um reagente ou produto em um dado tempo.

VELOCIDADE MÉDIA

Voltemos ao exemplo do automóvel: sabemos que a velocidade média é definida pela divisão da distância total do percurso pelo tempo total gasto. Analogamente, a velocidade média de uma reação é definida pela variação da concentração molar de um reagente ou produto durante um intervalo de tempo.

Podemos escrever a fórmula da velocidade média de uma reação em termos do desaparecimento do reagente ou da formação do produto.

$$\frac{-\Delta[R]}{\Delta t} = v_{m,R}$$
$$\frac{\Delta[P]}{\Delta t} = v_{m,P}$$

CÁLCULO DA VELOCIDADE MÉDIA DE UM REAÇÃO

Suponha que estamos estudando a reação $2 \text{ HI(g)} \rightarrow \text{H}_2\text{(g)} + \text{I}_2\text{(g)}$ e que descobrimos que no intervalo de 100 segundos a concentração de HI decresceu de 4,00 mmol L⁻¹ para 3,5 mmol L⁻¹. Qual é a velocidade média da reação?

$$\begin{aligned} \text{Da velocidade média de consumo de R} &= \frac{-\Delta[R]}{\Delta t} \\ &= \frac{-(3,5 - 4,0) \text{ (mmol HI)}/\text{L}}{100 \text{ segundos}} = \frac{5,0 \text{ (mmol HI)}}{\text{L s}} \end{aligned}$$

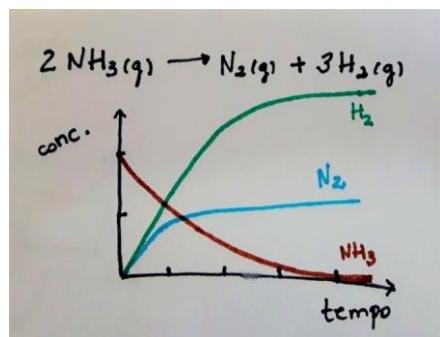
VELOCIDADE INSTANTÂNEA

E quando precisamos saber a velocidade instantânea em um automóvel? Basta olharmos no velocímetro a qualquer momento do percurso. O velocímetro faz duas medidas de posição tão próximas que o intervalo de tempo corresponderá a um instante. Assim, a velocidade instantânea de uma reação é definida pela variação de concentração em um dado tempo muito, mas muito pequeno. Por ora, basta sabermos que o estudo da velocidade instantânea é importante, porque a maior parte da reações desacelera à medida que os reagente são consumidos, e representa de forma mais real se comparada à velocidade média.

REAGENTES E PRODUTOS

Em toda a reação química, as concentrações dos reagentes vão diminuindo enquanto as concentrações dos produtos vão aumentando.

REPRESENTAÇÃO GRÁFICA



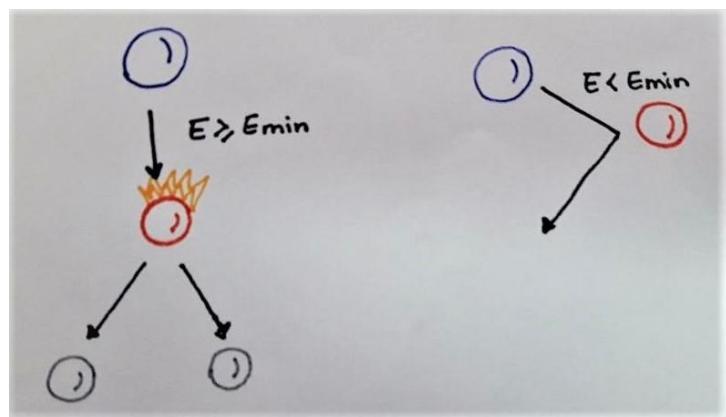
NOTE QUE AS ESCALAS DO GRÁFICO RESPEITAM A ESTEQUIOMETRIA.

TEORIA DAS COLISÕES

Preparados para entrarmos no nível molecular das reações? Em primeiro lugar, imaginemos que uma reação só pode acontecer se os reagentes se encontrarem. A teoria das colisões é baseada em dois princípios: as moléculas precisam apresentar uma energia cinética mínima e uma geometria favorável. A teoria das colisões é aplicada para sistemas gasosos. Podemos pensar na chave e fechadura ou então em um quebra-cabeça.

ENERGIA

Vamos imaginar que as moléculas são como bolas de bilhar defeituosas: quando colidem em baixas velocidades elas ricocheteiam, mas se colidem em altas velocidades podem se despedaçar, como mostra a figura abaixo.



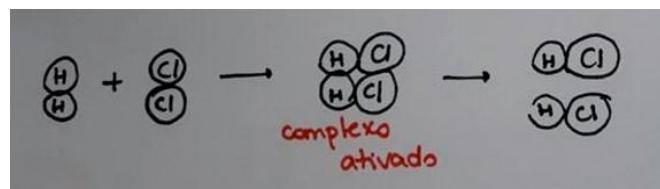
Assim as moléculas reagem. A reação somente ocorre se as moléculas colidirem com energia cinética, no mínimo igual a um valor: a famosa Energia de Ativação.

GEOMETRIA

Quando as moléculas colidem, as ligações existentes das moléculas originais se quebram enquanto novas ligações se formam tornando-se novas moléculas. No encontro entre elas, além de uma energia cinética mínima, é necessário que haja uma colisão efetiva, que é afetada pela geometria de colisão.

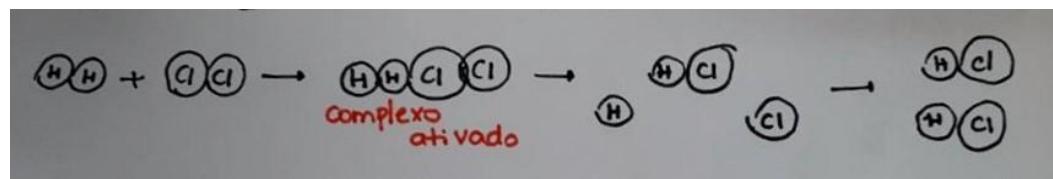
VERTICAL

Corresponde a uma colisão rápida.



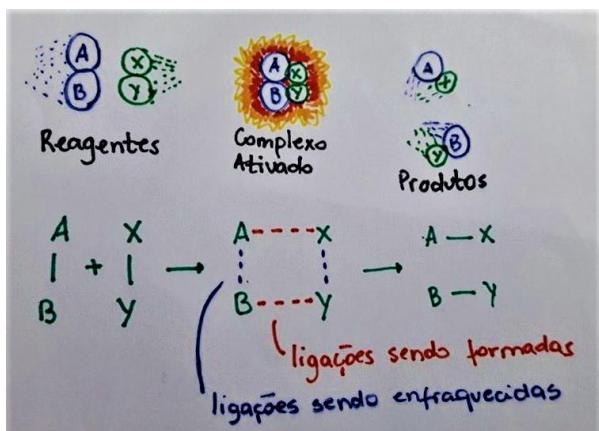
HORIZONTAL

Corresponde a uma colisão mais lenta.



ENERGIA DE ATIVAÇÃO

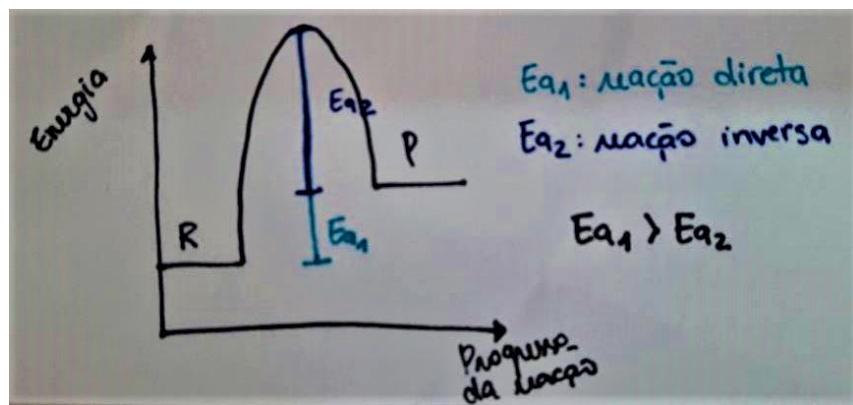
A energia de ativação é aquela energia mínima necessária para uma colisão resultar em reação. Podemos identificá-la como o ponto mais energético que os reagente devem atingir e, ao atingi-lo, formam o famoso **Complexo Ativado**. O Complexo Ativado é uma estrutura intermediária instável no qual acontecem, simultaneamente, o enfraquecimento das ligações dos reagentes e o fortalecimento das ligações dos produtos.



Devemos perceber que quanto menor a Energia de Ativação mais facilmente a reação acontecerá, ou seja, maior será a velocidade dessa reação.

REPRESENTAÇÃO GRÁFICA

Graficamente, a Energia de Ativação corresponde a diferença entre o valor de energia mais alto - o complexo ativado - e a energia dos reagentes. O exemplo abaixo corresponde a uma reação endotérmica (se você esqueceu, corre lá para a apostila de termoquímica!), na qual a energia dos produtos é maior que a dos reagentes. Nesse caso, a energia de ativação da reação direta é maior do que a da reação inversa. O oposto aconteceria uma reação exotérmica.



FATORES QUE INFLUENCIAM NA VELOCIDADE

A velocidade de uma reação pode ser afetada por quatro fatores: a natureza dos reagentes, a concentração dos reagentes, a temperatura e a pressão do sistema. Eles podem atuar aumentando ou diminuindo a velocidade da reação.

NATUREZA DOS REAGENTES

Quanto maior o número de ligações a serem rompidas, menor será a velocidade da reação. Por isso, de forma geral, as reações inorgânicas tendem a ser mais rápidas do que as reações orgânicas.

Além disso, quanto maior o estado entrópico dos reagentes, mais rápida será a reação: substâncias no estado gasoso tendem a reagir mais rapidamente do que se estivessem no estado líquido. Pela maior mobilidade das moléculas em estado gasoso a probabilidade de choques efetivos também será maior. De forma análoga, podemos fazer essa associação para substâncias no estado líquido e no estado sólido.

Para saber mais!

A entropia é uma função de estado que pode ser definida como a medida da desordem do sistema. A entropia de um sistema aumenta em qualquer processo espontâneo (processo em que há a tendência de ocorrer sem ser induzido por uma influência externa). O resfriamento de

um metal em temperatura ambiente ou a expansão de um gás de um volume menor para um volume maior são exemplos de processos espontâneos.

SUPERFÍCIE DE CONTATO

Vamos pensar?! Quem oxida primeiro, uma palha de ferro ou um prego?

A superfície de contato é a área de um dos reagentes que está efetivamente exposta aos demais. Em sólidos, quanto maior a superfície de contato, maior será a velocidade de reação. É por isso que a palha de ferro, de mesma massa que o prego, oxida mais rapidamente.

Por isso que a aspirina é comercializada na forma de comprimido: se a tomássemos em forma de pó poderia causar úlceras estomacais, devida a rápida reação dos componentes do medicamento.

CONCENTRAÇÃO DOS REAGENTES

Como a reação química é consequência das colisões efetivas entre reagentes, quando aumentamos a concentração desses, favorecemos as colisões entre eles. Isto fica comprovado uma vez que as leis de velocidade podem ser expressas em termos da variação das concentrações dos reagentes com o decorrer do tempo (Calma! Já já vamos aprender!).

Você Sabia?

Você sabia que a madeira que queima ao ar livre (cerca de 21% oxigênio), queimaria muito mais rápido em oxigênio puro?! Para termos uma idéia, se o ar fosse composto totalmente por oxigênio, a velocidade da combustão seria extremamente rápida ao ponto de não sermos capazes de apagar um incêndio em uma floresta.

TEMPERATURA

Na grande maioria das reações, o aumento da temperatura atua no aumento da velocidade da reação. Isso acontece, pois o aumento da temperatura proporciona o aumento da energia cinética das moléculas, favorecendo as colisões efetivas e facilitando a ocorrência da reação.



A geladeira é um ótimo exemplo! Ela faz parte do nosso cotidiano tendo um papel importante na conservação dos alimentos, pois as baixas temperaturas diminuem a velocidade das reações de deterioração.

PRESSÃO

Para a pressão interferir, pelo menos um dos reagentes deve ser gasoso. O aumento da pressão faz com que o volume diminua e, assim, as moléculas fiquem mais próximas umas das outras, aumentando a probabilidade de colisões e, como consequência, a velocidade da reação.



É difícil lembrar?! Não esquece que para cozinhar o feijão mais rapidamente, utilizamos a panela de pressão!

CATALISADORES

A catálise consiste no aumento da velocidade de uma reação devido à participação de substâncias adicionais denominadas catalisadores. Com o emprego destes, é possível diminuir para horas - ou minutos - o tempo de uma reação que, naturalmente, levaria dias (ou mesmo anos!) para acontecer. Atualmente, a grande maioria dos processos na indústria química (refino e beneficiamento de petróleo, produção de plásticos, alimentos, etc.) requer a utilização de catalisadores para sua viabilização econômica e alta produtividade.

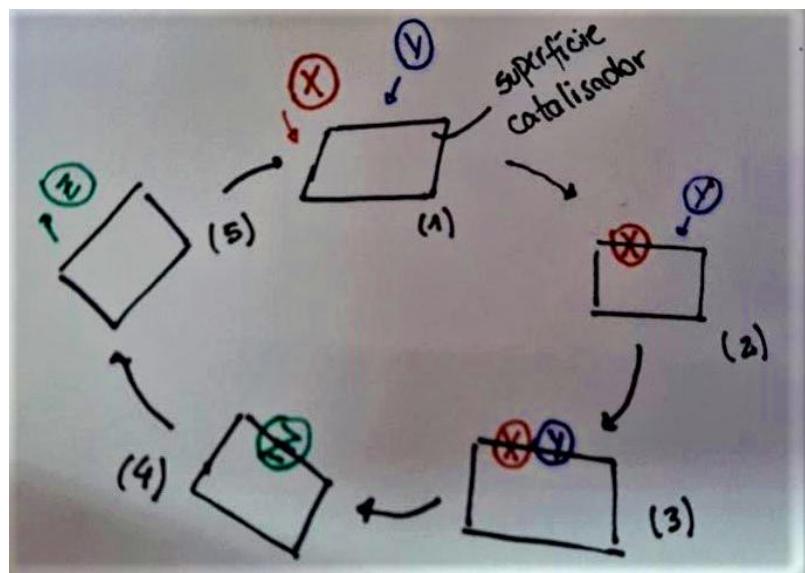
Você não precisa ir longe para encontrar catalisadores agindo. No motor dos carros, apenas parte do combustível é transformado em gás carbônico e água, caracterizando uma combustão completa. As moléculas de combustível que se oxidaram parcialmente são tóxicas ao ser humano e ao meio ambiente. É, portanto, essencial a presença de catalisadores no motor para auxiliarem na conversão destes poluentes em substâncias menos nocivas, como gás carbônico, água, nitrogênio e enxofre. Ainda, na biologia, as enzimas são proteínas catalisadoras de diversas reações no organismo e em alimentos.

CONCEITO

Catalisadores são substâncias que aumentam a velocidade das reações. Eles modificam o mecanismo da reação, diminuindo a energia de ativação da reação. Não participam na formação dos produtos e, portanto, saem intactos ao final do processo, podendo ser reutilizados diversas vezes.

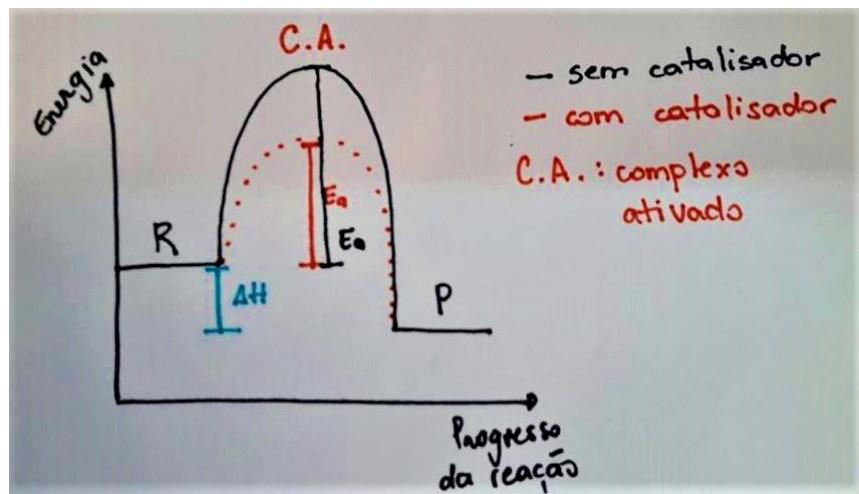
MECANISMO DE FUNCIONAMENTO

Os reagentes se ligam ao catalisador, e reagem em sua superfície (ou poros), formando os produtos desejados, segundo as reações indicadas na figura, onde X e Y são os reagente e Z é o produto:



REDUÇÃO DA ENERGIA DE ATIVAÇÃO

Conforme citado anteriormente, os catalisadores aumentam a velocidade de reação com a diminuição da energia de ativação. Isto pode ser observado no gráfico abaixo:



INFLUÊNCIA NO RENDIMENTO E NA ENTALPIA

Os catalisadores apenas aumentam a velocidade das reações, não alterando o equilíbrio entre reagentes e produtos, e, consequentemente,

não se forma uma maior quantidade de produtos. Desta maneira, o rendimento não é alterado.

A entalpia de reação, por sua vez, depende apenas das entalpias de formação dos reagentes e produtos, pois indica a variação da energia contida nas moléculas. Assim, observa-se que os catalisadores não influenciam na entalpia de reação.

CATÁLISE HOMOGÊNEA E HETEROGRÊNEA

Os catalisadores podem ser heterogêneos ou homogêneos em relação ao meio reacional. Isto depende do catalisador: se ele pertence ou não à mesma fase do substrato.

Na catálise homogênea tem-se os catalisadores dispersos homogeneamente (dissolvidos) no meio reacional. Em geral são íons ou complexos metálicos.

Já na catálise heterogênea, os catalisadores são insolúveis no meio e podem ser separados facilmente, o que propicia sua reutilização. Geralmente são metais ou óxidos metálicos. Os processos industriais geralmente utilizam catalisadores heterogêneos, como na hidrogenação de óleos e produção de plásticos.

LEI DA VELOCIDADE

LEI DA AÇÃO DAS MASSAS

A Lei da ação das massas provém de estudos de Guldberg e Waage para predizer o comportamento de soluções em equilíbrio dinâmico:

“A velocidade de uma reação é diretamente proporcional ao produto das concentrações molares dos reagentes para cada temperatura elevada a expoentes experimentalmente determinados.”

Para uma reação elementar $A + B \rightarrow C$, em termos matemáticos, podemos expressar a lei da velocidade:

$$v = k [A]^x [B]^y$$

Onde os expoentes x e y representam a ordem de cada reagente e k é a constante de velocidade.

Te liga! Sólidos e líquidos jamais aparecem na equação da velocidade, apenas substâncias aquosas e gasosas participam dela, pois o modelo foi proposto apenas para sistemas em soluções. No caso de substâncias gasosas, podemos substituir a concentração dos reagentes pelas suas pressões parciais.

CONSTANTE K DA VELOCIDADE

Vimos anteriormente que existem quatro fatores que modificam a velocidade de uma reação. A constante k está intimamente relacionada com a velocidade, porém seu valor é intrínseco a cada reação: é calculado a partir do fator pré exponencial (que representa as colisões entre as moléculas), a energia de ativação e a fração de moléculas com energia para reagir.



Arrhenius foi o primeiro cientista a representar a energia de ativação através de uma equação, mostrando a dependência da constante da velocidade com a temperatura.

Ela independe da natureza do reagente, da sua concentração e da pressão, mas depende da temperatura. Dessa forma, podemos dizer que k é uma característica da reação em uma dada temperatura.

Para não esquecer: apenas a temperatura influencia no valor da constante k !

ORDEM DE REAÇÃO

A ordem da reação governa o modelo matemático da lei de velocidade. Ela pode ou não coincidir com os coeficientes estequiométricos, por isso não pode ser prevista diretamente pela equação estequiométrica e deve ser investigada experimentalmente. A ordem de reação não é necessariamente um número inteiro e, geralmente, reações de ordem fracionária significam complexidade no mecanismo. A ordem da reação nos mostra o que acontece com a velocidade quando a concentração dos reagentes é alterada.

Cuidado com a armadilha!! Somente se o exercício determinar, poderemos assumir diretamente que os expoentes da lei de velocidade e os coeficientes estequiométricos são os mesmos. Nesse caso, estaremos falando das reações elementares.

No exemplo anterior, na reação $A + B \rightarrow C$, a ordem do reagente A é x , do reagente B é y e da reação é $x + y$.

MOLECULARIDADE

A molecularidade de uma reação representa o número mínimo de moléculas (átomos ou íons) das espécies reagentes envolvidas para que ocorram colisões efetivas e a reação possa se dar em uma única etapa, que chamamos de elementar. Por exemplo, a molecularidade de uma reação unimolecular é 1 e de uma reação bimolecular é 2.

Vamos treinar?!

Qual é a molecularidade das reações elementares (a) $\text{NO}_2 + \text{NO}_2 \rightarrow \text{NO} + \text{NO}_3$; (b) $\text{Br}_2 \rightarrow \text{Br} + \text{Br}$
Resposta: (2); (1).

REAÇÕES ELEMENTARES E NÃO-ELEMENTARES

Quando a ordem de uma reação coincidir com a sua estequiometria, dizemos que esta é uma reação elementar e podemos supor que ocorre conforme a equação que a representa. Caso contrário, temos que propor um mecanismo que equivalha à ordem de reação observada experimentalmente e assim, temos as reações não-elementares.

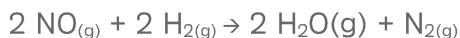


MECANISMO DE REAÇÃO

A maioria das reações químicas não ocorre em uma única etapa, como é representada pela reação global, mas sim em uma sequência de etapas. Algumas vezes, estas etapas se ordenam em sequências simples, mas em muitos casos se ordenam de forma complexa.

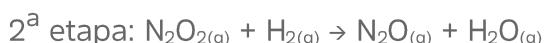
Assim, as reações que não ocorrem em uma única etapa seguem um mecanismo em etapas e cada uma caracteriza uma reação elementar.

Um exemplo é a reação do óxido nítrico e hidrogênio:



Se a reação ocorresse na forma elementar, seria uma reação com quatro moléculas colidindo simultaneamente, o que raramente acontece.

Um mecanismo mais provável de acontecer é o mecanismo em etapas:



A soma dessas etapas corresponde à Reação Global Balanceada.

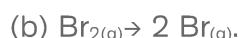
Como em diversas áreas da ciência, na química cinética pode-se provar que um mecanismo é incorreto, mas é impossível afirmar que certo mecanismo é o correto. De qualquer maneira, um bom estudo sobre o mecanismo é uma ferramenta valiosa para se ter conhecimento de todo o sistema reacional.

ETAPA DETERMINANTE

Cada etapa do mecanismo de reação apresenta características e velocidades distintas e a etapa mais lenta, que é denominada Etapa Determinante da Velocidade (EDV), determina a lei da velocidade do processo global. Em corridas em grupo de atletismo, por exemplo, quem vai determinar o resultado final é o atleta que é mais lento.

CONSTRUÇÃO DA LEI DA VELOCIDADE

Vamos voltar ao nosso exercício com as reações



Afirmando que são reações elementares, a ordem dos reagentes coincide com a estequioimetria da reação, então:

$$v = k [NO_2]^2$$

$$v = k [Br_2]$$

No caso das reações em etapas, precisamos saber qual a etapa lenta e, como cada etapa corresponde a uma reação elementar, essa nos dará a equação. Vamos ver um exemplo: se a reação $C_{(gr)} + O_{2(g)} \rightarrow CO_{2(g)}$ fosse elementar, a equação governante seria $v = k[O_2]$ (não esqueça que sólidos não entram). Porém, a reação se dá em etapas:

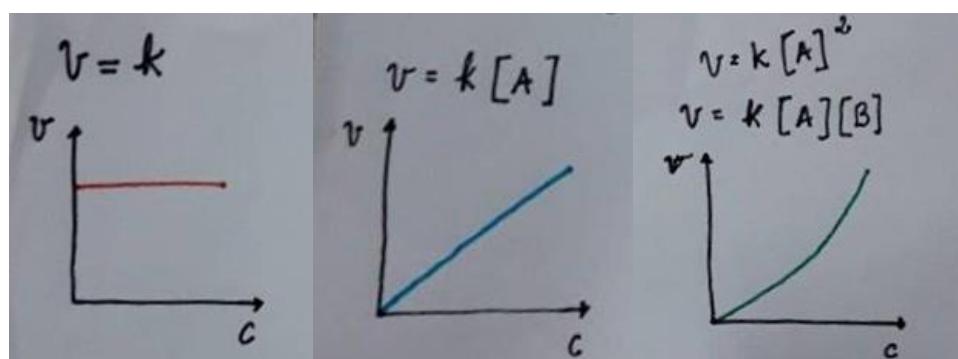


Assim, a equação da velocidade é dada por $v = k [O_2]^{\frac{1}{2}}$.

Mas e se não soubermos quais são as etapas ou qual delas é a etapa lenta?

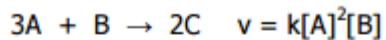
Podemos descobrir a ordem da reação analisando a proporção entre a velocidade e concentração ou pressão dos reagentes ou espécies intermediárias da etapas.

Reações de ordem zero são aquelas nas quais os reagentes não influenciam na velocidade, que permanece constante. Reações de primeira ordem apresentam comportamento linear, ou seja, a velocidade muda na mesma proporção que a mudança na concentração do reagente. Por fim, as reações de segunda ordem apresentam gráficos de meia parábola.



EXERCÍCIOS RESOLVIDOS

Uma reação genérica em fase aquosa apresenta a cinética descrita abaixo.



A velocidade dessa reação foi determinada em dependência das concentrações dos reagentes, conforme os dados relacionados a seguir.

[A] (mol L ⁻¹)	[B] (mol L ⁻¹)	v (mol L ⁻¹ min ⁻¹)
0,01	0,01	$3,0 \times 10^{-5}$
0,02	0,01	x
0,01	0,02	$6,0 \times 10^{-5}$
0,02	0,02	y

Assinale, respectivamente, os valores de x e y que completam a tabela de modo adequado.

- (A) $6,0 \times 10^{-5}$ e $9,0 \times 10^{-5}$
- (B) $6,0 \times 10^{-5}$ e $12,0 \times 10^{-5}$
- (C) $12,0 \times 10^{-5}$ e $12,0 \times 10^{-5}$
- (D) $12,0 \times 10^{-5}$ e $24,0 \times 10^{-5}$
- (E) $18,0 \times 10^{-5}$ e $24,0 \times 10^{-5}$



Reagente A 2º ordem

Reagente B 3º ordem

Reação: 3º ordem

Relações de concentração com a velocidade

Reagente A: se a concentração dobrar a velocidade quadruplica (2^2), se a concentração triplicar a velocidade aumenta nove vezes (3^2).

Reagente B: se a concentração dobrar a velocidade dobra (2^1), se a concentração triplicar a velocidade triplica (3^1).

$$\begin{array}{ccc} [A] (\text{mol L}^{-1}) & [B] (\text{mol L}^{-1}) & v (\text{mol L}^{-1} \text{min}^{-1}) \\ 2x & 0,01 & 3,0 \cdot 10^{-5} \\ \downarrow & 0,02 & x \end{array}$$

↳ mantém constante p/ evitar a influência
de A

Como a concentração de A dobrar a velocidade quadruplica

$$x = 4 \cdot 3 \cdot 10^{-5} = 1,2 \cdot 10^{-4} = 1,2 \cdot 10^{-5}$$

$$\begin{array}{ccc} [A] (\text{mol L}^{-1}) & [B] (\text{mol L}^{-1}) & v (\text{mol L}^{-1} \text{min}^{-1}) \\ 0,02 & 2x & 1,2 \cdot 10^{-4} \\ \downarrow & 0,02 & y \end{array}$$

Como a concentração de B dobrar a velocidade dobrar.

$$y = 2 \cdot 1,2 \cdot 10^{-4} = 2,4 \cdot 10^{-4} = 24 \cdot 10^{-5}$$

CORRETA: letra D

Podemos resolver a questão de outra maneira:

k é constante, portanto basta isolá-lo na equação

$$[A] \text{ (mol} \cdot \text{L}^{-1}) \quad [B] \text{ (mol} \cdot \text{L}^{-1}) \quad v \text{ (mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{min}^{-1})$$
$$0,01 \quad 0,01 \quad 3,0 \cdot 10^{-5}$$

$$v = k [A]^2 [B] \quad k = \frac{v}{[A]^2 [B]} \quad k = \frac{3,0 \cdot 10^{-5}}{[0,01]^2 [0,01]}$$
$$k = 30$$

$$\text{P/ calcular } x: \quad v = 30 [0,02]^2 [0,01] = 12 \cdot 10^{-5}$$

$$\text{P/ calcular } y: \quad v = 30 [0,02]^2 [0,02] = 24 \cdot 10^{-5}$$

Na reação



a lei cinética é de segunda ordem em relação ao dióxido de nitrogênio e de ordem zero em relação ao monóxido de carbono. Quando, simultaneamente, dobrar-se a concentração de dióxido de nitrogênio e reduzir-se a concentração de monóxido de carbono pela metade, a velocidade da reação

- (A) será reduzida a um quarto do valor anterior.
- (B) será reduzida à metade do valor anterior.
- (C) não se alterará.
- (D) duplicará.
- (E) aumentará por um fator de 4 vezes.



2º ordem em relações ao NO_2 e
ordem zero em relações CO .

$$v = k [NO_2]^2$$

Quando a $[NO_2]$ dobrou, a velocidade quadruplica; $[CO]$ não influencia pois é ordem zero!

CORRETA - letra E

PARA SABER MAIS!

Livros:

- ✓ Feltre, Ricardo. Fundamentos da Química Vol. Único - 4ª Edição.

Livro clássico de química, volume único que engloba todos os conteúdos.

Sites:

- ✓ Só Q! Portal de Química:
<http://www.sq.com.br/conteudos/em/cineticaquimica/>

Aborda o conteúdo de cinética de forma bem completa e dinâmica.

Filmes e documentários:

- ✓ Título, diretor e ano

comentários sobre o porquê ele é uma sugestão

REFERÊNCIAS

ATKINS, P.; JONES, L. Princípios de Química: questionando a vida moderna e o meio ambiente. 3^a Edição. Porto Alegre: Bookman, 2006. p.968.

FOGLER, H. SCOTT. Cálculo de Reatores: o essencial da engenharia das reações químicas. 1^a Edição. LTC, 2014. p.569.

meSalva!