

Aula 00

Prefeitura de Londrina-PR (Gestor de Engenharia e Arquitetura - Engenharia Química) Conhecimentos Específicos - 2024 (Pós-Edital)

Autor:
Diego Souza

07 de Março de 2024

Índice

1) Balanceamento de Reações Químicas: regras gerais - Teoria	3
2) 2.1. Balanceamento de reações químicas - regras gerais - b - Questões comentadas - Multibancas	42
3) 2.1. Balanceamento de reações químicas - regras gerais - c - Lista de questões - Multibancas	68



BALANCEAMENTO

Considerações Iniciais

Olá, pessoal, tudo certo?

Espero que estejam todos animados com o curso e, além de estudando a parte teórica, estejam resolvendo muitos exercícios. Aproveito para lembrá-los do fórum de dúvidas. Estarei sempre por lá, respondendo as dúvidas que possam surgir durante o nosso curso. No ambiente do aluno, vocês também podem fazer críticas, sugestões e elogios ao nosso curso. É sempre bom um *feedback* de vocês para saber em que estamos acertando e em que podemos melhorar.

Hoje vamos abordar um assunto temido por muitos: BALANCEAMENTO DE EQUAÇÕES QUÍMICAS. Fique tranquilo, vou mostrar que poderemos resolver 99% dos exercícios sobre o tema, dominando apenas duas técnicas simples de balanceamento.

Vale lembrar que a aula é ainda mais importante do que parece, pois, em muitos exercícios de ESTEQUIOMETRIA, o BALANCEAMENTO é cobrado conjuntamente. Como assim, professor? O primeiro passo da resolução de um exercício de estequiometria é verificar se a equação está balanceada. Se não estiver, antes de partir para os cálculos estequiométricos, você precisará balancear a reação química.

Devido à relevância desse tópico basilar, estou tão empenhado em fazê-lo dominar o tema que vou dedicar a ele esta aula inteira. Vamos, então, dar início ao conteúdo de hoje. Ótima aula a todos! Forte abraço!

[Instagram](#): Prof.DiegoSouza
[Telegram](https://t.me/profdiegosouza): t.me/profdiegosouza
[YouTube](#): Prof. Diego Souza

Balanceamento de equações químicas

Na indústria, na agricultura, na pesquisa científica, no tratamento de água e em outros campos, nos quais são utilizados produtos químicos, é necessário **calcular as quantidades dos diferentes insumos** que são equacionados por meio de reações químicas. Na agricultura, por exemplo, ao adicionar adubos para corrigir a deficiência de nutrientes, devemos calcular a quantidade necessária, pois, em excesso, os nutrientes podem ter efeito para as plantas. Um ácido neutraliza uma substância básica, produzindo como resultado uma solução neutra que é menos tóxica. No entanto, caso a quantidade de ácido adicionada seja excessiva, ocorrerá não só a neutralização, mas também a acidificação do meio, tornando a solução tóxica novamente. Além disso, podemos lembrar que os cálculos das quantidades de reagentes químicos necessárias evitam também o desperdício de dinheiro e produtos que podem acabar se tornando resíduos que serão acumulados no meio ambiente, chamados passivos ambientais.

Por esses vários motivos, começamos na aula passada a estudar o que chamamos de “aspectos quantitativos relacionados à transformação da matéria”. Continuamos esse estudo na aula de hoje,



estudando como encontrar a fórmula molecular de substâncias e chegamos aqui a um dos tópicos mais importantes: balanceamento de equações químicas. Esse tema é tão importante porque, mesmo que organize corretamente os cálculos estequiométricos, caso se baseie em uma equação (reação) química não balanceada, então todos os seus resultados estarão **errados**. Por isso, lembre-se:

Antes de iniciar qualquer cálculo estequiométrico, certifique-se de que a reação química esteja balanceada.

Mas, afinal, o que seria balancear uma equação química?

Balancear uma equação química consiste em “acertar” os coeficientes estequiométricos (aqueles números que ficam na frente dos compostos) para que o número de átomos de cada elemento seja igual no lado esquerdo (lado dos reagentes) e no lado direito (lado dos produtos). Tranquilo, não é mesmo? Se temos uma reação do tipo $A \rightarrow A_2$, então precisamos multiplicar o lado esquerdo por 2 para obtermos $2A \rightarrow 1A_2$. Desta forma, teremos 2 átomos de A do lado esquerdo e do lado direito: BINGO! Equação balanceada.

De certo, teremos equações bem mais complexas que essa para balancear na hora da prova, mas não se desespere, vamos desmistificar hoje esse tópico, demonstrando que esse tema não é um bicho de sete cabeças. Antes, porém, vou revisar dois tópicos rapidamente que são pré-requisitos para aprendermos adequadamente a balancear reações: contagem de átomos em compostos e moléculas; e classificação de elementos químicos.

Contagem de átomos em fórmulas moleculares

Algo que pode parecer um pouco trivial, mas que pode, em alguns casos, gerar confusão é a contagem do número de átomos de uma dada substância química. Essa é uma habilidade imprescindível para estudarmos balanceamento de reações. Por isso, vamos a uma rápida revisão do tema.

Já vimos que o índice (aquele número menor que fica na parte inferior à direita dos átomos) indica o número de átomos. Desta forma, temos que em:

- CaCl_2 : 1 átomo de cálcio e 2 átomos de cloro;
- $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$: 2 carbonos, 6 (5+1) hidrogênios e 1 oxigênio;
- $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$: 6 C, 12 H e 6 O.

Até aqui, tranquilidade total, certo? E se eu te perguntasse: *quantos átomos de cada elemento existem no composto $\text{Fe}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]_3$?*



Xiii, já entendi! Pois bem, temos que ter bastante segurança para responder a esse tipo de questão. Acertar ou não acertar balanceamento dependerá disso. Vamos a um caso mais simples para depois responder à questão que lhe deixou confuso.



A quantidade de ferro é bem fácil de encontrar pelo índice: 2 átomos. E quanto aos restantes dos elementos, S e O? Entenda que o SO_4 está entre parênteses e que o subíndice 3 do lado de fora está multiplicando tudo que está dentro dos parênteses. Desta forma, podemos dizer que temos 3 x SO_4 . O índice do enxofre é 1 [pois está omitido] x 3, do lado de fora, resulta em 3 átomos de enxofre. O índice do O é 4 x 3, do lado de fora, resulta em 12 átomos. Podemos pensar na fórmula do composto como uma equação matemática, na qual devemos aplicar a propriedade distributiva quando há um número multiplicando do lado de fora, conforme ilustrado abaixo:



Desta forma, temos que em $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$: 2 Fe, 3 S e 12 O. Vamos a outros exemplos apenas para praticar:

- Sulfato de Amônio - $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$: $1 \times 2 \text{ N}$, $4 \times 2 \text{ H}$, 1 S e 4 O $\rightarrow 2 \text{ N}$, 8 H, 1 S e 4 O;
- Cianeto de Ferro II - $\text{Fe}(\text{CN})_2$: 1 Fe, $2 \times 1 \text{ C}$ e $2 \times 1 \text{ N}$ $\rightarrow 1 \text{ Fe}$, 2 C e 2 N;
- Sulfato de cobre pentahidratado - $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$: 1 Cu, 1 S, 4 O, $5 \times 2 \text{ H}$ e $5 \times 1 \text{ O}$ $\rightarrow 1 \text{ Cu}$, 1 S, 4 O, 10 H e 5 O.

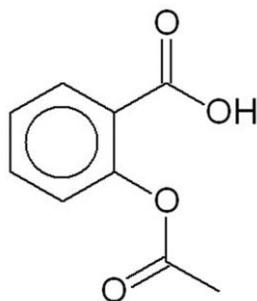
Observação: as moléculas que aparecem na frente de alguns compostos são chamadas água de hidratação e correspondem a água presentes no cristal daquele composto. Nesse caso, devemos usar a propriedade distributiva também: $5 \cdot (\text{H}_2\text{O}) = 5 \times 2 \text{ H}$ e 5 O.

Como não podia faltar, vamos agora contar os átomos em compostos com composição mais complexa, inclusive aquela que havia perguntado e você fez cara de desentendido:

- $\text{KCl} \cdot \text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$: 1K, $(1+2)\text{Cl}$, 1Mg, $6 \times 2 \text{ H}$ e 6O $\rightarrow 1\text{K}$, 3Cl, 1Mg, 12H e 6O;
- $\text{Fe}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]_3$: $(4+3)\text{Fe}$, $3 \times 6 \text{ C}$ e $3 \times 6 \text{ N}$ $\rightarrow 7 \text{ Fe}$, 18C e 18N;
- $\text{CuSO}_4 \cdot 4\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$: 1Cu, 1S, $(4+1)\text{O}$, 4N e $(4 \times 3 + 2)\text{H}$ $\rightarrow 1\text{Cu}$, 1S, 5O, 4N e 14H.

Você pode se deparar também com fórmulas estruturais de moléculas orgânicas, constituída essencialmente por carbonos e outros átomos em menor quantidade. No estudo da orgânica, vamos ver como desenhar essas estruturas e a partir delas encontrar os respectivos nomes dessas substâncias. Mas já queria introduzir essa ideia no contexto de fórmula molecular. Tomemos como exemplo a substância orgânica chamada **ácido acetilsalicílico (AAS)** que eu particularmente consumo muito por conta das recorrentes dores de cabeça, já que o AAS é um fármaco analgésico. Sua estrutura está representada abaixo:



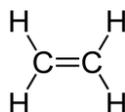


E agora, como encontrar sua fórmula molecular a partir de sua estrutura?

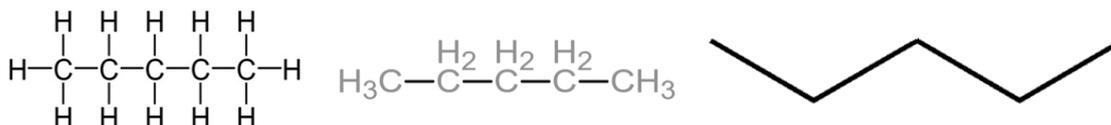
Já lhe adianta que é possível saber quais elementos compõe a molécula, o número de átomos presentes em sua constituição e, também, as proporções entre eles.

Como ainda não estudamos **química orgânica** (química dos compostos orgânicos). Adianta aqui algumas informações úteis para um melhor entendimento da questão levantada:

O carbono é tetravalente, ou seja, realiza 4 ligações. Note o exemplo abaixo, hidrocarboneto eteno, em que há uma dupla ligação entre carbonos, sendo as demais ligações completadas por átomos de hidrogênios que são monovalentes via de regra.



A estrutura dos compostos orgânicos pode ser representada de três maneiras principais. Tomemos como exemplo o hidrocarboneto pentano:



A estrutura **da esquerda** apresenta todos os átomos de carbono (C) e de hidrogênio (H), bem como todas as ligações que os mantém unidos na forma de uma molécula (lembre-se: via de regra, o CARBONO faz 4 ligações e o HIDROGÊNIO faz apenas 1);

Na representação **do meio**, embora sejam apresentados todos os átomos envolvidos, simplifica-se ao omitir as ligações entre C e H;

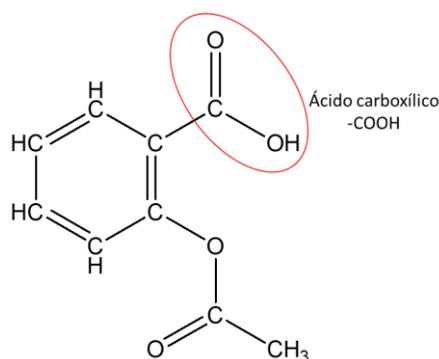
Na **da direita**, a mais simples delas, temos a **notação em bastão**, na qual a ligação entre carbonos é representada por traços, e cada ponto de inflexão e as extremidades correspondem a um carbono. Destaco ainda que os hidrogênios são omitidos (ficam subentendidos). Os demais átomos que podem se ligar ao carbono, a exemplo de nitrogênio (N) e oxigênio (O), não serão omitidos na notação em bastão.

Dito isso, voltemos à interpretação da fórmula estrutural da molécula do ASS. Na estrutura é possível identificar o grupo funcional **ácido carboxílico** [o qual estudaremos melhor em química orgânica], comumente representado nas fórmulas moleculares como -COOH.



As arestas representam as ligações químicas C-C e C-O e cada vértice representa um carbono. Os átomos de hidrogênio ficam subentendidos, conforme já mencionado, nessa representação estrutural.

Conforme estudaremos em química orgânica, o hexágono com um círculo no meio corresponde a um **anel aromático**, que na prática é uma estrutura cíclica com ligações simples e duplas alternadas entre carbonos. Unindo todas essas informações, podemos reescrever a estrutura da molécula conforme ilustrado abaixo, evidenciando todos os átomos presentes na estrutura. Por fim, é só contar o número de carbonos, oxigênios e hidrogênios e montar a fórmula molecular.



Fórmula molecular do AAS: $C_8O_2H_7COOH$

Divisão entre metais e ametais

Uma das técnicas que vou ensinar sobre balanceamento exige que você saiba diferenciar metais de ametais. Por isso, embora seja tema de outra aula, vou adiantar aqui que os elementos da tabela periódica podem ser classificados em metais, ametais, semimetais e gases nobres de acordo com suas características.

1	2															13	14	15	16	17	18	
H																B						
																Al	Si					
																Ge	As					
																Sb	Te					
																		Po	At			

■ Metais
■ Ametais (Não metais)
■ Gases Nobres
■ Classificação desconhecida

Deixei os quadrinhos apenas com cores, sem os elementos para que fique mais fácil memorizar a região dos metais (região central e esquerda) e a região dos ametais, mais à direita. No início do



estudo da química, sempre que ver um símbolo de um elemento que não sabe se é metal ou ametal, vá na tabela periódica e verifique se o mesmo está na região dos metais ou ametais. Beleza?

Balanceamento de reações químicas: regra do MACHO

Chegamos ao ponto chave do capítulo: estratégias para balanceamento de equações químicas. De início, gostaria de lhe informar que no primeiro capítulo vamos aprender duas técnicas bem conhecidas de balanceamento: regra do **MACHO** e o **método por tentativas**. Você terá liberdade para aplicar aquele que julgar ser mais prático. No entanto, saiba que nenhum dos dois métodos é infalível, pois haverá equações químicas que você não conseguirá balancear com nenhuma das duas técnicas. Você deve estar se perguntando: *Professor, e nesses casos, como faço para acertar a questão?*

Fique tranquilo! No terceiro capítulo, apresento um conjunto de estratégias que são infalíveis para resolução de qualquer balanceamento de equações.

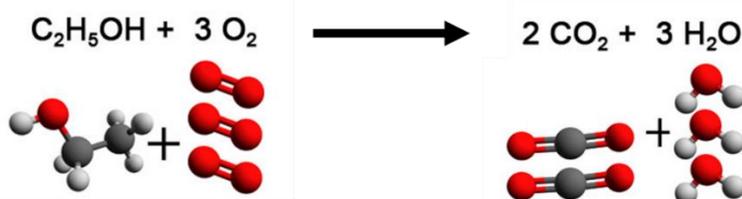
O balanceamento de equações químicas está baseado na **Lei de Lavoisier** e nos **postulados de Dalton**, vamos lembrá-los?

A **Lei de Lavoisier**, também conhecida como **Lei da Conservação das Massas**, diz que a massa dos produtos é igual a soma das massas dos reagentes (você deve se lembrar da frase de Lavoisier “Na natureza nada se cria, nada se perde, tudo se transforma”).

Dentre as ideias embarcadas nos postulados de Dalton, vale aqui destacar:

As moléculas são formadas a partir da união de átomos. E que, durante uma reação química, esses átomos desfazem certas ligações (presentes nos reagentes) e formam novas ligações com outros átomos presentes para formar os produtos.

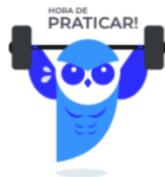
Depois dessa rápida revisão, analise a reação abaixo (reação de combustão do etanol, C_2H_5OH), representada tanto por fórmulas moleculares como por modelos moleculares seguindo modelo de Dalton. Note que cada tipo de átomo do lado esquerdo está em mesma quantidade do lado direito, respeitando, portanto, a **Lei da Conservação da Massa**. Além disso, notamos que algumas ligações são desfeitas, por exemplo, $O=O$ (oxigênio representando por esferas vermelhas; carbono, cinzas; e hidrogênio, brancas), para o oxigênio formar ligações com outros átomos nos produtos, ex: $H-O-H$, seguindo também os **postulados de Dalton**. Bem intuitivo enxergar esses dois princípios nas reações químicas, não é mesmo?!



Vamos então à primeira técnica: **regra do MACHO**. O termo MACHO é apenas um macete para você se lembrar que na hora de balancear os átomos você seguir a seguinte ordem de prioridade: **M**etal,



Ametal, Carbono, Hidrogênio e Oxigênio. Sem mais delongas, vamos aprender esse macete, da melhor maneira, fazendo.



Exemplo:

01.

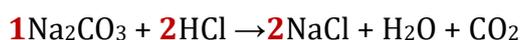


Comentários:

Para balancearmos a equação acima segundo o macete MACHO, devemos iniciar pelo metal, que no caso é o sódio (Na), família 1 A (em caso de dúvida se o elemento é metal ou ametal, lembre-se de verificar na tabela periódica a posição do elemento). Do lado esquerdo (lado dos reagentes), temos 2 Na e do lado direito apenas 1. Portanto podemos colocar o coeficiente estequiométrico 2 na frente do NaCl para balancear o sódio. Sugiro que também coloque o coeficiente 1 na frente do Na₂CO₃, apenas para lembrar que o sódio já está balanceado. Veja como fica.



Depois do M (metal), vem o...? Isso mesmo, o A de ametais. Podemos deixar para depois o C, H e O, já que eles vêm depois dos ametais. Nesse caso, temos o Cl como ametal, vamos, então, balanceá-lo. Do lado esquerdo, temos 1 Cl e do lado direito 2, já que NaCl encontra-se multiplicado por 2. Desta forma, temos que multiplicar por 2 o HCl.



Próximo a ser balanceado é o C, carbono. Lado direito, 1, do lado esquerdo 1 também. Basta reforçarmos o coeficiente 1 para CO₂.



Seguindo a ordem do macete, vamos ao H, hidrogênio. Do lado direito, 2H, mesma quantidade do lado direito. Desta forma, basta reforçar o coeficiente 1 para água.



Uma vez definido todos os coeficientes estequiométricos, é bom certificar se a reação está realmente balanceada. Vamos à contagem.

- Lado direito: 2Na, 1C, 3O, 2H e 2Cl;
- Lado esquerdo: 2Na, 1C, 3(2+1) O, 2H e 2 Cl.



Ótimo, nenhum átomo foi perdido ou brotou do além, temos, então, a equação balanceada, respeitando a Lei de Lavoisier como se é esperado.

Exemplo:

02.



Comentários:

De acordo com o macete MACHO, devemos iniciar balanceando o M (metal) que, no caso, é o manganês (Mn).



Em seguida, A (ametais), ou seja, o cloro (Cl). Perceba que há cloro em dois compostos do lado direito. Se adicionarmos 1 na frente de Cl_2 , o menor coeficiente inteiro, teremos 4 Cl do lado direito (do lado dos produtos). Sendo assim, precisaremos adicionar coeficiente 4 para o HCl.



Como não tem C (carbono), vamos para o próximo, H (hidrogênio). Note que do lado esquerdo, o hidrogênio já está definido com coeficiente 4, ou seja, 4H. Então, devemos adicionar o coeficiente 2 na frente de H_2O .



Uma vez definido todos os coeficientes estequiométricos, chegou a hora de verificar se a reação está realmente balanceada:

- Lado direito: 1Mn, 2O, 4H e 4Cl;
- Lado esquerdo: 1Mn, 2O, 4(2x2)H e 4(2+2)Cl.

Equação balanceada. Vamos a mais um caso.

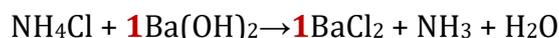
Exemplo:

03.

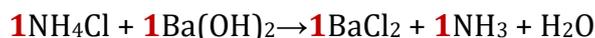


Comentários:

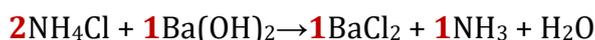
Pelo macete MACHO, primeiro elemento a ser balanceado é o Bário, por ser metal (M).



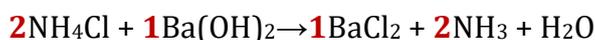
Como ametais (A), temos N e Cl. Vamos começar pelo nitrogênio para resultar em um probleminha que você vai se deparar algumas vezes.



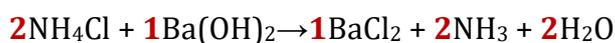
Pela lógica, devemos agora balancear o cloro (Cl), pois ele também é ametal. Repare que do lado esquerdo (reagentes), temos 1Cl e, do lado direito, 2Cl, ambos lados com coeficientes estequiométricos já definidos em vermelho. Veja que, nessas condições, o número de cloros não se iguala. E agora? Vamos ter que modificar um coeficiente estequiométrico que já tínhamos definido. Podemos, nesse caso, adicionar 2 na frente do NH_4Cl . O problema que esse 2 também aumentará o número de nitrogênio, do lado esquerdo, para 2. Veja:



Desta forma, balanceamos o Cloro e “desbalanceamos” o nitrogênio. Para equalizar novamente o número de nitrogênio, teremos que modificar o coeficiente da NH_3 de 1 para 2.



Ufa! Agora, Cl e N, ametais, estão balanceados. Vamos adiante, como não temos carbonos, pulamos o C e vamos para o H, hidrogênio. Do lado esquerdo temos, 8H (vindo do $2\text{NH}_4\text{Cl}$) e 2H (vindo do $\text{Ba}(\text{OH})_2$), totalizando 10H. Do lado direito, já temos 6H (vindo do 2NH_3), faltando 4 que deverão ser fornecidos pela água. Para tanto, basta atribuir a ela o coeficiente estequiométrico 2. Veja como fica:



Como é de praxe, chegou a hora de verificar se a reação está realmente balanceada:

- Lado direito: 2N, 10H, 2Cl, 1Ba e 2O;
- Lado esquerdo: 2N, 10H, 2Cl, 1Ba e 2O.

Equação balanceada. Vamos ao último, mas não menos importante, exemplo.

Exemplo:

04.



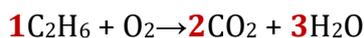
Comentários:

Nessa equação química, não temos metais e ametais. Até temos, mas C e O estão no macete e, por isso, não os consideramos dentro do A do macete MACHO. Devemos então começar pelo C, como segue:

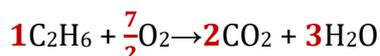


Depois do C, vem o H de hidrogênio. Como há 6H do lado direito, basta atribuímos coeficiente 3 para H_2O .





Vamos ao oxigênio. Do lado direito, temos 7 O e os coeficientes já estão definidos. Acontece que do lado esquerdo o oxigênio está na forma O_2 , e não há nenhum coeficiente inteiro que ao ser multiplicado por 2 resulte em 7 oxigênios. E agora? A saída é multiplicar por um número fracionário ou um número “quebrado”. Note que podemos adicionar $7/2$ como coeficiente de O_2 , pois desta forma haverá $(7/2) \times 2 = 7$ oxigênios do lado esquerdo.

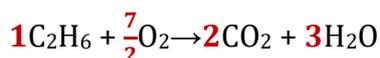


Poderíamos também colocar o número com decimal 3,5 que o resultado seria o mesmo. O jeito legal de encontrar a fração correta é adicionarmos o número de átomos que queremos no numerador (parte de cima), no caso, 7, e na parte inferior colocarmos o subíndice do átomo que está sendo balanceado (O_2), nesse caso, 2.

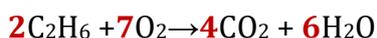
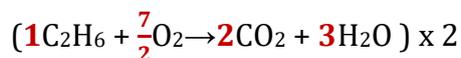
Pessoal, da forma que está acima, a equação está devidamente balanceada. Mas chamo atenção para um detalhe, no destaque abaixo, que é muuuiito importante!!!



É pedido em alguns exercícios que você calcule a **soma dos coeficientes estequiométricos da equação balanceada**. Tomemos a última equação química como exemplo:



Somando seus coeficientes estequiométricos, temos: $1 + 3,5 + 2 + 3 = 9,5$. *Esse valor parece correto, né? Mas ele está ERRADO!* Nesse tipo de exercício é cobrado a **soma dos coeficientes estequiométricos correspondentes aos menores números inteiros possíveis**. Note que 3,5 ($=7/2$) não é um número inteiro. Para obtermos todos os coeficientes inteiros, devemos multiplicar toda equação por 2, veja:

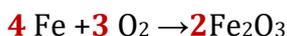
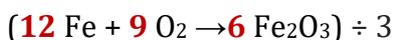


Agora podemos somar os coeficientes estequiométricos: $2 + 7 + 4 + 6 = 19$, resultado este bem diferente dos 9,5 obtidos na soma inicial, não é mesmo?

Da mesma forma que eu peço que esteja atento para os números fracionários (“quebrados”) na hora de somar os coeficientes estequiométricos, também peço que fique atento para verificar se os coeficientes estequiométricos são os menores possíveis. Vamos a um exemplo para que isso fique mais claro:



Observe a equação acima. Embora ela esteja balanceada, seus coeficientes não correspondem aos menores números inteiros. 12, 9 e 6 são divisíveis por 3. Realizando essa divisão, obtemos como coeficientes 4, 3 e 2, respectivamente, os quais não podem ser divididos por nenhum número inteiro diferente 1 sem resultar em números “quebrados”, fracionários.



Agora podemos somar os coeficientes estequiométricos: $4+3+2 = 9$. Em suma, podemos dizer que, quando for pedido a soma dos coeficientes estequiométricos:

- Use menores coeficientes estequiométricos possíveis, em que todos são números inteiros;
- Não use números fracionários (“quebrados”);
- Verifique se os números são realmente os menores coeficientes inteiros possíveis.

Desculpem-me pela redundância nos três itens acima, mas achei necessário.

Balanceamento de reações químicas: método por tentativas

Não importa se o gato é preto ou branco, desde que cace os ratos.

Deng Xiaoping

A frase acima é muito pertinente ao que vamos aprender nesta seção. Não importa se você utilizou um método muito racional, mas demorado, ou um método simples ou se você chutou e encontrou os coeficientes para balancear uma equação química, o resultado será o mesmo: **você acertará a questão**. Por isso, aqui, vou explicar o **método das tentativas** que é bem simples e rápido e pode lhe proporcionar agilidade na hora da prova. Reforço: não é um método infalível, mas aplicável a boa parte das reações químicas. Então, fique ligado!



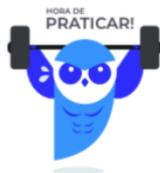
O **método das tentativas** consiste em quatro passos:

1. Procure os elementos que aparecem apenas uma vez em cada lado da reação, ou seja, em apenas um composto do lado esquerdo e em apenas um do lado direito;
2. Caso haja mais de um elemento que respeite a condição do item anterior (1), escolha aquele de maior atomicidade (subíndices, aqueles números que aparecem embaixo do lado direito do átomo);
3. Uma vez escolhido primeiro elemento, transpor suas atomicidades de um lado para o outro, utilizando-os como coeficientes estequiométricos;



4. Finalizar o balanceamento dos demais elementos químicos.

O melhor jeito de aprender essas técnicas é praticando. Então, vamos lá:



Exemplo:

05.



Comentários:

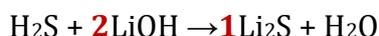
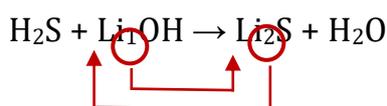
Passo 1 – Procurar o elemento que aparece apenas uma vez dos dois lados da reação:

Li, S e O aparecem uma única vez em cada lado da reação e o H aparece duas vezes do lado esquerdo.

Passo 2 – Entre os que aparece 1 única vez, escolhe o de maior atomicidade (subíndice):

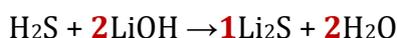
Li apresenta, do lado esquerdo, atomicidade 1 e 2 do lado direito. S apresenta atomicidades 1 e 1. O apresenta atomicidades 1 e 1. Elegemos, portanto, o Lítio (Li).

Passo 3 - Transpor as atomicidades do elemento escolhido de um lado para o outro, como coeficientes estequiométricos (NOTA: lembre-se que o subíndice 1 é omitido).



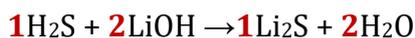
Passo 4 – Balancear os demais elementos:

Note que o oxigênio só aparece uma vez do lado direito, então, por isso, sua quantidade já está definida com o coeficiente 2 adicionado. Desta forma, temos 2 O, do lado direito, e precisamos de 2 do lado esquerdo. Para tanto, atribuir 2 para água.



Do lado direito, já está definido o número de hidrogênios como 4 (2x2). Podemos atribuir coeficiente 1 para H₂S para resultar em 2 H, já que já temos 2 H em 2LiOH, do lado esquerdo, totalizando 4. Com isso, todos os coeficientes estão definidos e podemos conferir o número de S, que será 1 em cada lado da reação.





Pronto! A equação acima está devidamente balanceada. Curtiu? Método bem direto e simples. Para garantir que você aprendeu mesmo essa técnica, vamos a mais um exemplo.

Exemplo:

06.



Comentários:

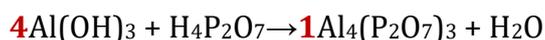
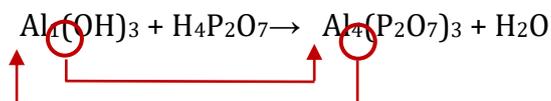
Passo 1 – Procurar o elemento que aparece apenas uma vez dos dois lados da reação:

Al e P aparecem uma única vez em cada lado da reação.

Passo 2 – Entre os que aparece 1 única vez, escolhe o de maior atomicidade (subíndice):

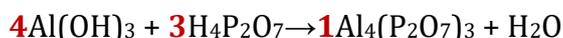
Al apresenta, do lado esquerdo, atomicidade 1 e 4 do lado direito. P apresenta atomicidades 2 e 2. Elegemos, portanto, o Alumínio (Al).

Passo 3 - Transpor as atomicidades do elemento escolhido de um lado para o outro, como coeficientes estequiométricos (NOTA: lembre-se que o subíndice 1 é omitido).

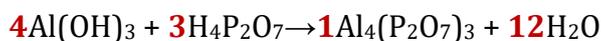


Passo 4 – Balancear dos demais elementos:

Note que o número de fósforos já está definido do lado direito: 6P (2x3). Nesse sentido, podemos atribuir 3 ao composto $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$ para resultar em 6P do lado esquerdo.

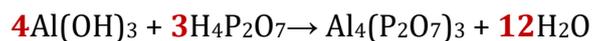


Podemos prosseguir analisando o H ou O. Do lado direito, temos 12 (4x3) O vindos dos $4\text{Al}(\text{OH})_3$ e 21 (3x7) O vindos dos $3\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$, totalizando em 33 O. Do lado direito já temos definidos 21 O vindos do $\text{Al}_4(\text{P}_2\text{O}_7)_3$ e, por isso, estão faltando $33 - 21 = 12$ O. Sendo assim, devemos atribuir 12 ao H_2O . Balanceamos, desta forma, a equação. É sempre bom conferir os demais elementos que não foram considerados. Nesse caso, o H: 24 H do lado esquerdo e 24H do lado direito.



Um último detalhe. O coeficiente estequiométrico é normalmente omitido, conforme apresentado abaixo:





Pessoal, com isso, ensinei as técnicas de balanceamento previstas para aula de hoje. Não deixe de revisar esse conteúdo e ter isso bem sedimentado. Balanceamento de equações químicas são temas recorrentes em questões de química, mesmo naquelas em que o foco é cálculo estequiométrico, pois lembre-se:

Antes de iniciar cálculos estequiométricos, verifique se a reação química está devidamente balanceada. Se não estiver, balanceie-a. Via de regra: a equação química estará balanceada se os seus coeficientes estequiométricos forem apresentados.

Vamos a um exemplo de como balanceamento pode ser cobrado em prova.



Exemplo:

07. (CEPERJ - Operador de Tratamento de Água - CEDAE-RJ)

Uma das reações químicas observadas no processo de desinfecção com o cloro pode ser demonstrada através da seguinte equação:



A quantidade mínima de moléculas de cloro para equilibrar essa reação, obedecendo às leis estequiométricas, é igual a:

- a) uma
- b) duas
- c) três
- d) quatro
- e) oito

Comentários:

Essa questão é simples de resolver, basta balancearmos a equação corretamente, como o menor número inteiro possível. Assim, iremos obter a quantidade mínima de moléculas de cloro necessárias para equilibrar a reação.



Para iniciar o balanceamento, colocaremos incógnitas K, X, Y, Z e W como coeficientes estequiométricos. Nosso objetivo é obter o valor de X. Vamos adotar aqui o método das tentativas.



Observando a equação, podemos perceber que o átomo de enxofre (S) aparece apenas uma vez nos reagentes e nos produtos. Veja que eles estão com a mesma quantidade. Logo, neste caso, o enxofre (S) já está balanceado. Podemos, então, substituir K e Z por 1.



Perceba que, quando balanceamos o enxofre (S), indiretamente também foi balanceado o átomo de oxigênio (O), que aparece apenas uma vez nos produtos (H_2SO_4) com o índice 4. Indicando que existem 4 átomos de oxigênio em cada molécula de H_2SO_4 . O átomo de oxigênio aparece uma vez nos reagentes (H_2O) com o índice 1.

Agora basta substituímos Y por 4 para termos o átomo de oxigênio balanceado.



Dessa forma, todos os átomos de hidrogênio (H) presentes nos reagentes (lado esquerdo da reação) estão balanceados. Multiplicando os coeficientes pelos índices nos átomos de H, obtemos o valor de 10 átomos de hidrogênio do lado dos reagentes: 2 vindos de 1 H_2S e 8 oriundos de 4 H_2O .

Do lado dos produtos, a única espécie que contém hidrogênio não balanceado é o HCl . Como já temos dois hidrogênios no 1 H_2SO_4 , basta substituímos W por 8 para obtermos 10 hidrogênios do lado dos produtos assim como no lado dos reagentes.



Agora, a única espécie não balanceada na equação é o Cl_2 . Como temos 8 cloros do lado dos produtos, precisamos ter também a mesma quantidade do lado dos reagentes. Dessa forma, basta substituímos X por 4 para obtermos 8 cloros do lado dos reagentes.



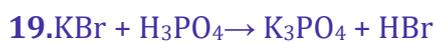
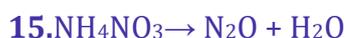
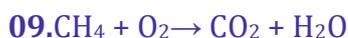
Dessa forma, o menor número de moléculas de cloro necessários para equilibrar essa reação é 4.

Resposta: letra D

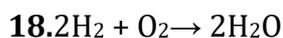
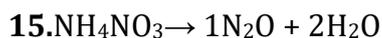
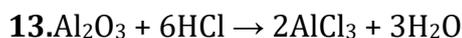
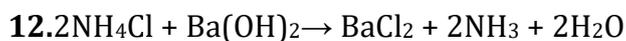
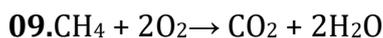
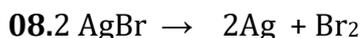
Você pode eleger uma técnica de balanceamento como sua preferida, mas caso ela não dê certo, saiba utilizar as demais. Para você praticar as técnicas aprendidas até aqui, apresento uma lista de equações químicas para você balancear e, na sequência, as respostas.

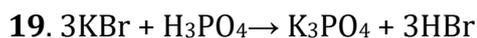


Realize o balanceamento das seguintes equações químicas:



Respostas:





Balanceamento redox

Querido aluno, deixe caneta e papel de lado, só enquanto eu explico uma problemática sobre os **balanceamentos mais complexos** (mais difíceis), em geral, os que envolve oxidação (perda de elétrons) e redução (ganho de elétrons) entre elementos, ou seja, variação de NOX (número de oxidação) dos elementos, as chamadas reações REDOX (OXIRREDUÇÃO). Sim! Existe uma problemática aqui sobre a qual não vejo ninguém falando abertamente, pois cada um quer defender o seu macete “quase infalível” para esse tipo de balanceamento. E não estou desdenhando nenhum desses métodos, pois tem alguns que funcionam para muitas reações mesmo, muitos disponíveis em vídeo no YouTube.

Você pode estar se perguntando: Então, qual é o problema, professor Diego?... Pessoal, eu me debrucei sobre livros, vídeos e macetes durante muito tempo, buscando [é claro!] trazer a estratégia mais econômica [em termos de queima de neurônios] e eficiente a vocês, meus queridos alunos. As conclusões não são tão animadoras e podem ser resumidas na seguinte sequência de perguntas e respostas.

Existe método infalível para qualquer balanceamento REDOX?

Sim! No entanto, isso não é de tudo uma notícia boa. O método infalível, ensinado em alguns livros de nível superior, é muito trabalhoso, pois envolve 7 passos que precisam ser memorizados e ainda apresenta particularidades quando a reação ocorre em meio ácido ou, em meio básico. Na verdade, eu até adotei essa estratégia em meu material por ser infalível, até pouco tempo, mas resolvi abortá-la por ouvir algumas críticas de alunos sobre a dificuldade do método quando comparado a outros “macetes” ensinados por outros professores.

Vale lembrar também que esse método de balanceamento REDOX, mais complexo, é o único capaz de resolver balanceamentos em reações que, além de estar faltando os coeficientes, também falta algum tipo de espécie química nos reagentes ou produtos, como H_2O , H^+ e OH^- . Por outro lado, fiz uma extensa pesquisa e não consegui encontrar nenhuma questão de concurso com reação química a ser balanceada em que estivesse faltando espécies químicas. Então, se essa possibilidade é praticamente inexistente, é mais razoável procurar uma técnica ou macete que resolva esses balanceamentos sem recorrer a um método mais complexo.

Obs.: Se algum de vocês encontrar uma questão de concurso em que esteja faltando espécies químicas na reação a ser balanceada, por favor, avise-me! Se elas começarem a aparecer, podemos rever nossa estratégia de ensino neste ponto.

Existe macete infalível para qualquer balanceamento REDOX?

Não! Testei todos os macetes encontrados em livros e na internet. Muitos funcionam para uma boa gama de reações, mas falham em algumas, o que poderia deixar você na mão, na hora da prova. Não estou condenando os macetes, mas apenas alertando para a possibilidade de não conseguir aplicá-los em alguns balanceamentos que podem aparecer em sua prova.

E agora? Tem alguma saída razoável



Sim! Por estudar/testar diferentes técnicas, métodos e macetes, percebi que a união de duas estratégias resulta em um método infalível [infalível mesmo] de balanceamento [inclusive qualquer um REDOX], desde que não esteja faltando espécies químicas na reação [lembro: não localizei nenhuma questão que faltasse espécies na reação]. E é essa estratégia que vou ensinar a partir de agora neste capítulo, por entender que ela é econômica (fácil compreensão) e que você pode confiar nela em qualquer situação de prova. Então, pegue novamente caneta e papel.

Balanceamento pelo método misto (por tentativas e algébrico)

Como já adiantado, a junção/mistura de dois métodos foi idealizada para você, meu aluno, sair na frente dos concorrentes tanto em velocidade de resolução quanto em confiabilidade na técnica. Sim! Essa junção de métodos (método por tentativas e método algébrico) é algo inédito, não localizada em nenhuma literatura, e que pode pôr fim à problemática dos balanceamentos mais complexos, sobretudo os REDOX (OXIRREDUÇÃO). Ah! Por enquanto, não se preocupe em identificar se uma reação é do tipo REDOX. Se isso for necessário para sua prova, trabalharemos isso em outra aula sobre eletroquímica.

A bem da verdade, o método por tentativas é muito poderoso e é capaz de resolver inclusive muitos balanceamentos REDOX, mas não todos. Então, o método por tentativas deve ser seu principal método de balanceamento. Em caso dele não ser eficiente, aí você usará o **método misto (por tentativas e algébrico)**. Sem mais demora, vamos a esse novo método.



Conforme sugere o nome, o **método misto (por tentativas e algébrico)** consiste na junção de dois métodos: método por tentativas e método algébrico.

Nota importante: o método por tentativas deve ser seu principal método de balanceamento, uma vez que é capaz de resolver muitos balanceamentos REDOX, mas não todos. Em caso dele não ser eficiente, devemos complementamos com o método algébrico.

ETAPA 1 (método das tentativas): você já conhece, mas vamos revisar seus quatro passos:

1. Procure os elementos que aparecem apenas uma vez em cada lado da reação, ou seja, em apenas um composto do lado esquerdo e em apenas um do lado direito;
2. Caso haja mais de um elemento que respeite a condição do item anterior (1), escolha aquele de maior atomicidade (subíndices, aqueles números que aparecem embaixo do lado direito do átomo);
3. Uma vez escolhido primeiro elemento, transpor suas atomicidades de um lado para o outro, utilizando-os como coeficientes estequiométricos;



4. Finalizar o balanceamento dos demais elementos químicos. **Se possível**, balancear todos os elementos [e estará pronto!], **caso contrário**, passe para a ETAPA 2.

ETAPA 2 (método algébrico): mantenha os coeficientes já definidos na ETAPA 1 e continue com os seguintes passos:

1. Denomine os coeficientes faltantes com incógnitas genéricas (ex: a, b, c);
2. Estructure sistema de equações, baseando no balanceamento de elementos químicos e envolvendo pelo menos uma espécie cujo coeficiente estequiométrico já esteja definido numericamente; e
3. Resolva para encontrar os valores das incógnitas (coeficientes faltantes).

Obs.: Lembre-se, se forem duas incógnitas, você precisará de no mínimo duas equações. Se forem três incógnitas, de no mínimo três equações. E assim por diante.

Não tem jeito, para aprender essa sequência, de forma definitiva, você tem que praticar tanto na aula quanto fora dela. Então, vamos a alguns exemplos:

Exemplo:

20. (CESGRANRIO - Técnico de Inspeção - PETROBRAS - 2018) O balanço estequiométrico da reação



Fornece:

- A) a=2 ; b=2 ; c=2 ; d=2 ; e=2
- B) a=4 ; b=5 ; c=2 ; d=8 ; e=5
- C) a=2 ; b=5 ; c=2 ; d=2 ; e=4
- D) a=14 ; b=2 ; c=5 ; d=8 ; e=5
- E) a=16 ; b=2 ; c=2 ; d=8 ; e=5

Comentários:

Embora ele já tenha fornecido ou definido o primeiro coeficiente da reação, vou realizar o balanceamento completo para praticarmos todos os passos.

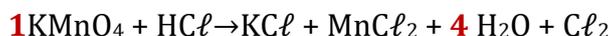
ETAPA 1 (método por tentativas) – nesta etapa serei mais objetivo, mas, em caso de dúvida, volte ao capítulo anterior para revisar o método.

Passo 1: identificado os elementos que aparecem uma única vez em ambos os lados. Nesse caso, Mn, O, e H aparecem uma única vez em ambos os lados.



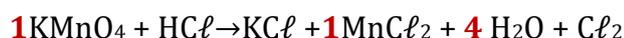
Passo 2: dentre os elementos do passo anterior, temos que escolher aquele com maior subíndice (atomicidade). Neste caso, é o oxigênio, com 4 do lado esquerdo e 1 do lado direito.

Passo 3: transpondo a atomicidade (subíndice) do elemento escolhido de um lado para o outro, na forma de coeficiente estequiométrico.

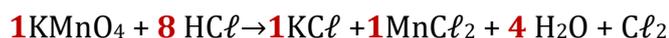


Passo 4: balanceando os demais elementos da reação

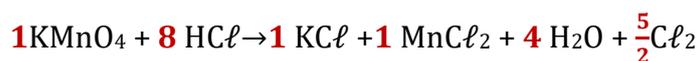
Perceba que, do lado esquerdo, além do O, a quantidade de Mn também já está definida por aparecer uma única vez. Podemos aplicar coeficiente 1 no MnCl_2 , do lado direito, para balanceá-lo também.



Também está definida a quantidade de H, do lado direito, 4 (coeficiente) x 2 (subíndice do hidrogênio). Total igual a 8 H do lado dos produtos. Podemos, então, aplicar coeficiente 8 para HCl do lado dos reagentes para balancear o hidrogênio. Seguindo a mesma lógica para o potássio, podemos aplicar 1 para o KCl , do lado direito.



Agora resta apenas o Cl . Do lado esquerdo, já definida a quantidade, são 8 Cl . Do lado direito, já há 3 Cl : 2 em 1MnCl_2 e 1 em 1KCl . Dessa forma, para completar do lado direito precisamos de mais 5 Cl . Acontece que, onde ainda podemos mexer, o cloro está na forma Cl_2 , e não há nenhum coeficiente inteiro que ao ser multiplicado por 2 resulte em 5 cloros. E agora? A saída é multiplicar por um número fracionário ou um número "quebrado". Note que podemos adicionar $5/2$ como coeficiente de Cl_2 , pois desta forma haverá $(5/2) \times 2 = 5$ cloros do lado esquerdo.



Equação balanceada, mas lembre-se, a título de resolução de questões, **você precisa obter todos os coeficientes estequiométricos como os menores números inteiros possíveis**. Nesse caso, podemos multiplicar $5/2$ por 2, transformando-o em 5, o menor inteiro possível. Lembrem-se ainda que, desta forma, devemos multiplicar todos os demais coeficientes também por 2, obtendo o seguinte balanceamento de equação:



Pronto! Equação balanceada.

Resposta: letra E

Você deve estar se perguntando: *Professor, e a ETAPA 2 (método algébrico)? Você não a utilizou?....* É verdade, pessoal. Escolhi essa reação, que é uma reação de **OXIRREDUÇÃO**, propositalmente para vocês perceberem que o método por tentativas será suficiente em muitos casos redox. A estratégia aqui ensinada é utilizar a ETAPA 2 somente nos casos em que o método por tentativas não for suficiente para



finalizar o balanceamento. Isso irá lhe poupar tempo na resolução das questões. Então, sem mais demora, vamos a um exemplo em que serão necessárias as duas etapas.

Exemplo:

21.



Comentários:

ETAPA 1 (método por tentativas)

Passo 1: identificando os elementos que aparecem uma única vez em ambos os lados. K, Mn, Fe, O e H aparecem uma única vez e o Cl aparece 5 vezes.

Passo 2: escolhendo a espécie com maior subíndice (atomicidade). Neste caso, é o oxigênio.

Passo 3: transpondo a atomicidade (subíndice) do elemento escolhido de um lado para o outro, na forma de coeficiente estequiométrico.



Passo 4: balanceando os demais elementos da reação.

Note que, com o balanceamento do oxigênio, o K e Mn já estão definidos do lado esquerdo, pois aparecem apenas no KMnO_4 . Desta forma, podemos definir como 1 o coeficiente de KCl (do lado direito), já que o potássio aparece uma única vez desse lado também. Seguindo o mesmo raciocínio para o Mn, podemos definir como 1 o coeficiente de MnCl_2 (do lado direito). Já o hidrogênio, do lado direito, já está definido, pois aparece apenas em H_2O . Sendo assim, devido ao subíndice do hidrogênio ser 2, serão necessários 4×2 (8H) do lado esquerdo, então podemos definir 8 como coeficiente de HCl (do lado esquerdo).

Assim, temos:



Ainda falta estabelecer os coeficientes para FeCl_2 e FeCl_3 . E, nesse caso, não é possível prosseguir com métodos por tentativas porque ferro aparece uma única vez em ambos os lados e justamente nesses dois compostos ainda sem coeficientes. Além disso, o cloro não está completamente definido em nenhum dos dois lados, pois, do lado esquerdo, além do FeCl_2 , também aparece em HCl , e, do lado direito, aparece em FeCl_3 e KCl . Perceba que nem para o ferro e nem para o cloro é possível a definição de um lado para balancear o outro.

Pessoal, é nesse ponto que devemos ir para a ETAPA 2 (método algébrico). Vocês precisam aprender a identificar quando não é mais possível prosseguir com os métodos por tentativas. Não se preocupe, vamos resolver mais balanceamentos para você dominar o assunto. Vamos, então, a ETAPA 2.



ETAPA 2 (método algébrico)

Passo 1: estabelecendo incógnitas para os coeficientes faltantes.



Note que, nesse caso, o Fe aparece apenas relacionados aos coeficientes **a** e **b**, apenas em um composto de cada lado. Então, podemos dizer que **a = b**, e podemos simplificar os coeficientes:



Passo 2: estabelecendo um sistema de equações (ou pelo menos uma equação) para encontrarmos o valor das incógnitas, que nesse caso é apenas uma, **a**. Para tanto, precisamos escolher um átomo que pelo menos um dos seus coeficientes já esteja definido e que se relacione com a incógnita **a**. Só temos uma opção nesse caso, o cloro, pois o ferro aparece uma única vez e se relaciona apenas com o coeficiente **a**. Então, fazemos,

Balaceando o número de Cloros em ambos os lados:

$$\begin{array}{l} \text{Cl:} \\ \text{do lado dos reagentes (} a \cdot 2 + 8 \cdot 1 \\ \text{HCl)} \end{array} = \begin{array}{l} \\ \text{do lado dos produtos (} 1 \cdot 2 + a \cdot 3 + 1 \cdot 1 \\ \text{KCl)} \end{array}$$

Reescrevendo e resolvendo a igualdade acima, temos:

$$\begin{aligned} 2a + 8 &= 2 + 3a + 1 \\ a &= 5 \end{aligned}$$

Portanto, **a equação balanceada é:**



Antes de passar ao próximo exercício, vamos a três considerações:

I) Note que o método algébrico apenas faz o ajuste final, o que economiza tempo já que são aproveitados todos os coeficientes obtidos pelo método por tentativas;

II) Esse tipo de balanceamento é cobrado inclusive em concursos de nível técnico. A reação do último exemplo, por exemplo, foi retirada de uma prova da CESGRANRIO para Operador Sênior, da Petroquímica Suape; e

III) Essa reação química também é do tipo REDOX (OXIRREDUÇÃO), o que demonstra a aplicabilidade da estratégia nesses casos. Nos próximos exercícios, vamos demonstrar que o método misto (por tentativas e algébrico) é aplicável a balanceamentos ainda mais complexos. Portanto, não deixe de conferir.

Exemplo:



22. (COSEAC - Técnico de Laboratório - UFF - 2015)



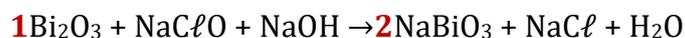
Comentários:

ETAPA 1 (método por tentativas)

Passo 1: identificando os elementos que aparecem uma única vez em ambos os lados. Nesse caso, Bi, H e Cl aparecem uma única vez.

Passo 2: escolhendo o elemento químico com maior subíndice (atomicidade). Neste caso, há um empate entre Bi e H. Portanto, podemos escolher qualquer um. Vou escolher o Bi para prosseguirmos.

Passo 3: transpondo a atomicidade (subíndice) do elemento escolhido de um lado para o outro, na forma de coeficiente estequiométrico.



Passo 4: balanceando os demais elementos da reação.

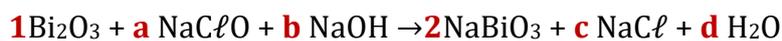
Note que:

- o Na, sódio, não está definido em nenhum dos dois lados, pois, embora tenhamos coeficiente 2 para NaBiO₃, ainda do lado direito ele está presente também em NaCl, para o qual não foi definido o coeficiente;
- embora a quantidade de O, oxigênio, esteja definida do lado direito $2 \times 3 = 6$, em 2NaBiO₃, do lado esquerdo não é possível balanceá-lo, pois aparece em três compostos, dois deles ainda sem coeficientes estequiométricos; e
- o Cl, cloro, não pode ser balanceado por suas quantidades não estar definidas em nenhum dos lados.

Pessoal, chegamos naquela situação em que é impossível prosseguir pelo método por tentativas, mas nem tudo está perdido, pois vamos manter os coeficientes já definidos e prosseguir com a ETAPA 2.

ETAPA 2 (método algébrico)

Passo 1: estabelecendo incógnitas para os coeficientes faltantes.

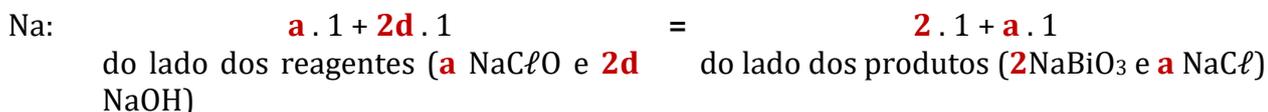


Nesse caso, são muitas incógnitas, 4, mas podemos reduzir esse número. Por exemplo, você se lembra que o H e Cl também apareciam somente uma vez? Isso será útil aqui, pois concluímos que $a = c$ devido ao balanceamento do Cl, e $b = 2d$ devido ao balanceamento dos hidrogênios. Portanto, podemos reescrever a reação reduzindo o número de incógnitas, como segue:

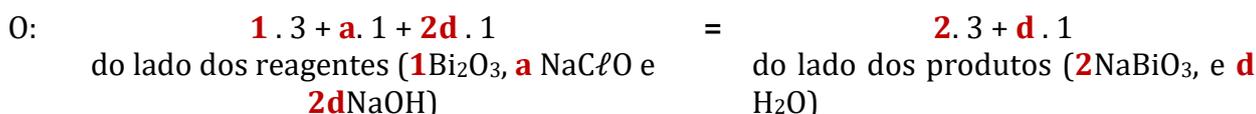


Passo 2: estabelecendo um sistema de equações para encontrarmos o valor das incógnitas, que nesse caso são **a** e **d**. Para tanto, precisamos escolher átomos que pelo menos um dos seus coeficientes já esteja definido numericamente e que se relacione com as incógnitas **a** e/ou **d**. Nesse caso, podemos escolher o Na e o O.

Balanceando o número de sódio de ambos os lados:



Balanceando o número de oxigênio de ambos os lados:



Reescrevendo as duas igualdades acima, obtemos o seguinte sistema de equações:

$$\begin{cases} a + 2d = 2 + a \\ 3 + a + 2d = 6 + d \end{cases}$$

Aqui, você vai usar a boa e velha matemática. Em geral, isola uma variável em uma equação e substitui na outra para resolver o sistema. No entanto, aqui será ainda mais simples, pois na primeira equação, a incógnita “a” é anulada. Veja:

$$\cancel{a} + 2d = 2 + \cancel{a}$$

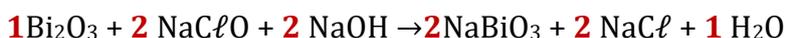
$$2d = 2 \rightarrow \mathbf{d = 1}$$

Agora podemos usar o valor de “d” em qualquer uma das equações para encontrar o valor de “a”. Veja:

$$3 + a + 2 \cdot 1 = 6 + 1$$

$$\mathbf{a = 2}$$

Aplicando na reação, obtemos a equação balanceada:



Note que, em geral, os sistemas de equações obtidos são tranquilos de resolver. Eu sei também que conciliar dois métodos de balanceamento não é fácil, mas confie em mim que essa é a alternativa mais segura para “tirar de letra” qualquer balanceamento que possa aparecer em sua prova objetiva. Como ainda não estou seguro que você “pegou” todos os detalhes, vamos praticar resolvendo mais um exemplo.



Exemplo:

23.



Comentários:

ETAPA 1 (método por tentativas)

Passo 1: identificando os elementos que aparecem uma única vez em ambos os lados. Nesse caso, Mn, Na e I aparecem uma única vez.

Passo 2: escolhendo o elemento químico com maior subíndice (atomicidade). Há um empate entre as atomicidades do Na e I. Vou escolher o Na (metal) para prosseguirmos.

Passo 3: transpondo a atomicidade (subíndice) do elemento escolhido de um lado para o outro, na forma de coeficiente estequiométrico.



Passo 4: balanceando os demais elementos da reação.

Note que a quantidade iodo, I, do lado esquerdo, já está definida, pois aparece apenas em NaI. Por isso, podemos aplicar coeficiente 1 para I₂ para balancear esse elemento.



A partir daqui não é possível balancear mais nenhum elemento pelo método das tentativas. Vejamos, por exemplo, o caso do enxofre, S, embora esteja definida sua quantidade em 1 Na₂SO₄, do lado esquerdo, ele ainda está presente no composto MnSO₄ que ainda está sem coeficiente. Isto significa que suas quantidades estão indefinidas em ambos os lados. Como o mesmo acontece para os demais elementos, é hora de seguir para ETAPA 2.

ETAPA 2 (método algébrico)

Passo 1: estabelecendo incógnitas para os coeficientes faltantes.



Quase sempre é possível reduzir o número de incógnitas. Por exemplo, o Mn aparece uma única vez em ambos os lados, portanto, **a = c**. Além disso, o H também aparece uma única vez, então **b = d**. Após essa simplificação, podemos reescrever a reação como segue e seguimos para o próximo passo.



Passo 2: estabelecendo um sistema de equações para encontrarmos o valor das incógnitas, que nesse caso são **a** e **b**. Para tanto, precisamos escolher átomos que pelo menos um dos seus coeficientes já



esteja definido numericamente e que se relacione com as incógnitas **a** e/ou **b**. Nesse caso, podemos escolher o O e S.

Balanceando o número de oxigênio de ambos os lados:

$$\begin{array}{l} \text{O:} \\ \text{do lado dos reagentes (a MnO}_2, \text{ e b H}_2\text{SO}_4) \end{array} \quad \begin{array}{l} \mathbf{a \cdot 2 + b \cdot 4} \\ \\ \\ \end{array} = \begin{array}{l} \\ \\ \\ \end{array} \quad \begin{array}{l} \mathbf{1 \cdot 4 + a \cdot 4 + b \cdot 1} \\ \text{do lado dos produtos (1 Na}_2\text{SO}_4, \mathbf{a MnSO}_4 \text{ e b} \\ \text{H}_2\text{O)} \end{array}$$

Balanceando o número de enxofre de ambos os lados:

$$\begin{array}{l} \text{Na:} \\ \text{do lado dos reagentes (b H}_2\text{SO}_4) \end{array} \quad \begin{array}{l} \mathbf{b \cdot 1} \\ \\ \\ \end{array} = \begin{array}{l} \\ \\ \\ \end{array} \quad \begin{array}{l} \mathbf{1 \cdot 1 + a \cdot 1} \\ \text{do lado dos produtos (1 Na}_2\text{SO}_4 \text{ e a MnSO}_4) \end{array}$$

Reescrevendo as duas igualdades acima, obtemos o seguinte sistema de equações:

$$\begin{cases} 2a + 4b = 4 + 4a + b \\ b = 1 + a \end{cases}$$

Ficou fácil, né? O "b" já está isolado na segunda equação, basta substituí-lo na primeira. Veja:

$$2a + 4 \cdot (1 + a) = 4 + 4a + (1 + a)$$

Desenvolvendo a equação acima, temos:

$$\mathbf{a = 1}$$

Aplicando o valor de "a" na segunda equação do sistema, obtemos:

$$\mathbf{b = 2}$$

Aplicando esses resultados na reação, obtemos a **equação balanceada**:



Exemplo:

24.



Comentários:

Antes de iniciar a resolução, explico que incluí posteriormente essa questão dentre as comentadas porque alguns alunos relataram dificuldade em resolvê-la mesmo utilizando todas as regras e estratégias ensinadas nesta aula. Por isso, além de comentá-la, resolvi classificá-la como difícil com base nos feedbacks resolvidas. A bem verdade é que ela é meio "diferente" mesmo, pois nos exige relativizar o passo 2 da ETAPA 1 de escolher o elemento químico com maior atômica, mas por um motivo lógico como explico logo mais. Bora lá?!

ETAPA 1 (método por tentativas)

Passo 1: identificando os elementos que aparecem uma única vez em ambos os lados. Nesse caso, Fe, K, Mn e H aparecem uma única vez.

Passo 2: escolhendo o elemento químico com maior subíndice (atômica). O hidrogênio é o que apresenta as maiores atômicas. No entanto, perceba que se o escolhêssemos as duas substâncias envolvidas (H_2SO_4 e H_2O) receberiam o mesmo coeficiente 2, o que não ajudaria no balanceamento de nenhum outro elemento químico. **Nesses casos, preciso que relativize a regra por conveniência e passe para o segundo elemento de maior atômica.** Desta forma, há um empate entre as atômicas do Fe e K. Vou escolher o Fe para prosseguirmos.

Passo 3: transpondo a atômica (subíndice) do elemento escolhido de um lado para o outro, na forma de coeficiente estequiométrico.

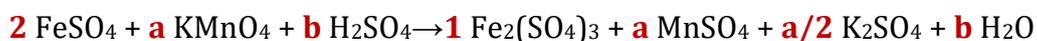


Passo 4: balanceando os demais elementos da reação.

Infelizmente a partir daqui não é possível balancear mais nenhum elemento pelo método das tentativas, pois os coeficientes definidos se relacionam com S e O e esses elementos estão presentes em outras espécies tanto nos reagentes quanto nos produtos. Então, é hora de seguir para ETAPA 2.

ETAPA 2 (método algébrico)

Passo 1: estabelecendo incógnitas para os coeficientes faltantes.

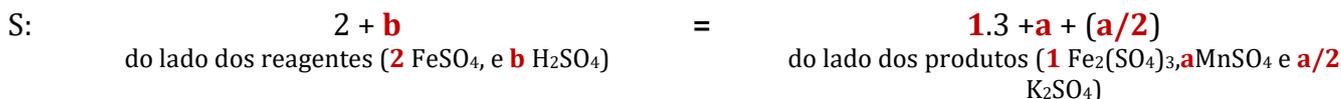


Já usei a lógica de redução do número de incógnitas para ganharmos tempo. Por exemplo, se definimos **a** como coeficiente para KMnO_4 , então, podemos concluir que o coeficiente de MnSO_4 também será **a**, pois ambos compostos possuem um único átomo de Mn. Transpondo esse raciocínio para o K, concluímos que o coeficiente para K_2SO_4 deve ser **a/2** e a análise para o hidrogênio resulta em coeficiente **b** também para H_2O .

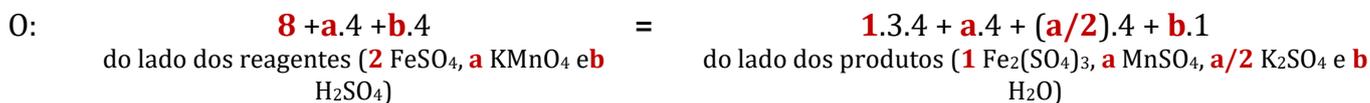
Passo 2: estabelecendo um sistema de equações para encontrarmos o valor das incógnitas, que nesse caso são **a** e **b**. Para tanto, precisamos escolher átomos que pelo menos um dos seus coeficientes já esteja definido numericamente e que se relacione com as incógnitas **a** e/ou **b**. Nesse caso, devemos escolher o S e O.



Balanceando o número de enxofre de ambos os lados:



Balanceando o número de oxigênios de ambos os lados:



Reescrevendo as duas igualdades acima, obtemos o seguinte sistema de equações:

$$\begin{cases} 2 + b = 3 + a + (a/2) \\ 8 + 4a + 4b = 12 + 4a + 2a + b \end{cases}$$

Diferentes estratégias podem ser utilizadas para resolver o sistema acima que possui duas incógnitas e duas equações. Eu optei dessa vez por isolar "b" em ambas equações e igualar as duas equações:

$$\begin{cases} b = 1 + (3/2).a \\ b = (4+2a)/3 \end{cases}$$

Igualando ambas equações, temos:

$$1 + (3/2).a = (4+2a)/3$$

Desenvolvendo a equação acima, obtemos:

$$\mathbf{a = 2/5}$$

Aplicando o valor de "a" em qualquer uma das equações do sistema, obtemos:

$$\mathbf{b = 8/5}$$

Aplicando esses resultados na reação, obtemos a **equação balanceada**:



Equação balanceada, mas lembre-se, a título de resolução de questões, **você precisa obter todos os coeficientes estequiométricos como os menores números inteiros possíveis**. Nesse caso, podemos multiplicar todos os coeficientes por 5 para obter os menores coeficientes inteiros:



Imagino que já esteja familiarizado com a estratégia do método misto (por tentativas e algébrico). Para estar totalmente certo disso, use a mesma estratégia para balancear

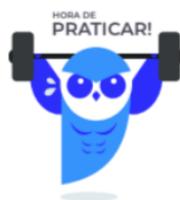


as reações a seguir. Muitas delas foram cobrados em concursos e, nesses casos, como nosso foco é praticar balanceamento, extrai apenas a equação para você balancear.



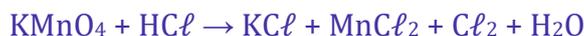
Antes de começar, fique ligado em três observações (revisão):

- i. Em alguns casos, o método por tentativas poderá ser suficiente. Então, sempre comece por ele por ser mais simples, o que lhe garantirá maior agilidade no dia da prova;
- ii. Caso encontre coeficientes estequiométricos como fração ou “números quebrados”, lembre-se de convertê-los para os menores número inteiros possíveis. Ademais, se multiplicar um coeficiente, você precisará multiplicar todos os demais coeficientes pelo mesmo número; e
- iii. É necessário seguir a dica anterior porque, em muitos exercícios de concurso, será pedido o somatório dos coeficientes estequiométricos da equação balanceada. Nesses casos, você só encontrará a resposta correta utilizando todos os coeficientes como os menores números inteiros possíveis.



Realize o balanceamento das seguintes equações químicas:

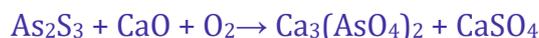
25. (AOCP - Perito Criminal - ITEP-RN - 2018)



26. (VUNESP - Auxiliar de Laboratório - UNIFAI - 2019)



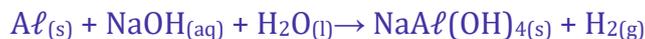
27. (UFRJ - Técnico em Química - UFRJ - 2017)



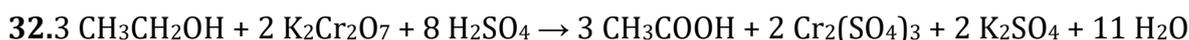
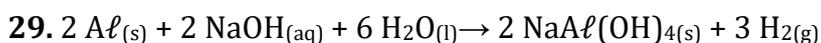
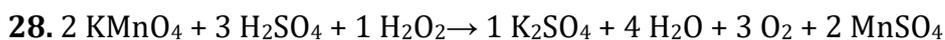
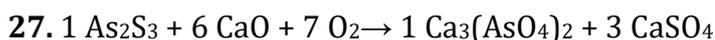
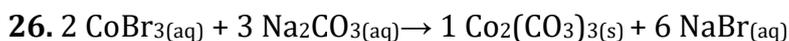
28. (CS-UFG - Téc. de laboratório - IF-GO) e (PROGEP - Téc. Química - FURG - 2019)



29. (CESGRANRIO - Téc. de Operação - TRANSPETRO - 2018)



Respostas esperadas:



Balanceamento com íons pelo método misto (por tentativas e algébrico)

Se a banca organizadora pode dificultar, porque ela vai facilitar?... Pessoal, brincadeiras à parte, mas um tema que “derruba” muitos candidatos é o balanceamento com íons, em geral, aqueles envolvendo reações de OXIRREDUÇÃO (REDOX). Esse tipo de exercício tem sido cada vez mais comum em prova.

Analisemos uma simples reação (abaixo) para entender o drama:

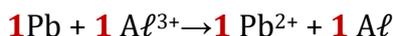
Exemplo:

33.

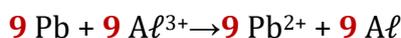
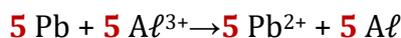


À primeira vista parece um balanceamento muito simples, poderíamos adicionar 1 em todas as espécies e tanto o chumbo (Pb) como o alumínio (Al) estariam balanceados.





Parece estar “ok”, mas e esse colocássemos 5 em todos ou, até mesmo, 9? Ainda assim os elementos químicos estariam balanceados.

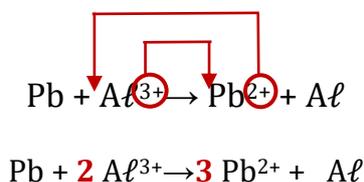


Nesse caso, qualquer coeficiente repetido para todas espécies resultaria no balanceamento dos dois elementos químicos, mas infelizmente apenas um estaria correto. Então, qual “detalhe” ou “passo” está faltando para acertarmos esse tipo de balanceamento?

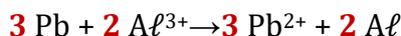
Em todo balanceamento envolvendo íons, podemos seguir as mesmas estratégias anteriores do método por tentativas e método algébrico, desde que pelo menos uma equação seja estruturada fazendo o **BALANÇO DE CARGA**:

Balanço de carga: o somatório das cargas do lado dos produtos é igual ao somatório das cargas do lado dos reagentes.

Na equação anterior, o balanço de carga está simples de ser realizado, pois há apenas 3+, do lado direito, e 2+, do lado esquerdo. Portanto, basta transpormos essas cargas como coeficientes para balancearmos.



Para finalizarmos, basta igualarmos a quantidade dos elementos de ambos lados, aplicando 2 ao Al, à direita, e 3 ao Pb, à esquerda.



Acho fácil, né?! Então vamos para um exemplo mais complexo.

Lembre-se, devemos seguir as mesmas estratégias da seção anterior, método misto (por tentativas e algébrico), e pelo menos uma equação deve contemplar o balanço de cargas.

Exemplo:

34.



Comentários:

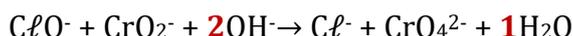


ETAPA 1 (método por tentativas)

Passo 1: identificando os elementos que aparecem uma única vez em ambos os lados. Nesse caso, Cl, Cr e H aparecem uma única vez.

Passo 2: escolhendo o elemento químico com maior subíndice (atomicidade), que nesse caso é o hidrogênio com atomicidade 2 em H₂O.

Passo 3: transpondo a atomicidade (subíndice) do elemento escolhido de um lado para o outro, na forma de coeficiente estequiométrico.

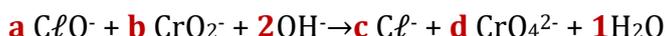


Passo 4: balanceando os demais elementos da reação.

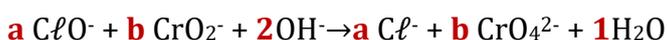
Neste exemplo, a partir daqui não é possível balancear mais nenhum elemento pelo método das tentativas, já que a quantidade dos outros elementos não está completamente definida em nenhum dos dois lados. É hora, então, de seguir para ETAPA 2.

ETAPA 2 (método algébrico com íons)

Passo 1: estabelecendo incógnitas para os coeficientes faltantes.



Como o Cl aparece uma única vez em ambos os lados, **a = c**. Além disso, o Cr também aparece uma única vez, então **b = d**. Após essa simplificação, podemos reescrever a reação como segue e seguimos para o próximo passo.



Passo 2 (com íons): estabelecendo um sistema de equações para encontrarmos o valor das incógnitas, que nesse caso são **a** e **b**. Aqui devemos lembrar que pelo menos uma da equação deve realizar o balanço de cargas. De início, podemos escolher átomos que pelo menos um dos seus coeficientes já esteja definido numericamente e que se relacione com as incógnitas **a** e/ou **b**. Nesse caso, podemos escolher o O e o outro balanceamento será de cargas, como segue.

Balanceando o número de oxigênio de ambos os lados:

$$\begin{array}{l} \text{O:} \qquad \qquad a \cdot 1 + b \cdot 2 + 2 \cdot 1 \qquad \qquad = \qquad \qquad \qquad b \cdot 4 + 1 \cdot 1 \\ \text{do lado dos reagentes (} a \text{ClO}^-, b \text{CrO}_2^- \text{ e} \\ \qquad \qquad \qquad 2\text{OH}^- \text{)} \qquad \qquad \qquad \qquad \qquad \qquad \text{do lado dos produtos (} b \text{CrO}_4^{2-} \text{ e } 1\text{H}_2\text{O)} \end{array}$$

Balanceando o número de cargas de ambos os lados:



$$\text{Cargas: } \begin{array}{l} \mathbf{a} \cdot (-1) + \mathbf{b} \cdot (-1) + \mathbf{2} \cdot (-1) \\ \text{do lado dos reagentes (} \mathbf{a} \text{ ClO}^- \text{, } \mathbf{b} \text{ CrO}_2^- \text{ e } \mathbf{2} \\ \text{OH}^- \text{)} \end{array} = \begin{array}{l} \mathbf{a} \cdot (-1) + \mathbf{b} \cdot (-2) \\ \text{do lado dos produtos (} \mathbf{a} \text{ Cl}^- \text{ e } \mathbf{b} \\ \text{CrO}_4^{2-} \text{)} \end{array}$$

Reescrevendo as duas igualdades acima, obtemos o seguinte sistema de equações:

$$\begin{cases} a + 2b + 2 = 4b + 1 \\ -a - b - 2 = -a - 2b \end{cases}$$

Agora vamos isolar uma incógnita em uma equação para isolar na outra. Nesse caso, se usarmos a segunda equação, a resolução será facilitada. Veja:

$$-\cancel{a} - b - 2 = -\cancel{a} - 2b$$

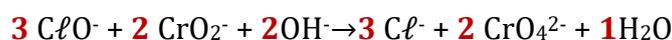
$$\mathbf{b = 2}$$

Substituindo esse valor na primeira equação, obtemos o valor de "a":

$$a + 2 \cdot 2 + 2 = 4 \cdot 2 + 1$$

$$\mathbf{a = 3}$$

Aplicando esses resultados na reação, obtemos a **equação balanceada**:



Para ficar seguro sobre o balanceamento de equações químicas com íons, vamos resolver mais um exemplo.

Exemplo:

35.



Comentários:

ETAPA 1 (método por tentativas)

Passo 1: identificando os elementos que aparecem uma única vez em ambos os lados. Nesse caso, apenas o H aparece uma única vez.

Passo 2: escolhendo o elemento químico com maior subíndice (atomicidade), não restando escolha nesse exemplo.

Passo 3: transpondo a atomicidade (subíndice) do elemento escolhido de um lado para o outro, na forma de coeficiente estequiométrico.





Passo 4: balanceando os demais elementos da reação.

Note que, do lado esquerdo, a quantidade de oxigênio já está definida, 2 O. Do lado direito, já está definido o oxigênio em 1 H₂O, 1 O. Para balancear o oxigênio, precisamos de mais 1 O do lado direito. Onde ainda podemos mexer, o oxigênio apresenta subíndice 3, em BrO₃⁻, e não há nenhum coeficiente inteiro que ao ser multiplicado por 3 resulte em 1 oxigênio. A saída é multiplicar por um número fracionário ou um número “quebrado”. Note que podemos adicionar 1/3 como coeficiente de BrO₃⁻, pois desta forma adicionaremos (1/3)×3 = 1 oxigênio a mais do lado esquerdo.



Neste exemplo, a partir daqui não é possível balancear mais nenhum elemento pelo método das tentativas, já que a quantidade de bromo não está completamente definida em nenhum dos dois lados. É hora, então, de seguir para ETAPA 2.

ETAPA 2 (método algébrico com íons)

Passo 1: estabelecendo incógnitas para os coeficientes faltantes.



Passo 2 (com íons): estabelecendo um sistema de equações para encontrarmos o valor das incógnitas, que nesse caso são **a** e **b**. Aqui devemos lembrar que pelo menos uma da equação deve realizar o balanço de cargas. Podemos escolher o bromo, elemento ainda não balanceado, pois pelo menos um dos seus coeficientes já foi definido numericamente, em BrO₃⁻, e o bromo se relaciona com as incógnitas **a** e **b**. Lembro que o outro balanceamento deverá ser o de cargas, como segue.

Balanceando o número de bromo de ambos os lados:

$$\begin{array}{l} \text{Br:} \\ \text{do lado dos reagentes (a Br}_2\text{)} \end{array} \quad a \cdot 2 \quad = \quad \begin{array}{l} \text{(1/3) \cdot 3 + b \cdot 1} \\ \text{do lado dos produtos (}\frac{1}{3}\text{BrO}_3^- \text{ e b Br}^- \text{)} \end{array}$$

Balanceando o número de cargas de ambos os lados:

$$\begin{array}{l} \text{Cargas:} \\ \text{do lado dos reagentes (2OH}^- \text{)} \end{array} \quad 2 \cdot (-1) \quad = \quad \begin{array}{l} \text{(1/3) \cdot (-1) + b \cdot (-1)} \\ \text{do lado dos produtos (}\frac{1}{3}\text{BrO}_3^- \text{ e b Br}^- \text{)} \end{array}$$

Reescrevendo as duas igualdades acima, obtemos o seguinte sistema de equações:

$$\begin{cases} 2a = (1/3) + b \\ -2 = -(1/3) - b \end{cases}$$

Desenvolvendo a segunda equação, encontramos o valor de “b”:

$$b = 5/3$$



Aplicando esse valor na primeira equação, determinamos o valor de “a”:

$$2a = (1/3) + (5/3)$$

$$a = 1$$

Aplicando esses resultados na reação:



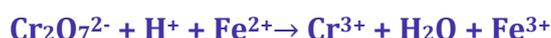
Devemos nos lembrar, no entanto, que para responder questões sobre balanceamento, devemos sempre usar os menores números inteiros. Então, nesse caso, podemos multiplicar todos os coeficientes por 3 para que as frações (1/3) e (5/3) sejam convertidas nos menores números inteiros, como segue:



Pronto! **Equação balanceada.** É sempre bom, ao final, conferir a quantidade de cada tipo de átomos de ambos os lados e também a quantidade de cargas para checar se seu balanceamento está correto. Para finalizar nossa sequência de balanceamentos comentados, vamos a mais um exemplo com íons?

Exemplo:

36. (FCC - Téc. em Saneamento - SABESP - 2018) Na determinação da Demanda Química de Oxigênio (DQO) o excesso de dicromato utilizado como oxidante é titulado pelo sulfato ferroso amoniacal, segundo a reação iônica mostrada abaixo.



A soma dos coeficientes que tornam a reação corretamente balanceada é

- A) 20
- B) 21
- C) 29
- D) 35
- E) 36

Comentários:

Para encontrarmos a alternativa correta, precisamos balancear a equação. Então, vamos lá!

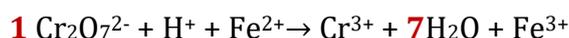
ETAPA 1 (método por tentativas)



Passo 1: identificando os elementos que aparecem uma única vez em ambos os lados. Nesse caso, todos os elementos aparecem uma única vez.

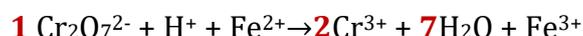
Passo 2: escolhendo o elemento químico com maior subíndice (atomicidade). Nesse caso, o oxigênio com atomicidades 7 e 1, respectivamente, do lado esquerdo e direito.

Passo 3: transpondo a atomicidade (subíndice) do elemento escolhido de um lado para o outro, na forma de coeficiente estequiométrico.

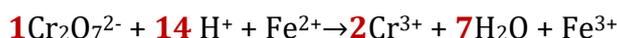


Passo 4: balanceando os demais elementos da reação.

Note que, do lado esquerdo, a quantidade de cromo já está definida, 2 Cr. Por isso, podemos adicionar 2 como coeficiente do Cr^{3+} para balanceá-lo.



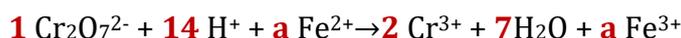
Está definida também a quantidade de hidrogênios do lado direito, $7 \times 2 = 14$ H. Para igualar do lado esquerdo, adicionamos 14 para H^+ .



O ferro não está definido em nenhum dos lados e, por isso, precisamos seguir para ETAPA 2 (método algébrico).

ETAPA 2 (método algébrico com íons)

Passo 1: estabelecendo incógnitas para os coeficientes faltantes. Como a quantidade de ferro de ambos os lados, precisa ser igual, adicionei a mesma incógnita às duas espécies.



Passo 2 (com íons): aqui devemos lembrar que pelo menos uma da equação deve realizar o balanço de cargas. Como há apenas uma incógnita, então, uma única equação será suficiente para encontrarmos a resposta. Veja:

Balaneando o número de cargas de ambos os lados:

$$\begin{array}{l} \text{Cargas:} \\ \text{do lado dos reagentes (1 Cr}_2\text{O}_7^{2-}, 14 \text{H}^+ \text{ e } a\text{Fe}^{2+}) \end{array} \quad \begin{array}{l} 1 \cdot (-2) + 14 \cdot (+1) + a \cdot (+2) \\ = \end{array} \quad \begin{array}{l} \text{do lado dos produtos (2 Cr}^{3+} \text{ e } a \\ \text{Fe}^{3+}) \end{array} \quad \begin{array}{l} 2 \cdot (+3) + a \cdot (+3) \end{array}$$

Reescrevendo as duas igualdades acima, obtemos a seguinte equação:

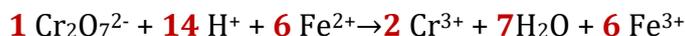
$$-2 + 14 + 2a = 6 + 3a$$



Desenvolvendo a equação acima, determinamos o valor de “a”:

$$a = 6$$

Aplicando o valor de “a”, obtemos a **equação balanceada**:



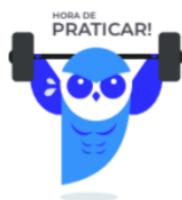
No enunciado é solicitado, a soma dos coeficientes estequiométricos:

$$\text{SOMA} = 1 + 14 + 6 + 2 + 7 + 6$$

$$\text{SOMA} = 36$$

Resposta: letra E

Hora de você praticar balanceamento com íons. Utilize a mesma estratégia para balancear as reações a seguir. Como se vê, foram cobradas em concursos (algumas no contexto da estequiometria) e, nesses casos, como nosso foco é praticar balanceamento, extraí apenas a equação para você balancear.

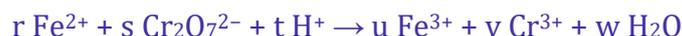


Realize o balanceamento das seguintes equações químicas:

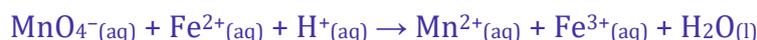
37. (VUNSEP - Téc. de Laboratório - UFABC - 2019)



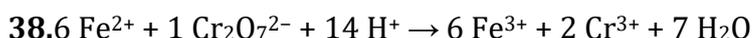
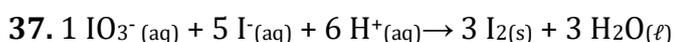
38. (FCC - Químico - SEGEP-MA - 2016)

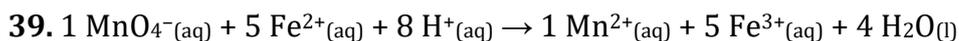


39. (IDECAN - Professor/Química - Colégio Pedro II - 2015)



Respostas esperadas:





Finalizamos aqui nossa aula. A seguir, lista de questões comentadas, seguida do enunciado de todas as questões da aula e gabarito. Ao final, destaquei os principais pontos da aula para facilitar sua revisão. Não deixe de me chamar em caso de dúvidas.

PRINCIPAIS PONTOS DO TÓPICO

REGRA DO MACHO: o termo MACHO é apenas um macete para você se lembrar que na hora de balancear os átomos você seguir a seguinte ordem de prioridade: **M**etal, **A**metal, **C**arbono, **H**idrogênio e **O**xigênio.

MÉTODO DAS TENTATIVAS: Consiste em quatro passos:

1. Procure os elementos que aparecem apenas uma vez em cada lado da reação, ou seja, em apenas um composto do lado esquerdo e em apenas um do lado direito;
2. Caso haja mais de um elemento que respeite a condição do item anterior (1), escolha aquele de maior atomicidade (subíndices, aqueles números que aparece em baixo do lado direito do átomo);
3. Uma vez escolhido primeiro elemento, transpor suas atomicidades de um lado para o outro, utilizando-os como coeficientes estequiométricos;
4. Finalizar o balanceamento dos demais elementos químicos

Quando for pedido, no enunciado do exercício, a soma dos coeficientes estequiométricos. Lembre-se:

A soma dos coeficientes estequiométricos correspondentes aos menores números inteiros possíveis, ou seja, não se deve utilizar coeficientes fracionários (“quebrados”).

MÉTODO MISTO (POR TENTATIVAS E ALGÉBRICO): consiste na junção de dois métodos: método por tentativas e método algébrico.

Nota importante: só complementaremos com o método algébrico quando não possível finalizar o balanceamento com o método por tentativas. Vamos à sequência do método misto em duas etapas, cada uma com passos.

ETAPA 1 (método das tentativas): você já conhece, mas vamos revisar seus quatro passos:

1. Procure os elementos que aparecem apenas uma vez em cada lado da reação, ou seja, em apenas um composto do lado esquerdo e em apenas um do lado direito;
2. Caso haja mais de um elemento que respeite a condição do item anterior (1), escolha aquele de maior atomicidade (subíndices, aqueles números que aparecem embaixo do lado direito do átomo);
3. Uma vez escolhido primeiro elemento, transpor suas atomicidades de um lado para o outro, utilizando-os como coeficientes estequiométricos;



- Finalizar o balanceamento dos demais elementos químicos. **Se possível**, balancear todos os elementos [e estará pronto!], **caso contrário**, passe para a ETAPA 2.

ETAPA 2 (método algébrico): mantenha os coeficientes já definidos na ETAPA 1 e continue com os seguintes passos:

- Denomine os coeficientes faltantes com incógnitas genéricas (ex: a, b, c);
- Estruture sistema de equações, baseado no balanceamento de elementos químicos e envolvendo pelo menos uma espécie cujo coeficiente estequiométrico já esteja definido numericamente; e
- Resolva para encontrar os valores das incógnitas (coeficientes faltantes).

Obs.: Lembre-se, se forem duas incógnitas, você precisará de no mínimo duas equações. Se forem três incógnitas, de no mínimo três equações. E assim por diante.

Fique ligado em três observações (revisão):

- Em alguns casos, o método por tentativas poderá ser suficiente. Então, sempre comece por ele por ser mais simples, o que lhe garantirá maior agilidade no dia da prova;
- Caso encontre coeficientes estequiométricos como fração ou “números quebrados”, lembre-se de convertê-los para os menores número inteiros possíveis. Ademais, se multiplicar um coeficiente, você precisará multiplicar todos os demais coeficientes pelo mesmo número; e
- É necessário seguir a dica anterior porque, em muitos exercícios de concurso, será pedido o somatório dos coeficientes estequiométricos da equação balanceada. Nesses casos, você só encontrará a resposta correta utilizando todos os coeficientes como os menores números inteiros possíveis.

MÉTODO MISTO (POR TENTATIVAS E ALGÉBRICO) COM ÍONS: Em todo balanceamento envolvendo íons, podemos seguir as mesmas estratégias anteriores do método por tentativas e método algébrico, desde que pelo menos uma equação seja estruturada fazendo o **BALANÇO DE CARGA**:

Balanço de carga: o somatório das cargas do lado dos produtos é igual ao somatório das cargas do lado dos reagentes.

Ao utilizar o **método algébrico** para reações com íons, lembre-se: **pelo menos uma da equação deve realizar o balanço de cargas.**



QUESTÕES COMENTADAS

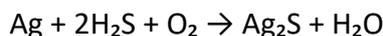
Balanceamento

1. (VUNESP - Professor - Prefeitura SJRP - 2023) Talheres de prata escurecem quando entram em contato com materiais contendo derivados do enxofre, encontrados no ar, no ovo e na cebola, sob a forma de H_2S . A reação que ocorre é mostrada a seguir, mas nela estão faltando alguns coeficientes. $\text{Ag} + 2\text{H}_2\text{S} + \text{O}_2 \rightarrow \text{Ag}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O}$. Para que essa reação fique corretamente balanceada, os valores dos coeficientes que estão faltando são, respectivamente,

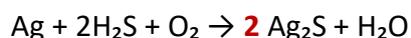
- a) 2, 2 e 4.
- b) 4, 2 e 1.
- c) 4, 2 e 2.
- d) 2, 2 e 2.
- e) 2, 4 e 2.

Comentários:

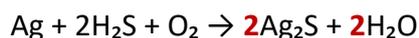
O enunciado fornece a seguinte equação química não balanceada:



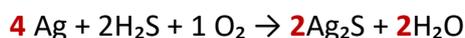
Podemos começar balanceando o elemento enxofre (S). Do lado esquerdo da equação, temos 2 átomos de enxofre (S) no composto H_2S . Então, precisamos de 2 átomos de enxofre do lado direito da equação. Portanto, devemos colocar o coeficiente 2 na frente de Ag_2S .



Agora, precisamos balancear os átomos de hidrogênio (H), prata (Ag) e oxigênio (O). Temos 4 átomos de hidrogênio do lado esquerdo da equação, então precisamos de 4 átomos de hidrogênio do lado direito da equação. Portanto, devemos colocar o coeficiente 2 na frente de H_2O .



Por último, precisamos balancear os átomos de oxigênio (O) e prata (Ag). Temos 2 átomos de oxigênio do lado esquerdo da equação e 2 átomos de oxigênio do lado direito da equação, então a equação já está balanceada. Por outro lado, temos 4 átomos de prata do lado direito da equação e 1 átomo de prata do lado direito, logo devemos colocar o coeficiente 4 na frente de Ag.



Portanto, os coeficientes que faltam na equação balanceada são 4 (para Ag), 2 (para Ag₂S) e 2 (para H₂O).

Resposta: letra C.

2. (FGV - Professor - Prefeitura SP - 2023) Dada a equação química



a soma de todos os menores coeficientes estequiométricos da equação balanceada pelo método das tentativas é igual a

- a) 8.
- b) 5.
- c) 18.
- d) 9.
- e) 16.

Comentários:

Vamos aqui balancear a reação dada pelo método das tentativas.

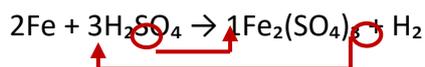
Passo 1 - Procurar o elemento que aparece apenas uma vez dos dois lados da reação:

Fe (Ferro), S (Enxofre), O (Oxigênio) e H (Hidrogênio) aparecem uma única vez de ambos os lados da reação.

Passo 2 - Entre os que aparece 1 única vez, escolhe o de maior atomicidade (subíndice):

Fe apresenta atomicidades 1 do lado esquerdo e 2 do lado direito. S apresenta atomicidades 1 do lado esquerdo e 3 do lado direito. H apresenta atomicidades 2 do lado esquerdo e 2 do lado direito. Elegemos, portanto, o Enxofre (S) por ter a maior soma de atomicidades.

Passo 3 - Transpor as atomicidades do elemento escolhido de um lado para o outro, como coeficientes estequiométricos:



Passo 4 - Balancear dos demais elementos:

Com S já balanceado, olhamos para o H. Do lado esquerdo, temos 6 H (3x2 H do H₂SO₄) e, para igualar no lado direito, atribuímos 3 ao H₂ (3x2 H do H₂).



Agora todos os elementos estão balanceados e a equação química está correta.

Logo, a soma dos coeficientes estequiométricos é 2 (do Fe) + 3 (do H₂SO₄) + 1 (do Fe₂(SO₄)₃, o coeficiente 1 é implícito) + 3 (do H₂) = 9.

Resposta: letra D

3. (AVANÇASP - Professor - Prefeitura SM Arcanjo - 2023) Reação química não balanceada.



Massas molares: K= 39 g/mol; Cl= 35 g/mol; e, O= 16 g/mol

Após o balanceamento químico, a somatória dos menores coeficientes estequiométricos (números inteiros) da equação será de:

- a) 7
- b) 3
- c) 6
- d) 5
- e) 4

Comentários:

Para balancear a equação fornecida, podemos aplicar o método das tentativas.

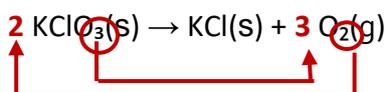
Passo 1 – Procurar o elemento que aparece apenas uma vez dos dois lados da reação:

K, Cl, e O aparecem uma única vez em cada lado da reação.

Passo 2 – Entre os que aparece 1 única vez, escolhe o de maior atomicidade (subíndice):

K e Cl apresentam, do lado esquerdo, atomicidade 1, e O apresenta atomicidade 3. Logo, escolhemos o Oxigênio (O).

Passo 3 - Transpor as atomicidades do elemento escolhido de um lado para o outro, como coeficientes estequiométricos:



Passo 4 – Balancear os demais elementos:



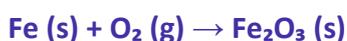
Os elementos K e Cl já estão balanceados, com uma quantidade em cada lado da reação. Como temos 3O₂, teremos 6 átomos de O do lado direito, logo, devemos balancear o lado esquerdo com 2 KClO₃, resultando em:



Portanto, a somatória dos menores coeficientes estequiométricos é: 2 (do KClO₃) + 2 (do KCl) + 3 (do O₂) = 7.

Resposta: letra A.

4. (CENTEC - Professor - SEDUC CE - 2023) O ferro reage com o oxigênio formando o óxido de ferro, Fe₂O₃, como mostrado na equação química abaixo:



Os coeficientes mínimos e inteiros da equação química acima, quando balanceada, deverão ser, respectivamente:

- a) 1, 1 e 1.
- b) 1, 2 e 3.
- c) 2, 3 e 4.
- d) 4, 3 e 2.
- e) 4, 2 e 3.

Comentários:

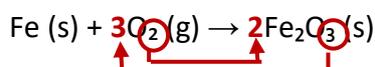
Passo 1 - Procurar o elemento que aparece apenas uma vez dos dois lados da reação:

Fe (Ferro) e O (Oxigênio) aparecem uma única vez em cada lado da reação.

Passo 2 - Entre os que aparece 1 única vez, escolher o de maior atomicidade (subíndice):

Fe apresenta, do lado esquerdo, atomicidade 1 e 2 do lado direito. O apresenta atomicidades 2 e 3. Elegemos, portanto, o Oxigênio (O).

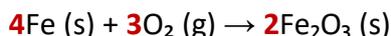
Passo 3 - Transpor as atomicidades do elemento escolhido de um lado para o outro, como coeficientes estequiométricos:



Passo 4 - Balancear dos demais elementos:



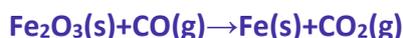
Com o O já balanceado, olhamos para o Fe. Do lado direito, temos 4 Fe (2x2). Nesse sentido, atribuímos 4 ao Fe do lado esquerdo.



Dessa forma, os coeficientes mínimos e inteiros da equação química balanceada são: 4,3 e 2.

Resposta: letra D

5. (Instituto Consulplan - Técnico - IF PA - 2023) JM, técnico de laboratório, foi contratado por certa empresa siderúrgica para monitorar a produção de ferro a partir de minérios de ferro. O profissional observou a reação de redução do Fe_2O_3 pelo CO para produzir ferro metálico e CO_2 . Ao gerar o relatório detalhado de suas observações, JM precisou expressar a reação química ocorrida no referido processo da siderúrgica. A equação química não balanceada é apresentada a seguir:



Após o balanceamento, a somatória dos menores coeficientes estequiométricos (números inteiros) para a reação química apresentada será de:

- a) 4.
- b) 5.
- c) 8.
- d) 9.

Comentários:

Vamos aqui balancear seguindo o método por tentativas.

Passo 1 - Procurar o elemento que aparece apenas uma vez dos dois lados da reação:

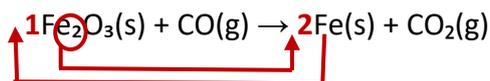
Fe (Ferro) e C (Carbono) aparecem uma única vez em cada lado da reação.

Passo 2 - Entre os que aparece 1 única vez, escolhe o de maior atomicidade (subíndice):

Fe apresenta atomicidade 2 no lado esquerdo e 1 no lado direito. C apresenta atomicidade 1 tanto no lado esquerdo quanto no direito. Portanto, escolhamos o Ferro (Fe) para o balanceamento, devido à sua maior atomicidade.

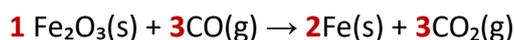
Passo 3 - Transpor as atomicidades do elemento escolhido de um lado para o outro, como coeficientes estequiométricos:





Passo 4 - Balancear dos demais elementos:

Com o Fe já balanceado, olhamos para o Carbono. Do lado direito, temos 1 C (CO₂) e, para igualar no lado esquerdo, precisamos de 3 CO para fornecer 3 C, que também balanceará o Oxigênio.



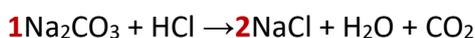
Logo, a soma dos coeficientes estequiométricos é 1 (do Fe₂O₃, o coeficiente 1 é implícito) + 3 (do CO) + 2 (do Fe) + 3 (3CO₂) = 9.

Resposta: letra D.

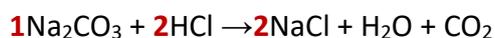


Comentários:

Para balancearmos a equação acima segundo o macete MACHO, devemos iniciar pelo metal, que no caso é o sódio (Na), família 1 A (em caso de dúvida se o elemento é metal ou ametal, lembre-se de verificar na tabela periódica a posição do elemento). Do lado esquerdo (lado dos reagentes), temos 2 Na e do lado direito apenas 1. Portanto podemos colocar o coeficiente estequiométrico 2 na frente do NaCl para balancear o sódio. Sugiro que também coloque o coeficiente 1 na frente do Na₂CO₃, apenas para lembrar que o sódio já está balanceado. Veja como fica.



Depois do M (metal), vem o...? Isso mesmo, o A de ametais. Podemos deixar para depois o C, H e O, já que eles vêm depois dos ametais. Nesse caso, temos o Cl como ametal, vamos, então, balanceá-lo. Do lado esquerdo, temos 1 Cl e do lado direito 2, já que NaCl encontra-se multiplicado por 2. Desta forma, temos que multiplicar por 2 o HCl.



Próximo a ser balanceado é o C, carbono. Lado direito, 1, do lado esquerdo 1 também. Basta reforçarmos o coeficiente 1 para CO₂.



Seguindo a ordem do macete, vamos ao H, hidrogênio. Do lado direito, 2H, mesma quantidade do lado direito. Desta forma, basta reforçar o coeficiente 1 para água.



Uma vez definido todos os coeficientes estequiométricos, é bom certificar se a reação está realmente balanceada. Vamos à contagem.



- Lado direito: 2Na, 1C, 3O, 2H e 2Cl;
- Lado esquerdo: 2Na, 1C, 3(2+1) O, 2H e 2 Cl.

Ótimo, nenhum átomo foi perdido ou brotou do além, temos, então, a equação balanceada, respeitando a Lei de Lavoisier como se é esperado.

Resposta: $1\text{Na}_2\text{CO}_3 + 2\text{HCl} \rightarrow 2\text{NaCl} + 1\text{H}_2\text{O} + 1\text{CO}_2$

7. $\text{MnO}_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{MnCl}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{Cl}_2$

Comentários:

De acordo com o macete MACHO, devemos iniciar balanceando o M (metal) que, no caso, é o manganês (Mn).



Em seguida, A (ametais), ou seja, o cloro (Cl). Perceba que há cloro em dois compostos do lado direito. Se adicionarmos 1 na frente de Cl_2 , o menor coeficiente inteiro, teremos 4 Cl do lado direito (do lado dos produtos). Sendo assim, precisaremos adicionar coeficiente 4 para o HCl.



Como não tem C (carbono), vamos para o próximo, H (hidrogênio). Note que do lado esquerdo, o hidrogênio já está definido com coeficiente 4, ou seja, 4H. Então, devemos adicionar o coeficiente 2 na frente de H_2O .



Uma vez definido todos os coeficientes estequiométricos, chegou a hora de verificar se a reação está realmente balanceada:

- Lado direito: 1Mn, 2O, 4H e 4Cl;
- Lado esquerdo: 1Mn, 2O, 4(2x2)H e 4(2+2)Cl.

Equação balanceada.

Resposta: $1\text{MnO}_2 + 4\text{HCl} \rightarrow 1\text{MnCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 1\text{Cl}_2$

8. $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{Ba}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{BaCl}_2 + \text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O}$

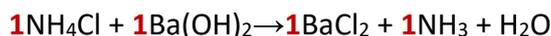
Comentários:

Pelo macete MACHO, primeiro elemento a ser balanceado é o Bário, por ser metal (M).

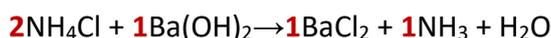


Como ametais (A), temos N e Cl. Vamos começar pelo nitrogênio para resultar em um probleminha que você vai se deparar algumas vezes.

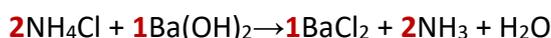




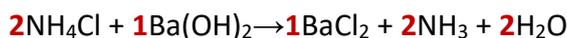
Pela lógica, devemos agora balancear o cloro (Cl), pois ele também é ametal. Repare que do lado esquerdo (reagentes), temos 1Cl e, do lado direito, 2Cl, ambos lados com coeficientes estequiométricos já definidos em vermelho. Veja que, nessas condições, o número de cloros não se iguala. E agora? Vamos ter que modificar um coeficiente estequiométrico que já tínhamos definido. Podemos, nesse caso, adicionar 2 na frente do NH_4Cl . O problema que esse 2 também aumentará o número de nitrogênio, do lado esquerdo, para 2. Veja:



Desta forma, balanceamos o Cloro e “desbalanceamos” o nitrogênio. Para equalizar novamente o número de nitrogênio, teremos que modificar o coeficiente da NH_3 de 1 para 2.



Ufa! Agora, Cl e N, ametais, estão balanceados. Vamos adiante, como não temos carbonos, pulamos o C e vamos para o H, hidrogênio. Do lado esquerdo temos, 8H (vindo do $2\text{NH}_4\text{Cl}$) e 2H (vindo do $\text{Ba}(\text{OH})_2$), totalizando 10H. Do lado direito, já temos 6H (vindo do 2NH_3), faltando 4 que deverão ser fornecidos pela água. Para tanto, basta atribuir a ela o coeficiente estequiométrico 2. Veja como fica:



Como é de praxe, chegou a hora de verificar se a reação está realmente balanceada:

- Lado direito: 2N, 10H, 2Cl, 1Ba e 2O;
- Lado esquerdo: 2N, 10H, 2Cl, 1Ba e 2O.

Equação balanceada. Vamos ao último, mas não menos importante, exemplo.

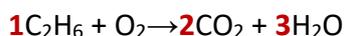


Comentários:

Nessa equação química, não temos metais e ametais. Até temos, mas C e O estão no macete e, por isso, não os consideramos dentro do A do macete MACHO. Devemos então começar pelo C, como segue:



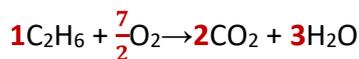
Depois do C, vem o H de hidrogênio. Como há 6H do lado direito, basta atribuímos coeficiente 3 para H_2O .



Vamos ao oxigênio. Do lado direito, temos 7 O e os coeficientes já estão definidos. Acontece que do lado esquerdo o oxigênio está na forma O_2 , e não há nenhum coeficiente inteiro que ao ser multiplicado por 2 resulte em 7 oxigênios. E agora? A saída é multiplicar por um número fracionário ou um número “quebrado”.



Note que podemos adicionar $7/2$ como coeficiente de O_2 , pois desta forma haverá $(7/2) \times 2 = 7$ oxigênios do lado esquerdo.



Poderíamos também colocar o número com decimal 3,5 que o resultado seria o mesmo. O jeito legal de encontrar a fração correta é adicionarmos o número de átomos que queremos no numerador (parte de cima), no caso, 7, e na parte inferior colocarmos o subíndice do átomo que está sendo balanceado (O_2), nesse caso, 2.

Pessoal, da forma que está acima, a equação está devidamente balanceada! Lembre-se: se for cobrado a soma dos coeficientes estequiométricos, essa corresponderá aos menores números inteiros possíveis. Note que 3,5 ($=7/2$) não é um número inteiro. Para obtermos todos os coeficientes inteiros, devemos multiplicar toda equação por 2, veja:



Agora podemos somar os coeficientes estequiométricos: $2+7+4+6 = 19$.

Resposta: $2C_2H_6 + 7O_2 \rightarrow 4CO_2 + 6H_2O$

10. $H_2S + LiOH \rightarrow Li_2S + H_2O$

Comentários:

Vamos aqui balancear seguindo o método por tentativas.

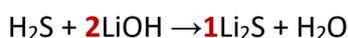
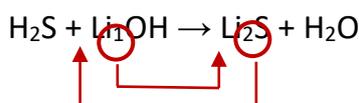
Passo 1 – Procurar o elemento que aparece apenas uma vez dos dois lados da reação:

Li, S e O aparecem uma única vez em cada lado da reação e o H aparece duas vezes do lado esquerdo.

Passo 2 – Entre os que aparece 1 única vez, escolhe o de maior atomicidade (subíndice):

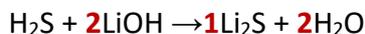
Li apresenta, do lado esquerdo, atomicidade 1 e 2 do lado direito. S apresenta atomicidades 1 e 1. O apresenta atomicidades 1 e 1. Elegemos, portanto, o Lítio (Li).

Passo 3 - Transpor as atomicidades do elemento escolhido de um lado para o outro, como coeficientes estequiométricos (NOTA: lembre-se que o subíndice 1 é omitido).

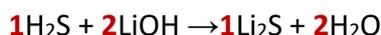


Passo 4 – Balancear dos demais elementos:

Note que o oxigênio só aparece uma vez do lado direito, então, por isso, sua quantidade já está definida com o coeficiente 2 adicionado. Desta forma, temos 2 O, do lado direito, e precisamos de 2 do lado esquerdo. Para tanto, atribuir 2 para água.



Do lado direito, já está definido o número de hidrogênios como 4 (2x2). Podemos atribuir coeficiente 1 para H₂S para resultar em 2 H, já que já temos 2 H em 2LiOH, do lado esquerdo, totalizando 4. Com isso, todos os coeficientes estão definidos e podemos conferir o número de S, que será 1 em cada lado da reação.



Pronto! A equação acima está devidamente balanceada. Curtiu? Método bem direto e simples. Para garantir que você aprendeu mesmo essa técnica, vamos a mais um exemplo.

Resposta: $1\text{H}_2\text{S} + 2\text{LiOH} \rightarrow 1\text{Li}_2\text{S} + 2\text{H}_2\text{O}$



Comentários:

Resolvendo pelo método por tentativas.

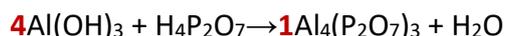
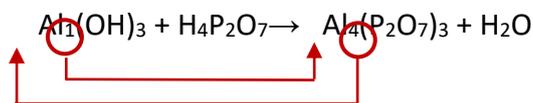
Passo 1 – Procurar o elemento que aparece apenas uma vez dos dois lados da reação:

Al e P aparecem uma única vez em cada lado da reação.

Passo 2 – Entre os que aparece 1 única vez, escolhe o de maior atomicidade (subíndice):

Al apresenta, do lado esquerdo, atomicidade 1 e 4 do lado direito. P apresenta atomicidades 2 e 2. Elegemos, portanto, o Alumínio (Al).

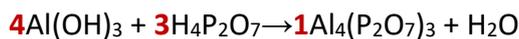
Passo 3 - Transpor as atomicidades do elemento escolhido de um lado para o outro, como coeficientes estequiométricos (NOTA: lembre-se que o subíndice 1 é omitido).



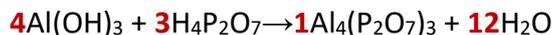
Passo 4 – Balancear dos demais elementos:

Note que o número de fósforos já está definido do lado direito: 6P (2x3). Nesse sentido, podemos atribuir 3 ao composto H₄P₂O₇ para resultar em 6P do lado esquerdo.

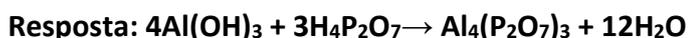




Podemos prosseguir analisando o H ou O. Do lado direito, temos 12 (4x3) O vindos dos $4\text{Al}(\text{OH})_3$ e 21 (3x7) O vindos dos $3\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$, totalizando em 33 O. Do lado direito já temos definidos 21 O vindos do $\text{Al}_4(\text{P}_2\text{O}_7)_3$ e, por isso, estão faltando $33-21 = 12$ O. Sendo assim, devemos atribuir 12 ao H_2O . Balanceamos, desta forma, a equação. É sempre bom conferir os demais elementos que não foram considerados. Nesse caso, o H: 24 H do lado esquerdo e 24H do lado direito.



Um último detalhe. O coeficiente estequiométrico é normalmente omitido, conforme apresentado na resposta abaixo.



12. (CEPERJ - Operador de Tratamento de Água - CEDAE-RJ) Uma das reações químicas observadas no processo de desinfecção com o cloro pode ser demonstrada através da seguinte equação:



A quantidade mínima de moléculas de cloro para equilibrar essa reação, obedecendo às leis estequiométricas, é igual a:

- a) uma
- b) duas
- c) três
- d) quatro
- e) oito

Comentários:

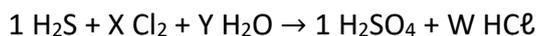
Essa questão é simples de resolver, basta balancearmos a equação corretamente, como o menor número inteiro possível. Assim, iremos obter a quantidade mínima de moléculas de cloro necessárias para equilibrar a reação.

Para iniciar o balanceamento, colocaremos incógnitas K, X, Y, Z e W como coeficientes estequiométricos. Nosso objetivo é obter o valor de X. Vamos adotar aqui o método das tentativas.



Observando a equação, podemos perceber que o átomo de enxofre (S) aparece apenas uma vez nos reagentes e nos produtos. Veja que eles estão com a mesma quantidade. Logo, neste caso, o enxofre (S) já está balanceado. Podemos, então, substituir K e Z por 1.





Perceba que, quando balanceamos o enxofre (S), indiretamente também foi balanceado o átomo de oxigênio (O), que aparece apenas uma vez nos produtos (H_2SO_4) com o índice 4. Indicando que existem 4 átomos de oxigênio em cada molécula de H_2SO_4 . O átomo de oxigênio aparece uma vez nos reagentes (H_2O) com o índice 1.

Agora basta substituímos Y por 4 para termos o átomo de oxigênio balanceado.



Dessa forma, todos os átomos de hidrogênio (H) presentes nos reagentes (lado esquerdo da reação) estão balanceados. Multiplicando os coeficientes pelos índices nos átomos de H, obtemos o valor de 10 átomos de hidrogênio do lado dos reagentes: 2 vindos de 1 H_2S e 8 oriundos de 4 H_2O .

Do lado dos produtos, a única espécie que contém hidrogênio não balanceado é o HCl. Como já temos dois hidrogênios no 1 H_2SO_4 , basta substituímos W por 8 para obtermos 10 hidrogênios do lado dos produtos assim como no lado dos reagentes.



Agora, a única espécie não balanceada na equação é o Cl_2 . Como temos 8 cloros do lado dos produtos, precisamos ter também a mesma quantidade do lado dos reagentes. Dessa forma, basta substituímos X por 4 para obtermos 8 cloros do lado dos reagentes.



Dessa forma, o menor número de moléculas de cloro necessários para equilibrar essa reação é 4.

Resposta: letra D

13. (CESGRANRIO - Técnico de Inspeção - PETROBRAS - 2018) O balanço estequiométrico da reação



Fornece:

- A) a=2 ; b=2 ; c=2 ; d=2 ; e=2
- B) a=4 ; b=5 ; c=2 ; d=8 ; e=5
- C) a=2 ; b=5 ; c=2 ; d=2 ; e=4
- D) a=14 ; b=2 ; c=5 ; d=8 ; e=5
- E) a=16 ; b=2 ; c=2 ; d=8 ; e=5

Comentários:



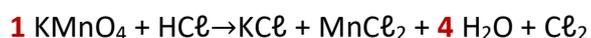
Embora ele já tenha fornecido ou definido o primeiro coeficiente da reação, vou realizar o balanceamento completo para praticarmos todos os passos. A princípio, vamos adotar o método misto (por tentativas e algébrico).

ETAPA 1 (método por tentativas) – nesta etapa serei mais objetivo, mas, em caso de dúvida, volte ao capítulo anterior para revisar o método.

Passo 1: identificado os elementos que aparecem uma única vez em ambos os lados. Nesse caso, Mn, O, e H aparecem uma única vez em ambos os lados.

Passo 2: dentre os elementos do passo anterior, temos que escolher aquele com maior subíndice (atomicidade). Neste caso, é o oxigênio, com 4 do lado esquerdo e 1 do lado direito.

Passo 3: transpondo a atomicidade (subíndice) do elemento escolhido de um lado para o outro, na forma de coeficiente estequiométrico.

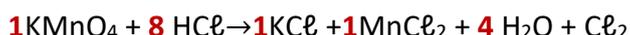


Passo 4: balanceando os demais elementos da reação

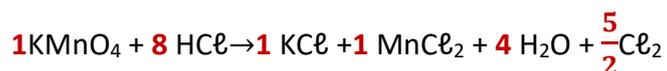
Perceba que, do lado esquerdo, além do O, a quantidade de Mn também já está definida por aparecer uma única vez. Podemos aplicar coeficiente 1 no MnCl_2 , do lado direito, para balanceá-lo também.



Também está definida a quantidade de H, do lado direito, 4 (coeficiente) x2 (subíndice do hidrogênio). Total igual a 8 H do lado dos produtos. Podemos, então, aplicar coeficiente 8 para HCl do lado dos reagentes para balancear o hidrogênio. Seguindo a mesma lógica para o potássio, podemos aplicar 1 para o KCl, do lado direito.

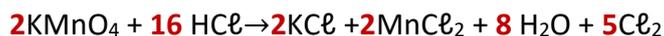


Agora resta apenas o Cl. Do lado esquerdo, já definida a quantidade, são 8 Cl. Do lado direito, já há 3 Cl: 2 em 1 MnCl_2 e 1 em 1 KCl . Dessa forma, para completar do lado direito precisamos de mais 5 Cl. Acontece que, onde ainda podemos mexer, o cloro está na forma Cl_2 , e não há nenhum coeficiente inteiro que ao ser multiplicado por 2 resulte em 7 oxigênios. E agora? A saída é multiplicar por um número fracionário ou um número “quebrado”. Note que podemos adicionar $5/2$ como coeficiente de O_2 , pois desta forma haverá $(5/2) \times 2 = 7$ oxigênios do lado esquerdo.



Equação balanceada, mas lembre-se, a título de resolução de questões, você precisa obter todos os coeficientes estequiométricos como os menores números inteiros possíveis. Nesse caso, podemos multiplicar $5/2$ por 2, transformando-o em 5, o menor inteiro possível. Lembrem-se ainda que, desta forma, devemos multiplicar todos os demais coeficientes também por 2, obtendo o seguinte balanceamento de equação:





Pronto! Equação balanceada.

Resposta: letra E



Comentários:

ETAPA 1 (método por tentativas)

Passo 1: identificando os elementos que aparecem uma única vez em ambos os lados. K, Mn, Fe, O e H aparecem uma única vez e o Cl aparece 5 vezes.

Passo 2: escolhendo a espécie com maior subíndice (atomicidade). Neste caso, é o oxigênio.

Passo 3: transpondo a atomicidade (subíndice) do elemento escolhido de um lado para o outro, na forma de coeficiente estequiométrico.



Passo 4: balanceando os demais elementos da reação.

Note que, com o balanceamento do oxigênio, o K e Mn já estão definidos do lado esquerdo, pois aparecem apenas no KMnO_4 . Desta forma, podemos definir como 1 o coeficiente de KCl (do lado direito), já que o potássio aparece uma única vez desse lado também. Seguindo o mesmo raciocínio para o Mn, podemos definir como 1 o coeficiente de MnCl_2 (do lado direito). Já o hidrogênio, do lado direito, já está definido, pois aparece apenas em H_2O . Sendo assim, devido ao subíndice do hidrogênio ser 2, serão necessários 4×2 (8H) do lado esquerdo, então podemos definir 8 como coeficiente de HCl (do lado esquerdo).

Assim, temos:



Ainda falta estabelecer os coeficientes para FeCl_2 e FeCl_3 . E, nesse caso, não é possível prosseguir com métodos por tentativas porque ferro aparece uma única vez em ambos os lados e justamente nesses dois compostos ainda sem coeficientes. Além disso, o cloro não está completamente definido em nenhum dos dois lados, pois, do lado esquerdo, além do FeCl_2 , também aparece em HCl , e, do lado direito, aparece em FeCl_3 e KCl . Perceba que nem para o ferro e nem para o cloro é possível a definição de um lado para balancear o outro.

Pessoal, é nesse ponto que devemos ir para a ETAPA 2 (método algébrico). Vocês precisam aprender a identificar quando não é mais possível prosseguir com os métodos por tentativas. Não se preocupe, vamos resolver mais balanceamentos para você dominar o assunto. Vamos, então, a ETAPA 2.

ETAPA 2 (método algébrico)



Passo 1: estabelecendo incógnitas para os coeficientes faltantes.



Note que, nesse caso, o Fe aparece apenas relacionados aos coeficientes **a** e **b**, apenas em um composto de cada lado. Então, podemos dizer que **a = b**, e podemos simplificar os coeficientes:



Passo 2: estabelecendo um sistema de equações (ou pelo menos uma equação) para encontrarmos o valor das incógnitas, que nesse caso é apenas uma, **a**. Para tanto, precisamos escolher um átomo que pelo menos um dos seus coeficientes já esteja definido e que se relacione com a incógnita **a**. Só temos uma opção nesse caso, o cloro, pois o ferro aparece uma única vez e se relaciona apenas com o coeficiente **a**. Então, fazemos,

Balaceando o número de Cloros em ambos os lados:

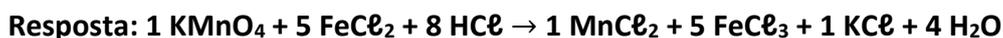
$$\begin{array}{l} \text{Cl:} \\ \text{do lado dos reagentes (} a \cdot 2 + 8 \cdot 1 \\ \text{HCl)} \end{array} = \begin{array}{l} \\ \text{do lado dos produtos (} 1 \cdot 2 + a \cdot 3 + 1 \cdot 1 \\ \text{KCl)} \end{array}$$

Reescrevendo e resolvendo a igualdade acima, temos:

$$2a + 8 = 2 + 3a + 1$$

$$a = 5$$

Portanto, a equação balanceada está representada na resposta abaixo.



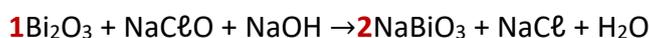
Comentários:

ETAPA 1 (método por tentativas)

Passo 1: identificando os elementos que aparecem uma única vez em ambos os lados. Nesse caso, Bi, H e Cl aparecem uma única vez.

Passo 2: escolhendo o elemento químico com maior subíndice (atomicidade). Neste caso, há um empate entre Bi, H e Cl. Portanto, podemos escolher qualquer um. Vou escolher o Bi para prosseguirmos.

Passo 3: transpondo a atomicidade (subíndice) do elemento escolhido de um lado para o outro, na forma de coeficiente estequiométrico.



Passo 4: balanceando os demais elementos da reação.



Note que:

o Na, sódio, não está definido em nenhum dos dois lados, pois, embora tenhamos coeficiente 2 para NaBiO_3 , ainda do lado direito ele está presente também em NaCl , para o qual não foi definido o coeficiente;

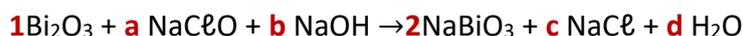
embora a quantidade de O, oxigênio, esteja definida do lado direito $2 \times 3 = 6$, em 2NaBiO_3 , do lado esquerdo não é possível balanceá-lo, pois aparece em três compostos, dois deles ainda sem coeficientes estequiométricos; e

e o Cl, cloro, não pode ser balanceado por suas quantidades não estar definidas em nenhum dos lados.

Pessoal, chegamos naquela situação em que é impossível prosseguir pelo método por tentativas, mas nem tudo está perdido, pois vamos manter os coeficientes já definidos e prosseguir com a ETAPA 2.

ETAPA 2 (método algébrico)

Passo 1: estabelecendo incógnitas para os coeficientes faltantes.



Nesse caso, são muitas incógnitas, 4, mas podemos reduzir esse número. Por exemplo, você se lembra que o H e Cl também apareciam somente uma vez? Isso será útil aqui, pois concluímos que $a = c$ devido ao balanceamento do Cl, e $b = 2 \cdot d$ devido ao balanceamento dos hidrogênios. Portanto, podemos reescrever a reação reduzindo o número de incógnitas, como segue:



Passo 2: estabelecendo um sistema de equações para encontrarmos o valor das incógnitas, que nesse caso são a e d . Para tanto, precisamos escolher átomos que pelo menos um dos seus coeficientes já esteja definido numericamente e que se relacione com as incógnitas a e/ou d . Nesse caso, podemos escolher o Na e o O.

Balanceando o número de sódio de ambos os lados:

$$\begin{array}{l} \text{Na:} \\ \text{do lado dos reagentes (} a \text{ NaClO e } 2d \\ \text{NaOH)} \end{array} \quad \begin{array}{l} a \cdot 1 + 2d \cdot 1 \\ \\ \end{array} = \begin{array}{l} \text{do lado dos produtos (} 2\text{NaBiO}_3 \text{ e } a \\ \text{NaCl)} \end{array} \quad \begin{array}{l} 2 \cdot 1 + a \cdot 1 \\ \\ \end{array}$$

Balanceando o número de oxigênio de ambos os lados:

$$\begin{array}{l} \text{O:} \\ \text{do lado dos reagentes (} 1\text{Bi}_2\text{O}_3, a \text{ NaClO e } \\ 2d\text{NaOH)} \end{array} \quad \begin{array}{l} 1 \cdot 3 + a \cdot 1 + 2d \cdot 1 \\ \\ \end{array} = \begin{array}{l} \text{do lado dos produtos (} 2\text{NaBiO}_3, \text{ e } d \\ \text{H}_2\text{O)} \end{array} \quad \begin{array}{l} 2 \cdot 3 + d \cdot 1 \\ \\ \end{array}$$

Reescrevendo as duas igualdades acima, obtemos o seguinte sistema de equações:



$$\begin{cases} a + 2d = 2 + a \\ 3 + a + 2d = 6 + d \end{cases}$$

Aqui, você vai usar a boa e velha matemática. Em geral, isola uma variável em uma equação e substitui na outra para resolver o sistema. No entanto, aqui será ainda mais simples, pois na primeira equação, a incógnita “a” é anulada. Veja:

$$\cancel{a} + 2d = 2 + \cancel{a}$$

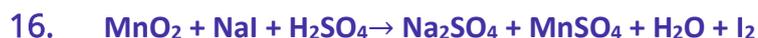
$$2d = 2 \rightarrow d = 1$$

Agora podemos usar o valor de “d” em qualquer uma das equações para encontrar o valor de “a”. Veja:

$$3 + a + 2 \cdot 1 = 6 + 1$$

$$a = 2$$

Aplicando na reação, obtemos a equação balanceada apresentada na resposta a seguir.



Comentários:

ETAPA 1 (método por tentativas)

Passo 1: identificando os elementos que aparecem uma única vez em ambos os lados. Nesse caso, Mn, Na e I aparecem uma única vez.

Passo 2: escolhendo o elemento químico com maior subíndice (atomicidade). Há um empate entre as atomicidades do Na e I. Vou escolher o Na (metal) para prosseguirmos.

Passo 3: transpondo a atomicidade (subíndice) do elemento escolhido de um lado para o outro, na forma de coeficiente estequiométrico.



Passo 4: balanceando os demais elementos da reação.

Note que a quantidade iodo, I, do lado esquerdo, já está definida, pois aparece apenas em NaI. Por isso, podemos aplicar coeficiente 1 para I₂ para balancear esse elemento.



A partir daqui não é possível balancear mais nenhum elemento pelo método das tentativas. Vejamos, por exemplo, o caso do enxofre, S, embora esteja definida sua quantidade em 1 Na₂SO₄, do lado esquerdo, ele



ainda está presente no composto MnSO_4 que ainda está sem coeficiente. Isto significa que suas quantidades estão indefinidas em ambos os lados. Como o mesmo acontece para os demais elementos, é hora de seguir para ETAPA 2.

ETAPA 2 (método algébrico)

Passo 1: estabelecendo incógnitas para os coeficientes faltantes.



Quase sempre é possível reduzir o número de incógnitas. Por exemplo, o Mn aparece uma única vez em ambos os lados, portanto, $a = c$. Além disso, o H também aparece uma única vez, então $b = d$. Após essa simplificação, podemos reescrever a reação como segue e seguimos para o próximo passo.



Passo 2: estabelecendo um sistema de equações para encontrarmos o valor das incógnitas, que nesse caso são a e b . Para tanto, precisamos escolher átomos que pelo menos um dos seus coeficientes já esteja definido numericamente e que se relacione com as incógnitas a e/ou b . Nesse caso, podemos escolher o O e S.

Balanceando o número de oxigênio de ambos os lados:

$$\begin{array}{l} \text{O:} \\ \text{do lado dos reagentes (} a \text{ MnO}_2, \text{ e } b \text{ H}_2\text{SO}_4) \end{array} \quad a \cdot 2 + b \cdot 4 = \begin{array}{l} \text{do lado dos produtos (} 1 \text{ Na}_2\text{SO}_4, a \text{ MnSO}_4 \text{ e } b \\ \text{H}_2\text{O)} \end{array} 1 \cdot 4 + a \cdot 4 + b \cdot 1$$

Balanceando o número de enxofre de ambos os lados:

$$\begin{array}{l} \text{Na:} \\ \text{do lado dos reagentes (} b \text{ H}_2\text{SO}_4) \end{array} \quad b \cdot 1 = \begin{array}{l} \text{do lado dos produtos (} 1 \text{ Na}_2\text{SO}_4 \text{ e } a \text{ MnSO}_4) \end{array} 1 \cdot 1 + a \cdot 1$$

Reescrevendo as duas igualdades acima, obtemos o seguinte sistema de equações:

$$\begin{cases} 2a + 4b = 4 + 4a + b \\ b = 1 + a \end{cases}$$

Ficou fácil, né? O “b” já está isolado na segunda equação, basta substituí-lo na primeira. Veja:

$$2a + 4 \cdot (1 + a) = 4 + 4a + (1 + a)$$

Desenvolvendo a equação acima, temos:

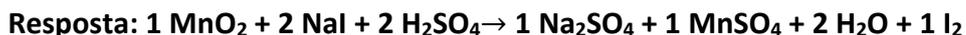
$$a = 1$$

Aplicando o valor de “a” na segunda equação do sistema, obtemos:

$$b = 2$$



Aplicando esses resultados na reação, obtemos a equação balanceada:



Comentários:

Antes de iniciar a resolução, explico que incluí posteriormente essa questão dentre as comentadas porque alguns alunos relataram dificuldade em resolvê-la mesmo utilizando todas as regras e estratégias ensinadas nesta aula. Por isso, além de comentá-la, resolvi classificá-la como difícil com base nos feedbacks resolvidas. A bem verdade é que ela é meio "diferente" mesmo, pois nos exige relativizar o passo 2 da ETAPA 1 de escolher o elemento químico com maior atomicidade, mas por um motivo lógico como explico logo mais. Bora lá?!

ETAPA 1 (método por tentativas)

Passo 1: identificando os elementos que aparecem uma única vez em ambos os lados. Nesse caso, Fe, K, Mn e H aparecem uma única vez.

Passo 2: escolhendo o elemento químico com maior subíndice (atomicidade). O hidrogênio é o que apresenta as maiores atomicidades. No entanto, perceba que se o escolhêssemos as duas substâncias envolvidas (H_2SO_4 e H_2O) receberiam o mesmo coeficiente 2, o que não ajudaria no balanceamento de nenhum outro elemento químico. **Nesses casos, preciso que relativize a regra por conveniência e passe para o segundo elemento de maior atomicidade.** Desta forma, há um empate entre as atomicidades do Fe e K. Vou escolher o Fe para prosseguirmos.

Passo 3: transpondo a atomicidade (subíndice) do elemento escolhido de um lado para o outro, na forma de coeficiente estequiométrico.

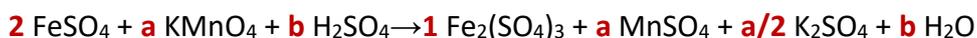


Passo 4: balanceando os demais elementos da reação.

Infelizmente a partir daqui não é possível balancear mais nenhum elemento pelo método das tentativas, pois os coeficientes definidos se relacionam com S e O e esses elementos estão presentes em outras espécies tanto nos reagentes quanto nos produtos. Então, é hora de seguir para ETAPA 2.

ETAPA 2 (método algébrico)

Passo 1: estabelecendo incógnitas para os coeficientes faltantes.

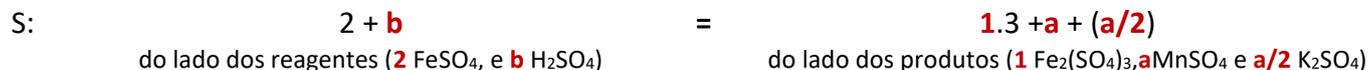


Já usei a lógica de redução do número de incógnitas para ganharmos tempo. Por exemplo, se definimos **a** como coeficiente para KMnO_4 , então, podemos concluir que o coeficiente de MnSO_4 também será **a**, pois ambos compostos possuem um único átomo de Mn. Transpondo esse raciocínio para o K, concluímos que o coeficiente para K_2SO_4 deve ser **a/2** e a análise para o hidrogênio resulta em coeficiente **b** também para H_2O .

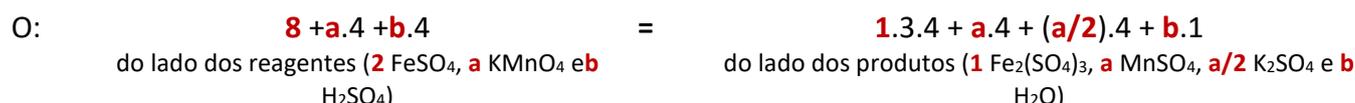


Passo 2: estabelecendo um sistema de equações para encontrarmos o valor das incógnitas, que nesse caso são **a** e **b**. Para tanto, precisamos escolher átomos que pelo menos um dos seus coeficientes já esteja definido numericamente e que se relacione com as incógnitas **a** e/ou **b**. Nesse caso, devemos escolher o S e O.

Balanceando o número de enxofre de ambos os lados:



Balanceando o número de oxigênios de ambos os lados:



Reescrevendo as duas igualdades acima, obtemos o seguinte sistema de equações:

$$\begin{cases} 2 + b = 3 + a + (a/2) \\ 8 + 4a + 4b = 12 + 4a + 2a + b \end{cases}$$

Diferentes estratégias podem ser utilizadas para resolver o sistema acima que possui duas incógnitas e duas equações. Eu optei dessa vez por isolar "b" em ambas equações e igualar as duas equações:

$$\begin{cases} b = 1 + (3/2).a \\ b = (4+2a)/3 \end{cases}$$

Igualando ambas equações, temos:

$$1 + (3/2).a = (4+2a)/3$$

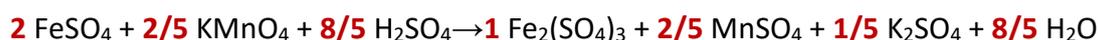
Desenvolvendo a equação acima, obtemos:

$$\mathbf{a = 2/5}$$

Aplicando o valor de "a" em qualquer uma das equações do sistema, obtemos:

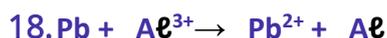
$$\mathbf{b = 8/5}$$

Aplicando esses resultados na reação, obtemos a **equação balanceada**:



Equação balanceada, mas lembre-se, a título de resolução de questões, **you precisa obter todos os coeficientes estequiométricos como os menores números inteiros possíveis**. Nesse caso, podemos multiplicar todos os coeficientes por 5 para obter os menores coeficientes inteiros:



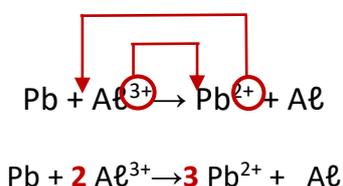


Comentários:

Em todo balanceamento envolvendo íons, podemos seguir as mesmas estratégias anteriores do método por tentativas e método algébrico, desde que pelo menos uma equação seja estruturada fazendo o BALANÇO DE CARGA:

Balanço de carga: o somatório das cargas do lado dos produtos é igual ao somatório das cargas do lado dos reagentes.

Na equação anterior, o balanço de carga está simples de ser realizado, pois há apenas 3+, do lado direito, e 2+, do lado esquerdo. Portanto, basta transpormos essas cargas como coeficientes para balancearmos.



Para finalizarmos, basta igualarmos a quantidade dos elementos de ambos lados, aplicando 2 ao Al, à direita, e 3 ao Pb, à esquerda.



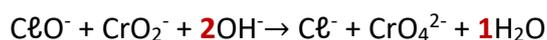
Comentários:

ETAPA 1 (método por tentativas)

Passo 1: identificando os elementos que aparecem uma única vez em ambos os lados. Nesse caso, Cl, Cr e H aparecem uma única vez.

Passo 2: escolhendo o elemento químico com maior subíndice (atomicidade), que nesse caso é o hidrogênio com atomicidade 2 em H₂O.

Passo 3: transpondo a atomicidade (subíndice) do elemento escolhido de um lado para o outro, na forma de coeficiente estequiométrico.



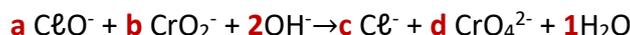
Passo 4: balanceando os demais elementos da reação.

Neste exemplo, a partir daqui não é possível balancear mais nenhum elemento pelo método das tentativas, já que a quantidade dos outros elementos não está completamente definida em nenhum dos dois lados. É hora, então, de seguir para ETAPA 2.

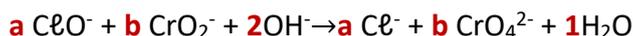


ETAPA 2 (método algébrico com íons)

Passo 1: estabelecendo incógnitas para os coeficientes faltantes.



Como o Cl aparece uma única vez em ambos os lados, $a = c$. Além disso, o Cr também aparece uma única vez, então $b = d$. Após essa simplificação, podemos reescrever a reação como segue e seguimos para o próximo passo.



Passo 2 (com íons): estabelecendo um sistema de equações para encontrarmos o valor das incógnitas, que nesse caso são a e b . Aqui devemos lembrar que pelo menos uma da equação deve realizar o balanço de cargas. De início, podemos escolher átomos que pelo menos um dos seus coeficientes já esteja definido numericamente e que se relacione com as incógnitas a e/ou b . Nesse caso, podemos escolher o O e o outro balanceamento será de cargas, como segue.

Balaneando o número de oxigênio de ambos os lados:

$$\begin{array}{l} \text{O:} \\ \text{do lado dos reagentes (} a \text{ClO}^-, b \text{CrO}_2^- \text{ e } 2\text{OH}^-) \end{array} \quad a \cdot 1 + b \cdot 2 + 2 \cdot 1 = \begin{array}{l} \\ \text{do lado dos produtos (} b \text{CrO}_4^{2-} \text{ e } 1\text{H}_2\text{O)} \end{array} \quad b \cdot 4 + 1 \cdot 1$$

Balaneando o número de cargas de ambos os lados:

$$\begin{array}{l} \text{Cargas:} \\ \text{do lado dos reagentes (} a \text{ClO}^-, b \text{CrO}_2^- \text{ e } 2\text{OH}^-) \end{array} \quad a \cdot (-1) + b \cdot (-1) + 2 \cdot (-1) = \begin{array}{l} \\ \text{do lado dos produtos (} a \text{Cl}^- \text{ e } b \text{CrO}_4^{2-}) \end{array} \quad a \cdot (-1) + b \cdot (-2)$$

Reescrevendo as duas igualdades acima, obtemos o seguinte sistema de equações:

$$\begin{cases} a + 2b + 2 = 4b + 1 \\ -a - b - 2 = -a - 2b \end{cases}$$

Agora vamos isolar uma incógnita em uma equação para isolar na outra. Nesse caso, se usarmos a segunda equação, a resolução será facilitada. Veja:

$$-\cancel{a} - b - 2 = -\cancel{a} - 2b$$

$$b = 2$$

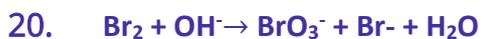
Substituindo esse valor na primeira equação, obtemos o valor de "a":

$$a + 2 \cdot 2 + 2 = 4 \cdot 2 + 1$$

$$a = 3$$



Aplicando esses resultados na reação, obtemos a equação balanceada.



Comentários:

ETAPA 1 (método por tentativas)

Passo 1: identificando os elementos que aparecem uma única vez em ambos os lados. Nesse caso, apenas o H aparece uma única vez.

Passo 2: escolhendo o elemento químico com maior subíndice (atomicidade), não restando escolha nesse exemplo.

Passo 3: transpondo a atomicidade (subíndice) do elemento escolhido de um lado para o outro, na forma de coeficiente estequiométrico.



Passo 4: balanceando os demais elementos da reação.

Note que, do lado esquerdo, a quantidade de oxigênio já está definida, 2 O. Do lado direito, já está definido o oxigênio em 1 H₂O, 1 O. Para balancear o oxigênio, precisamos de mais 1 O do lado direito. Onde ainda podemos mexer, o oxigênio apresenta subíndice 3, em BrO₃⁻, e não há nenhum coeficiente inteiro que ao ser multiplicado por 3 resulte em 1 oxigênio. A saída é multiplicar por um número fracionário ou um número “quebrado”. Note que podemos adicionar 1/3 como coeficiente de BrO₃⁻, pois desta forma adicionaremos (1/3)×3 = 1 oxigênio a mais do lado esquerdo.



Neste exemplo, a partir daqui não é possível balancear mais nenhum elemento pelo método das tentativas, já que a quantidade de bromo não está completamente definida em nenhum dos dois lados. É hora, então, de seguir para ETAPA 2.

ETAPA 2 (método algébrico com íons)

Passo 1: estabelecendo incógnitas para os coeficientes faltantes.



Passo 2 (com íons): estabelecendo um sistema de equações para encontrarmos o valor das incógnitas, que nesse caso são **a** e **b**. Aqui devemos lembrar que pelo menos uma da equação deve realizar o balanço de cargas. Podemos escolher o bromo, elemento ainda não balanceado, pois pelo menos um dos seus coeficientes já foi definido numericamente, em BrO₃⁻, e o bromo se relaciona com as incógnitas **a** e **b**. Lembro que o outro balanceamento deverá ser o de cargas, como segue.



Balaceando o número de bromo de ambos os lados:

$$\text{Br:} \quad a \cdot 2 = (1/3) \cdot 3 + b \cdot 1$$

do lado dos reagentes ($a \text{ Br}_2$) do lado dos produtos ($\frac{1}{3} \text{ BrO}_3^-$ e $b \text{ Br}^-$)

Balaceando o número de cargas de ambos os lados:

$$\text{Cargas:} \quad 2 \cdot (-1) = (1/3) \cdot (-1) + b \cdot (-1)$$

do lado dos reagentes (2 OH^-) do lado dos produtos ($\frac{1}{3} \text{ BrO}_3^-$ e $b \text{ Br}^-$)

Reescrevendo as duas igualdades acima, obtemos o seguinte sistema de equações:

$$\begin{cases} 2a = (1/3) + b \\ -2 = -(1/3) - b \end{cases}$$

Desenvolvendo a segunda equação, encontramos o valor de "b":

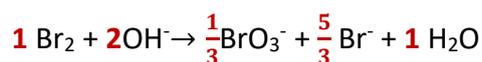
$$b = 5/3$$

Aplicando esse valor na primeira equação, determinamos o valor de "a":

$$2a = (1/3) + (5/3)$$

$$a = 1$$

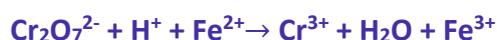
Aplicando esses resultados na reação:



Devemos nos lembrar, no entanto, que para responder questões sobre balanceamento, devemos sempre usar os menores números inteiros. Então, nesse caso, podemos multiplicar todos os coeficientes por 3 para que as frações (1/3) e (5/3) sejam convertidas nos menores números inteiros, como segue.

Resposta: $3 \text{ Br}_2 + 6 \text{ OH}^- \rightarrow 1 \text{ BrO}_3^- + 5 \text{ Br}^- + 3 \text{ H}_2\text{O}$

21. (FCC - Téc. em Saneamento - SABESP - 2018) Na determinação da Demanda Química de Oxigênio (DQO) o excesso de dicromato utilizado como oxidante é titulado pelo sulfato ferroso amoniacal, segundo a reação iônica mostrada abaixo.



A soma dos coeficientes que tornam a reação corretamente balanceada é

A) 20



- B) 21
- C) 29
- D) 35
- E) 36

Comentários:

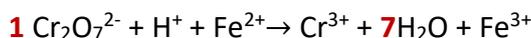
Para encontrarmos a alternativa correta, precisamos balancear a equação. Então, vamos lá!

ETAPA 1 (método por tentativas)

Passo 1: identificando os elementos que aparecem uma única vez em ambos os lados. Nesse caso, todos os elementos aparecem uma única vez.

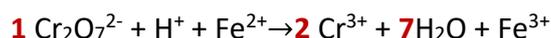
Passo 2: escolhendo o elemento químico com maior subíndice (atomicidade). Nesse caso, o oxigênio com atomicidades 7 e 1, respectivamente, do lado esquerdo e direito.

Passo 3: transpondo a atomicidade (subíndice) do elemento escolhido de um lado para o outro, na forma de coeficiente estequiométrico.

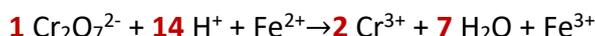


Passo 4: balanceando os demais elementos da reação.

Note que, do lado esquerdo, a quantidade de cromo já está definida, 2 Cr. Por isso, podemos adicionar 2 como coeficiente do Cr^{3+} para balanceá-lo.



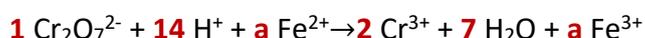
Está definida também a quantidade de hidrogênios do lado direito, $7 \times 2 = 14$ H. Para igualar do lado esquerdo, adicionamos 14 para H^+ .



O ferro não está definido em nenhum dos lados e, por isso, precisamos seguir para ETAPA 2 (método algébrico).

ETAPA 2 (método algébrico com íons)

Passo 1: estabelecendo incógnitas para os coeficientes faltantes. Como a quantidade de ferro de ambos os lados, precisa ser igual, adicionei a mesma incógnita às duas espécies.



Passo 2 (com íons): aqui devemos lembrar que pelo menos uma da equação deve realizar o balanço de cargas. Como há apenas uma incógnita, então, uma única equação será suficiente para encontrarmos a resposta. Veja:

Balaceando o número de cargas de ambos os lados:

$$\begin{array}{l} \text{Cargas:} \\ \text{do lado dos reagentes (1 Cr}_2\text{O}_7^{2-}, \text{14 H}^+ \text{ e} \\ \text{aFe}^{2+}) \end{array} \quad \begin{array}{l} 1 \cdot (-2) + 14 \cdot (+1) + a \cdot (+2) \\ = \\ 2 \cdot (+3) + a \cdot (+3) \end{array} \quad \begin{array}{l} \\ \\ \text{do lado dos produtos (7 Cr}^{3+} \text{ e a} \\ \text{Fe}^{3+}) \end{array}$$

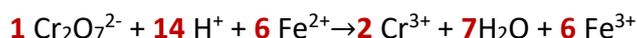
Reescrevendo as duas igualdades acima, obtemos a seguinte equação:

$$-2 + 14 + 2a = 6 + 3a$$

Desenvolvendo a equação acima, determinamos o valor de "a":

$$a = 6$$

Aplicando o valor de "a", obtemos a **equação balanceada**:



No enunciado é solicitado, a soma dos coeficientes estequiométricos:

$$\text{SOMA} = 1 + 14 + 6 + 2 + 7 + 6$$

$$\text{SOMA} = 36$$

Resposta: letra E



LISTA DE QUESTÕES

Balanceamento

1. (VUNESP - Professor - Prefeitura SJRP - 2023) Talheres de prata escurecem quando entram em contato com materiais contendo derivados do enxofre, encontrados no ar, no ovo e na cebola, sob a forma de H_2S . A reação que ocorre é mostrada a seguir, mas nela estão faltando alguns coeficientes. $\text{Ag} + 2\text{H}_2\text{S} + \text{O}_2 \rightarrow \text{Ag}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O}$. Para que essa reação fique corretamente balanceada, os valores dos coeficientes que estão faltando são, respectivamente,

- a) 2, 2 e 4.
- b) 4, 2 e 1.
- c) 4, 2 e 2.
- d) 2, 2 e 2.
- e) 2, 4 e 2.

2. (FGV - Professor - Prefeitura SP - 2023) Dada a equação química



a soma de todos os menores coeficientes estequiométricos da equação balanceada pelo método das tentativas é igual a

- a) 8.
- b) 5.
- c) 18.
- d) 9.
- e) 16.

3. (AVANÇASP - Professor - Prefeitura SM Arcanjo - 2023) Reação química não balanceada.



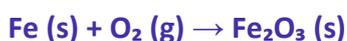
Massas molares: K= 39 g/mol; Cl= 35 g/mol; e, O= 16 g/mol



Após o balanceamento químico, a somatória dos menores coeficientes estequiométricos (números inteiros) da equação será de:

- a) 7
- b) 3
- c) 6
- d) 5
- e) 4

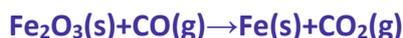
4. (CENTEC - Professor - SEDUC CE - 2023) O ferro reage com o oxigênio formando o óxido de ferro, Fe_2O_3 , como mostrado na equação química abaixo:



Os coeficientes mínimos e inteiros da equação química acima, quando balanceada, deverão ser, respectivamente:

- a) 1, 1 e 1.
- b) 1, 2 e 3.
- c) 2, 3 e 4.
- d) 4, 3 e 2.
- e) 4, 2 e 3.

5. (Instituto Consulplan - Técnico - IF PA - 2023) JM, técnico de laboratório, foi contratado por certa empresa siderúrgica para monitorar a produção de ferro a partir de minérios de ferro. O profissional observou a reação de redução do Fe_2O_3 pelo CO para produzir ferro metálico e CO_2 . Ao gerar o relatório detalhado de suas observações, JM precisou expressar a reação química ocorrida no referido processo da siderúrgica. A equação química não balanceada é apresentada a seguir:



Após o balanceamento, a somatória dos menores coeficientes estequiométricos (números inteiros) para a reação química apresentada será de:

- a) 4.
- b) 5.
- c) 8.



d) 9.



12. (CEPERJ - Operador de Tratamento de Água - CEDAE-RJ) Uma das reações químicas observadas no processo de desinfecção com o cloro pode ser demonstrada através da seguinte equação:



A quantidade mínima de moléculas de cloro para equilibrar essa reação, obedecendo às leis estequiométricas, é igual a:

a) uma

b) duas

c) três

d) quatro

e) oito

13. (CESGRANRIO - Técnico de Inspeção - PETROBRAS - 2018) O balanço estequiométrico da reação



Fornece:

A) a=2 ; b=2 ; c=2 ; d=2 ; e=2

B) a=4 ; b=5 ; c=2 ; d=8 ; e=5

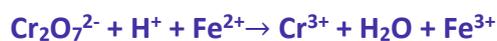
C) a=2 ; b=5 ; c=2 ; d=2 ; e=4

D) a=14 ; b=2 ; c=5 ; d=8 ; e=5

E) a=16 ; b=2 ; c=2 ; d=8 ; e=5



15. (COSEAC - Técnico de Laboratório - UFF - 2015) $\text{Bi}_2\text{O}_3 + \text{NaClO} + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaBiO}_3 + \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$
16. $\text{MnO}_2 + \text{NaI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{H}_2\text{O} + \text{I}_2$
17. $\text{FeSO}_4 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
18. $\text{Pb} + \text{Ae}^{3+} \rightarrow \text{Pb}^{2+} + \text{Ae}$
19. $\text{ClO}^- + \text{CrO}_2^- + \text{OH}^- \rightarrow \text{Cl}^- + \text{CrO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O}$
20. $\text{Br}_2 + \text{OH}^- \rightarrow \text{BrO}_3^- + \text{Br}^- + \text{H}_2\text{O}$
21. (FCC - Téc. em Saneamento - SABESP - 2018) Na determinação da Demanda Química de Oxigênio (DQO) o excesso de dicromato utilizado como oxidante é titulado pelo sulfato ferroso amoniacal, segundo a reação iônica mostrada abaixo.



A soma dos coeficientes que tornam a reação corretamente balanceada é

- A) 20
B) 21
C) 29
D) 35
E) 36



GABARITO

GABARITO



- 1 C
2 D
3 A
4 D
5 D
6 $1\text{Na}_2\text{CO}_3 + 2\text{HCl} \rightarrow 2\text{NaCl} + 1\text{H}_2\text{O} + 1\text{CO}_2$
7 $1\text{MnO}_2 + 4\text{HCl} \rightarrow 1\text{MnCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 1\text{Cl}_2$
8 $2\text{NH}_4\text{Cl} + 1\text{Ba}(\text{OH})_2 \rightarrow 1\text{BaCl}_2 + 2\text{NH}_3 + 2\text{H}_2\text{O}$
9 $2\text{C}_2\text{H}_6 + 7\text{O}_2 \rightarrow 4\text{CO}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$
10 $1\text{H}_2\text{S} + 2\text{LiOH} \rightarrow 1\text{Li}_2\text{S} + 2\text{H}_2\text{O}$
11 $4\text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7 \rightarrow \text{Al}_4(\text{P}_2\text{O}_7)_3 + 12\text{H}_2\text{O}$
12 D
13 E
14 $1\text{KMnO}_4 + 5\text{FeCl}_2 + 8\text{HCl} \rightarrow 1\text{MnCl}_2 + 5\text{FeCl}_3 + 1\text{KCl} + 4\text{H}_2\text{O}$
15 $1\text{Bi}_2\text{O}_3 + 2\text{NaClO} + 2\text{NaOH} \rightarrow 2\text{NaBiO}_3 + 2\text{NaCl} + 1\text{H}_2\text{O}$
16 $1\text{MnO}_2 + 2\text{NaI} + 2\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 1\text{Na}_2\text{SO}_4 + 1\text{MnSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O} + 1\text{I}_2$
17 $10\text{FeSO}_4 + 2\text{KMnO}_4 + 8\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 5\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + 2\text{MnSO}_4 + 1\text{K}_2\text{SO}_4 + 8\text{H}_2\text{O}$
18 $3\text{Pb} + 2\text{Al}^{3+} \rightarrow 3\text{Pb}^{2+} + 2\text{Al}$
19 $3\text{ClO}^- + 2\text{CrO}_2^- + 2\text{OH}^- \rightarrow 3\text{Cl}^- + 2\text{CrO}_4^{2-} + 1\text{H}_2\text{O}$
20 $3\text{Br}_2 + 6\text{OH}^- \rightarrow 1\text{BrO}_3^- + 5\text{Br}^- + 3\text{H}_2\text{O}$
21 E



ESSA LEI TODO MUNDO CONHECE: PIRATARIA É CRIME.

Mas é sempre bom revisar o porquê e como você pode ser prejudicado com essa prática.



1 Professor investe seu tempo para elaborar os cursos e o site os coloca à venda.



2 Pirata divulga ilicitamente (grupos de rateio), utilizando-se do anonimato, nomes falsos ou laranjas (geralmente o pirata se anuncia como formador de "grupos solidários" de rateio que não visam lucro).



3 Pirata cria alunos fake praticando falsidade ideológica, comprando cursos do site em nome de pessoas aleatórias (usando nome, CPF, endereço e telefone de terceiros sem autorização).



4 Pirata compra, muitas vezes, clonando cartões de crédito (por vezes o sistema anti-fraude não consegue identificar o golpe a tempo).



5 Pirata fere os Termos de Uso, adultera as aulas e retira a identificação dos arquivos PDF (justamente porque a atividade é ilegal e ele não quer que seus fakes sejam identificados).



6 Pirata revende as aulas protegidas por direitos autorais, praticando concorrência desleal e em flagrante desrespeito à Lei de Direitos Autorais (Lei 9.610/98).



7 Concurseiro(a) desinformado participa de rateio, achando que nada disso está acontecendo e esperando se tornar servidor público para exigir o cumprimento das leis.



8 O professor que elaborou o curso não ganha nada, o site não recebe nada, e a pessoa que praticou todos os ilícitos anteriores (pirata) fica com o lucro.



Deixando de lado esse mar de sujeira, aproveitamos para agradecer a todos que adquirem os cursos honestamente e permitem que o site continue existindo.