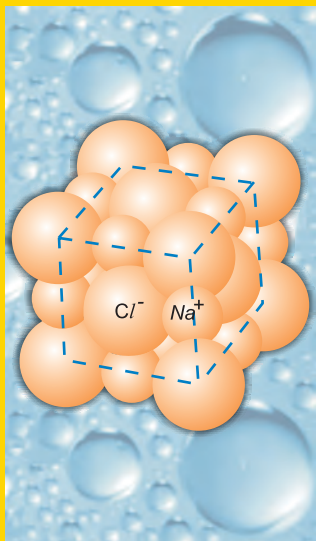


QUÍMICA

Compostos inorgânicos III e Cálculo estequiométrico - Módulos



O cloreto de sódio se dissocia, quando dissolvido em água, formando uma solução eletrolítica.

- 23 – Eletrólitos e não eletrólitos
- 24 – Força de ácidos
- 25 – Cálculo estequiométrico – relação entre massa e quantidade de matéria
- 26 – Relação entre volume e quantidade de matéria
- 27 – Reagente em excesso, pureza e rendimento
- 28 – Cálculo estequiométrico (exercícios)

Módulo

23

Eletrólitos e não eletrólitos

Palavras-chave:

- Solução eletrolítica: íons livres

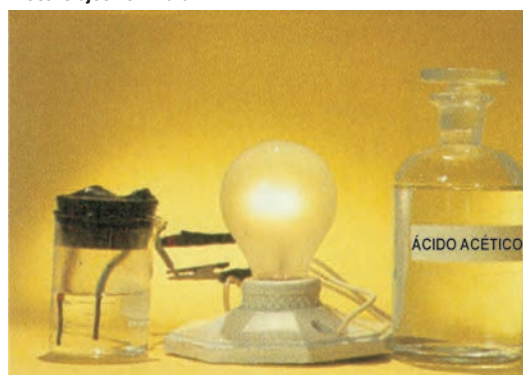
Eletrólitos

Foto Objetivo Mídia



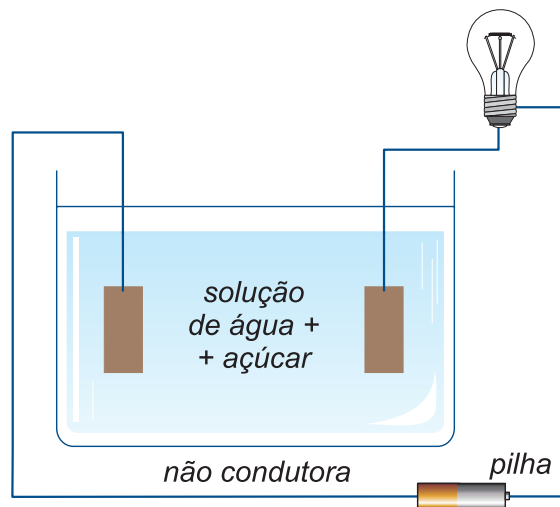
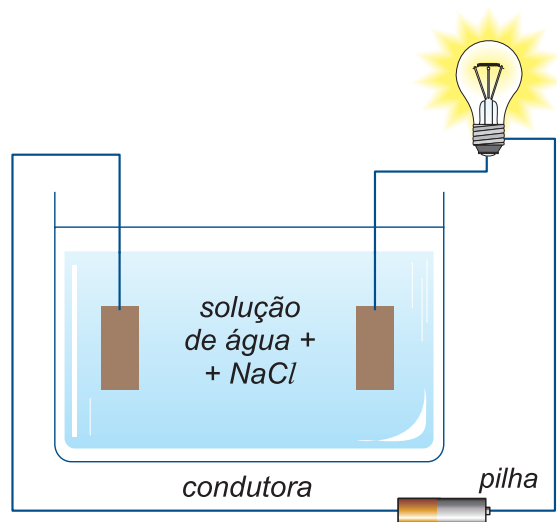
Uma solução aquosa de HCl é boa condutora de eletricidade. A lâmpada brilha intensamente. Já a solução de ácido acético (CH_3COOH) faz a lâmpada acender fracamente.

Foto Objetivo Mídia



1. Soluções condutoras e não condutoras de corrente elétrica

Com a descoberta da pilha elétrica, por volta de 1800, os químicos notaram que, introduzindo dois fios condutores ligados aos polos de uma pilha numa solução aquosa de sal de cozinha (NaCl), e colocando-se no circuito uma lâmpada, esta se acendia, demonstrando que a solução conduzia corrente elétrica. No entanto, se a solução aquosa fosse de açúcar comum (sacarose), a lâmpada permanecia apagada, evidenciando-se, assim, que a solução não conduzia corrente elétrica.



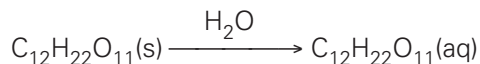
Para explicar o fato de algumas soluções conduzirem corrente elétrica e outras não, surgiu, ainda no século XIX, a teoria da Dissociação Eletrolítica de Arrhenius, que nos informa que uma substância, ao ser colocada na água, vai-se subdividindo em partículas menores.

Para alguns compostos, como o açúcar, essa divisão para nas moléculas. Como as moléculas de açúcar são eletricamente neutras, não há condução de corrente elétrica.

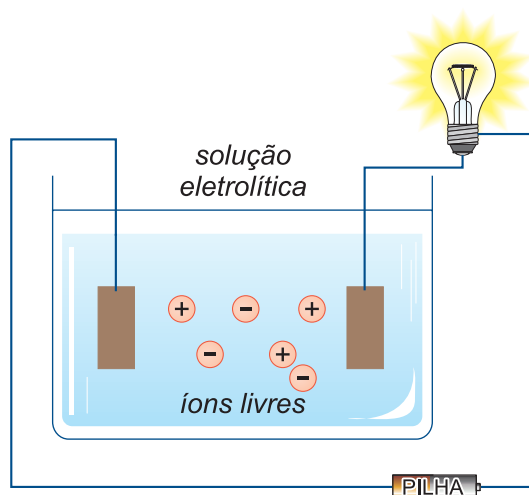
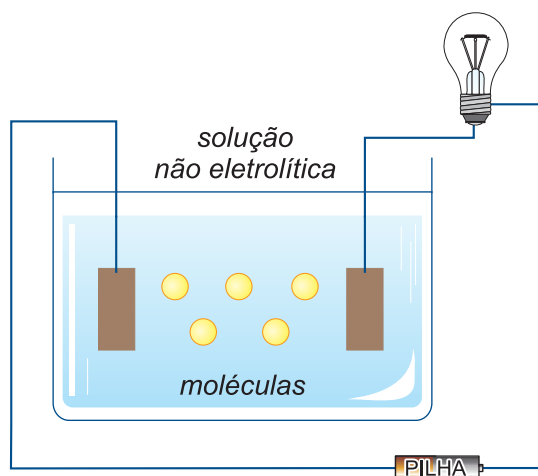
Em outros compostos, como o NaCl, a divisão dá origem a **íons livres**. O aparecimento dos íons livres torna a solução condutora de corrente elétrica.

2. Soluções não eletrolíticas ou moleculares

Verifica-se, experimentalmente, que são não condutoras de corrente elétrica as soluções aquosas de açúcar, álcool, éter etc. Estas soluções são chamadas de **não eletrolíticas** ou **moleculares** e os compostos, o açúcar ($C_{12}H_{22}O_{11}$), o álcool (C_2H_6O), o éter ($C_4H_{10}O$), de **não eletrólitos**. Estes têm natureza covalente.



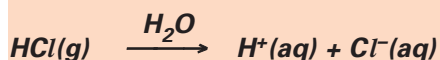
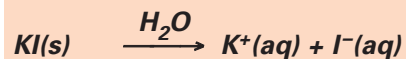
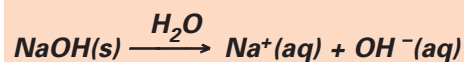
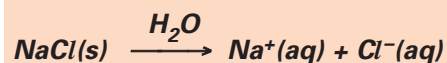
A partícula $C_{12}H_{22}O_{11}$ é eletricamente neutra.



3. Soluções eletrolíticas

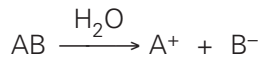
Verifica-se, experimentalmente, que são condutoras de corrente elétrica as soluções aquosas de NaCl, KI, NaOH, HCl etc. Essas soluções são chamadas de **eletrolíticas** e os compostos, o NaCl, o KI, o NaOH, o HCl, de **eletrólitos**.

A explicação para o fato de as soluções de NaCl, KI, NaOH e HCl conduzirem corrente elétrica é o aparecimento de **íons livres** que ocorrem quando esses compostos são colocados na água.



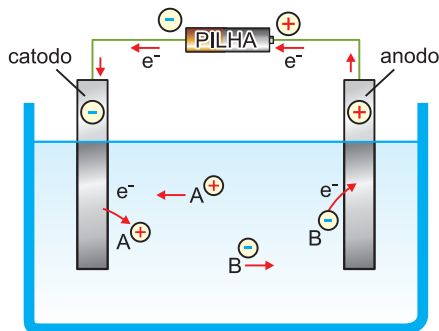
4. Mecanismo da condução de eletricidade

Seja o eletrólito AB que, em solução aquosa, libera os íons A^+ e B^- .

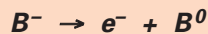
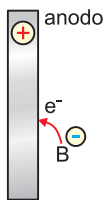


As placas condutoras que são mergulhadas na água recebem o nome de **eletrodos**. Estes são ligados aos polos da pilha.

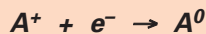
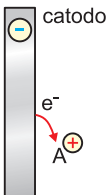
O eletrodo ligado ao polo negativo da pilha atrai os cátions. Como estes estão livres, eles se dirigem a esse eletrodo (catodo). O eletrodo ligado ao polo positivo da pilha atrai os ânions, que se dirigem a esse eletrodo (anodo).



O eletrodo positivo arranca elétron do ânion, neutralizando a carga elétrica.



Os elétrons são “puxados” pela pilha e vão para o eletrodo negativo. O cátion arranca elétron do eletrodo negativo, neutralizando a carga elétrica.



O circuito elétrico é fechado da seguinte maneira:

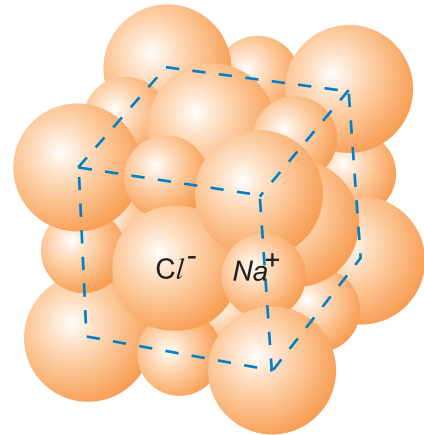
- 1) em solução aquosa, a carga elétrica é transportada pelos íons;
- 2) na parte sólida, a corrente elétrica é formada por elétrons.

5. Eletrólitos

Os chamados eletrólitos, compostos que, colocados na água, dão origem a soluções eletrolíticas, podem ser de dois tipos: de natureza iônica e de natureza covalente.

6. Eletrólitos de natureza iônica

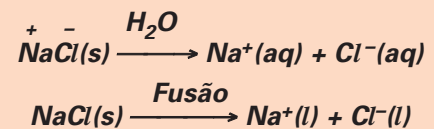
Neste caso, os íons já existem no composto no estado sólido, formando uma rede, um retículo. É o caso dos sais ($NaCl$) e das bases ($NaOH$).



Cristal de NaCl

Os compostos iônicos são todos sólidos nas condições ambientes. No estado sólido, não conduzem corrente elétrica, pois os íons estão presos no retículo.

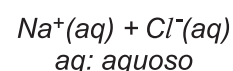
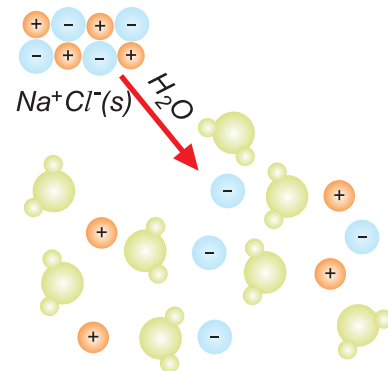
Esse retículo se quebra, quando se coloca o eletrólito na água, ou, ainda, quando se funde o composto:



Composto iônico conduz a eletricidade quando fundido (liquefeito) ou em solução aquosa.

Ao processo de separação dos íons, dá-se o nome de dissociação iônica.

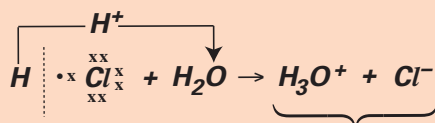
Dissociação iônica



7. Eletrólitos de natureza covalente (moleculares)

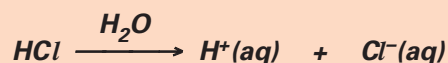
Quando colocamos certos compostos covalentes (Ex.: ácidos) na água, ocorre uma reação entre o eletrólito e a água, que dá origem aos íons, os quais tornam a solução condutora de corrente elétrica.

Por exemplo, ao colocarmos HCl na água, ocorre a reação equacionada:



íons que tornam a solução condutora

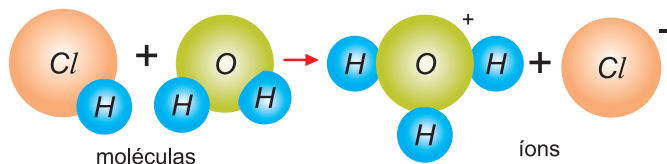
O íon H_3O^+ (hidroxônio ou hidrônio) nada mais é que o íon H^+ (próton) ligado à molécula de H_2O . Uma simplificação muito utilizada dessa reação é:



Como se observa, nos compostos de natureza covalente, a formação dos íons dá-se por meio de uma reação. Estes íons não existiam anteriormente no composto HCl. **O cloreto de hidrogênio puro (gasoso ou líquido) não conduz a eletricidade. Em solução aquosa, é bom condutor de corrente elétrica.**

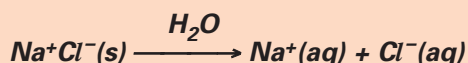
A esse processo de formação de íons, dá-se o nome de ionização.

Ionização

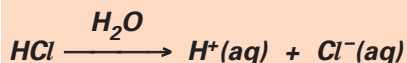
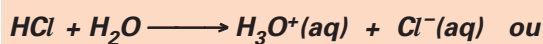


Assim, é importante diferenciar:

DISSOCIAÇÃO IÔNICA – separação de íons de um retículo cristalino.



IONIZAÇÃO – formação de íons por meio de reação entre a molécula do eletrólito e a água.



Exercícios Resolvidos

1 (UFSCar-SP – MODELO ENEM) – Sal de cozinha (cloreto de sódio) e açúcar (sacarose) são sólidos brancos solúveis em água. Suas soluções aquosas apresentam comportamentos completamente diferentes quanto à condução de corrente elétrica.

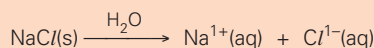
É correto afirmar que

- o cloreto de sódio é um composto iônico e sua solução aquosa conduz corrente elétrica, devido à presença de moléculas de NaCl. A sacarose é um composto covalente e sua solução aquosa tem viscosidade muito alta, diminuindo a condutividade da água.
- uma substância como o cloreto de sódio, que em solução aquosa forma íons, é chamada de eletrólito. A solução de sacarose conduz corrente elétrica, devido à formação de ligações covalentes entre as moléculas de sacarose e água.
- o cloreto de sódio é um composto iônico e suas soluções aquosas conduzem corrente elétrica, devido à presença de íons livres. A sacarose é um composto constituído de moléculas e suas soluções aquosas não conduzem corrente elétrica, pois as moléculas neutras de sacarose não contribuem para o transporte de cargas.
- a dissolução de sacarose em água leva à quebra das moléculas de sacarose em glicose e frutose e estas moléculas conduzem corrente elétrica. A solução de sal, por sua vez, apresenta condutividade menor que a da água destilada.

- e) soluções aquosas de sacarose ou de cloreto de sódio apresentam condutividade elétrica maior do que aquela apresentada pela água pura, pois há formação de soluções eletrolíticas. Os íons formados são os responsáveis pelo transporte de cargas em ambos os casos.

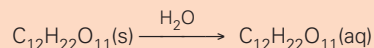
Resolução

A equação química que corresponde à dissolução do cloreto de sódio em água é:



A solução resultante é **eletrolítica** devido à presença de íons livres.

A sacarose é um composto molecular solúvel na água, mas não ocorre a sua dissociação:



A solução resultante é não eletrolítica, pois as moléculas neutras de sacarose não contribuem para o transporte de cargas elétricas.

Resposta: C

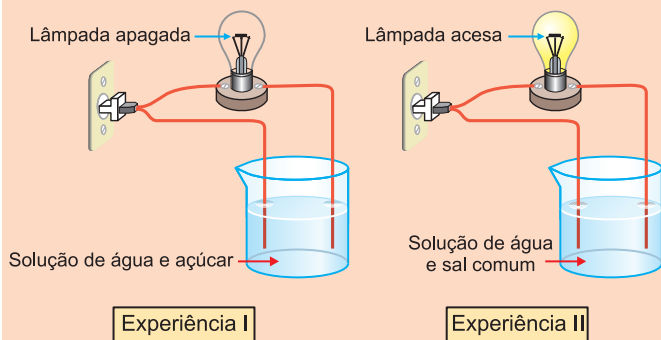
2 (UEG-GO – MODELO ENEM) –

FRANK & ERNEST - Bob Thaves



Por muito tempo, na maioria das escolas, as aulas de Química eram ministradas sob forma de transmissão de conteúdos. Nos dias atuais, muitos professores utilizam a experimentação para enriquecer suas aulas.

Uma professora realizou junto com seus alunos as experiências que se seguem:



A seguir, os alunos fizeram as seguintes afirmações:

- I. A solução de água e açúcar é considerada uma solução eletrolítica.
- II. A solução de água e sal permite a passagem de corrente elétrica.
- III. As substâncias moleculares como HCl , NaCl e $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$, quando dissolvidas em água, sofrem ionização.
- IV. Água e ácido sulfúrico, quando puros, praticamente não conduzem corrente elétrica, porém uma solução de H_2SO_4 em água é uma boa condutora de eletricidade.

Assinale a alternativa correta.

- a) Apenas as afirmações I, II e III são verdadeiras.
- b) Apenas as afirmações I e III são verdadeiras.
- c) Apenas as afirmações II e IV são verdadeiras.
- d) Todas as afirmações são verdadeiras.

Resolução

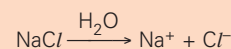
I. **Falsa.**

Solução aquosa de açúcar não é eletrolítica.

II. **Verdadeira.**

III. **Falsa.**

NaCl é um sal que sofre dissociação, de acordo com a equação química:



$\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ é um açúcar, que não se ioniza em água.

HCl é um ácido que se ioniza de acordo com a equação química:



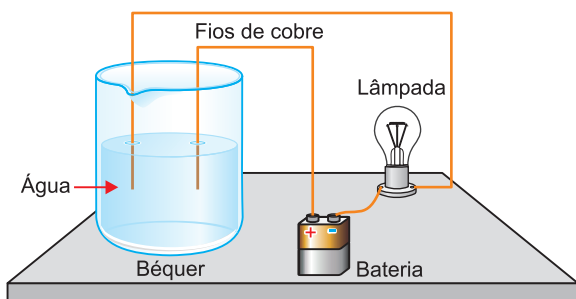
IV. **Verdadeira.**

H_2SO_4 , um ácido, sofre ionização em água.

Resposta: C

Exercícios Propostos

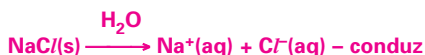
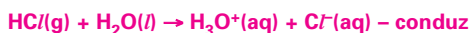
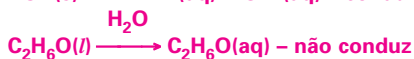
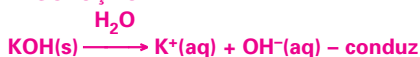
1 (UFMG – MODELO ENEM) – Observe o desenho. Ele representa um circuito elétrico. O béquer contém água pura, à qual se adiciona uma das seguintes substâncias. KOH(s) , $\text{C}_2\text{H}_6\text{O(l)}$ (álcool comum), HCl(g) , NaCl(s)



Após essa adição, a lâmpada pode ou não acender. Indique quantas dessas substâncias fariam a lâmpada acender.

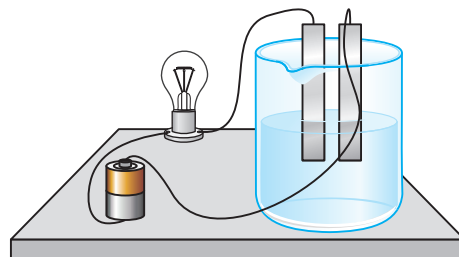
- a) 4
- b) 3
- c) 2
- d) 1

RESOLUÇÃO:



Resposta: B

2 (UFPE – MODELO ENEM) – Considere a figura abaixo:



e as seguintes possibilidades para o líquido existente no béquer.

- I) H_2O
- II) $\text{H}_2\text{O} + \text{glicose}$
- III) $\text{H}_2\text{O} + \text{sal de cozinha}$

Que alternativa melhor descreve a condição da lâmpada?

- a) Acesa em II e apagada nas demais.
- b) Apagada em I e acesa nas demais.
- c) Apagada em I e II.
- d) Acesa em I, II e III.
- e) Acesa em I e apagada nas demais.

RESOLUÇÃO:

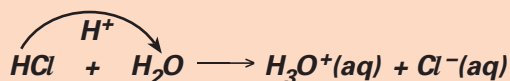
Água pura e solução aquosa de glicose praticamente não conduzem corrente elétrica.

Resposta: C

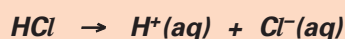
- Ácido forte: ioniza-se bastante

1. Eletrólitos fortes e fracos

Quando dissolvido em água, um ácido ioniza-se liberando íons H^+ que imediatamente se ligam a moléculas de água, formando os íons hidrônio (H_3O^+).

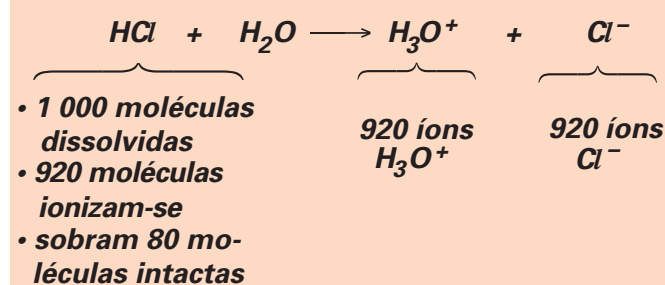


Costuma-se escrever essa equação de maneira simplificada:



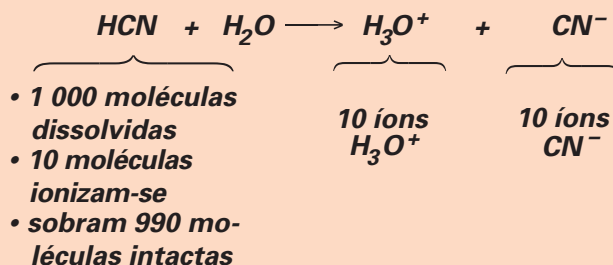
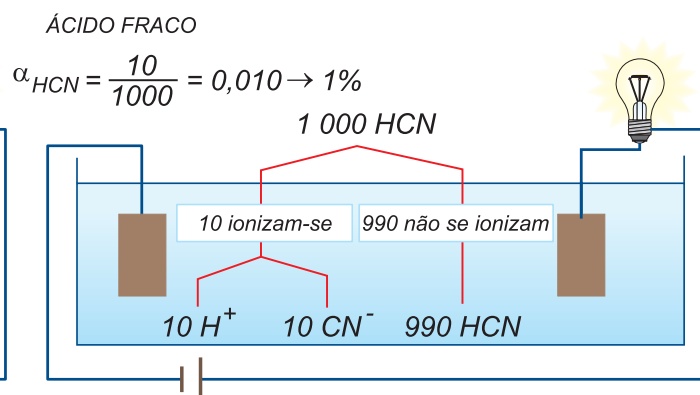
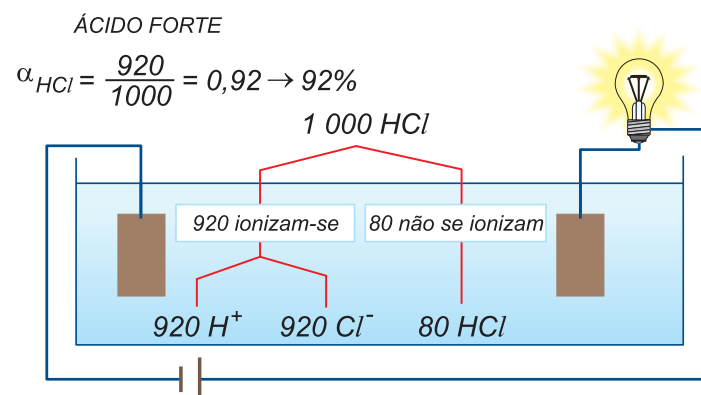
Subentende-se que o íon H^+ se liga à molécula de água formando H_3O^+ .

No caso do HCl , verifica-se que, para cada 1 000 moléculas dissolvidas, 920 moléculas ionizam-se, formando 920 íons H_3O^+ (ou H^+) e 920 íons Cl^- .



Considerando o ácido cianídrico (HCN), verifica-se que, para cada 1 000 moléculas dissolvidas, apenas 10 se ionizam, formando 10 íons H_3O^+ e 10 íons CN^- .

Observe o diagrama a seguir.



Observe que na solução de HCl existe maior quantidade de íons do que na solução de HCN . Baseado nesse fato, surgiu o conceito de **força**.

Eletrólito forte é aquele que se ioniza bastante (exemplo: HCl).

Eletrólito fraco é aquele que se ioniza pouco (exemplo: HCN).

2. Grau de ionização (α): a medida da força

O grau de ionização mede a força dos eletrólitos. É representado pela letra grega alfa (α).

Obtém-se pela relação:

$$\alpha = \frac{\text{número de moléculas ionizadas}}{\text{número de moléculas inicialmente dissolvidas}}$$

Quanto maior o grau de ionização α , maior a força dos ácidos. O ácido clorídrico, HCl , é mais forte que o ácido cianídrico (HCN).

3. Classificação dos ácidos quanto à força

A partir do grau de ionização α , podemos estabelecer uma tabela de força para os ácidos:

Tipo de ácido	α	Exemplos
Fortes	$\alpha > 50\%$	HCl, HBr, HI, H ₂ SO ₄ , HNO ₃ , HClO ₄
Semifortes	$50\% \geq \alpha \geq 10\%$	HF, H ₃ PO ₄ , HNO ₂
Fracos	$\alpha < 10\%$	HCN, H ₂ S, H ₂ CO ₃ , H ₃ BO ₃

Apenas três hidrácidos são fortes: HI, HBr, HCl

4. Oxoácidos – regra de Linus Pauling

Os oxoácidos, como sabemos, são os ácidos que têm oxigênio. Para sabermos sua força, vamos identificar com a letra **m** a diferença entre o número de átomos de oxigênio e o número de átomos de hidrogênio ionizável.

$$m = (\text{número de átomos de oxigênio}) - (\text{número de átomos de hidrogênio ionizável})$$

Assim, quando $m = 3$: ácido muito forte

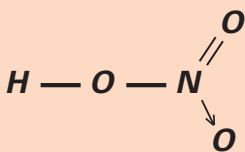
$m = 2$: ácido forte

$m = 1$: ácido semiforte

$m = 0$: ácido fraco

Significado do número *m*

Observe a fórmula estrutural do ácido nítrico (HNO₃)



Dos três átomos de oxigênio, apenas um está ligado a átomo de hidrogênio. O número *m* fornece a quantidade de átomos de oxigênio não ligados a hidrogênio. Linus Pauling demonstrou que, quanto maior o número *m*, maior é a força do ácido.

Veja a tabela a seguir:

Ácido	Número de átomos O	Número de H ionizáveis	<i>m</i>	Classificação
HClO ₄	4	1	3	muito forte
HMnO ₄	4	1	3	muito forte
HNO ₃	3	1	2	forte
H ₂ SO ₄	4	2	2	forte
H ₃ PO ₄	4	3	1	semiforte
HNO ₂	2	1	1	semiforte
HClO	1	1	0	fraco
H ₃ BO ₃	3	3	0	fraco

Geralmente, dada a fórmula molecular do ácido, para achar o valor de **m** basta tomar o número de átomos de oxigênio e tirar o número de átomos de hidrogênio.

Exemplo: HNO₃

$$m = 3 - 1 = 2$$

Deve-se tomar cuidado com dois ácidos do fósforo: H₃PO₃ e H₃PO₂.

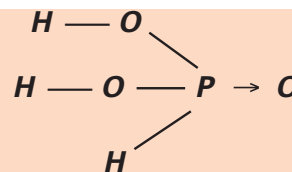
Como já vimos, os ácidos quando colocados em água liberam H⁺.

Nos oxoácidos, os H⁺ são provenientes de átomos de hidrogênio ligados a oxigênio.

Esses átomos de hidrogênio são ionizáveis.

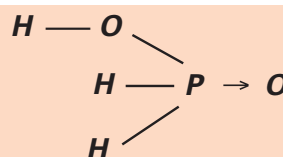
Quando um ácido apresenta um hidrogênio não ligado a oxigênio, o hidrogênio é não ionizável.

Ácido fosforoso: H₃PO₃



Esse ácido tem apenas dois átomos de hidrogênio ionizável. Portanto: $m = 3 - 2 = 1$ (semiforte)

Ácido hipofosforoso: H₃PO₂



Existe apenas um átomo de hidrogênio ionizável. Portanto: $m = 2 - 1 = 1$ (semiforte)

Ácido carbônico: H_2CO_3

Pela regra de Linus Pauling, teríamos: $m = 3 - 2 = 1$

O ácido carbônico deveria ser semiforte. No entanto, ele é muito fraco devido ao fato de ser instável. Em vez de ionizar-se, ele se decompõe: $\text{H}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$

Ácido	Número de Átomos O	Nº de H Ionizáveis	m	Classificação	Fórmula Estrutural
H_2CO_3	3	2	1	FRACO (pela regra, seria semiforte)	<pre> H — O \ O C = O H — O</pre>
H_3PO_3	3	2	1	SEMIFORTE	<pre> H — O \ O P — O / H — O — P H</pre>
H_3PO_2	2	1	1	SEMIFORTE	<pre> H — O \ O P — O / H — O — P H</pre>



No Portal Objetivo

Para saber mais sobre o assunto, acesse o **PORTAL OBJETIVO** (www.portal.objetivo.br) e, em "localizar", digite **QUIM1M401**

Exercícios Resolvidos

1 (ENEM – EXAME NACIONAL DO ENSINO MÉDIO) – O processo de industrialização tem gerado sérios problemas de ordem ambiental, econômica e social, entre os quais se pode citar a chuva ácida. Os ácidos usualmente presentes em maiores proporções na água da chuva são o H_2CO_3 , formado pela reação do CO_2 atmosférico com a água, o HNO_3 , o HNO_2 , o H_2SO_4 e o H_2SO_3 . Esses quatro últimos são formados principalmente a partir da reação da água com os óxidos de nitrogênio e de enxofre gerados pela queima de combustíveis fósseis. A formação de chuva mais ou menos ácida depende não só da concentração do ácido formado, como também do tipo de ácido. Essa pode ser uma informação útil na elaboração de estratégias para minimizar esse problema ambiental. Se consideradas concentrações idênticas, quais dos ácidos citados no texto conferem maior acidez às águas das chuvas?

- a) HNO_3 e HNO_2 .
- b) H_2SO_4 e H_2SO_3 .
- c) H_2SO_3 e HNO_2 .
- d) H_2SO_4 e HNO_3 .
- e) H_2CO_3 e H_2SO_3 .

Resolução

Os ácidos sulfúrico (H_2SO_4) e nítrico (HNO_3) são ácidos fortes, isto é, ionizam de maneira intensa produzindo grande quantidade de íons H^+ , o que confere maior acidez às águas das chuvas. Quanto maior a concentração de íons H^+ , maior a acidez.

Nota: De acordo com a Regra de Linus Pauling, quanto maior o número de átomos de oxigênio não ligados a hidrogênio, maior a força.

HNO_2 <pre> H — O — N = O</pre> Semiforte	H_2SO_3 <pre> H — O \ O S — O / H — O — S</pre> Semiforte
HNO_3 <pre> H — O — N // \ O O</pre> Forte	H_2SO_4 <pre> H — O \ O S — O / \ H — O — S — O</pre> Forte

Resposta: D

2 (FATEC-SP – MODELO ENEM) – Considere a seguinte tabela de informações sobre três substâncias químicas sólidas X, Y e Z, quanto à solubilidade em água e condutibilidade elétrica.

Substância sólida	Solubilidade em água	Condutibilidade elétrica
X	Muito solúvel	Não conduz no estado sólido; suas soluções aquosas são boas condutoras.
Y	Insolúvel	Boa condutora no estado sólido.
Z	Muito solúvel	Não conduz no estado sólido; suas soluções aquosas apresentam condutibilidade tão fraca quanto à da água pura.

Nessa tabela, X, Y e Z podem ser, respectivamente,

- a) NaCl, CaCO₃ e Au
- b) NaCl, Au e C₁₂H₂₂O₁₁ (sacarose)
- c) C₁₂H₂₂O₁₁ (sacarose), CaCO₃ e NaCl
- d) CaCO₃, C₁₂H₂₂O₁₁ (sacarose) e Au
- e) NaCl, C₁₂H₂₂O₁₁ (sacarose) e Au

Resolução

Substância X: é um composto iônico, pois é solúvel em água e sua solução aquosa é condutora de corrente elétrica (NaCl).

Substância Y: é um metal, pois conduz corrente elétrica no estado sólido e não é solúvel em água (Au).

Substância Z: é um composto molecular, pois não conduz corrente elétrica nem no estado sólido nem em solução aquosa (C₁₂H₂₂O₁₁).

Resposta: B

Exercícios Propostos

1 (FCB-ARARAS-SP – MODELO ENEM) – Após a ionização de um ácido em água, observou-se que o número de moléculas ionizadas era o quádruplo do número de moléculas não ionizadas. Com base nessa observação, a porcentagem de ionização do referido ácido era:

- a) 25%
- b) 40%
- c) 70%
- d) 75%
- e) 80%

RESOLUÇÃO:

x: n.º de moléculas não ionizadas

4x: n.º de moléculas ionizadas

$$\alpha = \frac{\text{n.º de moléculas ionizadas}}{\text{n.º de moléculas dissolvidas}}$$

$$\alpha = \frac{4x}{4x + x} = 0,8 \times 100 \rightarrow 80\%$$

Resposta: E

2 Têm-se os três ácidos e os valores da tabela, que foram obtidos dissolvendo-os em água à temperatura constante.

Ácido	Número de moléculas dissolvidas	Número de moléculas ionizadas
H ₂ S	1,0 · 10 ²⁴	1,0 · 10 ²³
H ₂ SO ₄	3,0 · 10 ²³	2,0 · 10 ²³
HNO ₃	1,0 · 10 ²⁴	8,0 · 10 ²³

Calcule o grau de ionização para cada ácido e coloque-os em ordem crescente de sua força.

RESOLUÇÃO:

H₂S

$$\alpha = \frac{1,0 \cdot 10^{23}}{1,0 \cdot 10^{24}} = 0,10$$

H₂SO₄

$$\alpha = \frac{2,0 \cdot 10^{23}}{3,0 \cdot 10^{23}} = 0,67$$

HNO₃

$$\alpha = \frac{8,0 \cdot 10^{23}}{1,0 \cdot 10^{24}} = 0,80$$

H₂S < H₂SO₄ < HNO₃

3 Para ácidos oxigenados, quanto maior o número (m) de átomos de oxigênio não ligados a H, maior será a força do ácido.

Ordene os seguintes ácidos, do mais fraco para o mais forte: HClO₄, H₃PO₄, HNO₃, H₃BO₃

RESOLUÇÃO:

HClO₄: m = 4 - 1 = 3

H₃PO₄: m = 4 - 3 = 1

HNO₃: m = 3 - 1 = 2

H₃BO₃: m = 3 - 3 = 0

H₃BO₃ < H₃PO₄ < HNO₃ < HClO₄

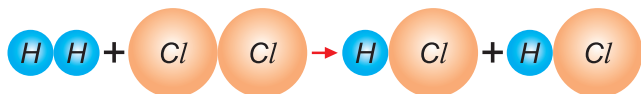
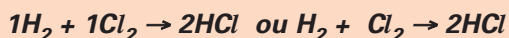
- Coeficientes: proporção entre quantidades de matéria

1. Coeficientes

Em uma equação química, são escritos:

- as fórmulas dos reagentes e produtos.
- os coeficientes de acerto.

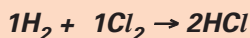
Os coeficientes indicam a **proporção entre os números de moléculas** das substâncias participantes da reação. Na reação de formação do cloreto de hidrogênio (HCl), para cada molécula de H_2 , é consumida uma molécula de Cl_2 , para formar duas moléculas de HCl. Se tivermos 1 000 moléculas de H_2 , serão consumidas 1 000 moléculas de Cl_2 para formar 2 000 moléculas de HCl. Os coeficientes unitários podem ser omitidos.



2. Proporção entre as quantidades de matéria (mols)

Os coeficientes fornecem a **proporção entre os números de moléculas, que coincide com a proporção entre as quantidades de matéria (mols)**.

Na equação



temos:

1 molécula de H_2 : 1 molécula de Cl_2 : 2 moléculas de HCl.

A proporção não se altera quando se multiplicam os termos por $6,02 \cdot 10^{23}$ (número de Avogadro).

$1 \cdot 6,02 \cdot 10^{23}$ moléculas de H_2 : $1 \cdot 6,02 \cdot 10^{23}$ moléculas de Cl_2 : $2 \cdot 6,02 \cdot 10^{23}$ moléculas de HCl.

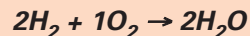
Portanto:

1 mol de H_2 : 1 mol de Cl_2 : 2 mols de HCl.

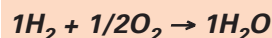
Frisando:

Os coeficientes indicam a proporção entre as quantidades de matéria (mols).

No balanceamento de uma equação, geralmente se usam os menores números inteiros.



Quando o objetivo é apresentar a proporção entre as quantidades de matéria, podem ser usados números fracionários.



2 : 1 : 2 equivale a 1 : 1/2 : 1



Saiba mais

Responda às perguntas, sem fazer conta.

- Na reação $Zn + 2HCl \rightarrow ZnCl_2 + H_2$, quantos mols de H_2 são obtidos, quando 4 mols de Zn reagem com 8 mols de HCl?
- Na reação $2HCl + Ba(OH)_2 \rightarrow BaCl_2 + 2H_2O$, quantos mols de H_2O são obtidos, quando 6 mols de HCl reagem com 3 mols de $Ba(OH)_2$?
- Na reação $H_2SO_4 + 2NaOH \rightarrow Na_2SO_4 + 2H_2O$, quantos mols de H_2SO_4 são necessários para se obter 20 mols de H_2O ?
- Na reação $H_3PO_4 + 3NaOH \rightarrow Na_3PO_4 + 3H_2O$, quantos mols de NaOH são necessários para se obter 15 mols de H_2O ?

RESPOSTAS

- 1) 4 2) 6 3) 10 4) 15

3. Cálculo estequiométrico

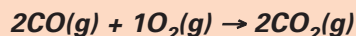
É o cálculo das quantidades de reagentes e produtos que participam de uma reação química.

Essas quantidades podem ser expressas de diversas maneiras:

- massa;
- volume;
- quantidade de matéria (mols);
- número de moléculas.

Os cálculos estequiométricos baseiam-se nos coeficientes da equação. É importante saber que, numa equação balanceada, **os coeficientes nos dão a proporção em mols dos participantes da reação**.

Assim, observando uma equação como



devemos saber que ela indica que 2 mols de CO reagem com 1 mol de O_2 para formar 2 mols de CO_2 .

MOL

Mol é unidade para medir quantidade de matéria no Sistema Internacional.

1 mol de átomos = $6,02 \cdot 10^{23}$ átomos

1 mol de moléculas = $6,02 \cdot 10^{23}$ moléculas

MASSA MOLAR

Massa molar de um elemento é a massa de $6,02 \cdot 10^{23}$ átomos do elemento.

Coincide numericamente com a massa atômica.

Massa atômica do Al: 27u

Massa molar do Al: 27 g/mol

Massa molar de uma substância é a massa de $6,02 \cdot 10^{23}$ moléculas da substância.

Coincide numericamente com a massa molecular.

Massa molecular da água: 18u

Massa molar da água: 18g/mol

VOLUME MOLAR

Nas mesmas condições de pressão e temperatura, 1 mol de qualquer gás ocupa o mesmo volume. Nas condições normais de temperatura e pressão (CNTP : 1 atm e 0°C), o volume molar de um gás é 22,4 L/mol.

Vejam agora, no quadro a seguir, várias grandezas envolvidas em uma reação química. Para isso, devemos lembrar os valores das massas molares: CO(28 g/mol); O₂(32 g/mol) e CO₂ (44 g/mol).

	2CO(g)	+	1O ₂ (g)	→	2CO ₂ (g)
em mols	2 mols de CO	reagem com	1 mol de O ₂	formando	2 mols de CO ₂
em massa	2 . 28g de CO	reagem com	1 . 32g de O ₂	formando	2 . 44g de CO ₂
em volume nas CNTP	2 . 22,4L de CO	reagem com	1 . 22,4L de O ₂	formando	2 . 22,4L de CO ₂
em moléculas	2 . 6 . 10 ²³ moléculas de CO	reagem com	1 . 6 . 10 ²³ moléculas de O ₂	formando	2 . 6 . 10 ²³ moléculas de CO ₂

4. Tipos de cálculo estequiométrico

Os dados do problema podem vir expressos das mais diversas maneiras: quantidade de matéria (mols), massa em gramas, número de moléculas, volume etc.

Em todos esses tipos de cálculo estequiométrico, vamo-nos basear nos coeficientes da equação que, como vimos, dão a proporção em mols das substâncias participantes da reação.

5. Relação massa/massa e massa/quantidade de matéria

Os dados do problema e as quantidades incógnitas pedidas são expressos em termos de massa ou quantidade em mols.

Exemplo: Na reação:



Massas molares: H₂: 2g/mol, NH₃: 17g/mol

Resolução

a) Proporção em quantidade de matéria (coeficientes)

3 mols de H₂ ————— 2 mols de NH₃

b) Regra de três

3 . 2g de H₂ ————— 2 . 17g de NH₃

3g de H₂ ————— x

$$x = \frac{3g \cdot 2 \cdot 17g}{3 \cdot 2g} = 17g$$

1 (SIMULADO INEP – ENEM) – “*Dê-me um navio cheio de ferro e eu lhe darei uma era glacial*, disse o cientista John Martin (1935-1993), dos Estados Unidos, a respeito de uma proposta de intervenção ambiental para resolver a elevação da temperatura global; o americano foi recebido com muito ceticismo. O pesquisador notou que mares com grande concentração de ferro apresentavam mais fitoplâncton e que essas algas eram capazes de absorver elevadas concentrações de dióxido de carbono da atmosfera. Esta incorporação de gás carbônico e de água (H₂O) pelas algas ocorre por meio do processo de fotossíntese, que resulta na produção de matéria orgânica empregada na constituição da biomassa e na liberação de gás oxigênio (O₂). Para essa proposta funcionar, o carbono absorvido deveria ser mantido no fundo do mar, mas como a maioria do fitoplâncton faz parte da cadeia alimentar de organismos marinhos, ao ser decomposto devolve CO₂ à atmosfera.”

Os sete planos para salvar o mundo.
Galileu, n. 214. (com adaptações).

Considerando que a ideia do cientista John Martin é viável e eficiente e que todo o gás carbônico absorvido (CO₂, de massa molar igual a 44 g/mol) transforma-se em biomassa fitoplanctônica (cuja densidade populacional de 100 g/m² é representada por C₆H₁₂O₆, de massa molar igual a 180 g/mol), um aumento de 10 km² na área de distribuição das algas resultaria na

- emissão de 4,09 × 10⁶ kg de gás carbônico para a atmosfera, bem como no consumo de toneladas de gás oxigênio da atmosfera.
- retirada de 1,47 × 10⁶ kg de gás carbônico da atmosfera, além da emissão direta de toneladas de gás oxigênio para a atmosfera.
- retirada de 1,00 × 10⁶ kg de gás carbônico da atmosfera, bem como na emissão direta de toneladas de gás oxigênio das algas para a atmosfera.
- retirada de 6,82 × 10⁵ kg de gás carbônico da atmosfera, além do consumo de toneladas de gás oxigênio da atmosfera para a biomassa fitoplanctônica.
- emissão de 2,44 × 10⁵ kg de gás carbônico para a atmosfera, bem como na emissão direta de milhares de toneladas de gás oxigênio para a atmosfera a partir das algas.

Resolução

Considerando a ideia de John Martin viável e eficiente e que todo o CO₂ absorvido seja transformado em glicose, C₆H₁₂O₆, temos:

$$1 \text{ km} = 10^3 \text{ m}$$

$$1 \text{ km}^2 = 10^6 \text{ m}^2$$

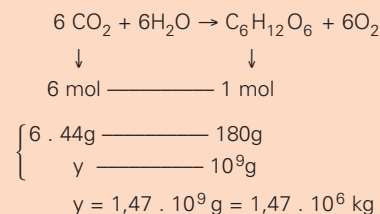
$$10 \text{ km}^2 = 10^7 \text{ m}^2$$

$$1 \text{ m}^2 \text{ — } 100 \text{ g de C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$$

$$10^7 \text{ m}^2 \text{ — } x$$

$$x = 10^9 \text{ g de C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$$

Equação da fotossíntese:



O aumento de 10 km² na área de distribuição das algas resultaria na retirada de 1,47 · 10⁶ kg de CO₂ da atmosfera e na emissão de toneladas de O₂ para a atmosfera.

Resposta: B

2 (ENEM – EXAME NACIONAL DO ENSINO MÉDIO) – Os exageros do final de semana podem levar o indivíduo a um quadro de azia. A azia pode ser descrita como uma sensação de queimação no esôfago, provocada pelo desbalanceamento do pH estomacal (excesso de ácido clorídrico). Um dos antiácidos comumente empregados no combate à azia é o leite de magnésia.

O leite de magnésia possui 64,8 g de hidróxido de magnésio Mg(OH)₂ por litro da solução. Qual a quantidade de ácido neutralizado ao se ingerir 9 mL de leite de magnésia?

Dados: Massas molares (em g mol⁻¹):

Mg = 24,3; Cl = 35,4; O = 16; H = 1.

- 20 mol
- 0,58 mol
- 0,2 mol
- 0,02 mol
- 0,01 mol

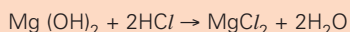
Resolução

Massa de Mg(OH)₂ em 9mL de solução:

$$\left. \begin{array}{l} 1000 \text{ mL} \text{ — } 64,8 \text{ g} \\ 9 \text{ mL} \text{ — } x \end{array} \right\} x = 0,5832 \text{ g de Mg(OH)}_2$$

Massa molar do Mg(OH)₂ = 24,3 + 2 · 16 + 2 · 1 g/mol = 58,3 g/mol

Equação da neutralização:

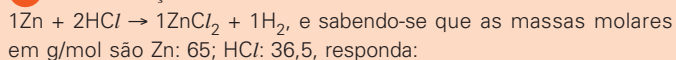


1 mol de Mg(OH)₂ ————— 2 mol de HCl

$$\left\{ \begin{array}{l} 58,3 \text{ g} \text{ — } 2 \text{ mol} \\ 0,5832 \text{ g} \text{ — } y \end{array} \right\} y = 0,02 \text{ mol de HCl}$$

Resposta: D

3 Dada a reação



Qual a massa de Zn necessária para reagir com 109,5g de HCl?

Resolução

Pela equação, vemos que:

1 mol de Zn reage com 2 mols de HCl

Então:

$$\begin{array}{ccc} & \text{reagem com} & \\ 65 \text{ g de Zn} & \text{ ————— } & 2 \times 36,5 \text{ g de HCl} \\ x & \text{ ————— } & 109,5 \text{ g} \\ & & x = 97,5 \text{ g} \end{array}$$

Exercícios Propostos

É dada a equação: $3\text{Ca}(\text{OH})_2 + 2\text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow 1\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + 6\text{H}_2\text{O}$
Dados: Massas molares em g/mol: Ca = 40; O = 16; H = 1; P = 31.

Com base na equação acima, responder às questões de 1 a 3.

1 Quantos mols de água se obtêm a partir de 4 mols de hidróxido de cálcio?

RESOLUÇÃO:

3 mols de $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ————— 6 mols de H_2O

4 mols de $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ————— x

x = 8 mols

2 Quantos gramas de sal são obtidos quando usamos 7,4 gramas de hidróxido de cálcio?

RESOLUÇÃO:

$M[\text{Ca}(\text{OH})_2] = 74\text{g/mol}$

$M[\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2] = 310\text{g/mol}$

3 mols de $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ————— 1 mol de $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$

3 x 74g ————— 310g

7,4g ————— x

x = 10,3g

3 Quantos gramas de ácido fosfórico são consumidos juntamente com 2 mols de hidróxido de cálcio?

RESOLUÇÃO:

$M(\text{H}_3\text{PO}_4) = 98\text{g/mol}$

3 mols de $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ————— 2 mols de H_3PO_4

3 mol ————— 2 x 98g

2 mol ————— x

x = 130,7g

4 (UnB-PAS-DF – ADAPTADO – MODELO ENEM) – Uma das atividades do químico, com importantes aplicações nas demais áreas do conhecimento humano, consiste em determinar a quantidade de uma substância necessária para reagir com outra. Um médico, quando receita certo medicamento, deve calcular a quantidade de substância ativa do medicamento que reagirá com as substâncias do organismo do paciente. Para realizar seus cálculos, o médico pode tomar como base as relações estequiométricas entre as substâncias reagentes. Com relação aos princípios da estequiometria envolvidos nos cálculos do médico, julgue os itens a seguir.

- (1) Para tais cálculos, é necessário balancear a equação química, o que significa considerar que, na reação química, embora haja transformação, há conservação de átomos.
- (2) Os cálculos estequiométricos poderão ser feitos com base na massa molar da substância ativa, determinada experimentalmente, e com base em resultados da lei das proporções definidas para a reação em questão, ainda que não se tenha conhecimento preciso da estrutura química daquela substância.
- (3) Cálculos de medicação que se baseiam na estequiometria pressupõem o conhecimento de técnicas específicas de contagem de moléculas uma a uma.

Está correto somente o que se afirma em

- a) 1 e 2 b) 1 e 3 c) 2 e 3
d) 1 e) 2

RESOLUÇÃO:

- (1) **Correto.** Reação química é um rearranjo de átomos.
- (2) **Correto.** O cálculo estequiométrico baseia-se na proporção em quantidades de matéria fornecida pelos coeficientes.
- (3) **Errado.** Não é necessário conhecer as técnicas de contagem de moléculas.

Resposta: A

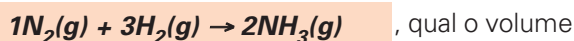
- Coeficientes
- Volume molar de gases

Relação massa/volume e quantidade de matéria/volume

Os dados do problema são expressos em termos de massa ou quantidade em mols e a quantidade incógnita é pedida em volume. Basta lembrar que 1 mol de qualquer gás, nas CNTP (1 atm, 0°C), ocupa o volume de 22,4 litros.

Exemplo 1

Na reação:



, qual o volume de N_2 , nas CNTP, que reage totalmente com 3g de H_2 ?
Massa molar: H_2 : 2g/mol

Resolução

a) Proporção em quantidade de matéria

$$1 \text{ mol de } \text{N}_2 \text{ ————— } 3 \text{ mols de } \text{H}_2$$

b) Regra de três

$$\begin{array}{l} 22,4\text{L de } \text{N}_2 \xrightarrow{\text{CNTP}} 3 \cdot 2\text{g de } \text{H}_2 \\ x \text{ ————— } 3\text{g de } \text{H}_2 \\ x = \frac{22,4\text{L} \cdot 3\text{g}}{3 \cdot 2\text{g}} = 11,2\text{L} \end{array}$$

É comum o volume ser pedido nas condições ambientes (25°C e 1 atm). O volume molar de um gás nessas condições é de aproximadamente 25L/mol (não é necessário memorizar esse valor).

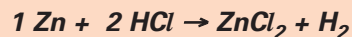
Considerando o problema dado acima, qual o volume de N_2 nas condições ambientes?

Resolução

$$\begin{array}{l} 1\text{mol de } \text{N}_2 \text{ ————— } 3 \text{ mols de } \text{H}_2 \\ 25\text{L de } \text{N}_2 \text{ ————— } 3 \cdot 2\text{g de } \text{H}_2 \\ x \text{ ————— } 3\text{g de } \text{H}_2 \\ x = \frac{25\text{L} \cdot 3\text{g}}{3 \cdot 2\text{g}} = 12,5\text{L} \end{array}$$

Exemplo 2

Qual o volume de H_2 , obtido nas CNTP, quando reagem 195g de Zn com quantidade de HCl suficiente?



Massa molar do Zn: 65g/mol

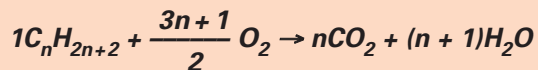
Resolução

Pela equação:

$$\begin{array}{l} 1 \text{ mol de Zn ————— } 1 \text{ mol de } \text{H}_2 \\ 65\text{g ————— } 22,4\text{L de } \text{H}_2 \\ 195\text{g ————— } x \\ x = 67,2\text{L de } \text{H}_2 \end{array}$$

Exemplo 3

Nas condições normais de temperatura e pressão, um mol do composto de fórmula $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$ exigiu 112 litros de gás oxigênio na sua combustão completa.



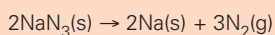
Determinar a fórmula molecular do composto.

Resolução

$$\begin{array}{l} 1 \text{ mol ————— CNTP ————— } 22,4\text{L} \\ x \text{ ————— } 112\text{L} \\ x = 5 \text{ mol} \\ 1 \text{ mol do composto ————— } \frac{3n+1}{2} \text{ mol de } \text{O}_2 \\ 1 \text{ mol do composto ————— } 5 \text{ mol de } \text{O}_2 \\ \frac{3n+1}{2} = 5 \quad \therefore n = 3 \\ \text{Fórmula do composto: } \text{C}_3\text{H}_8 \end{array}$$

Exercícios Resolvidos

1 (UCS-RS – MODELO ENEM) – O *airbag* (bolsa de ar) protege o condutor do veículo em caso de colisão. A azida de sódio (NaN_3) é usada em alguns *airbags*. O impacto da colisão desencadeia a decomposição de NaN_3 , conforme a reação química a seguir:



O nitrogênio gasoso produzido infla rapidamente a bolsa de ar existente entre o condutor e o volante. Calcule, em valores arredondados, o volume de nitrogênio formado na decomposição de 60g de NaN_3 , a 21°C e 760mmHg (1 atm).

Dados $R = 0,082\text{L} \cdot \text{atm}/\text{K} \cdot \text{mol}$, massas molares: Na = 23g/mol, N = 14g/mol.

- a) 10,0L b) 11,54L c) 20,3L
d) 33,3L e) 40,0L

Resolução

$$\begin{array}{l} 2\text{NaN}_3(\text{s}) \rightarrow 2\text{Na}(\text{s}) + 3\text{N}_2(\text{g}) \\ 2 \text{ mol ————— } 3 \text{ mol} \\ \downarrow \text{ ————— } \downarrow \\ 2 \times 65\text{g ————— } 3 \text{ mol} \\ 60\text{g ————— } x \\ x = 1,38 \text{ mol de } \text{N}_2 \end{array}$$

$$PV = nRT$$

$$1 \cdot V = 1,38 \cdot 0,082 \cdot 294$$

$$V = 33,3L \text{ de } N_2$$

Resposta: D

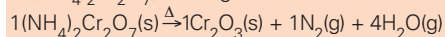
2 (MODELO ENEM) – É possível fazer um vulcão, em miniatura, no laboratório, usando o dicromato de amônio, $(NH_4)_2Cr_2O_7$. Este composto, ao ser aquecido, decompõe-se vigorosamente, liberando o sólido Cr_2O_3 e os gases N_2 e H_2O . Se utilizarmos 12,6g de dicromato de amônio, qual o volume total de gases produzidos a 1,0 atm e 27°C?

Dados: massas atômicas: H = 1u, N = 14u, O = 16u, Cr = 52u; R = 0,082 atm.L.K⁻¹.mol⁻¹.

- a) 1,23L b) 2,46L c) 6,15L
d) 12,3L e) 24,6L

Resolução

$$M[(NH_4)_2Cr_2O_7] = 252g/mol$$



$$1 \text{ mol} \qquad \qquad \qquad 1 \text{ mol} \quad 4 \text{ mol}$$

$$\begin{array}{ccc} \downarrow & & \downarrow \\ 252g & \text{-----} & 5 \text{ mol} \\ 12,6g & \text{-----} & x \end{array}$$

$$x = 0,25 \text{ mol de gases}$$

$$PV = nRT$$

$$1 \cdot V = 0,25 \cdot 0,082 \cdot 300$$

$$V = 6,15L$$

Resposta: C

3 Qual o volume de ar nas CNTP necessário para a queima completa de 115mL de álcool etílico (C_2H_6O)?

Dados: massas molares em g/mol:

C = 12, H = 1, O = 16

volume molar dos gases nas CNTP = 22,4L/mol

densidade do álcool = 0,8g/mL

porcentagem de oxigênio no ar = 20%

Resolução

Massa de álcool correspondente a 115 mL

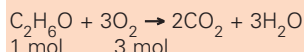
$$d = \frac{m}{V}$$

$$0,8g/mL = \frac{m}{115mL}$$

$$m = 92g \text{ de } C_2H_6O$$

Cálculo do volume de O_2

A queima completa (combinação com O_2) de um combustível formado por carbono e hidrogênio produz CO_2 e H_2O .



$$\begin{array}{ccc} 1 \text{ mol} & & 3 \text{ mol} \\ \downarrow & & \downarrow \\ 46g & \text{-----} & 3 \times 22,4L \\ 92g & \text{-----} & x \end{array}$$

$$x = 134,4L \text{ de } O_2$$

Cálculo do volume de ar

$$\begin{array}{ccc} 134,4L \text{ de } O_2 & \text{-----} & 20\% \\ y & \text{-----} & 100\% \end{array}$$

$$y = 672L \text{ de ar}$$

4 (FUVEST-SP)

Composição, em volume, do gás de nafta

hidrogênio	45%
metano	30%
dióxido de carbono	20%
monóxido de carbono	5%

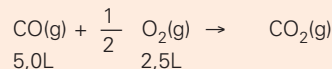
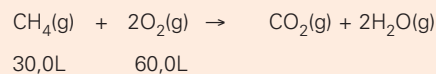
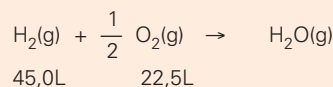
O gás de nafta distribuído na cidade de São Paulo está sendo gradativamente substituído pelo gás natural (100% metano). A substituição requer troca de queimadores dos fogões e aquecedores para que o fluxo de ar seja adequado à combustão completa do gás natural.

- a) Mostre por meio de equações químicas e relações volumétricas que a chama será fuliginosa, devido à combustão incompleta, se a troca dos queimadores não for feita. Neste caso, considere fluxos iguais para o gás de nafta e para o gás natural.
b) Qual é a contribuição do dióxido de carbono para o poder calorífico do gás de nafta?
c) Gás de nafta ou gás natural, qual é o mais tóxico? Justifique.

Resolução

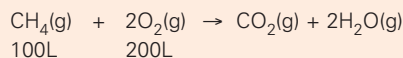
a) Admitindo volumes iguais dos combustíveis (100L) teremos:

I) **Gás de Nafta**



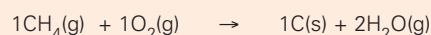
Volume total de O_2 necessário para a combustão completa de 100L de gás de nafta: 85,0L.

II) **Gás natural**



Volume total de O_2 necessário para a combustão completa de 100L de gás natural: 200L.

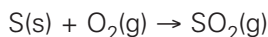
Se não houver troca de queimadores haverá insuficiência de O_2 e ocorrerá combustão incompleta do gás natural, com formação de fuligem (carvão finamente dividido).



- b) O dióxido de carbono não sofre combustão, logo não contribui para o poder calorífico do gás de nafta.
c) O mais tóxico é o gás de nafta, devido à presença de monóxido de carbono, que é tóxico.

Exercícios Propostos

1 Qual o volume de oxigênio, nas CNTP, necessário à obtenção de 6,4 gramas de SO_2 ?



Massas molares em g/mol: S = 32; O = 16.
Volume molar dos gases nas CNTP = 22,4L/mol.

RESOLUÇÃO:

$$M(\text{SO}_2) = 64\text{g/mol}$$

$$1 \text{ mol de O}_2 \text{ ————— } 1 \text{ mol de SO}_2$$

$$22,4\text{L} \text{ ————— } 64\text{g}$$

$$x \text{ ————— } 6,4\text{g}$$

$$x = 2,24\text{L}$$

2 Quantos litros de O_2 , medidos nas CNTP, serão obtidos na decomposição térmica de 49g de KClO_3 ?



Massas molares em g/mol: K = 39; Cl = 35,5; O = 16.
Volume molar dos gases nas CNTP: 22,4L/mol.

RESOLUÇÃO:

$$M(\text{KClO}_3) = 122,5\text{g/mol}$$

$$1 \text{ mol de KClO}_3 \text{ ————— } 1,5 \text{ mol de O}_2$$

$$122,5\text{g} \text{ ————— } 1,5 \times 22,4\text{L}$$

$$49\text{g} \text{ ————— } x$$

$$x = 13,44\text{L}$$

3 (UnB-DF – ADAPTADO – MODELO ENEM) – A substância hidreto de lítio reage com água segundo a seguinte equação:



Essa reação é usada para inflar botes salva-vidas. O náufrago pressiona um dispositivo do bote, que contém água e uma cápsula de vidro com LiH. Ao ser pressionada, a cápsula quebra-se e o hidreto reage imediatamente com a água, liberando o gás. Calcule a massa, em gramas de hidreto de lítio, necessária para inflar um bote de 252L a 0°C e 1,0 atm de pressão.

Massas molares: M(Li) = 7,0 g/mol; M(H) = 1,0 g/mol;
M(O) = 16,0 g/mol.

Volume molar dos gases a 0°C e 1,0 atm = 22,4 L/mol

- a) 60g b) 80g c) 90g
d) 100g e) 120g

RESOLUÇÃO:

$$M(\text{LiH}) = 8,0\text{g/mol}$$

$$1 \text{ mol de LiH} \text{ ————— } 1 \text{ mol de H}_2$$

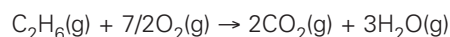
$$8,0\text{g} \text{ ————— } 22,4\text{L}$$

$$x \text{ ————— } 252\text{L}$$

$$x = 90\text{g}$$

Resposta: C

4 (UNISA-SP) – Considere a reação:



Para a queima de 4L de etano (C_2H_6), o volume de oxigênio (medido na mesma pressão e temperatura) consumido será:

- a) 3,5L b) 7L c) 14L
d) 22,4L e) 44,8L

RESOLUÇÃO:

$$1 \text{ mol de C}_2\text{H}_6 \text{ ————— } (7/2) \text{ mol de O}_2$$

$$1\text{L} \text{ ————— } 3,5\text{L}$$

$$4\text{L} \text{ ————— } x$$

$$x = 14\text{L}$$

Resposta: C

1. Reagente em excesso

Quando o problema fornece as quantidades de dois reagentes, provavelmente um deles está em excesso, pois, caso contrário, bastaria dar a quantidade de um deles e a quantidade do outro seria calculada. Para fazer o cálculo estequiométrico, baseamo-nos **no reagente que não está em excesso (reagente limitante)**. Para isso, a primeira coisa a fazer é determinar o reagente em excesso.

Exemplo

Na reação: $2\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$,
colocando-se em presença 3g de hidrogênio e 30g de oxigênio, qual a massa de água formada?
Massas molares em g/mol: H_2 : 2; O_2 : 32.

Resolução

- Verificar qual a substância que está em excesso.

2 mol de H_2 reagem com 1 mol de O_2 .

↓		↓
4g de H_2	—————	32g de O_2
3g de H_2	—————	x

$$x = \frac{3\text{g} \times 32\text{g}}{4\text{g}} = 24\text{g de } \text{O}_2$$

Como 3g de H_2 reagem com 24g de O_2 , sendo que no recipiente existem 30g de O_2 , conclui-se que sobram $30\text{g} - 24\text{g} = 6\text{g}$ de O_2 em excesso (sem reagir). O H_2 é o reagente limitante.

- Cálculo da quantidade de água.

2 mol de H_2	—————	2 mol de H_2O
↓		↓
4g	—————	36g
3g	—————	y

$$y = \frac{3\text{g} \times 36\text{g}}{4\text{g}} = 27\text{g de } \text{H}_2\text{O}$$

2. Pureza

Muitas vezes, a substância reagente está acompanhada de impurezas. Surge então o conceito de pureza. Por exemplo:

Fe_2O_3 com 80% de pureza significa que em 100g de Fe_2O_3 impuro (Fe_2O_3 + areia + etc.) existem 80g de Fe_2O_3 puro e 20g de impurezas (areia etc.). Assim, se numa reação estamos usando 150g de Fe_2O_3 com 80%

de pureza, significa que a massa real de Fe_2O_3 é 120g, ou seja, $\frac{80}{100} \cdot 150\text{g} = 120\text{g}$.

Essa pureza pode ser determinada pelo quociente entre a massa da substância pura e a massa total da amostra.

$$P = \frac{\text{massa da substância pura}}{\text{massa da amostra}} \times 100$$

A porcentagem de pureza indica qual a real quantidade de uma substância na amostra fornecida.

Exemplo

Qual a massa de CaCO_3 presente em uma amostra de 200g de calcário, cuja pureza é de 80%?

Resolução: 100g de calcário — 80g de CaCO_3
200g de calcário — x

$$x = 160\text{g de } \text{CaCO}_3$$

3. Rendimento

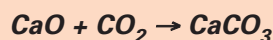
Quando o problema não faz referência, considera-se rendimento de 100%, isto é, a quantidade de produto formada é aquela calculada de acordo com os coeficientes estequiométricos. No entanto, devido a vários motivos (por exemplo, perda de material), a quantidade de produto obtida é menor que a calculada. Quando dizemos rendimento de 90%, significa que na prática obtém-se 90% da quantidade calculada de acordo com os coeficientes.

O rendimento pode ser calculado pelo quociente entre a quantidade real obtida e a quantidade teoricamente calculada.

$$R = \frac{\text{quantidade real}}{\text{quantidade teórica}} \times 100$$

Exemplo

Qual a massa de CaCO_3 obtida na reação de 2 mols de CaO com 2 mols de CO_2 , se o rendimento for 60%?



Dado: massa molar do $\text{CaCO}_3 = 100\text{g/mol}$

Resolução

1 mol de CaO — 1 mol de CO_2 — 1 mol de CaCO_3
2 mol de CaO — 2 mol de CO_2 — x

$$x = 2\text{mol de } \text{CaCO}_3$$

1 mol de CaCO_3 — 100g

2 mol de CaCO_3 — y

y = 200g de CaCO_3

200g de CaCO_3 — 100% de rendimento

z — 60% de rendimento

z = 120g de CaCO_3



No Portal Objetivo

Para saber mais sobre o assunto, acesse o **PORTAL OBJETIVO** (www.portal.objetivo.br) e, em "localizar", digite **QUIM1M402**

Exercícios Resolvidos

Texto para as questões **1** e **2**.

O ferro pode ser obtido a partir da hematita, minério rico em óxido de ferro, pela reação com carvão e oxigênio. A tabela a seguir apresenta dados da análise de minério de ferro (hematita) obtido de várias regiões da Serra de Carajás.

Minério da região	Teor de enxofre (S)/ % em massa	Teor de ferro (Fe)/ % em massa	Teor de sílica /% em massa
1	0,019	63,5	0,97
2	0,020	68,1	0,47
3	0,003	67,6	0,61

Fonte: ABREU, S. F. *Recursos minerais do Brasil*, vol. 2. São Paulo: Edusp

1 (ENEM – EXAME NACIONAL DO ENSINO MÉDIO) – No processo de produção do ferro, dependendo do minério utilizado, forma-se mais ou menos SO_2 , um gás que contribui para o aumento da acidez da chuva. Considerando esse impacto ambiental e a quantidade de ferro produzida, pode-se afirmar que seria mais conveniente o processamento do minério da(s) região(ões):

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

Resolução

Quanto menor o teor de enxofre no minério, menor a quantidade de SO_2 produzida no processamento do ferro e menor o impacto ambiental produzido.

O minério da região 3 por possuir o menor teor de enxofre e alto teor de ferro é o mais conveniente.

Resposta: C

2 (ENEM – EXAME NACIONAL DO ENSINO MÉDIO) – No processo de produção do ferro, a sílica é removida do minério por reação com calcário (CaCO_3). Sabe-se, teoricamente (cálculo estequiométrico), que são necessários 100g de calcário para reagir com 60g de sílica. Dessa forma, pode-se prever que, para a remoção de toda a sílica presente em 200 toneladas do minério na região 1, a massa de calcário necessária é, aproximadamente, em toneladas, igual a:

- a) 1,9 b) 3,2 c) 5,1
d) 6,4 e) 8,0

Resolução

Massa de sílica presente em 200 toneladas do minério na região 1.

$$\begin{array}{l} 200\text{t} \text{ ————— } 100\% \\ x \text{ ————— } 0,97\% \end{array}$$

$$x = 1,94\text{t de sílica}$$

Massa de calcário necessária para a remoção da sílica:

$$\begin{array}{l} 100\text{g de calcário} \text{ ————— } 60\text{g de sílica} \\ y \text{ ————— } 1,94\text{t de sílica} \\ y = 3,2\text{t de calcário} \end{array}$$

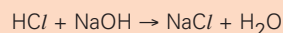
Resposta: B

3 (FAMECA-SP) – Para neutralizar completamente 7,3g de ácido clorídrico (HCl), foi usado um total de 10g de soda cáustica (NaOH impuro). Com base nessa afirmação, conclui-se que o grau de pureza dessa amostra de soda cáustica era de:

Dados: Massas atômicas H = 1u; O = 16u; Na = 23u; Cl = 35,5u.

- a) 40% b) 50% c) 60%
d) 70% e) 80%

Resolução



$M(\text{HCl}) = 36,5\text{g/mol}$; $M(\text{NaOH}) = 40\text{g/mol}$

1 mol de HCl reage com 1 mol de NaOH:

$$\begin{array}{l} \downarrow \qquad \qquad \qquad \qquad \downarrow \\ 36,5\text{g} \text{ ————— } 40\text{g} \\ 7,3\text{g} \text{ ————— } x \end{array}$$

$$x = 8,0\text{g de NaOH}$$

$$10\text{g da amostra} \text{ ————— } 100\%$$

$$8,0\text{g de NaOH} \text{ ————— } y$$

$$y = 80\% \text{ de pureza em NaOH}$$

Resposta: E

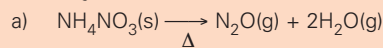
4 (UNESP) – O óxido nitroso, N_2O , é conhecido como gás hilariante e foi um dos primeiros anestésicos a serem descobertos. Esse gás pode ser obtido pelo aquecimento cuidadoso de nitrato de amônio sólido (NH_4NO_3).

a) Escreva a equação da decomposição por aquecimento do nitrato de amônio em óxido nitroso e água.

b) Calcule a massa de nitrato de amônio necessária para obter 880g de óxido nitroso.

Massas atômicas: H = 1,0u; N = 14u; O = 16u.

Resolução



b) $M(\text{NH}_4\text{NO}_3) = 80\text{g/mol}$; $M(\text{N}_2\text{O}) = 44\text{g/mol}$
1 mol de NH_4NO_3 — 1 mol de N_2O

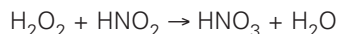
$$80\text{g} \text{ ————— } 44\text{g}$$

$$x \text{ ————— } 880\text{g}$$

$$x = 1600\text{g}$$

Exercícios Propostos

- 1 (FEI-SP) – Um químico fez reagir 40g de água oxigenada com 50g de ácido nitroso, segundo a equação



Assinale a alternativa que indica a massa de HNO_3 produzida, em gramas, e o reagente que está em excesso.

Dados: massas atômicas: H = 1u, N = 14u, O = 16u

- a) 37 e H_2O_2 b) 67 e HNO_2 c) 74 e HNO_2
d) 74 e H_2O_2 e) 67 e H_2O_2

RESOLUÇÃO:



$M(\text{H}_2\text{O}_2) = 34\text{g/mol}$; $M(\text{HNO}_2) = 47\text{g/mol}$

1 mol de H_2O_2 reage com 1 mol de HNO_2 :

34g		47g
40g		x

$x = 55,3\text{g}$ de HNO_2 (não existe HNO_2 suficiente para consumir toda a H_2O_2)

HNO_2 é o reagente limitante.

1 mol de H_2O_2 reage com 1 mol de HNO_2 :

↓ 34g		↓ 47g
y		50g

$y = 36,2\text{g}$ de H_2O_2

Haverá excesso de H_2O_2

$40\text{g} - 36,2\text{g} = 3,8\text{g}$

Cálculo da massa de HNO_3 produzida:

$M(\text{HNO}_3) = 63\text{g/mol}$

1 mol de HNO_2	produz	1 mol de HNO_3
↓		↓
47g		63g
50g		z

$z = 67\text{g}$ de HNO_3

Resposta: E

- 2 (ENEM – EXAME NACIONAL DO ENSINO MÉDIO) –

Atualmente, sistemas de purificação de emissões poluidoras estão sendo exigidos por lei em um número cada vez maior de países. O controle das emissões de dióxido de enxofre gasoso, provenientes da queima de carvão que contém enxofre, pode ser feito pela reação desse gás com uma suspensão de hidróxido de cálcio em água, sendo formado um produto não poluidor do ar.

A queima do enxofre e a reação do dióxido de enxofre com o hidróxido de cálcio, bem como as massas de algumas das substâncias envolvidas nessas reações, podem ser assim representadas:

enxofre (32 g) + oxigênio (32 g) → dióxido de enxofre (64 g)
dióxido de enxofre (64 g) + hidróxido de cálcio (74 g) → produto não poluidor

Dessa forma, para absorver todo o dióxido de enxofre produzido pela queima de uma tonelada de carvão (contendo 1% de enxofre), é suficiente a utilização de uma massa de hidróxido de cálcio de, aproximadamente,

- a) 23 kg b) 43 kg c) 64 kg d) 74kg e) 138 kg

RESOLUÇÃO:

Cálculo da massa de enxofre presente em uma tonelada de carvão (10^6g):

$10^6\text{g} \frac{\quad}{\quad} 100\%$

$x \frac{\quad}{\quad} 1\%$

$x = 104\text{g}$ de enxofre

Pelos dados fornecidos, cada 32g de enxofre queimado produzem 64g de dióxido de enxofre, que consomem 74g de hidróxido de cálcio.

Cálculo da massa de hidróxido de cálcio necessário:

32g de enxofre $\frac{\quad}{\quad}$ 74g de hidróxido de cálcio

10^4g de enxofre $\frac{\quad}{\quad}$ y

$y = 2,3 \cdot 10^4\text{g} = 23\text{ kg}$ de hidróxido de cálcio

Resposta: A

- 3 Fazendo-se reagir 3,4g de NH_3 com quantidade suficiente de O_2 , segundo a reação $4\text{NH}_3 + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{N}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$, obteve-se 2,1g de N_2 . O rendimento dessa reação foi de aproximadamente: Dados: massas molares em g/mol: H = 1,0; N = 14,0; O = 16,0
- a) 75% b) 70% c) 50% d) 25% e) 20%

RESOLUÇÃO:

$M(\text{NH}_3) = 17\text{g/mol}$; $M(\text{N}_2) = 28\text{g/mol}$



4 mol 2 mol

↓ ↓

4 . 17g $\frac{\quad}{\quad}$ 2 . 28g

3,4g $\frac{\quad}{\quad}$ x x = 2,8g de N_2 (100% de rendimento)

2,8g $\frac{\quad}{\quad}$ 100%

2,1g $\frac{\quad}{\quad}$ y y = 75% de rendimento

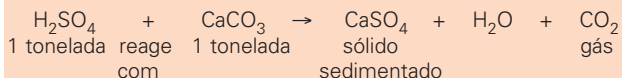
Resposta: A

Exercícios Resolvidos

CÁLCULO ESTEQUIOMÉTRICO NO ENEM

1 (ENEM – EXAME NACIONAL DO ENSINO MÉDIO) – Em setembro de 1998, cerca de 10 000 toneladas de ácido sulfúrico (H_2SO_4) foram derramadas pelo navio Bahamas no litoral do Rio Grande do Sul. Para minimizar o impacto ambiental de um desastre desse tipo, é preciso neutralizar a acidez resultante. Para isso, pode-se, por exemplo, lançar calcário, minério rico em carbonato de cálcio (CaCO_3), na região atingida.

A equação química que representa a neutralização do H_2SO_4 pelo CaCO_3 , com a proporção aproximada entre as massas dessas substâncias, é:



Pode-se avaliar o esforço de mobilização que deveria ser empreendido para enfrentar tal situação, estimando a quantidade de caminhões necessária para carregar o material neutralizante. Para transportar certo calcário que tem 80% de CaCO_3 , esse número de caminhões, cada um com carga de 30 toneladas, seria próximo de

- a) 100 b) 200 c) 300 d) 400 e) 500

Resolução

Como para neutralizar 1 tonelada de H_2SO_4 é necessária 1 tonelada de CaCO_3 , para neutralizar 10 000 toneladas de H_2SO_4 serão necessárias 10 000 toneladas de CaCO_3 .

Cada caminhão carrega 30 toneladas contendo 80% de CaCO_3 . A massa de CaCO_3 carregada será:

$$\begin{array}{l} 30 \text{ toneladas} \text{ — } 100\% \\ x \text{ — } 80\% \\ x = 24 \text{ toneladas de } \text{CaCO}_3 \end{array}$$

Cálculo do número de caminhões necessários para carregar 10 000 toneladas:

$$\begin{array}{l} 1 \text{ caminhão} \text{ — } 24 \text{ toneladas} \\ y \text{ — } 10\,000 \text{ toneladas} \\ y = 416 \text{ caminhões} \end{array}$$

Resposta aproximada: 400 caminhões.

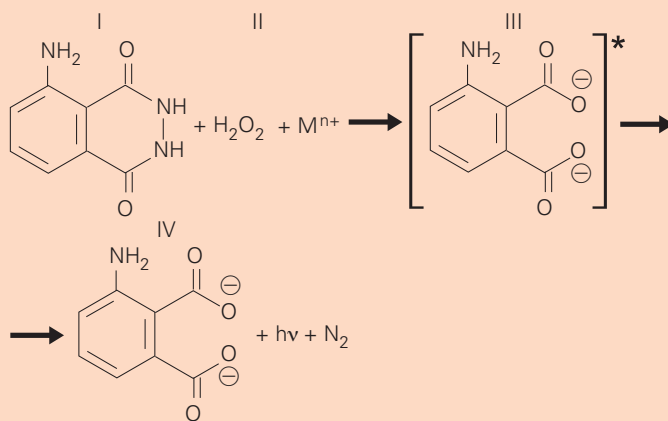
Resposta: D

Texto para as questões **2** e **3**.

Na investigação forense, utiliza-se luminol, uma substância que reage com o ferro presente na hemoglobina do sangue, produzindo luz que permite ver pequenas quantidades de sangue, mesmo se vertido em superfícies posteriormente lavadas.

É proposto que, na reação do luminol (I) em meio alcalino, na presença de peróxido de hidrogênio (II) e de um metal de transição (M^{n+}), forme-se o composto 3-aminofталato (III) que sofre uma relaxação dando origem ao produto final da reação (IV), com liberação de energia ($h\nu$) e de gás nitrogênio (N_2).

(Adaptado. *Química Nova*, 25, nº 6, pp. 1003-10)



Dados: massas moleculares: Luminol = 177u

3-aminofталato = 179u

2 (ENEM – EXAME NACIONAL DO ENSINO MÉDIO) – Na reação do luminol, está ocorrendo o fenômeno de

- a) fluorescência, quando espécies excitadas por absorção de uma radiação eletromagnética relaxam, liberando luz.
b) incandescência, um processo físico de emissão de luz que transforma energia elétrica em energia luminosa.
c) quimioluminescência, uma reação química que ocorre com liberação de energia eletromagnética na forma de luz.
d) fosforescência, em que átomos excitados pela radiação visível sofrem decaimento, emitindo fótons.
e) fusão nuclear a frio, com reação química de hidrólise com liberação de energia.

Resolução

Na reação do luminol, está ocorrendo o fenômeno de quimioluminescência, uma reação química que ocorre com liberação de energia eletromagnética na forma de luz ($h\nu$), de acordo com a equação química fornecida.

Resposta: C

3 (ENEM – EXAME NACIONAL DO ENSINO MÉDIO) – Em uma amostra biológica para análise forense, foram usados 49,5g de luminol e peróxido de hidrogênio em excesso, obtendo-se um rendimento final de 70%. Sendo assim, a quantidade do produto final (IV) formada na reação foi de

- a) 123,9g b) 114,8g c) 86,0g d) 35,0g e) 16,2g

Resolução

$$\begin{array}{ccc} 1 \text{ mol de luminol} & \xrightarrow{\text{produz}} & 1 \text{ mol de 3-aminofталato} \\ \downarrow & & \downarrow \\ 177\text{g} & \text{ ————— } & 179\text{g} \\ 49,5\text{g} & \text{ ————— } & x \end{array} \quad \boxed{x \cong 50,0\text{g}}$$

Como o rendimento é de 70%, temos:

$$\begin{array}{l} 100\% \text{ — } 50,0\text{g} \\ 70\% \text{ — } y \end{array}$$

$$\boxed{y \cong 35,0\text{g}}$$

Resposta: D

Exercícios Propostos

1 (ENEM – EXAME NACIONAL DO ENSINO MÉDIO) –

Para se obter 1,5kg do dióxido de urânio puro, matéria-prima para a produção de combustível nuclear, é necessário extrair-se e tratar-se 1,0 tonelada de minério. Assim, o rendimento (dado em %, em massa) do tratamento do minério até chegar ao dióxido de urânio puro é de

- a) 0,10% b) 0,15% c) 0,20%
d) 1,5% e) 2,0%

Resolução:

A partir de 1,0 tonelada de minério, obtém-se 1,5kg de dióxido de urânio puro. O rendimento (dado em % em massa) pode ser calculado da seguinte maneira:

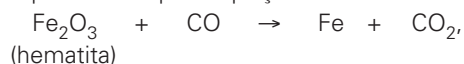
$$1\ 000\text{kg} \text{ ————— } 100\%$$

$$1,5\text{kg} \text{ ————— } x$$

$$x = 0,15\%$$

Resposta: B

2 (CEFET-PR) – No processo de redução industrial do ferro, representado pela equação:



combinam-se 3,20kg de hematita com 2,00kg de monóxido de carbono. No resultado do processo, Dados: Fe = 56u; O = 16u; C = 12u.

- a) haverá excesso de 0,32kg de monóxido de carbono.
b) haverá a formação de 0,32kg de ferro puro.
c) haverá falta de um dos reagentes e a reação não ocorre.
d) haverá a falta de 0,32kg de hematita.
e) a hematita só sofrerá redução com a diminuição de 0,32kg de monóxido de carbono.

RESOLUÇÃO:

$$M(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 160\text{g/mol}; M(\text{CO}) = 28\text{g/mol}$$

Massa de CO para reagir com 3,2kg de hematita:



↓

$$160\text{g} \text{ ————— } 3 \times 28\text{g}$$

$$3,20\text{kg} \text{ ————— } x$$

$$x = 1,68\text{kg de CO}$$

$$\text{Excesso de CO} = (2,00 - 1,68)\text{kg} = 0,32\text{kg de CO}$$

Massa de Fe produzida:



↓

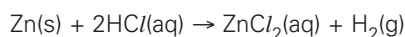
$$160\text{g} \text{ ————— } 112\text{g}$$

$$3,20\text{kg} \text{ ————— } y$$

$$y = 2,24\text{kg de Fe}$$

Resposta: A

3 (UFMG) – 65kg de zinco em pó foram atacados por ácido clorídrico, produzindo um sal e liberando gás hidrogênio.



Determine o rendimento desta reação, sabendo que a massa de hidrogênio obtida foi de 1,5kg.

(Massas atômicas: Zn = 65u, H = 1u)

RESOLUÇÃO:

Cálculo da massa teórica do gás H₂:



65g ————— 2g

65kg ————— x

x = 2kg

Cálculo do rendimento:

2kg ————— 100%

1,5kg ————— x

x = 75%

4 (UnB-DF) – O carbonato de sódio é usado em grande escala na fabricação do vidro, no tratamento de águas e na neutralização de soluções ácidas.

O diagrama indica uma das etapas da obtenção do carbonato de sódio a partir do aquecimento do hidrogenocarbonato de sódio.

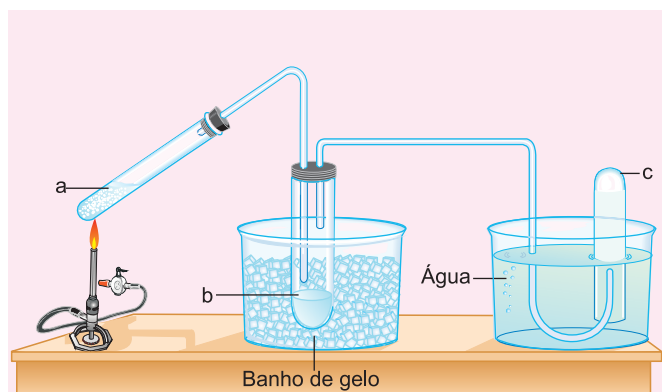
Dados:

M(NaHCO₃) = 84g/mol;

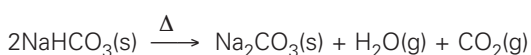
M(H₂O) = 18g/mol;

M(CO₂) = 44g/mol.

Constante de Avogadro = 6,02 x 10²³ mol⁻¹



A reação que ocorre é:



Julgue os itens seguintes:

(1) Em b, recolhe-se Na₂CO₃.

(2) Em c, recolhe-se o CO₂.

(3) Na decomposição de 84g de NaHCO₃, obtêm-se 18g de água.

(4) Recolhe-se 0,5mol de CO₂ quando se decompõe 1,0 mol de NaHCO₃.

(5) Quando se forma um mol de Na₂CO₃, formam-se 6,02 x 10²³ moléculas de água.

RESOLUÇÃO:

1) **Errado.**

Em b, recolhe-se água.

2) **Correto.**

3) **Errado.**

2 mol de NaHCO₃ ——— 1 mol de H₂O

2 x 84g ————— 18g

84g ————— x

x = 9g

4) **Correto.**

2 mol de NaHCO₃ ——— 1 mol de CO₂

1,0 mol de NaHCO₃ ——— x

x = 0,5 mol

5) **Correto.**

1 mol de Na₂CO₃ ——— 1 mol de H₂O

1 mol ————— 6,02 . 10²³ moléculas

QUÍMICA



A poluição do ar atmosférico surge de atividades antropogênicas.

Natureza corpuscular da matéria Estudo da atmosfera - Módulos

- 45 – Natureza corpuscular da matéria: Hipótese de Avogadro e volume molar
- 46 – Natureza corpuscular da matéria: mol, massa molar, volume molar, fórmulas (exercícios)
- 47 – Gases perfeitos: teoria cinética dos gases
- 48 – Leis dos gases perfeitos
- 49 – A Equação dos Gases Ideais
- 50 – Gases perfeitos (exercícios)
- 51 – Atmosfera: a primitiva e a atual
- 52 – Poluição, chuva ácida, efeito estufa
- 53 – Camada de ozônio. Smog fotoquímico
- 54 – Ar: fonte de materiais. Oxigênio
- 55 – Ar: fonte de materiais. Nitrogênio
- 56 – Reações de dupla-troca (experiências)

Módulo

45

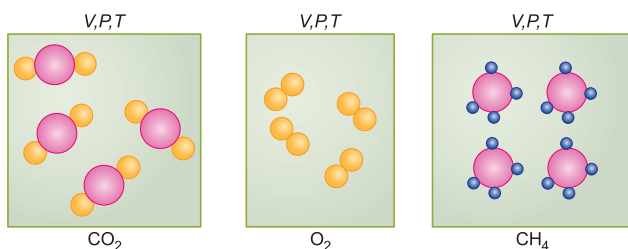
Natureza corpuscular da matéria: Hipótese de Avogadro e volume molar

Palavras-chave:

- Hipótese de Avogadro: $V = k \cdot n$
- Volume molar
- Condições normais

1. Hipótese de Avogadro

Sejam três recipientes de mesmo volume (1 litro, por exemplo) contendo, respectivamente, gás carbônico (CO_2), oxigênio (O_2) e metano (CH_4). Vamos supor também que esses gases encontram-se a mesma temperatura e pressão.



Avogadro, baseando-se nas leis ponderais e volumétricas, sugeriu que, nesses recipientes, o número de moléculas era o mesmo. No entanto, a confirmação experimental só veio a ser ratificada alguns anos após o falecimento de Avogadro.

Como se tratava de uma sugestão, esta afirmação tornou-se conhecida como **Hipótese de Avogadro**, hoje aceita como **Princípio de Avogadro**.

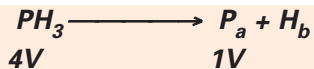
“Volumes iguais de gases quaisquer, quando medidos nas mesmas condições de temperatura e pressão, encerram o mesmo número de moléculas.”

Se o número de moléculas é igual, conclui-se que as quantidades de matéria (números de mols) também são iguais.

Exemplo: Para cada quatro volumes de fosfina, PH_3 , que são decompostos em seus elementos, obtém-se um volume de fósforo gasoso.

Que conclusão se pode tirar sobre a atomicidade do fósforo?

Resolução



Chamando de x o número de moléculas P_a existentes no volume V , o número de moléculas PH_3 no volume $4V$ será $4x$, ou seja, para cada 4 moléculas PH_3 , obtém-se 1 molécula P_a .



Logo: $a = 4$



O Destaque

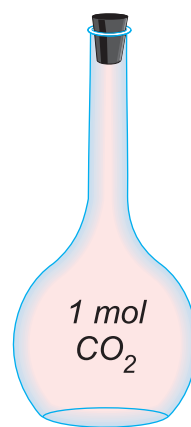
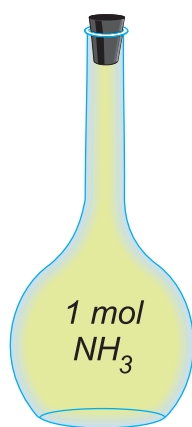
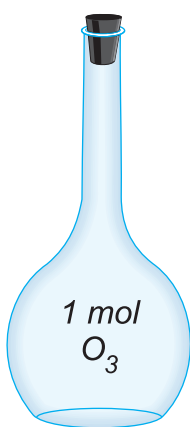
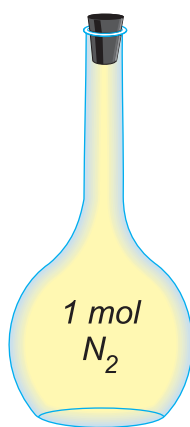


Em 1811, o italiano Avogadro, cujo nome era Lorenzo Romano Amadeo Carlo Avogadro, conde de Quarequa e Cerreto, apresentou uma hipótese (hoje, Princípio) extremamente importante: "volumes iguais de gases quaisquer, se mantidos a mesma pressão e temperatura, conterão números idênticos de moléculas". Esse princípio passou despercebido por quase 50 anos devido à lentidão da Química para se organizar. A notícia dessa descoberta revolucionária começou a se espalhar no primeiro congresso internacional de química, em Karlsruhe em 1860. O número de átomos existente em 12 gramas de carbono (isótopo com número de massa 12) recebeu o nome de número de Avogadro muito depois da morte desse notável cientista. O número de Avogadro é um número enorme: $6,0221367 \times 10^{23}$, equivalente ao número de copos de água do Oceano Pacífico.

2. Volume molar

É o volume ocupado por 1 mol. Nas condições normais de temperatura e pressão (CNTP), 1 mol de qualquer gás perfeito ocupa o volume de 22,4 litros.

$$\text{CNTP} \begin{cases} P = 1 \text{ atm} = 760 \text{ mmHg} = 760 \text{ Torr} \\ T = 273 \text{ K} = 0^\circ\text{C} \\ K = \text{Kelvin} \\ \text{Torr} = \text{Torriceili} = 1 \text{ mmHg} \end{cases}$$



28g	32g	48g	17g	44g
1atm	1atm	1atm	1atm	1atm
0°C	0°C	0°C	0°C	0°C
$6,02 \cdot 10^{23}$ moléculas	$6,02 \cdot 10^{23}$ moléculas	$6,02 \cdot 10^{23}$ moléculas	$6,02 \cdot 10^{23}$ moléculas	$6,02 \cdot 10^{23}$ moléculas
22,4L	22,4L	22,4L	22,4L	22,4L

Assim, temos, para gases:

$$\begin{array}{r} 1 \text{ mol} \\ 6,02 \cdot 10^{23} \text{ moléculas} \end{array} \quad \begin{array}{r} \text{CNTP} \\ \text{CNTP} \end{array} \quad \begin{array}{r} 22,4 \text{ L} \\ 22,4 \text{ L} \end{array}$$

Nas condições ambientes (1atm e 25°C), o volume molar dos gases é aproximadamente 24,5 L/mol.

Exemplo: Qual a massa de oxigênio em 1L desse gás nas CNTP? Massa molar do O = 16 g/mol

Resolução

$$\begin{array}{r} M_{O_2} = 32 \text{ g/mol} \\ 1 \text{ mol} \text{ ————— } 22,4\text{L} \\ 32\text{g} \text{ ————— } 22,4\text{L} \\ x \text{ ————— } 1\text{L} \\ x = 1,42\text{g} \end{array}$$

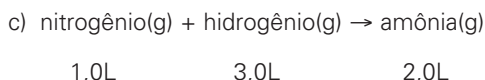
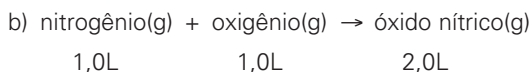
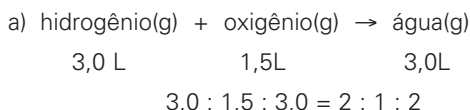


Conceito de molécula

1. Leis volumétricas de Gay-Lussac

Em 1808, Joseph-Louis Gay-Lussac (1778-1850) verificou que, numa reação entre gases, existe uma relação de **números inteiros**, geralmente pequenos, entre os volumes dos reagentes e produtos (volumes medidos na mesma pressão e temperatura).

Exemplos



2. Dalton versus Gay-Lussac

Para justificar a Lei de Gay-Lussac, Berzelius, grande adepto da teoria de Dalton, admitiu (erradamente) que: "volumes iguais de gases quaisquer, medidos a mesma temperatura e sob a mesma pressão, contêm o mesmo número de **átomos**".

Assim, se no volume V de nitrogênio existem x átomos, no volume V de oxigênio também existem x átomos. É evidente que no volume 2V existirão 2x átomos.

De acordo com Dalton, um átomo de nitrogênio (⊕)

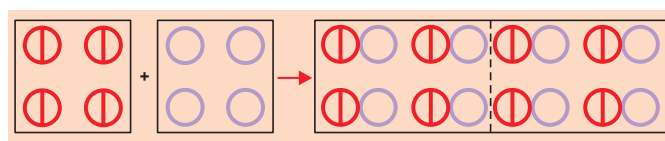
combina-se com um átomo de oxigênio (⊙), formando um átomo composto de óxido nítrico.



Gay-Lussac determinou que um volume V de nitrogênio combinava-se com um volume V de oxigênio, formando um **volume 2V de óxido nítrico**.

De acordo com Berzelius, existindo x átomos no volume V de nitrogênio, deverá haver x átomos no volume V de oxigênio e **2x átomos compostos** de óxido nítrico no volume 2V.

Esquemmatizando:



volume V de nitrogênio (x átomos) + volume V de oxigênio (x átomos) → volume 2V de óxido nítrico (2x átomos compostos)

Portanto, foram criados (do nada) x átomos de nitrogênio e x átomos de oxigênio, o que é absurdo!

Infelizmente, Dalton negou as leis volumétricas de Gay-Lussac, não percebendo que o erro estava na hipótese de Berzelius.

3. O conceito de molécula: Avogadro

Em 1811, Amedeo Avogadro (1776-1856) interpretou corretamente a contradição anteriormente apontada, introduzindo o conceito de molécula.

- Átomo é a menor partícula de um elemento químico que conserva as suas propriedades químicas.
- Molécula é a menor porção de uma substância que tem existência independente e conserva as propriedades químicas dessa substância.

Se a substância é simples, a molécula é formada por átomos de um mesmo elemento e se a substância é composta, ela é constituída por átomos de elementos diferentes.

Exemplos

Gás nitrogênio – substância simples: ⊕⊕ (N₂)

Gás oxigênio – substância simples: ⊙⊙ (O₂)

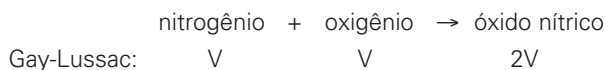
Óxido nítrico – substância composta: ⊕⊙ (NO)

4. Hipótese de Avogadro

Corrigindo a Hipótese de Berzelius, resulta a famosa Hipótese de Avogadro:

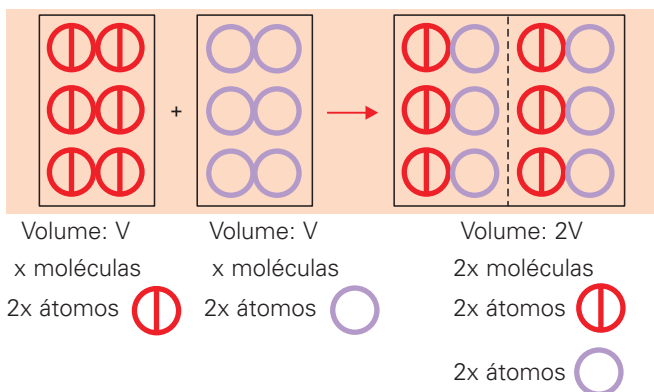
"Volumes iguais de gases quaisquer, medidos na mesma pressão e temperatura, contêm o mesmo número de moléculas".

A interpretação correta da reação entre nitrogênio e oxigênio formando óxido nítrico, apresentada no item 2, é a seguinte:



Pela Hipótese de Avogadro, se existirem x moléculas $(\text{O}=\text{O})$ no volume V de nitrogênio, existirão x moléculas $(\text{O}=\text{O})$ no volume V de oxigênio e $2x$ moléculas $(\text{O}=\text{O})$ no volume $2V$ de óxido nítrico.

Esquemmatizando:

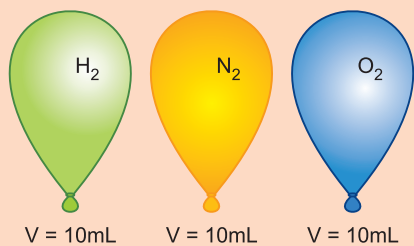


Observe que é necessário haver uma separação dos átomos nas moléculas iniciais.

Nota: As ideias de Avogadro, infelizmente, permaneceram esquecidas durante quase meio século. Em 1860, Stanislao Cannizzaro esclareceu e desenvolveu essas ideias, consagradas no Congresso Internacional de Química realizado em Karlsruhe. Graças a Cannizzaro e a um reexame das hipóteses atômicas, foi possível um melhor conhecimento da estrutura da matéria.

Exercícios Resolvidos

1 (UFES – MODELO ENEM) – Três balões contêm H_2 , N_2 e O_2 , conforme ilustrado abaixo:



Considerando-se que os gases estão sob pressão de 1 atm e à mesma temperatura, assinale a alternativa com o número possível de moléculas de H_2 , N_2 e O_2 contidas nos balões.

- a) $1 \cdot 10^{23}$, $7 \cdot 10^{23}$ e $8 \cdot 10^{23}$
- b) $1 \cdot 10^{23}$, $14 \cdot 10^{23}$ e $16 \cdot 10^{23}$
- c) $2 \cdot 10^{23}$, $2 \cdot 10^{23}$ e $2 \cdot 10^{23}$
- d) $2 \cdot 10^{23}$, $28 \cdot 10^{23}$ e $32 \cdot 10^{23}$
- e) $2 \cdot 10^{23}$, $32 \cdot 10^{23}$ e $32 \cdot 10^{23}$

Resolução

Pela Hipótese de Avogadro, esses três gases apresentam o mesmo número de moléculas

Resposta: C

2 (MODELO ENEM) – O Princípio de Avogadro estabelece: "Gases quaisquer, ocupando o mesmo volume, nas mesmas condições de temperatura e pressão, contêm o mesmo número de moléculas". Consequentemente, a quantidade de matéria (número de mols) também será igual. O Princípio de Avogadro permite determinar a massa molar de um gás desconhecido. A massa de um balão de vidro é 108,11g depois que todo o ar foi removido. Quando cheio com gás oxigênio ($M = 32,0\text{g/mol}$) à pressão atmosférica e temperatura ambiente, sua massa é 109,56g. Quando cheio com gás obtido na cratera de um vulcão, à pressão atmosférica e temperatura ambiente, sua massa é 111,01g. Qual das fórmulas moleculares para o gás do vulcão está de acordo com os dados acima?

- a) CO_2 ($M = 44,0\text{g mol}^{-1}$)
- b) SO_3 ($M = 80,0\text{g mol}^{-1}$)
- c) Kr ($M = 84,0\text{g mol}^{-1}$)
- d) SO_2 ($M = 64,0\text{g mol}^{-1}$)

e) NF_3 ($M = 71,0\text{g mol}^{-1}$)

Resolução

Massa da amostra de oxigênio = $109,56\text{g} - 108,11\text{g} = 1,45\text{g}$

Massa da amostra de gás vulcânico = $111,01\text{g} - 108,11 = 2,90\text{g}$

A quantidade de matéria (número de mols) é dada por:

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

Pelo Princípio de Avogadro, as quantidades de matéria são iguais

$$n_{\text{O}_2} = n_{\text{gás}}$$

$$\frac{m_{\text{O}_2}}{M_{\text{O}_2}} = \frac{m_{\text{gás}}}{M_{\text{gás}}}$$

$$\frac{1,45\text{g}}{32,0\text{g mol}^{-1}} = \frac{2,90\text{g}}{M_{\text{gás}}} \therefore M_{\text{gás}} = 64,0\text{g mol}^{-1}$$

Portanto, o gás vulcânico é SO_2 .

Resposta: D

Exercícios Propostos

1 (UFAL) – Comparando volumes iguais dos gases O_2 e O_3 à mesma pressão e temperatura, pode-se dizer que apresentam igual

- a) massa.
- b) densidade.
- c) calor específico.
- d) número de átomos.
- e) número de moléculas.

RESOLUÇÃO:

Hipótese de Avogadro: volumes iguais de gases quaisquer, na mesma pressão e temperatura, contêm o mesmo número de moléculas.

Resposta: E

2 (UNICAMP-SP) – Um balão contém 1,31g de oxigênio gasoso (O_2) e outro balão, de mesmo volume, contém 1,72g de hidrocarboneto (C_xH_y) gasoso, ambos à mesma temperatura e pressão. Qual a massa molecular do hidrocarboneto?
Dados: $O = 16u$

RESOLUÇÃO:

$$n_{O_2} = n_{HC}$$

$$\frac{1,31g}{32g/mol} = \frac{1,72g}{M}$$

$$M = 42,02g/mol$$

$$\text{Massa molecular} = 42,02u$$

3 (POUSO ALEGRE-MG – MODELO ENEM) – Admitindo-se que 560 litros de CO_2 pudessem apagar o incêndio de uma sala, um extintor contendo 4,4kg de gás carbônico (admita condições normais de temperatura e pressão, CNTP) apagaria o incêndio de

(Massas atômicas: $C : 12u$; $O : 16u$.)

Volume molar dos gases nas CNTP: 22,4L/mol.)

- a) uma sala. b) duas salas.
c) três salas. d) quatro salas.
e) cinco salas.

RESOLUÇÃO:

Massa molar do $CO_2 = 44g/mol$

$$\left. \begin{array}{l} 44g \text{ ————— } 22,4L \\ 4400g \text{ ————— } x \end{array} \right\} x = 2240L$$

$$\left. \begin{array}{l} 560L \text{ ————— } 1 \text{ sala} \\ 2240L \text{ ————— } y \end{array} \right\} y = 4 \text{ salas}$$

Resposta: D

Módulo

46

Natureza corpuscular da matéria: mol, massa molar, volume molar, fórmulas (exercícios)

Exercícios Resolvidos

1 (UNICAMP-SP) – Em uma pessoa adulta com massa de 70,0kg, há 1,6kg de cálcio. Qual seria a massa dessa pessoa, em kg, se a natureza houvesse, ao longo do processo evolutivo, escolhido o bário em lugar do cálcio?

Dadas as massas atômicas relativas:

$$Ca = 40u; Ba = 137u.$$

Resolução

$$n_{Ca} = \frac{1600g}{40g/mol} = 40 \text{ mol}$$

$$n_{Ba} = 40 \text{ mol}$$

$$\text{Massa de bário} = (40 \text{ mol}) \cdot (137 \text{ g/mol}) = 5480g$$

Substituindo o Ca pelo Ba:

$$70,0kg - 1,6kg + 5,48kg = 73,88kg \approx 73,9kg$$

2 (VUNESP – MODELO ENEM) – Para dar ideia de quanto é pequeno o átomo, um professor propôs o seguinte problema:

“Se fosse possível pegar um átomo, quanto tempo seria necessário para contar o número de átomos presentes na esfera de alumínio representada abaixo?”



massa = 11,0g

Para estabelecer o tempo médio com que seus alunos conseguiram efetuar as contagens, eles foram distribuídos em grupos. Cada grupo de alunos recebeu um saquinho contendo 10 objetos iguais e foi medido o tempo decorrido na contagem do número de objetos contidos no saquinho. O professor coletou as informações e verificou que o tempo médio de contagem foi de 5 segundos. Ou seja, os alunos conseguiram contar, em média, 2 objetos por segundo, o que perfaz a cifra de, aproximadamente, 60 milhões de objetos por ano (6×10^7 objetos/ano). Se fosse possível viverem por tanto tempo, os alunos levariam, em média, para “contar” os átomos de alumínio presentes na esfera, aproximadamente,

- a) 4 mil anos. (4×10^3)
b) 4 milhões de anos. (4×10^6)
c) 4 bilhões de anos. (4×10^9)
d) 4 trilhões de anos. (4×10^{12})
e) 4 quatrilhões de anos. (4×10^{15})

Dados: Massa molar do Al = 27g/mol

$$\text{Constante de Avogadro} = 6 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$$

Resolução

$$27g \text{ ————— } 6 \cdot 10^{23} \text{ átomos}$$

$$11,0g \text{ ————— } x$$

$$x = 0,4 \cdot 6 \cdot 10^{23} \text{ átomos}$$

$$\left. \begin{array}{l} 6 \cdot 10^7 \text{ átomos ————— } 1 \text{ ano} \\ 0,4 \cdot 6 \cdot 10^{23} \text{ átomos ————— } y \end{array} \right\} y = 4 \cdot 10^{15} \text{ anos}$$

Resposta: E

3 Se $1,5 \cdot 10^{21}$ átomos de ouro custarem R\$ 10,00, então o valor do ouro em uma joia contendo 20 gramas de ouro será:

Massa molar: Au = 200 g/mol
Constante de Avogadro = $6,0 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$

- a) R\$ 40,00 b) R\$ 100,00
c) R\$ 200,00 d) R\$ 400,00
e) R\$ 2 000,00

Resolução

$$200g \text{ ————— } 6,0 \cdot 10^{23} \text{ átomos}$$

$$20g \text{ ————— } x$$

$$x = 6,0 \cdot 10^{22} \text{ átomos}$$

$$1,5 \cdot 10^{21} \text{ átomos ————— } R\$ 10,00$$

$$6,0 \cdot 10^{22} \text{ átomos ————— } y$$

$$y = R\$ 400,00$$

Resposta: D

Exercícios Propostos

1 (FATEC-SP – MODELO ENEM) – Uma das formas de medir o grau de intoxicação por mercúrio em seres humanos é a determinação de sua presença nos cabelos. A Organização Mundial da Saúde estabeleceu que o nível máximo permitido, sem risco para a saúde, é de 50 ppm, ou seja, $50 \cdot 10^{-6}$ g de mercúrio por grama de cabelo. (*Ciência Hoje*, vol. 2, número 61, p.11). Nesse sentido, pode-se afirmar que essa quantidade de mercúrio corresponde a

- a) $1,5 \cdot 10^{17}$ átomos de Hg.
 b) $1,5 \cdot 10^{23}$ átomos de Hg.
 c) $1,5 \cdot 10^6$ átomos de Hg.
 d) 150 bilhões de átomos de Hg.
 e) 200 milhões de átomos de Hg.

Dados: Massa molar do mercúrio = 200 g/mol
 Constante de Avogadro = $6,0 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$

RESOLUÇÃO:

$$\begin{array}{l} 200\text{g de Hg} \text{ ————— } 1 \text{ mol} \\ 200\text{g de Hg} \text{ ————— } 6,0 \cdot 10^{23} \text{ átomos} \\ 50 \cdot 10^{-6}\text{g de Hg} \text{ ————— } x \end{array}$$

$$x = \frac{50 \cdot 10^{-6}\text{g} \cdot 6,0 \cdot 10^{23} \text{ átomos}}{200\text{g}}$$

$$x = 1,5 \cdot 10^{17} \text{ átomos de Hg}$$

Resposta: A

2 (UNIP-SP) – Qual a massa em gramas de uma lâmina de latão (liga de cobre e zinco) contendo 0,10 mol de átomos de cobre e $3,0 \cdot 10^{22}$ átomos de zinco?

Dados: Cu = 63,5u; Zn = 65u.
 Número de Avogadro = $6,0 \cdot 10^{23}$.

- a) 15,0 b) 12,5 c) 9,60 d) 8,75 e) 7,75

RESOLUÇÃO:

$$\begin{array}{l} 1 \text{ mol de Cu} \text{ ————— } 63,5\text{g} \\ 0,10 \text{ mol de Cu} \text{ ————— } x \end{array} \quad \left. \vphantom{\begin{array}{l} 1 \text{ mol de Cu} \\ 0,10 \text{ mol de Cu} \end{array}} \right\} x = 6,35\text{g}$$

$$\begin{array}{l} 6,0 \cdot 10^{23} \text{ átomos de Zn} \text{ ————— } 65\text{g} \\ 3,0 \cdot 10^{22} \text{ átomos de Zn} \text{ ————— } y \end{array} \quad \left. \vphantom{\begin{array}{l} 6,0 \cdot 10^{23} \text{ átomos de Zn} \\ 3,0 \cdot 10^{22} \text{ átomos de Zn} \end{array}} \right\} y = 3,25\text{g}$$

$$x + y = 9,60\text{g}$$

Resposta: C

3 (FEI-SP) – Em 13,2g de certo óxido de nitrogênio, há $1,8 \cdot 10^{23}$ átomos de oxigênio. Portanto, a fórmula mínima do óxido poderá ser:

Dados: N = 14u; O = 16u; Número de Avogadro = $6,0 \cdot 10^{23}$.

- a) N_2O_5 b) N_2O_4 c) N_2O_3 d) N_2O e) NO

RESOLUÇÃO:

$$\begin{array}{l} 16\text{g} \text{ ————— } 6,0 \cdot 10^{23} \text{ átomos de O} \\ x \text{ ————— } 1,8 \cdot 10^{23} \text{ átomos de O} \\ x = 4,8\text{g de O} \end{array}$$

$$\text{massa de nitrogênio} = 13,2 - 4,8\text{g} = 8,4\text{g de N}$$

Número de mols na amostra:

$$\text{O: } \frac{4,8\text{g}}{16\text{g/mol}} = 0,3 \text{ mol de O}$$

$$\text{N: } \frac{8,4\text{g}}{14\text{g/mol}} = 0,6 \text{ mol de N}$$

$$\text{Proporção em mols: O: } \frac{0,3}{0,3} = 1$$

$$\text{N: } \frac{0,6}{0,3} = 2$$

Fórmula mínima: N_2O

Resposta: D

4 (FUVEST-SP) – Um carro pode emitir em cada minuto 600L de gases, dos quais 4% em volume correspondem a CO. Qual a quantidade de CO, em mols, emitida pelo veículo em uma hora?

Dados: massas molares em g/mol: C = 12, O = 16;
 volume molar dos gases = 24L/mol.

RESOLUÇÃO:

$$\begin{array}{l} 100\% \text{ ————— } 600\text{L} \\ 4\% \text{ ————— } x \\ x = 24\text{L} \end{array}$$

Em uma hora: 60 x 24L de CO

$$24\text{L} \text{ ————— } 1 \text{ mol}$$

$$60 \times 24\text{L} \text{ ————— } y$$

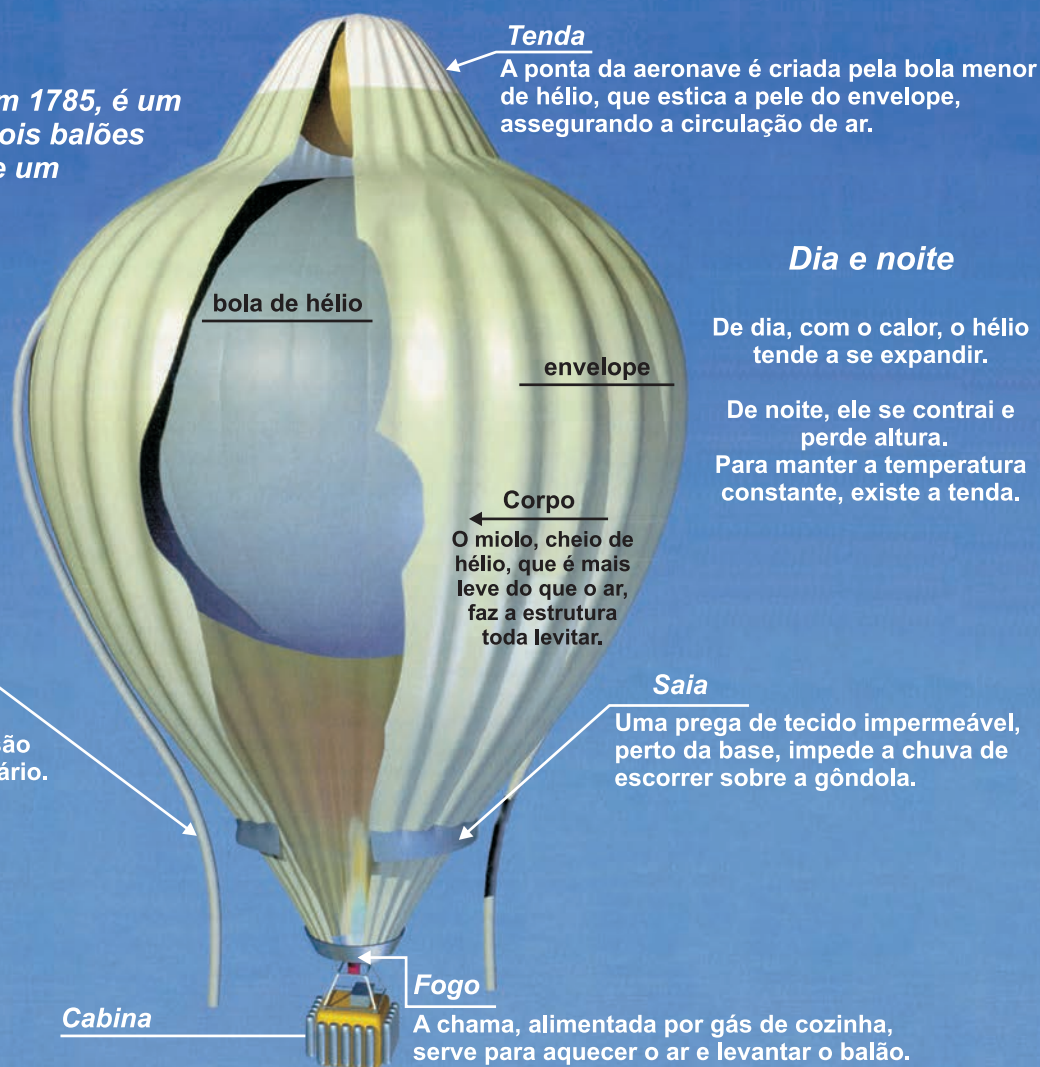
$$y = 60 \text{ mol}$$

Palavras-chave:

- A energia cinética média das moléculas de um gás é proporcional à temperatura absoluta.

Três em um

O rozier, inventado em 1785, é um balão composto de dois balões internos, com hélio, e um envelope cheio de ar.



Dia e noite

De dia, com o calor, o hélio tende a se expandir.

De noite, ele se contrai e perde altura.

Para manter a temperatura constante, existe a tenda.

1. O estado gasoso

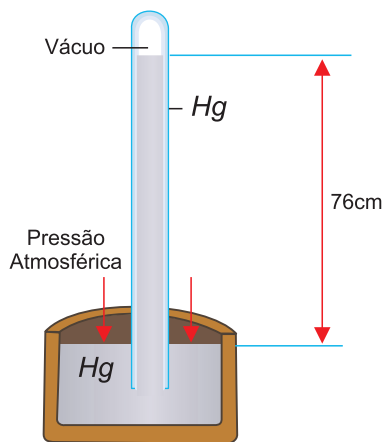
A matéria pode existir em três estados de agregação – o sólido, o líquido e o gasoso.

No estado sólido, as partículas que compõem a substância estão distribuídas de modo regular, ocupando posições fixas num retículo cristalino, em que são mantidas por forças poderosas de ligação. A estrutura resultante é rígida, tem forma e volume definidos e resiste energeticamente à compressão e à distorção.

No estado líquido, as moléculas estão submetidas a forças de atração, cujas intensidades são suficientes para impedir a sua separação, mas não para obstar a que elas estejam em movimento de translação. Em consequência disto, os líquidos possuem volume definido, mas a sua forma é a do recipiente que os contém.

No estado gasoso, as forças de coesão que ligam as moléculas são muito fracas, de modo que elas se deslocam caoticamente em altas velocidades. Em pressões da ordem do ambiente, estão relativamente afastadas e as atrações que exercem umas sobre as outras são nulas ou desprezíveis. A consequência de tudo o que foi dito é que os gases não têm forma e volume próprios, ocupando toda a capacidade dos recipientes que os contêm.

Como, neste estado, as distâncias entre as moléculas são grandes (comparadas às dimensões moleculares), podemos concluir que um gás é constituído principalmente por espaço vazio, o que acarreta sua alta compressibilidade; além disso, o movimento caótico das moléculas e suas velocidades elevadas resultam num bombardeio constante e uniforme contra as paredes do recipiente que as contém. Dizemos, então, que **os gases exercem pressão**.



Medida da pressão atmosférica (no nível do mar).

A pressão é medida em atmosferas (atm), ou centímetros de mercúrio (cmHg) ou milímetros de mercúrio (mmHg).

$$1 \text{ atm} = 76 \text{ cmHg} = 760 \text{ mmHg} = 760 \text{ Torr.}$$

O torricelli (Torr) é igual a 1 mmHg.

PRESSÃO

Pressão é o quociente da intensidade de uma força (F) pela área (S) da superfície na qual a força está aplicada.

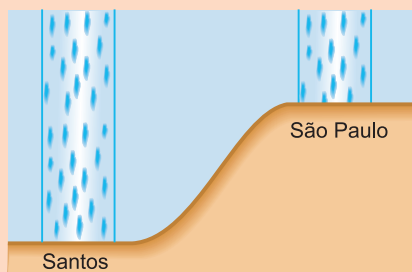
$$P = \frac{F}{S}$$

No Sistema Internacional, a unidade de pressão é o pascal (Pa), que é a pressão exercida por uma força de 1 newton (N) uniformemente distribuída sobre uma superfície plana de 1m² de área, perpendicular à direção da força.

$$1 \text{ Pa} = \frac{1 \text{ N}}{\text{m}^2}$$

$$1 \text{ atm} = 101325 \text{ Pa}$$

A pressão atmosférica é resultante do peso da camada de ar. À medida que aumenta a altitude, diminui a pressão atmosférica.



No nível do mar, a pressão atmosférica é igual a 760mmHg; na cidade de São Paulo (780m de altitude), é aproximadamente 700mmHg.

No topo do Monte Everest (8850m de altitude), a pressão atmosférica é aproximadamente 240mmHg.

2. Gases ideais ou perfeitos

Na discussão das leis que regem o seu comportamento físico e que estabelecem as relações quantitativas existentes entre a pressão, a temperatura, o volume e a quantidade em mols de cada amostra de gás, costuma-se classificar os gases em dois grupos:

- 1) gases ideais ou perfeitos;
- 2) gases reais.

Por definição, **gás perfeito é aquele que obedece às leis de Boyle e Charles, rigorosamente (vide módulo 48).**

Embora estas duas leis tenham sido obtidas experimentalmente pelos dois pesquisadores de quem levam os nomes, elas podem ser deduzidas também dos postulados da teoria cinética dos gases, os quais, entre outras coisas, estabelecem que

1) o volume próprio das moléculas de um gás perfeito é desprezível em relação ao volume ocupado por ele;

2) as moléculas de um gás perfeito não exercem atrações mútuas em quaisquer condições de pressão e temperatura.

Percebe-se, facilmente, que **um gás perfeito é um gás hipotético, imaginário**, porque todos os gases são constituídos de moléculas que ocupam um volume definido e exercem atrações mútuas.

Todavia, há condições em que o comportamento dos gases se aproxima do ideal. Isto se dá quando são satisfeitos os dois postulados acima estabelecidos, o que acontece quando o **gás está submetido a baixas pressões (rarefeito) e temperaturas elevadas.**

3. Teoria cinética dos gases

A teoria cinética dos gases baseia-se nos seguintes postulados:

1º Postulado: O volume próprio das moléculas de um gás é desprezível em relação ao volume ocupado por ele. Isto justifica o fato de os gases serem bastante compressíveis, pois as moléculas estão muito afastadas umas das outras;

2º Postulado: As moléculas do gás movem-se, ao acaso, segundo trajetórias retilíneas, que são interrompidas apenas quando colidem umas com as outras ou com as paredes do recipiente. A pressão que um gás exerce é justamente o resultado dessas colisões com as paredes do recipiente;

3º Postulado: O choque entre as moléculas é perfeitamente elástico, isto é, a energia cinética total das moléculas antes e depois do choque é a mesma;

4º Postulado: A energia cinética média (nem todas as moléculas têm a mesma energia cinética; então, toma-se a média) das moléculas é proporcional à temperatura absoluta, crescendo com o aumento da temperatura. Isto quer dizer que, para dois gases diferentes na mesma temperatura, as moléculas apresentam a mesma energia cinética média. Sendo **m** a massa da molécula, **v** a sua ve-

locidade, E_C a energia cinética, T a temperatura absoluta, e K uma constante de proporcionalidade, temos:

$$E_C = \frac{mv^2}{2} = KT$$

TEMPERATURA

A temperatura é uma medida do estado de agitação das moléculas, ou seja, é uma medida da energia cinética média das moléculas. Quanto maior a agitação, isto é, quanto maior a energia cinética das moléculas, maior a temperatura. Normalmente, as temperaturas são medidas em graus Celsius ($^{\circ}\text{C}$).

A temperatura do gelo fundente é 0°C e a temperatura da água fervente, no nível do mar, é 100°C .

A escala termodinâmica de temperatura ou escala kelvin começa no zero absoluto, que corresponde a -273°C . A temperatura em kelvin (T) relaciona-se com a temperatura em Celsius (t) da seguinte maneira:

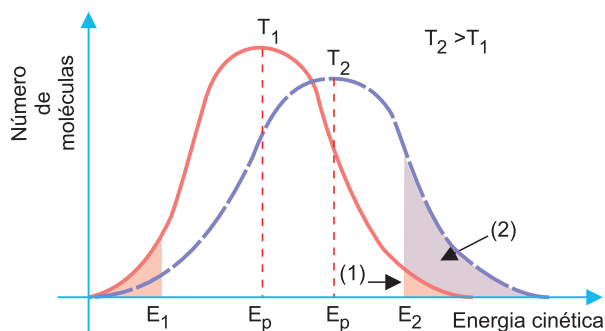
$$T(\text{K}) = t(^{\circ}\text{C}) + 273$$

Assim, a temperatura ambiente (25°C) corresponde a 298K .

$$T(\text{K}) = 25 + 273$$

4. Distribuição das energias cinéticas

O gráfico a seguir mostra a distribuição das energias cinéticas das moléculas de um gás a duas temperaturas diferentes.



À temperatura T_1 , algumas partículas têm energia muito baixa e algumas têm energia muito alta. A maioria tem energia intermediária. Numa temperatura mais alta, T_2 , a distribuição de energia é alterada; percebe-se que o aumento na temperatura provocou um deslocamento geral na distribuição, para as energias mais altas.

Observe no gráfico acima que na temperatura mais alta (T_2):

- menos moléculas têm a energia baixa E_1 ;
- mais moléculas possuem a energia mais elevada E_2 .

No gráfico, a área 1 fornece o número de moléculas com energia cinética maior que E_2 , na temperatura T_1 . A área 2 fornece o número de moléculas com energia cinética maior que E_2 , na temperatura T_2 .

Exemplo: Toda vez que a energia cinética média das moléculas de uma dada massa de gás perfeito aumenta, é porque, necessariamente

- sua pressão aumenta.
- sua temperatura aumenta.
- seu volume aumenta.
- sua densidade aumenta.
- o volume de suas moléculas diminui.

Resolução

Se a energia cinética média aumentou, é porque a temperatura aumentou.

Resposta: B



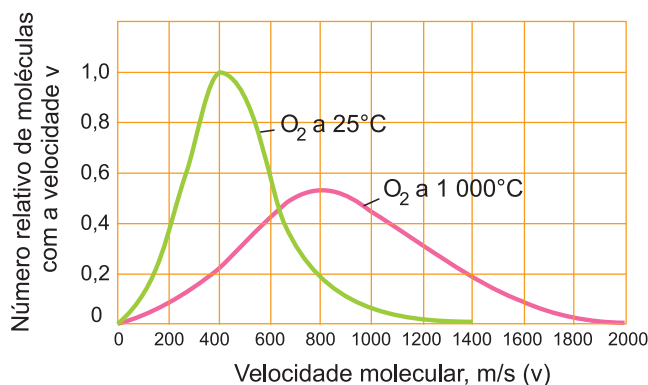
Distribuição de velocidades moleculares

De acordo com a teoria cinética dos gases, mantendo-se a temperatura constante, a energia cinética média e a velocidade média das moléculas também são constantes. No entanto, todas as moléculas não têm a mesma velocidade ou energia cinética.

Quando duas moléculas com energias diferentes colidem, ocorre transferência de energia de uma para outra, de modo que a velocidade de uma molécula diminui e a velocidade da outra aumenta. Portanto, as velocidades e as energias cinéticas das moléculas individuais variam constantemente. Em um intervalo de tempo, a velocidade pode variar de quase zero até valores bem elevados, muito acima da média. Dizemos então que há uma distribuição de velocidades.

Consideremos a distribuição de velocidades para o O_2 a 25°C e a $1\,000^{\circ}\text{C}$. No gráfico a seguir, marcamos em ordenadas

o número relativo de moléculas com determinada velocidade (v) e em abscissas, as velocidades (v).

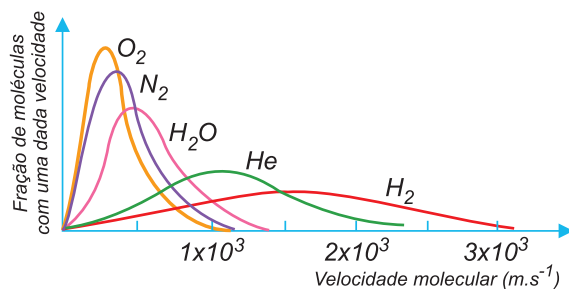


A 25°C, muito poucas moléculas têm velocidades muito baixas. O número de moléculas cresce rapidamente com a velocidade até o máximo de 400 m/s. Acima deste valor, o número de moléculas com qualquer velocidade diminui. Observe que, a 25°C, o número de moléculas com velocidade igual a 800m/s é cerca de 1/5 do número de moléculas com velocidade de 400 m/s. Acima de 1 200 m/s, a fração de moléculas reduz-se a quase zero. Concluindo, a 25°C, a maioria das moléculas tem velocidade próxima de 400 m/s. Se a temperatura varia, a distribuição de velocidades muda. Aumentando a temperatura, aumenta a velocidade das moléculas e a curva de distribuição de velocidades alarga-se e move-se para a direita. A fração de moléculas com velocidades elevadas é bem maior. A 1 000°C, a velocidade média é cerca de duas vezes maior que a velocidade média a 25°C. Observe que um grande número de moléculas tem velocidades superiores a 1 200 m/s, a 1 000°C.

Dois gases na mesma temperatura têm a mesma energia cinética média.

$$\frac{1}{2} m_1 v_1^2 = \frac{1}{2} m_2 v_2^2 \therefore \frac{v_1}{v_2} = \sqrt{\frac{m_2}{m_1}}$$

A velocidade média das moléculas do gás é inversamente proporcional à raiz quadrada de sua massa molecular.



No gráfico acima, apresentamos a distribuição de velocidades moleculares para diversos gases a 25°C.

Moléculas com pequena massa têm velocidades médias maiores que as moléculas de maior massa. Isso explica a ausência de gases leves como hidrogênio e hélio na atmosfera. Uma fração considerável de suas moléculas tem velocidade suficiente para vencer a atração gravitacional da Terra.

Exemplo de cálculo da velocidade média

A 25°C, a velocidade média das moléculas de hidrogênio (H₂) é 1 792 m/s. Determinar a velocidade média das moléculas de oxigênio (O₂), na mesma temperatura.

Dado: massas moleculares: H₂: 2u; O₂: 32u.

RESOLUÇÃO

$$\frac{v_1}{v_2} = \sqrt{\frac{m_2}{m_1}} \therefore v_1 = v_2 \sqrt{\frac{m_2}{m_1}}$$

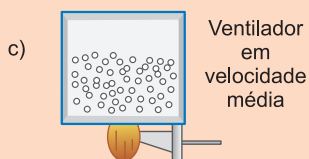
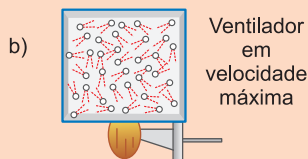
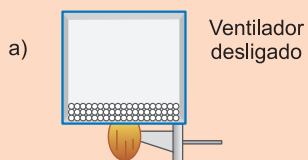
$$v_1 = 1792 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1} \times \sqrt{\frac{2\text{u}}{32\text{u}}} = 448 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$$

Exercícios Resolvidos

1 (ENCCEJA – EXAME NACIONAL DE CERTIFICAÇÃO DE COMPETÊNCIAS DE JOVENS E ADULTOS – MODELO ENEM) –

Um conjunto constituído por um ventilador e um recipiente com bolinhas de isopor pode ser utilizado como modelo para representar os estados da matéria.

Entre as situações abaixo, a que melhor pode servir de modelo para representar as partículas de uma substância no estado gasoso é



Resolução

Em um gás, as partículas se deslocam caoticamente em altas velocidades. As forças entre as partículas são nulas ou desprezíveis. Como consequência, um gás não tem forma nem volume definidos, ocupando toda a capacidade do recipiente que o contém. Portanto, o modelo do ventilador em velocidade máxima representa as partículas no estado gasoso.

Resposta: B

2 (ENCCEJA – EXAME NACIONAL DE CERTIFICAÇÃO DE COMPETÊNCIAS DE JOVENS E ADULTOS – MODELO ENEM) –

Usamos muitos produtos na forma de *spray*, como inseticidas, desodorantes, tintas, vernizes etc. Depois de algum tempo de uso, quando “apertamos a válvula do *spray*” e não sai mais nada, podemos afirmar que

- a pressão no interior da lata é menor que a do exterior.
- a pressão no interior da lata é igual à do exterior.
- a pressão no interior da lata é maior que a do exterior.
- não há pressão no interior da lata.

Resolução

Um gás flui da maior pressão para a menor pressão. Quando acionamos a válvula do “*spray*” e não sai mais nada, é porque a pressão no interior da lata é igual à do exterior.

Resposta: B

Exercícios Propostos

- 1 Uma dada massa de gás perfeito tem seu volume reduzido à metade. Neste processo, podemos afirmar que
- 01) a energia cinética média das moléculas sempre aumenta.
 - 02) a energia cinética média das moléculas pode permanecer constante.
 - 04) a energia cinética média das moléculas sempre diminui.
 - 08) a energia cinética média das moléculas pode aumentar, ficar constante ou diminuir.
 - 16) com relação ao que ocorre com a energia cinética média das moléculas, o dado (ou seja, a alteração do volume do gás) é insuficiente.

RESOLUÇÃO:

01 – **Errado.**

02 – **Correto.**

04 – **Errado.**

08 – **Correto.**

16 – **Correto.**

A energia cinética média varia se variar a temperatura.

- 2 (UNISA-SP) – Observando o comportamento de um sistema gasoso, podemos afirmar que
- I) a pressão de um gás é o resultado das colisões das moléculas com as paredes do recipiente.
 - II) a energia cinética média das moléculas de um gás é diretamente proporcional à temperatura absoluta.
 - III) o choque entre as moléculas de um gás perfeito é perfeitamente elástico.
 - IV) as moléculas movimentam-se sem colidir com as paredes do recipiente que as contém.

Estão corretas as afirmativas:

- a) somente I b) somente II c) somente I e II
d) II, III e IV e) I, II e III

RESOLUÇÃO:

I – **Correto.**

II – **Correto.** ($E_c = KT$)

III – **Correto.**

IV – **Errado.**

Resposta: E

- 3 (UFES – MODELO ENEM) – A energia cinética média $\left(\frac{mv^2}{2}\right)$ das moléculas de um gás é proporcional à temperatura

absoluta, crescendo com o aumento da temperatura. Supondo que a velocidade média das moléculas de um gás, em recipiente fechado, passe de $5 \cdot 10^4 \text{cm/s}$ para $10 \cdot 10^4 \text{cm/s}$, podemos afirmar que

- a) o volume do recipiente dobrou.
- b) o volume do recipiente reduziu-se à metade.
- c) com certeza a pressão aumentou.
- d) a temperatura absoluta dobrou.
- e) a temperatura absoluta quadruplicou.

RESOLUÇÃO:

$$\frac{mv^2}{2} = K \cdot T \therefore v = \sqrt{\frac{2KT}{m}}$$

Se a temperatura quadruplicar, a velocidade média dobrará.

Resposta: E

Palavras-chave:

- Transformação: a) Isotérmica – Lei de Boyle; b) Isobárica – Lei de Charles; c) Isocórica – Lei de Gay-Lussac.

1. Mudanças de estado: leis que as regem

O estado de uma massa gasosa qualquer é definido por três grandezas – a **pressão**, o **volume** e a **temperatura** –, que são denominadas **variáveis de estado**; qualquer alteração no valor de pelo menos uma dessas variáveis constitui uma transformação do gás ou uma mudança de estado.

As transformações **mais comuns** sofridas pelos gases podem ser classificadas como

- 1) isotérmica,
- 2) isobárica e
- 3) isométrica ou isocórica,

conforme sejam mantidos **constantes** a temperatura, a pressão e o volume, respectivamente.

2. Transformação isotérmica

A temperatura mantém-se constante durante a transformação.

Uma propriedade característica dos gases é a sua grande compressibilidade. Este fato é expresso quantitativamente pela **Lei de Boyle-Mariotte**:

“À temperatura constante, uma determinada massa de gás ocupa um volume inversamente proporcional à sua pressão.”

$$\text{Estado 1} \left\{ \begin{array}{l} \text{Massa: } m \\ \text{Pressão: } P_1 \\ \text{Volume: } V_1 \\ \text{Temperatura: } T_1 \end{array} \right. \xrightarrow[\text{isotérmica}]{\text{Transformação}}$$

$$\text{Estado 2} \left\{ \begin{array}{l} \text{Massa: } m \\ \text{Pressão: } P_2 = 2P_1 \\ \text{Volume: } V_2 = 1/2V_1 \\ \text{Temperatura: } T_2 = T_1 \end{array} \right.$$



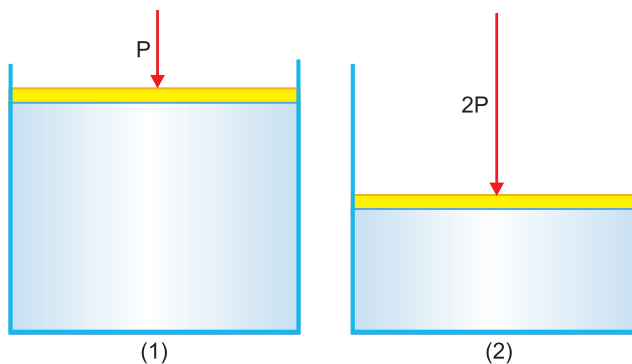
O Destaque

Robert Boyle – o químico cético



Robert Boyle.

O irlandês Robert Boyle (1627-1691) deu uma interpretação racional dos fenômenos químicos, sem mistificação, e praticamente decretou o fim da alquimia. Estabeleceu a lei que rege a transformação dos gases sob temperatura constante. Boyle apresentou o seu trabalho em um livro muito importante com o nome: “O Químico Cético”

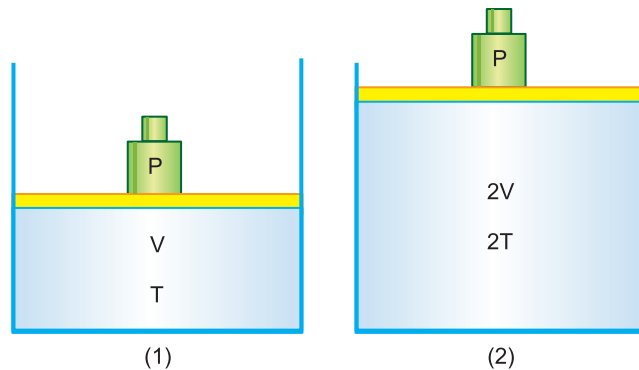
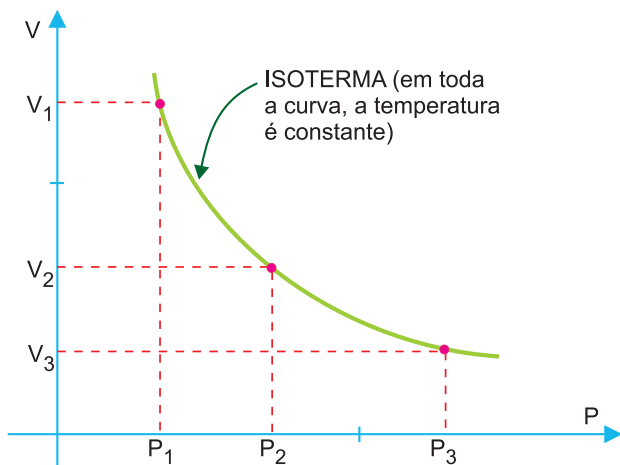


Expressão algébrica da lei:

$$PV = \text{constante} \quad \text{ou}$$

$$P_1V_1 = P_2V_2 = P_3V_3 \dots$$

Em um diagrama cartesiano, a expressão $PV = \text{cte}$ é representada por uma hipérbole equilátera ($V = \text{cte}/P$).



Expressão algébrica da lei:

$$\frac{V}{T} = \text{constante} \quad \text{ou} \quad \frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

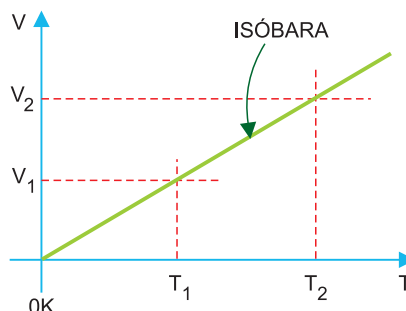
3. Transformação isobárica

A pressão mantém-se constante durante a transformação. **Lei de Charles:**

“À pressão constante, o volume ocupado por uma determinada massa de gás é diretamente proporcional à sua temperatura absoluta.”

Em um diagrama cartesiano, a expressão $\frac{V}{T} = \text{cte}$

é representada por uma reta, passando pela origem (zero absoluto).



O Destaque



Jacques Alexandre Charles (1746-1823) fez várias experiências com a esperança de melhorar o desempenho em voo em balão. Verificou que, mantendo a pressão constante, o volume de um gás aumenta quando sua temperatura é elevada.

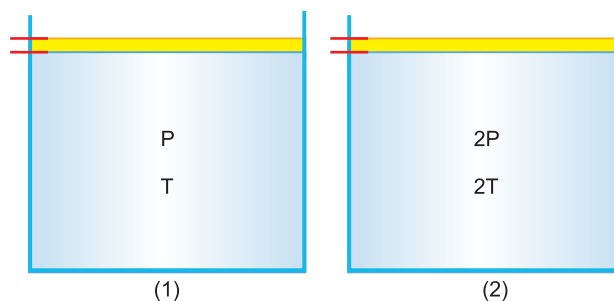
Jacques Alexandre Charles.

4. Transformação isocórica (ou isométrica)

O volume mantém-se constante. **Lei de Gay-Lussac:**

“Mantendo-se o volume constante, a pressão de uma determinada massa de gás é diretamente proporcional à temperatura absoluta.”

Estado 1	{	Massa: m	Transformação → isobárica
		Pressão: P_1	
		Volume: V_1	
		Temperatura: T_1	
Estado 2	{	Massa: m	Transformação → isocórica
		Pressão: $P_2 = P_1$	
		Volume: $V_2 = 2V_1$	
		Temperatura: $T_2 = 2T_1$	



Expressão algébrica da lei:

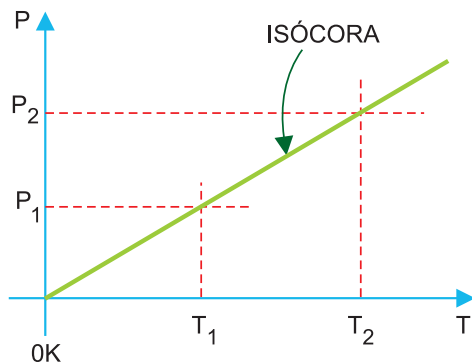
$$\frac{P}{T} = \text{constante}$$

ou

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

Em um diagrama cartesiano, a expressão $\frac{P}{T} = \text{cte}$

é representada por uma reta passando pela origem.



O Destaque



J.L. Gay-Lussac.

Joseph Louis Gay-Lussac (1778-1850) bateu o recorde de altura na época em balonismo. Estabeleceu a lei dos volumes de combinação e a lei dos gases sob volume constante.

Exercícios Resolvidos

1 (UNESP – MODELO ENEM) – Segundo a Lei de Charles-Gay Lussac, mantendo-se a pressão constante, o volume ocupado por um gás aumenta proporcionalmente ao aumento da temperatura. Considerando a teoria cinética dos gases e tomando como exemplo o gás hidrogênio (H_2), é correto afirmar que este comportamento está relacionado ao aumento

- do tamanho médio de cada átomo de hidrogênio (H), devido à expansão de suas camadas eletrônicas.
- do tamanho médio das moléculas de hidrogênio (H_2), pois aumentam as distâncias de ligação.
- do tamanho médio das moléculas de hidrogênio (H_2), pois aumentam as interações entre elas.
- do número médio de partículas, devido à quebra das ligações entre os átomos de hidrogênio ($H_2 \rightarrow 2H$).
- das distâncias médias entre as moléculas de hidrogênio (H_2) e das suas velocidades médias.

Resolução

De acordo com a Lei de Charles, mantendo-se a pressão constante, o volume ocupado por um gás aumenta proporcionalmente ao aumento da temperatura absoluta. Isso ocorre por causa do aumento das distâncias médias

entre as moléculas de hidrogênio (H_2) e das suas velocidades médias.

Resposta: E

2 (UnB-DF – ADAPTADO – MODELO ENEM) – As grandezas volume, temperatura, pressão e quantidade de matéria associam-se a uma substância no estado gasoso. Em 1662, o químico e físico irlandês Robert Boyle descreveu a constatação experimental de que, à temperatura constante, o volume de uma quantidade fixa de gás diminui quando a pressão sobre o gás é aumentada. Em 1787, o químico francês J. A. Charles constatou a expansão de gás, à pressão constante, quando aquecido. Joseph Gay-Lussac, um contemporâneo de Charles, constatou que a pressão de uma quantidade fixa de gás é diretamente proporcional à sua temperatura, se o volume for mantido constante.

Julgue os itens a seguir.

(1) Segundo Charles, $PV = \text{constante}$.

(2) Segundo Charles, $\frac{V}{T} = \text{constante}$.

(3) A recomendação, presente em rótulos de aerossóis, de não se jogar a embalagem no fogo ou no incinerador está de acordo com a Lei de Gay-Lussac.

(4) O volume de uma amostra gasosa, para pressão e temperatura constantes, é inversamente proporcional à quantidade de matéria do gás da amostra.

Está correto somente o que se afirma em:

a) 1 e 2 b) 2 e 3 c) 3 e 4

d) 1 e 4 e) 1, 2 e 3

Resolução

1) **Errado.** Segundo Boyle, $PV = \text{constante}$.

2) **Correto.** À pressão constante, $\frac{V}{T} = k$ ou

$V = k \cdot T$ (Lei de Charles)

3) **Correto.** De acordo com a Lei de Gay-Lussac,

a volume constante, $\frac{P}{T} = \text{constante}$.

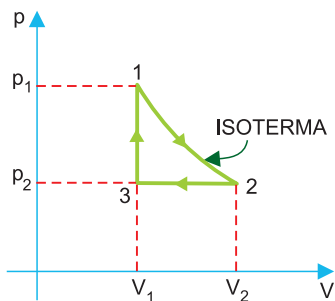
Aumentando a temperatura, ocorre aumento da pressão o que pode causar explosão da embalagem.

4) **Errado.** Quanto maior a quantidade de matéria (número de mols, n), maior será o volume.

Resposta: B

Exercícios Propostos

1 (UnB-DF) – Uma certa quantidade de um gás ideal foi submetida às transformações $1 \rightarrow 2$, $2 \rightarrow 3$ e $3 \rightarrow 1$ indicadas no diagrama pV (p = pressão e V = volume).



Julgue os itens:

- (1) Na transformação de 1 para 2, a temperatura diminui.
- (2) Na transformação de 2 para 3, o gás sofre contração de volume.
- (3) Na transformação de 3 para 1, a temperatura permanece constante.
- (4) Nos pontos 1, 2 e 3, as temperaturas são iguais.
- (5) Na transformação de 3 para 1, a pressão aumenta e o volume permanece constante.
- (6) Na transformação de 1 para 2, o gás sofre expansão.

RESOLUÇÃO:

- (1) **Errado.**
A temperatura fica constante.
- (2) **Correto.**
O volume diminui.
- (3) **Errado.**
A temperatura aumenta.
- (4) **Errado.**
- (5) **Correto.**
- (6) **Correto.**
O volume aumenta.

2 (MODELO ENEM) – Em 1662, o químico e físico irlandês Robert Boyle descreveu a constatação experimental de que, à temperatura constante, o volume de uma quantidade fixa de gás diminui quando a pressão sobre o gás é aumentada. Uma certa massa de gás, ocupando o volume de 5L à pressão de 2,5 atm, sofre uma transformação isotérmica e, no estado final, a pressão é o dobro da inicial. Qual é o volume final da massa gasosa?
a) 1,0L b) 1,5L c) 2,5L d) 3,0L e) 5,0L

RESOLUÇÃO:

$$P_1 V_1 = P_2 V_2$$

$$2,5 \cdot 5 = 5 \cdot V_2$$

$$V_2 = 2,5L$$

Resposta: C

3 Um frasco rígido, contendo um gás a 27°C e certa pressão, foi resfriado até a pressão ficar $2/3$ da inicial. Qual a temperatura final?

RESOLUÇÃO:

$$T_1 = 27^\circ\text{C} + 273 = 300\text{K}$$

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

$$\frac{P_1}{300} = \frac{(2/3) P_1}{T_2}$$

$$T_2 = 200\text{K} \text{ ou } -73^\circ\text{C}$$

$$\bullet \frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2} \quad \bullet P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

1. Equação geral dos gases perfeitos

Seja um gás G que passa do estado (1) ao estado (2):

Estado 1	Massa:	m
	Volume:	V_1
	Pressão:	P_1
	Temperatura:	T_1
Estado 2	Massa:	m
	Volume:	V_2
	Pressão:	P_2
	Temperatura:	T_2

Demonstra-se que:

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2} \quad \text{ou} \quad \frac{PV}{T} = \text{constante}$$



No Portal Objetivo

Para saber mais sobre o assunto, acesse o **PORTAL OBJETIVO** (www.portal.objetivo.br) e, em "localizar", digite **QUIM1M403**



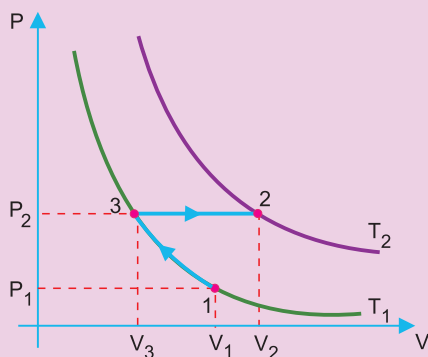
Saiba mais

Deduzir a equação geral dos gases perfeitos.

Resolução

Em um diagrama P versus V , loquemos os estados ① e ② e um estado intermediário ③.

①	③	②
m	m	m
V_1	V_3	V_2
P_1	P_2	P_2
T_1	T_1	T_2



Transformação ① para ③: Isotérmica

$$P_1 V_1 = P_2 V_3 \quad (\text{I})$$

Transformação ③ para ②: Isobárica

$$\frac{V_3}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} \quad \therefore V_3 = \frac{T_1 \cdot V_2}{T_2} \quad (\text{II})$$

Substituindo II em I, vem:

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

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

2. Equação dos gases ideais

Verifica-se, experimentalmente, que, para um mol de gás, o valor da constante PV/T é o mesmo para qualquer gás. Essa constante (R) é chamada de "Constante Universal dos Gases Perfeitos".

$$\frac{PV}{T} = R \text{ para um mol de qualquer gás}$$

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

ou $PV = nRT$ para n mols de um gás ou

$$P.V = \frac{m}{\text{massa molar}} \cdot R.T$$

Valores numéricos de R:

$$a) R = \frac{PV}{nT} = \frac{1 \text{ atm} \cdot 22,4\text{L}}{273\text{K} \cdot 1 \text{ mol}} = 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{K} \cdot \text{mol}}$$

$$b) R = \frac{PV}{nT} = \frac{760\text{mm de Hg} \cdot 22,4\text{L}}{273\text{K} \cdot 1 \text{ mol}} = 62,3 \frac{\text{mmHg} \cdot \text{L}}{\text{K} \cdot \text{mol}}$$

Nota: Alguns autores chamam a equação dos gases ideais ($PV = nRT$) de **Equação de Clapeyron**.

Exercícios Resolvidos

1 (UNIFESP – MODELO ENEM) – A oxigenoterapia, tratamento terapêutico com gás oxigênio, é indicada para pacientes que apresentam falta de oxigênio no sangue, tais como portadores de doenças pulmonares. O gás oxigênio usado nesse tratamento pode ser comercializado em cilindros a elevada pressão, nas condições mostradas na figura.



150 atm
20 L

No cilindro, está indicado que o conteúdo corresponde a um volume de 3 m^3 de oxigênio nas condições ambientes de pressão e temperatura, que podem ser consideradas como sendo 1 atm e 300 K , respectivamente.

Dado $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$, $M_{\text{O}_2} = 32 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$, a massa de oxigênio, em kg, armazenada no cilindro de gás representado na figura é, aproximadamente,

- a) 0,98 b) 1,56 c) 1,95
d) 2,92 e) 3,90

Resolução

O conteúdo do cilindro a 150 atm e 20 L corresponde ao volume de 3 m^3 na pressão de 1 atm e 300 K .

Cálculo da massa de oxigênio (m):

$$\begin{cases} P = 1 \text{ atm} \\ T = 300 \text{ K} \\ M_{\text{O}_2} = 32 \text{ g/mol} \\ R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L/mol} \cdot \text{K} \\ V = 3 \text{ m}^3 \text{ ou } 3 \cdot 10^3 \text{ L} \end{cases}$$

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

$$1 \text{ atm} \cdot 3 \cdot 10^3 \text{ L} =$$

$$= \frac{m}{32 \text{ g/mol}} \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 300 \text{ K}$$

$$m = 3,90 \cdot 10^3 \text{ g} \text{ ou } 3,90 \text{ kg}$$

Resposta: E

2 (MODELO ENEM) – A equação dos gases ideais estabelece a relação matemática entre as quatro variáveis de estado que caracterizam uma amostra gasosa:

$$PV = n \cdot R \cdot T$$

P = pressão exercida pelo gás

V = volume ocupado pela amostra

n = quantidade de matéria (mols)

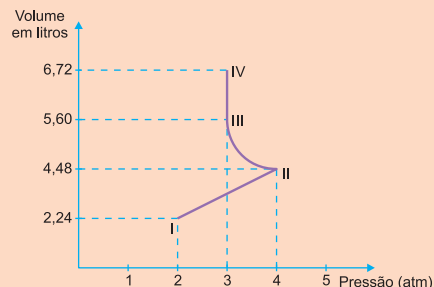
T = temperatura absoluta da amostra

$$(T_K = t_{0_C} + 273)$$

R = constante dos gases =

$$= 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$0,1 \text{ mol}$ de um gás perfeito sofre as transformações indicadas no gráfico a seguir:



A temperatura, em graus Celsius, no ponto III, é, aproximadamente,

- a) 273°C b) 546°C c) 1776°C
d) 1912°C e) 2186°C

Resolução

No ponto III, temos:

$$V = 5,60 \text{ L}$$

$$P = 3 \text{ atm}$$

$$n = 0,1 \text{ mol}$$

Aplicando a equação dos gases ideais:

$$3 \text{ atm} \cdot 5,60 \text{ L} = 0,1 \text{ mol} \cdot 0,082 \cdot \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \cdot T$$

$$T = 2048,78 \text{ K}$$

$$t = 2048,78 - 273$$

$$t = 1775,78^\circ\text{C}$$

$$t \approx 1776^\circ\text{C}$$

Resposta: C



Densidade absoluta ou massa específica de um gás

Densidade absoluta (d ou μ) é o quociente entre a massa do gás e o seu volume numa determinada pressão e temperatura.

$$\mu = \frac{m}{V} \quad \text{Unidades: g/cm}^3 \text{ ou g/L}$$

Nas condições normais, temos:

$$\mu_0 = \frac{M}{22,4} \text{ g/L}$$

M = massa molar

μ_0 = densidade normal

Densidade absoluta em certa pressão e temperatura:

$$PV = nRT$$

$$PV = \frac{mRT}{M}$$

$$P = \frac{mRT}{VM} = \frac{\mu RT}{M}$$

$$\mu = \frac{PM}{RT}$$

A densidade de um gás é diretamente proporcional à sua pressão e inversamente proporcional à sua temperatura absoluta.

Exercício

A densidade absoluta de um gás A é 0,78 g/L, a 77°C e 500 mm de mercúrio de pressão. A de um gás B é 0,89 g/L a 7°C e 1,2 atm de pressão. Qual dos dois gases possui a maior massa molecular?

Resolução

O melhor é escrever a fórmula da densidade para o gás A, depois para o gás B e dividir uma pela outra.

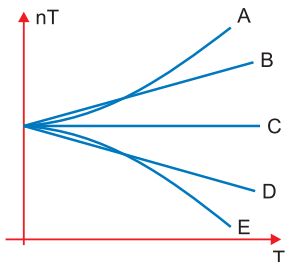
$$d_A = \frac{P_A M_A}{RT_A} \quad d_B = \frac{P_B M_B}{RT_B}$$

$$\frac{d_A}{d_B} = \frac{P_A M_A T_B}{T_A P_B M_B} \therefore \frac{M_A}{M_B} = \frac{d_A T_A P_B}{d_B T_B P_A};$$

$$\frac{M_A}{M_B} = \frac{0,78 \cdot 350 \cdot (1,2 \cdot 760)}{0,89 \cdot 280 \cdot 500} \approx 2 > 1 \therefore M_A > M_B$$

Exercícios Propostos

1 (MODELO ENEM) – Um frasco com furo na rolha (abertura estreita), contendo 1,0 mol de gás carbônico, é aquecido de 300K a 600K, à pressão constante. Qual curva esquemática representa melhor a variação de nT versus T ?



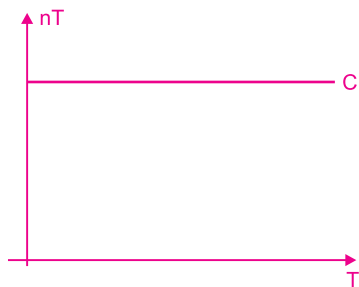
n = quantidade em mols de CO_2 que sobra no frasco.
 T = temperatura absoluta do frasco.

RESOLUÇÃO:

Na experiência, a pressão é constante e o volume também, pois o tamanho do frasco não se altera. Aplicando a equação $pV = nRT$, vem:

$$nT = \frac{pV}{R} \quad \text{Como } \frac{pV}{R} = \text{cte, então } nT = \text{cte}$$

Logo:



Resposta: C

2 (UnB-DF) – Certa massa de hidrogênio ocupa um volume de 100 cm^3 a -73°C e 5 atm. Calcular, em $^\circ\text{C}$, a temperatura necessária para que a mesma massa de hidrogênio ocupe um volume de 1 litro a 760mm de Hg.

RESOLUÇÃO:

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

$$\frac{5 \cdot 760 \cdot 100}{200} = \frac{760 \cdot 1000}{T_2}$$

$$T_2 = 400\text{K} \rightarrow 127^\circ\text{C}$$

3 Determine a massa em gramas de gás metano (CH_4) que, num frasco fechado de capacidade 16,4L, exerce, a 27°C , a pressão de 2,1 atm. Dados: C = 12u, H = 1u.
 $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L/K} \cdot \text{mol}$.

RESOLUÇÃO:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

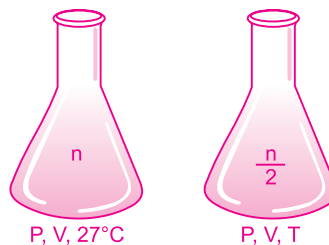
$$2,1 \cdot 16,4 = \frac{m \cdot 0,082 \cdot 300}{16}$$

$$m = 22,4\text{g}$$

4 (FUNDAÇÃO CARLOS CHAGAS) – A que temperatura deve ser aquecido um frasco aberto, contendo um gás, de modo que permaneça nele a metade do número de moléculas que havia a 27°C ?

a) 327°C b) 227°C c) 127°C d) 54°C e) 47°C

RESOLUÇÃO:



$$\text{A } 27^\circ\text{C: } PV = n \cdot R \cdot 300$$

$$\text{A TK: } PV = \frac{n}{2} \cdot R \cdot T$$

Igualando, vem:

$$T = 600\text{K} \rightarrow 327^\circ\text{C}$$

Resposta: A

Exercícios Resolvidos

1 (PUC-RJ – MODELO ENEM) – Nitrogênio (N_2) tem sido oferecido em alguns postos de gasolina como uma alternativa para encher pneus no lugar de ar (o oxigênio do ar, a altas pressões, diminui a vida útil dos pneus). Encheu-se um pneu, na temperatura ambiente ($25^\circ C$), com nitrogênio, de modo que todo seu volume (20 litros) foi preenchido até uma pressão de 5 atmosferas.

Dados: $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$

Massa molar: $N = 14\text{g/mol}$.

A massa de N_2 introduzida no pneu é

- a) 98,5g b) 105,4g c) 114,5g
d) 119,8g e) 123,3g

Resolução

$PV = nRT$. Logo, $n = PV/RT$. Assim, o número de mols introduzido será

$$n = 5 \cdot 20 / 0,082 \cdot 298$$

$$n = 4,09 \text{ mols}$$

Como 1 mol de nitrogênio (N_2) equivale a 28 gramas, teremos:

$$1 \text{ mol} \rightarrow 28\text{g}$$

$$4,09 \text{ mol} \rightarrow x$$

$$x = 114,5\text{g de } N_2$$

Resposta: C

2 Com relação à questão anterior, se ao começar a rodar a temperatura do pneu aumentar para $60^\circ C$, sem que haja mudança no seu volume, qual a nova pressão no seu interior?

- a) 3,2 atm b) 4,4 atm c) 4,8 atm
d) 5,6 atm e) 6,2 atm

Resolução

$$P_1/T_1 = P_2/T_2$$

$$P_2 = P_1 T_2 / T_1$$

$$P_2 = 5 \cdot 333 / 298$$

$$P_2 = 5,59 \text{ atm}$$

$$P_2 \approx 5,6 \text{ atm}$$

Resposta: D

3 0,8g de um composto ocupa o volume de 314mL a $100^\circ C$ e 743mmHg. Qual é a massa molecular do composto? $R = \frac{62,3 \text{ mm Hg L}}{\text{K mol}}$

Resolução

$$m = 0,8\text{g}; V = 314 \cdot 10^{-3} \text{ L}; T = (100 + 273) \text{ K};$$

$$P = 743 \text{ mmHg}$$

$$PV = nRT$$

$$n = \frac{m}{M} \quad 743 \cdot 0,314 = \frac{0,8}{M} \cdot 62,3 \cdot 373$$

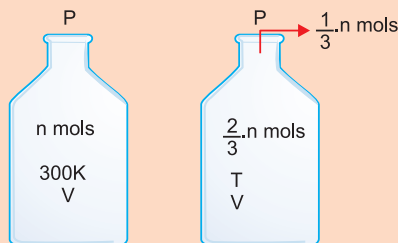
$$M = \left(\frac{0,8 \cdot 62,3 \cdot 373}{743 \cdot 0,314} \right) \text{ g/mol}$$

$$\text{Massa Molar} = 79,68\text{g/mol}$$

Assim, a massa molecular é igual a 79,68u.

4 A que temperatura devemos aquecer um frasco aberto para que saia 1/3 do ar nele contido a $27^\circ C$?

Resolução



$$PV = nRT \quad PV = \frac{2}{3} nRT$$

Igualando:

$$nRT = \frac{2}{3} nRT \quad \therefore T = 450\text{K}$$

$$t = 450 - 273$$

$$t = 177^\circ C$$

5 (FUVEST-SP – MODELO ENEM) – Dados referentes aos planetas Vênus e Terra:

	Vênus	Terra
Porcentagem (em volume) de N_2 na atmosfera	4,0	80
Temperatura na superfície (K)	750	300
Pressão na superfície (atm)	100	1,0

A relação entre o número de moléculas de N_2 em volumes iguais das atmosferas de Vênus e da Terra é

- a) 0,10 b) 0,28 c) 2,0
d) 5,7 e) 40

Resolução

Considerando 100L das atmosferas de Vênus e Terra, temos 4,0L e 80L de nitrogênio, respectivamente.

Vênus

$$\left. \begin{matrix} P_1 \\ V_1 \\ n_1 \\ T_1 \end{matrix} \right\} P_1 V_1 = n_1 R T_1$$

Terra

$$\left. \begin{matrix} P_2 \\ V_2 \\ n_2 \\ T_2 \end{matrix} \right\} P_2 V_2 = n_2 R T_2$$

$$\frac{P_1 V_1}{P_2 V_2} = \frac{n_1 R T_1}{n_2 R T_2}$$

$$\frac{100 \cdot 4,0}{1,0 \cdot 80} = \frac{n_1 \cdot 750}{n_2 \cdot 300} \quad \frac{n_1}{n_2} = 2,0$$

A relação entre as quantidades de matéria é a mesma que a relação entre os números de moléculas.

Resposta: C

Exercícios Propostos

1 (UnB-DF) – Julgue os itens seguintes.

- (1) Pela Hipótese de Avogadro, 1 litro de gás oxigênio e 1 litro de gás hidrogênio, ambos sob as mesmas condições de pressão e temperatura, contêm igual número de moléculas.

- (2) A lei dos gases ideais fornece a relação entre pressão, volume, massa, massa molar e temperatura de tais gases.
(3) A constante dos gases (R) é adimensional.

- (4) Todos os gases, em pressões próximas à do vácuo, apresentam distanciamento entre suas moléculas que, por este motivo, podem ser consideradas como pontos de massa inertes. Sob tais condições, é correto afirmar que os gases obedecem à lei dos gases ideais.

RESOLUÇÃO:

(1) *Correto.* $n_{O_2} = n_{H_2}$

(2) *Correto.* $PV = \frac{m}{M} \cdot R \cdot T$

(3) *Errado.* Por exemplo: $R = 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{K} \cdot \text{mol}}$

(4) *Correto.* Em um gás ideal, o volume da molécula é desprezível.

- 2 (UNICAMP-SP – ADAPTADO – MODELO ENEM)** – A partir de dados enviados de Vênus por sondas espaciais norte-americanas e russas, pode-se considerar que em certos pontos da superfície desse planeta a temperatura é de 327°C e a pressão atmosférica é de 100 atm. Sabendo-se que na superfície da Terra o volume molar de um gás ideal é 24,6 litros a 27°C e 1,00 atm, qual seria o valor desse volume nesses pontos de Vênus?

- a) 0,492L b) 4,92L c) 6,32L
d) 7,88L e) 9,84L

RESOLUÇÃO:

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

$$\frac{1,00 \cdot 24,6}{300} = \frac{100 \cdot V_2}{600}$$

$V_2 = 0,492L$

Resposta: A

- 3 (UNICAMP-SP)** – Um balão meteorológico de cor escura, no instante de seu lançamento, contém 100 mols de gás hélio (He). Após ascender a uma altitude de 15km, a pressão do gás reduziu-se a 100mmHg e a temperatura, devido à irradiação solar, aumentou para 77°C.

Calcule nestas condições:

- a) o volume do balão meteorológico;
b) a densidade do He em seu interior.

Constante dos gases ideais (R) = 62 (L . mmHg . K⁻¹ . mol⁻¹)

Massa molar do He = 4g . mol⁻¹

RESOLUÇÃO:

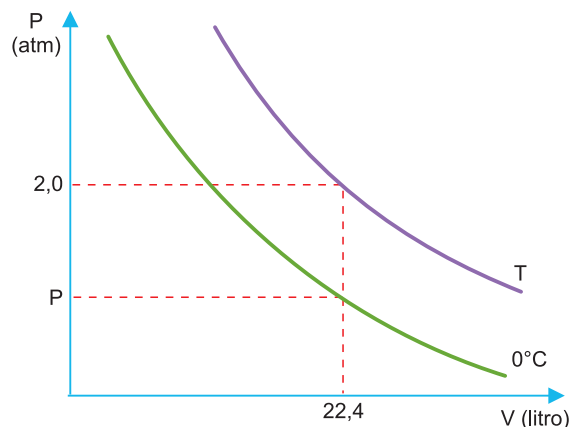
a) $100 \cdot V = 100 \cdot 62 \cdot 350$
 $V = 21700L$

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

$$d = \frac{100 \text{ mol} \cdot 4\text{g/mol}}{21700L}$$

$d = 0,018\text{g/L}$

- 4 (UFRJ)** – No gráfico a seguir, estão representadas duas isotermas (Lei de Boyle-Mariotte) de 1 mol de gás ideal, uma na temperatura de 0°C e a outra na temperatura T.



- a) Qual o valor da pressão P indicada no gráfico, em atm? Justifique sua resposta.
b) Determine o valor da temperatura T em kelvin.
Dado: R = 0,082 atm . L . K⁻¹ . mol⁻¹.
Volume molar dos gases (CNTP) = 22,4 L/mol.

RESOLUÇÃO:

a) 1 atm

A 1 atm e 0°C, 1 mol de gás ocupa o volume de 22,4 litros.

b) $P \cdot V = n \cdot R \cdot T$

$$2,0 \cdot 22,4 = 1 \cdot 0,082 \cdot T$$

$$T = 546,3K$$

Palavras-chave:

- Atmosfera primitiva e atual
- Experiência de Miller
- Experiência de Lavoisier

AS PARTES CONSTITUINTES DA TERRA

O planeta Terra pode ser dividido em várias partes:

I) Núcleo interno (sólido)

II) Núcleo externo (líquido)

O núcleo tem aproximadamente 2 900km de raio e é formado principalmente por ferro e níquel. A temperatura do núcleo é de alguns milhares de graus, temperatura suficiente para derreter as rochas na superfície. No entanto, como a pressão é maior que 1 milhão de atmosferas, os sólidos podem manter-se estáveis. O núcleo interno é sólido, enquanto o núcleo externo é líquido.

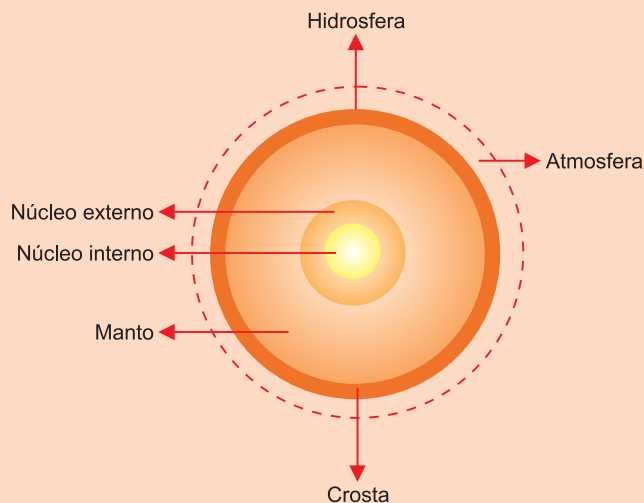
III) Manto

O manto é uma camada pastosa com espessura da ordem de 3 500km e é formado principalmente por silicatos de magnésio e ferro.

IV) Crosta terrestre (litosfera)

A crosta terrestre é a camada mais externa, com profundidade de até 30km. Deve-se notar que as minas mais profundas não ultrapassam 5 quilômetros e os poços de petróleo mais fundos vão no máximo até 8 quilômetros. Encontramos na crosta terrestre silicatos, aluminatos, metais, carvão, petróleo, gás natural, carbonatos, óxidos, sulfetos etc.

Na formação da natureza interessam quatro partes: litosfera (crosta terrestre), hidrosfera, atmosfera e biosfera (reino animal e vegetal).



1. A atmosfera atual

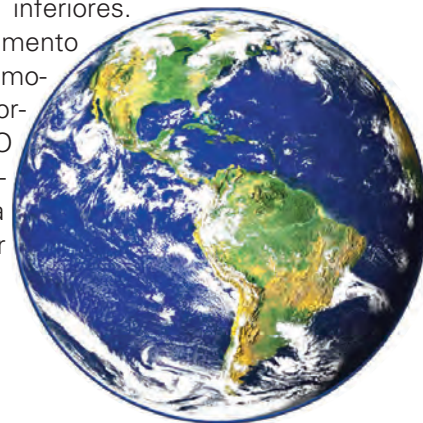
A composição da atmosfera varia de lugar para lugar, de um dia para o outro e com a altitude. A maior variação ocorre na quantidade de vapor-d'água.

A tabela a seguir mostra a porcentagem em volume de cada gás em uma amostra de ar seco e não poluído. A porcentagem em volume dá a quantidade, em litros, de cada gás que existe em 100 litros de ar.

Abundância no ar seco e não poluído	
Gás	% em volume
N ₂	78,08
O ₂	20,95
Ar	0,93
CO ₂	0,032
Ne	0,0018
He	0,0005
Kr	0,0001
H ₂	0,00005

Portanto, os quatro gases mais abundantes no ar seco e não poluído são: N₂ (~ 78%), O₂ (~ 21%), Ar (~ 0,9%) e CO₂ (~ 0,03%). A quantidade de vapor-d'água geralmente está no intervalo 1% a 3%.

As moléculas de maior massa molecular tendem a ficar nas camadas inferiores. No entanto, o movimento desordenado das moléculas tende a uniformizar a atmosfera. O resultado é uma pequena variação da composição do ar com a altitude.



Compare os dois valores:

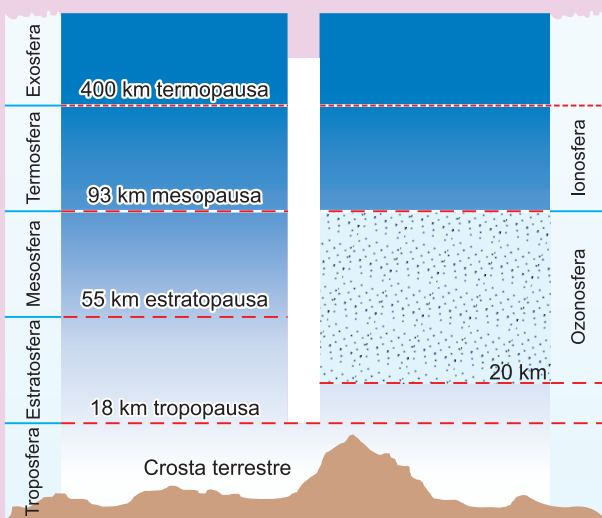
1) Altitude: 0 km
Temperatura = 20°C
Pressão = 760 mmHg
Massa de 1L de ar = 1,20g
Nº de moléculas em 1L de ar = 250×10^{20}
 $N_2 = 78\%$
 $O_2 = 21\%$

2) Altitude: 20km
Temperatura = - 53°C
Pressão = 62 mmHg
Massa de 1L de ar = 0,13g
Nº de moléculas em 1L de ar = 27×10^{20}
 $N_2 = 80\%$
 $O_2 = 19\%$



Saiba mais

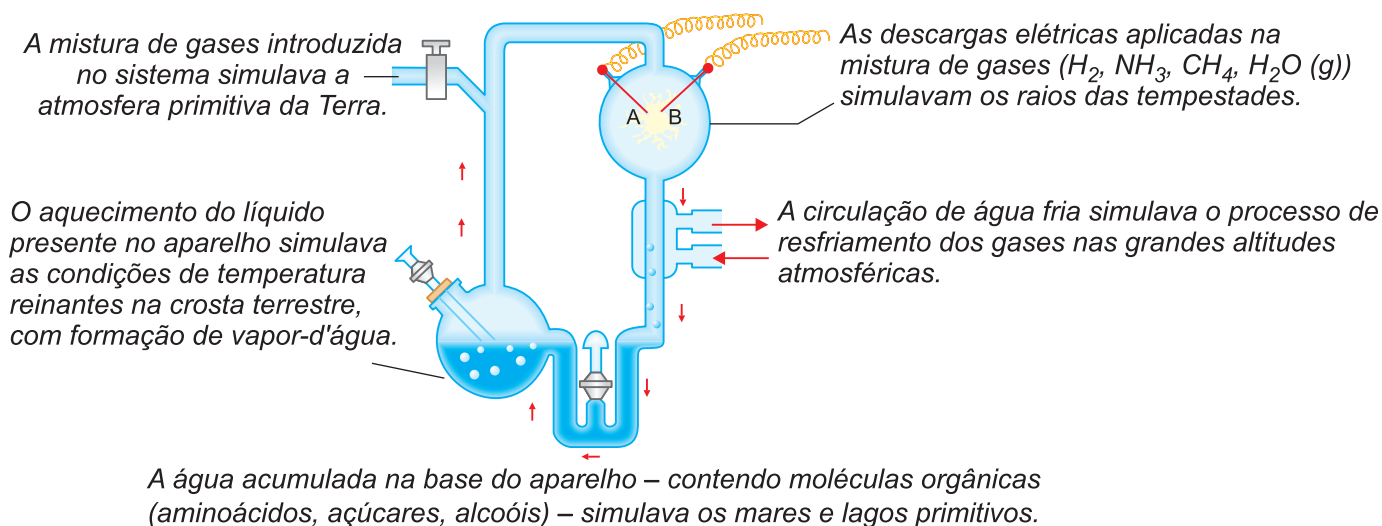
REGIÕES DA ATMOSFERA



- 1) Troposfera – é a região mais próxima do solo, com cerca de 18km. A temperatura, a pressão e a densidade do ar diminuem com o aumento da altitude. A temperatura a 18km é cerca de - 55°C.
- 2) Estratosfera – de 18km a 55km e corresponde a 15% da massa atmosférica total. Nessa região não há nuvens e a temperatura varia de - 55°C a - 1°C. É na estratosfera que existe a camada de ozônio que absorve radiação ultravioleta, protegendo a vida na Terra. O aumento da temperatura com a altitude é o resultado da absorção de raios ultravioleta pelas moléculas de O_2 .
- 3) Mesosfera – de 55km a 93km. A temperatura novamente diminui com a altitude, de - 1°C a cerca de - 80°C.
- 4) Termosfera – de 93km a 400km. A temperatura sobe novamente, chegando a 100°C a cerca de 110km de altitude.
- 5) Exosfera – de 400km em diante.

2. A formação de compostos orgânicos. Experiência de Miller

Em 1953, Stanley Miller realizou uma experiência e mostrou como as biomoléculas (aminoácidos, ácidos nucleicos, carboidratos) podiam ser formadas a partir dos gases da atmosfera primitiva (H_2 , NH_3 , CH_4 , $H_2O(g)$).



Miller submeteu a mistura de H_2 , NH_3 , CH_4 e $H_2O(g)$ a faíscas elétricas por meio dos eletrodos A e B. Verificou, após uma semana, a presença de monóxido de carbono (CO), gás carbônico (CO_2) e nitrogênio (N_2) na fase gasosa e na água contida no balão encontrou compostos orgânicos.

De acordo com Oparin, a atmosfera primitiva era composta principalmente por hidrogênio, metano, vapor-d'água e amônia. A temperatura elevada da atmosfera, o intenso vulcanismo, a radiação solar e as descargas atmosféricas favoreceram reações de síntese envolvendo aqueles compostos, o que pode ter contribuído para o surgimento da vida na Terra.

Essas ideias foram reforçadas pela experiência de Miller. Os compostos orgânicos foram arrastados pelas chuvas para os lagos e mares. Depois de milhões de anos, formou-se uma espécie de sopa orgânica nas camadas mais superficiais dos lagos e mares.

Foi nessa sopa orgânica que apareceram as primeiras células, há cerca de 3 bilhões de anos.

Observe que o CO_2 surgiu juntamente com os compostos orgânicos.

3. A composição do ar atmosférico. Experiência de Lavoisier

Em 1774, Joseph Priestley aqueceu cal vermelha de mercúrio e obteve um "ar" no qual uma vela ardia com brilho intenso e os ratos sobreviviam por mais tempo. Esse ar foi chamado de ar deflogisticado.

Na época, os gases eram chamados ares, isto é, havia diferentes tipos de ar.

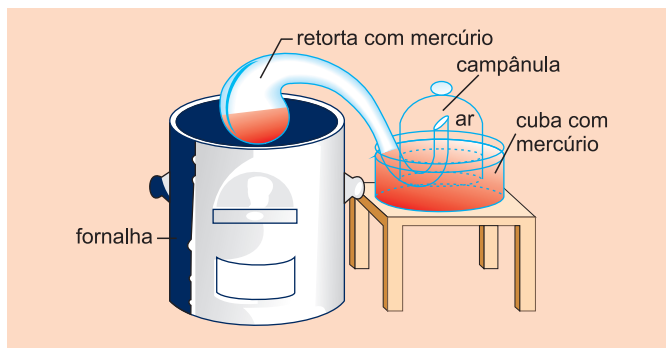
Exemplo

ar inflamável: gás hidrogênio

ar fixo: gás carbônico

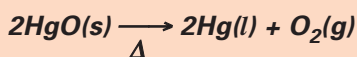
ar deflogisticado: gás oxigênio

Baseando-se nos resultados obtidos por Priestley, Lavoisier fez experiências utilizando o seguinte processo:

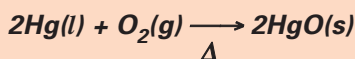


- Aqueceu lentamente a retorta contendo uma massa conhecida de mercúrio;
- Observou o aparecimento de um material avermelhado (cal de mercúrio) na superfície do mercúrio contido na retorta. O nível do mercúrio sob a campânula subiu até se estabilizar;
- Cessou o aquecimento e esperou o sistema alcançar a temperatura ambiente. Verificou que o nível de mercúrio subiu 1/6 da altura da campânula. Uma parte do ar combinou-se com o mercúrio aquecido na retorta. Inicialmente chamou essa parte de ar vital, que correspondia a 1/6 do ar atmosférico.

Na experiência de Priestley, a cal vermelha de mercúrio (óxido do mercúrio) se decompõe pelo aquecimento, formando mercúrio e oxigênio.



O mercúrio, por aquecimento, combina-se com o oxigênio do ar, formando óxido de mercúrio, que é vermelho.



Em 1779, Lavoisier concluiu (erroneamente!) que todos os ácidos seriam formados pelo ar vital e deu-lhe o nome de oxigênio (formador de ácidos, em grego).

Lavoisier verificou que o ar residual dentro da campânula era impróprio à vida dos animais e não mantinha a combustão. A essa parte (5/6 do ar atmosférico) Lavoisier chamou mofeta (insalubre) atmosférica. Mais tarde, a mofeta atmosférica recebeu o nome de azoto (falta de vida). Chaptal sugeriu o nome nitrogênio (formador de salitre) em 1790.

Lavoisier concluiu que o ar atmosférico não era um elemento, pois podia ser separado em duas partes diferentes.

4. Importância da atmosfera

1) Reservatório de substâncias essenciais. O gás carbônico é incorporado aos seres vivos por meio da fotossíntese. O gás oxigênio é essencial na respiração. O gás nitrogênio é fixado por vários mecanismos e se incorpora aos seres vivos.

2) A atmosfera deixa passar grande parte da luz solar que ilumina a superfície terrestre.

3) A camada de ozônio veda a passagem de parte da luz ultravioleta nociva à vida.

4) A atmosfera bloqueia pequenos meteoritos que são queimados antes de atingirem a superfície.

5) A atmosfera impede o retorno ao espaço de parte da radiação infravermelha, assegurando uma temperatura bem maior daquela que a Terra teria se não houvesse a atmosfera.



No Portal Objetivo

Para saber mais sobre o assunto, acesse o **PORTAL OBJETIVO** (www.portal.objetivo.br) e, em "localizar", digite **QUIM1M404**

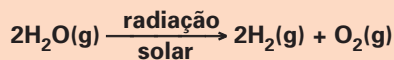


A atmosfera primitiva

Supõe-se que a atmosfera primitiva da Terra fosse formada pelos gases hidrogênio (H_2), amônia (NH_3), metano (CH_4) e por vapor de água (H_2O). Como se teria dado a diferenciação da atmosfera primitiva para a atual?

Aceita-se a seguinte explicação:

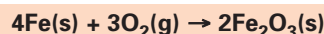
a) Sob a ação da radiação solar, a água se decompôs em hidrogênio e oxigênio;



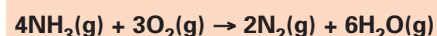
b) O hidrogênio dissipou-se no espaço, não permanecendo no campo gravitacional da Terra por ser muito leve;

c) O oxigênio interagiu com substâncias da crosta terrestre, pois é muito reativo. Em sua maior parte, foi consumido na formação de óxidos;

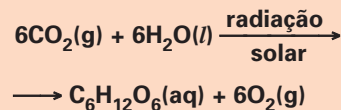
Exemplo



d) O nitrogênio se formou pela reação da amônia com o oxigênio;

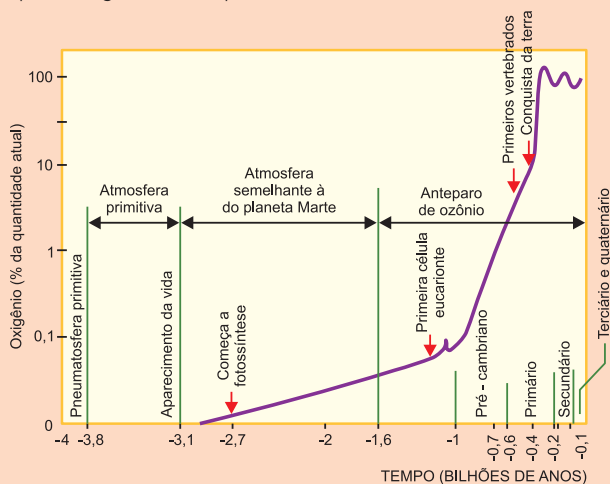


e) A quantidade de O_2 só começou a aumentar quando surgiram as plantas que possuem clorofila e realizam a fotossíntese.



Exercícios Resolvidos

1) (ENEM – EXAME NACIONAL DO ENSINO MÉDIO) – O gráfico abaixo representa a evolução da quantidade de oxigênio na atmosfera no curso dos tempos geológicos. O número 100 sugere a quantidade atual de oxigênio na atmosfera, e os demais valores indicam diferentes porcentagens dessa quantidade.



De acordo com o gráfico, é correto afirmar que

a) as primeiras formas de vida surgiram na ausência de O_2 .

b) a atmosfera primitiva apresentava 1% de teor de oxigênio.

c) após o início da fotossíntese, o teor de oxigênio na atmosfera mantém-se estável.

d) desde o Pré-cambriano, a atmosfera mantém os mesmos níveis de teor de oxigênio.

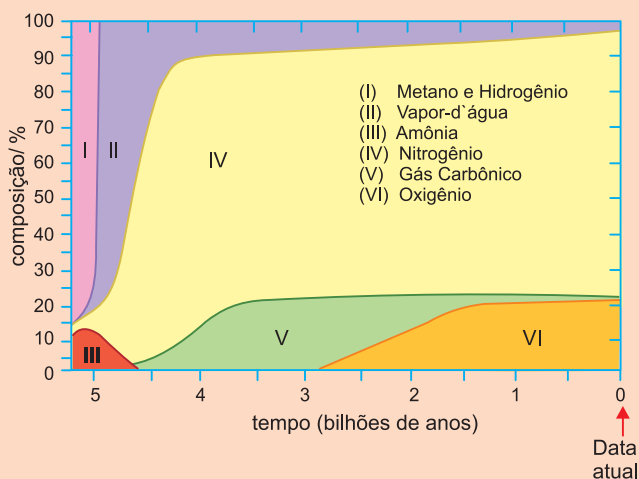
e) na escala evolutiva da vida, quando surgiram os anfíbios, o teor de oxigênio atmosférico já se havia estabilizado.

Resolução

O gráfico mostra que não existia O_2 na atmosfera primitiva. Os primeiros seres vivos, provavelmente, teriam sido anaeróbios e heterótrofos.

Resposta: A

2) (ENEM – EXAME NACIONAL DO ENSINO MÉDIO) – As áreas numeradas no gráfico mostram a composição em volume, aproximada, dos gases na atmosfera terrestre, desde a sua formação até os dias atuais.



Adaptado de *The Random House Encyclopedias*, 3rd ed.

Considerando apenas a composição atmosférica, isolando outros fatores, pode-se afirmar que

- não podem ser detectados fósseis de seres aeróbicos anteriores a 2,9 bilhões de anos.
- as grandes florestas poderiam ter existido há aproximadamente 3,5 bilhões de anos.

III. o ser humano poderia existir há aproximadamente 2,5 bilhões de anos.

É correto o que se afirma em

- I, apenas.
- II, apenas.
- I e II apenas.
- II e III apenas.
- I, II e III.

Resolução

Seres aeróbicos não podem ter existido antes de 2,9 bilhões de anos atrás, devido à ausência do gás oxigênio na atmosfera.

Resposta: A

3 (ENEM – EXAME NACIONAL DO ENSINO MÉDIO) – No que se refere à composição em volume da atmosfera terrestre há 2,5 bilhões de anos, pode-se afirmar que o volume de oxigênio, em valores percentuais, era de, aproximadamente,

- 95%
- 77%
- 45%
- 21%
- 5%

Resolução

Pela leitura do gráfico, percebe-se que há 2,5 bilhões de anos a porcentagem de oxigênio (região VI) na atmosfera terrestre era, aproximadamente, 5%.

Resposta: E

Exercícios Propostos

1 (UNEB-BA) – No ar atmosférico, não poluído e seco, encontramos em ordem crescente de abundância:

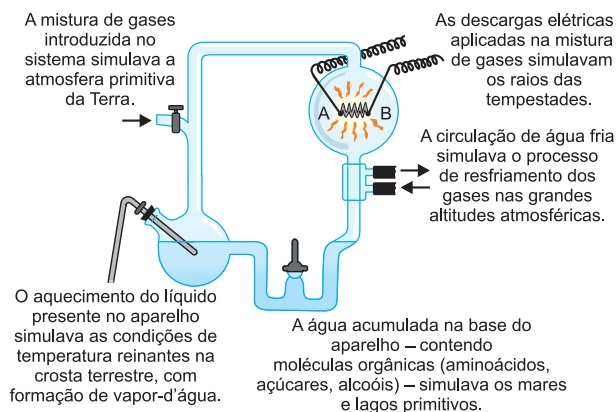
- nitrogênio, argônio e oxigênio.
- oxigênio, nitrogênio e hélio.
- dióxido de carbono, nitrogênio e oxigênio.
- oxigênio, nitrogênio e dióxido de carbono.
- argônio, oxigênio e nitrogênio.

RESOLUÇÃO:

$Ar(0,9\%) < O_2(21\%) < N_2(78\%).$

Resposta: E

2 (UnB-PAS-DF – ADAPTADO – MODELO ENEM) – Na tentativa de encontrar indícios comprobatórios da evolução pré-biológica, Miller construiu, com tubos e balões de vidro, o aparelho representado na figura a seguir, em que simulou as condições supostamente reinantes na Terra primitiva. Nesse aparelho, foi utilizada uma fonte de tensão capaz de fornecer até 60 000V e 1 200W. Descargas elétricas semelhantes a relâmpagos são produzidas no aparelho quando a intensidade do campo elétrico entre as extremidades **A** e **B** dos eletrodos ultrapassa um valor limite, e então um caminho condutor de corrente elétrica, com resistência desprezível, é estabelecido entre esses pontos através do gás existente no balão, como ilustra a figura abaixo. Outros componentes do aparelho são também mostrados na figura.



AMABIS, José Mariano e MARTHO, Gilberto Rodrigues. *Biologia das células: origem da vida, citologia, histologia e embriologia*. São Paulo, Moderna, p. 33 (com adaptações).

Acerca do experimento de Miller e considerando o texto, julgue os itens que se seguem.

- (1) O experimento de Miller forneceu evidências para a teoria de que moléculas orgânicas complexas formaram-se na Terra primitiva.
- (2) O experimento de Miller evidenciou a teoria da geração espontânea.
- (3) O experimento de Miller mostrou que moléculas orgânicas só podem ser produzidas por meio de processos biológicos.

Está correto somente o que se afirma em:

- a) 1 b) 2 c) 3 d) 1 e 3 e) 1 e 2

RESOLUÇÃO:

Item certo: 1

Itens errados: 2 e 3

② Pasteur demonstrou que todo organismo vivo provém de outro organismo vivo, abolindo a teoria da geração espontânea.

③ No experimento de Miller, moléculas orgânicas foram produzidas por processo não biológico.

Resposta: A

- 3** Na experiência de Lavoisier sobre a composição do ar, enquanto o mercúrio da retorta se transformava em cal vermelha de mercúrio, o volume de ar na campânula ia diminuindo e o nível de mercúrio ia subindo dentro da campânula.

Explique por que o nível de mercúrio subiu dentro da campânula.

RESOLUÇÃO:

O oxigênio (O_2) do ar atmosférico reagiu com o mercúrio da retorta. A quantidade de gás diminuiu dentro da campânula. Como consequência, a pressão (força) exercida pelo ar atmosférico sobre o mercúrio da cuba tornou-se maior que a pressão (força) exercida pelo ar da campânula.

- Chuva ácida: óxidos de enxofre e de nitrogênio
- Efeito estufa: CO_2 , CH_4

POLUIÇÃO

Para as pessoas em geral, a poluição está relacionada com sujeira.

Para a Biologia, a poluição está relacionada com o desequilíbrio do ambiente onde vive uma comunidade de seres vivos.

As pichações representam uma forma de expressão para quem as realiza. No entanto, elas constituem poluição visual, pois depredam os monumentos históricos e culturais, além de dificultar a leitura de informações em placas.



Os carros do corpo de bombeiros e as ambulâncias, com suas sirenes, e uma empresa quebrando concreto com britadeiras contribuem para a poluição sonora, pois provocam ruídos em níveis acima do tolerado pelo ouvido humano.

A poluição química é provocada por materiais gerados pela atividade humana que prejudicam o meio ambiente. A poluição química ocorre no ar, nas águas e no solo.

Átomos com núcleos instáveis emitem radiações. Estas são provenientes da interação dos raios cósmicos com a atmosfera e de átomos radioativos que estão presentes no nosso planeta. A poluição radioativa consiste no aumento dos índices de radiação da Terra pela introdução de materiais radioativos no ambiente. Como exemplos, podemos citar o uso de armas nucleares, a operação de usinas nucleares para a geração de energia elétrica, o uso de isótopos radioativos na indústria e na medicina etc.

1. Poluição atmosférica

O **ar atmosférico seco** (isento de vapor de água) tem a seguinte composição em volume:

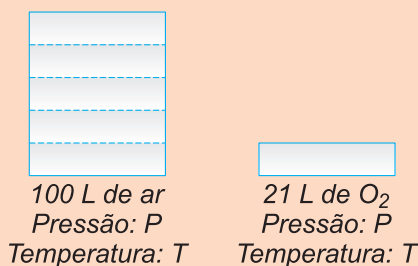
- Nitrogênio (N₂) – 78%
- Oxigênio (O₂) – 21%
- Argônio (Ar) – 0,9%
- Gás carbônico (CO₂) – 0,03%
- Neônio (Ne) – 0,0018%
- Hélio (He) – 0,0005%
- Criptônio (Kr) – 0,0001%
- Hidrogênio (H₂) – 0,00005%
- Xenônio (Xe) – 0,00001%

PORCENTAGEM EM VOLUME

Indica o volume que o componente ocuparia se fosse separado de 100 litros de ar e mantido na mesma pressão e temperatura da mistura inicial.

Exemplo

Porcentagem em volume do oxigênio = 21%



Componentes-traços são materiais que ocorrem no ar em pequena quantidade.

Exemplos

- Metano (CH₄)
- Dióxido de enxofre (SO₂)
- Ozônio (O₃)
- Óxidos de nitrogênio (NO₂, N₂O₃)
- Amônia (NH₃)
- Monóxido de carbono (CO)

A poluição do ar atmosférico surge de atividades antropogênicas (geradas pelo ser humano) que aumentam a quantidade dos componentes-traços.

Partículas sólidas em suspensão (material particulado) também podem acarretar poluição.

As quantidades dos componentes-traços na atmosfera variam devido às atividades humanas. Os componentes-traços se difundem atingindo outras regiões, não se restringindo apenas ao local de origem. As enormes chaminés contribuem para que isso aconteça, pois lançam os poluentes em correntes altas de vento. É imprescindível o controle das emissões, fazendo-se o controle das fontes poluidoras e um monitoramento constante do ar.

De origem antropogênica, podemos citar: fuligem (carbono), que ocorre devido à combustão incompleta de com-

bustíveis fósseis (carvão, petróleo); metais pesados provenientes de operações metalúrgicas e das minerações.

Erupções vulcânicas, terremotos e maremotos também são causadores do aparecimento de material particulado na atmosfera. Tem-se, portanto, uma poluição de origem não antropogênica.



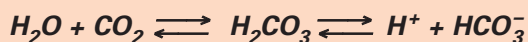
Vulcão em erupção.

2. A chuva sem poluição já é ácida

O ar atmosférico não poluído e seco é uma mistura de gases com as seguintes porcentagens em volume: nitrogênio (N₂): 78%; oxigênio (O₂): 21%; argônio (Ar): 0,9%; gás carbônico ou dióxido de carbono (CO₂): 0,03%.

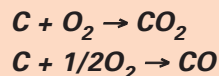
Em ambientes não poluídos, a chuva sem relâmpagos é fracamente ácida devido à presença de gás carbônico no ar.

O dióxido de carbono reage com a água da chuva formando ácido carbônico (H₂CO₃), que se ioniza fracamente.

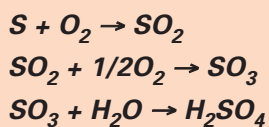


3. A chuva com poluição é fortemente ácida

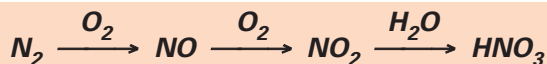
A queima de um combustível fóssil produz, além do gás carbônico (CO₂), que não é venenoso, o terrível monóxido de carbono (CO). Este toma o lugar do oxigênio na hemoglobina do sangue.



Um combustível fóssil possui enxofre como impureza. Este, quando é queimado, produz dióxido de enxofre (SO₂), que é venenoso. Com o passar do tempo, o SO₂ reage com mais oxigênio, formando trióxido de enxofre. Este se combina com a água da chuva, formando o ácido sulfúrico, que se ioniza bastante e torna a chuva fortemente ácida.



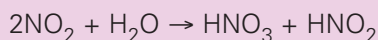
Devido à alta temperatura na câmara de combustão, o nitrogênio (N₂) do ar se combina com oxigênio, formando os venenosos óxidos de nitrogênio. Estes reagem com a água da chuva, formando ácido nítrico (HNO₃). Esquemáticamente, temos:



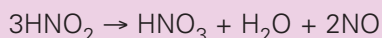
Saiba mais

REAÇÃO DO NO₂ COM H₂O

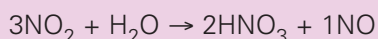
O dióxido de nitrogênio (NO₂) reage com água produzindo uma mistura de ácido nítrico e ácido nitroso.



O ácido nitroso é instável e se decompõe.



Somando as duas equações, fica assim:



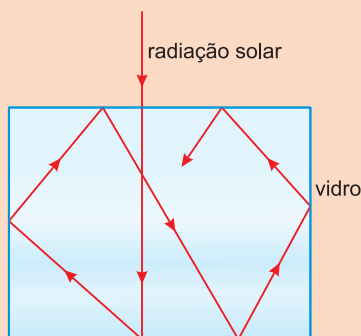
A chuva ácida corrói os monumentos de aço (ferro) e de mármore (CaCO₃, carbonato de cálcio), impede o crescimento das plantas e aumenta a mortandade de peixes nos rios e lagos.



4. Efeito estufa

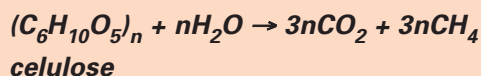
ESTUFA

Estufa é uma construção destinada a proteger as plantas da ação das chuvas, ventos e baixas temperaturas. É uma estrutura fechada por painéis de vidro e dotada de sistema adequado de ventilação.



A radiação solar atravessa o vidro e aquece o ambiente. O material aquecido emite radiação infravermelha (calor), que não consegue atravessar o vidro. O calor fica retido no interior da estufa.

A temperatura na superfície da Terra é determinada pelo balanço entre a energia absorvida do Sol e a energia emitida de volta para o espaço pela Terra, esta na forma de radiação infravermelha. Uma pequena quantidade desta radiação é absorvida por O₂ e O₃, mas as maiores quantidades são absorvidas por CO₂ e H₂O. Esses gases agem como uma enorme redoma de vidro, evitando que o calor escape. Este fenômeno é denominado "efeito estufa". A concentração de CO₂ na atmosfera está crescendo devido ao aumento do consumo de combustíveis fósseis e ao extensivo desmatamento pelas queimadas. A consequência dessa maior concentração de CO₂ é o aumento da temperatura média global da Terra. Outro gás que contribui para o efeito estufa é o metano, que se forma na fermentação anaeróbica da celulose (vegetais submersos e digestão dos bovinos).



Os gases que mais contribuem para o efeito estufa estão na tabela a seguir:

gás	contribuição
gás carbônico (CO ₂)	61%
metano (CH ₄)	15%
clorofluorcarbonetos (CFC)	11%
óxidos de nitrogênio (NO _x)	4%
vapor-d'água e outros gases	9%

Estima-se que, por volta de 2030, o teor de gás carbônico na atmosfera duplique.

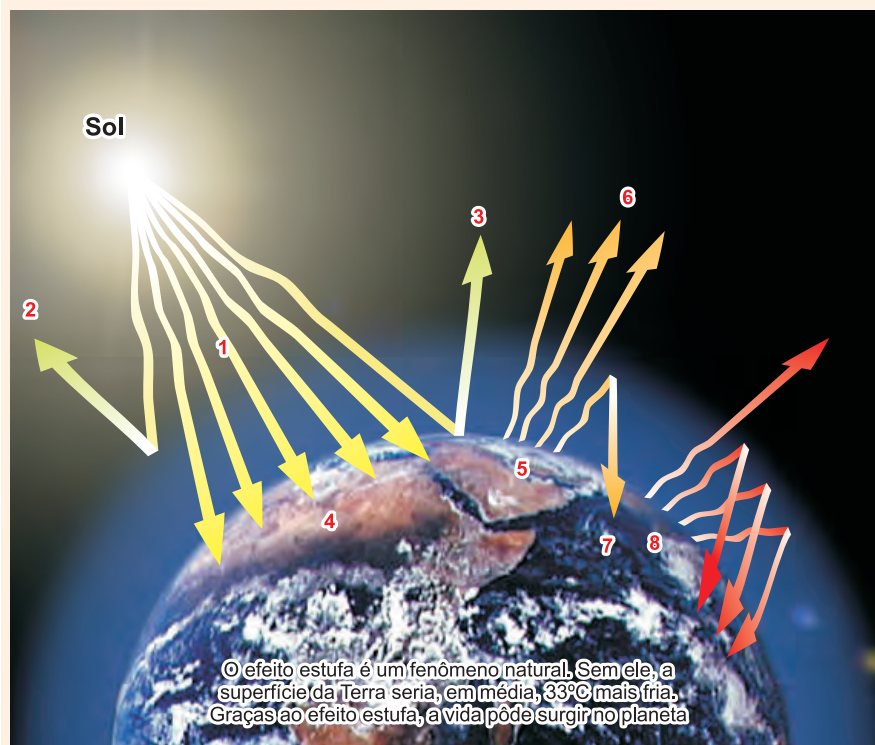
Como consequência, ocorreria uma elevação de 1,5 a 5,5 graus Celsius na temperatura média global. O nível dos oceanos elevar-se-ia de 20 a 165 centímetros.



No Portal Objetivo

Para saber mais sobre o assunto, acesse o **PORTAL OBJETIVO** (www.portal.objetivo.br) e, em "localizar", digite **QUIM1M405**

Como o efeito estufa altera o clima



O EFEITO ESTUFA NORMAL

- 1 Radiação solar entra na atmosfera.
- 2 Parte dela é refletida pela atmosfera e volta para o espaço.
- 3 Outra parte da radiação é refletida pela Terra.
- 4 A maior parte é absorvida pela superfície terrestre e aquece o planeta.
- 5 A Terra emite calor na forma de radiação.
- 6 Parte dessa radiação deixa a atmosfera.
- 7 Outra parte é

A CAUSA DO AUMENTO DE TEMPERATURA

- 8 A queima excessiva de combustíveis fósseis (derivados de petróleo e carvão) pelas atividades humanas e a destruição de florestas pelo fogo aumentam a concentração dos gases estufa na atmosfera.
- Esse aumento intensifica a retenção do calor pelo efeito estufa, elevando a temperatura global.



Saiba mais

CIENTISTAS DESCOBREM NOVO CAUSADOR DE EFEITO ESTUFA

Um grupo de pesquisadores da Europa e dos Estados Unidos descobriu um novo gás estufa na atmosfera.

O gás, de fórmula SF_5CF_3 (trifluorometilpentafluoreto de enxofre), é sintético e extremamente raro. Sua concentração na atmosfera é de apenas 0,1 parte por trilhão de ar. Ainda assim, ele representa um problema potencial porque suas concentrações na atmosfera crescem rapidamente — cerca de 6% ao ano. Pior: ele demora mil anos para se dissipar.

“A quantidade dele na atmosfera ainda é muito pequena para que nos preocupemos”, disse William T. Sturges, químico da Universidade de East Anglia em Norwich, Inglaterra.

O SF_5CF_3 é 18 mil vezes mais eficiente em reter o calor da atmosfera do que o gás carbônico, o principal vilão do efeito estufa.

Estima-se que haja 4 000 toneladas de SF_5CF_3 no ar, e que outras 270 toneladas sejam liberadas a mais no planeta todo ano.

O que mais intriga os pesquisadores é a origem do gás. Segundo Sturges, ele pode ser subproduto de atividade industrial em algum lugar do mundo.

O efeito estufa pode ter como consequência uma elevação do nível dos oceanos devido à fusão de camadas de gelo das regiões polares.

Isso faria com que centros urbanos localizados à beira-mar fossem destruídos. Além disso, a distribuição da flora e da fauna na superfície terrestre seria modificada.

Uma proposta para reduzir o efeito estufa é evitar a ação do sol estimulando a formação de nuvens com técnicas de vaporização. Jogar partículas reflexíveis na atmosfera, como íons sulfato (SO_4^{2-}), simulando uma erupção vulcânica, também teria o mesmo efeito. A injeção de CO_2 em aquíferos profundos vem sendo proposta como uma maneira segura e economicamente viável de estocagem do CO_2 capturado de fontes industriais. É necessário diminuir o desmatamento pelas queimadas e o consumo de combustíveis fósseis.



Meio ambiente (efeito estufa)

Hidrelétricas ajudam a aumentar o efeito estufa

Energia considerada limpa produz dióxido de carbono e metano, poluentes ligados ao aquecimento do planeta, diz estudo.

Consideradas uma das formas mais limpas de geração de energia, as usinas hidrelétricas e seus enormes reservatórios de água estão sob a mira dos ambientalistas. Um estudo realizado no Instituto Nacional de Pesquisas da Amazônia (Inpa) pelo pesquisador Philip Fearnside mostrou que os lagos artificiais formados em regiões dominadas por florestas podem

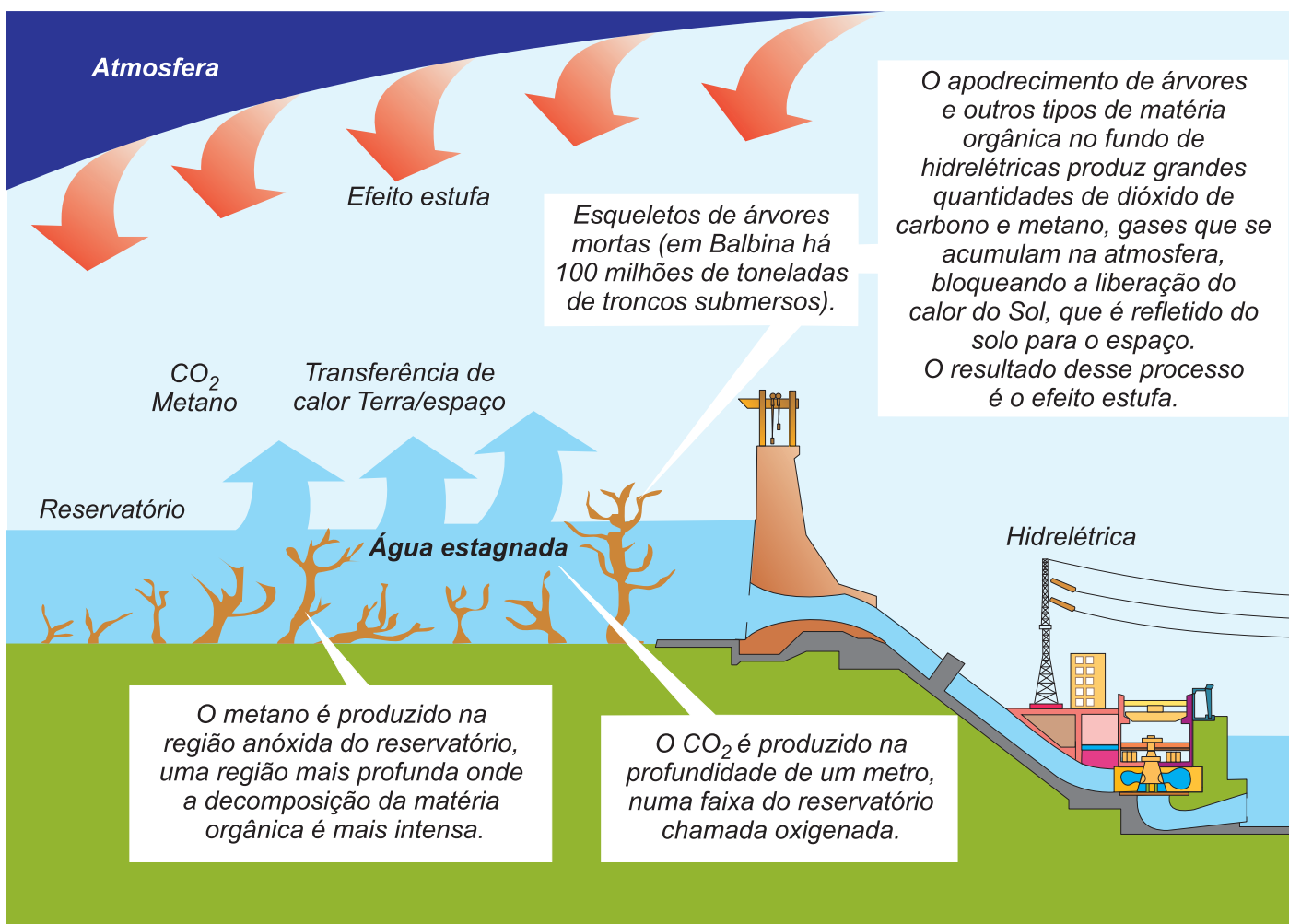
ser até dez vezes mais poluentes que as usinas termoelétricas, que queimam combustíveis à base de carvão natural e petróleo para gerar energia.

O principal responsável pelo problema é o apodrecimento da enorme reserva de biomassa depositada no fundo dos reservatórios. A deterioração libera gases como dióxido de carbono e metano na atmosfera. Em seu estudo, publicado nas revistas internacionais "Environmental Conservation" e "New Scientist", Fearnside demonstra que as emissões podem durar por até 55 anos depois da formação dos lagos artificiais. A quantidade de ga-

ses emitida nesse período fica na atmosfera por até 200 anos, contribuindo para o aumento do efeito estufa.

– A formação dos lagos em áreas de florestas deveria obedecer a critérios rigorosos de remoção de árvores e madeira, mas isso não é feito em lugar nenhum do mundo. O problema é que, assim que se forma o lago, esse material começa a se decompor e a emitir gases em quantidades gigantescas. Isso é muito preocupante, principalmente num país como o Brasil, que planeja construir 87 hidrelétricas na Amazônia, ainda nas primeiras décadas do século XXI – diz Fearnside.

A POLUIÇÃO DAS HIDRELÉTRICAS



1 (UFC-CE- MODELO ENEM) – A presença de materiais indesejáveis no ar altera a composição da atmosfera terrestre, tornando-a praticamente irrespirável. Em São Paulo, foi realizado um rigoroso programa de racionamento do tráfego de veículos automotores, com o objetivo de diminuir os índices de poluição. Com relação a esse problema, escolha a alternativa correta:

- a) O ar ideal para se respirar deve ser constituído somente de oxigênio.
- b) O ar ideal para se respirar deve ser constituído mais de oxigênio do que de nitrogênio.
- c) O ar não poluído e adequado ao ser humano deve ser constituído de nitrogênio, oxigênio e hidrogênio em partes iguais.
- d) A atmosfera terrestre não poluída é constituída mais de nitrogênio do que de oxigênio.
- e) A atmosfera ideal é uma mistura heterogênea formada de vapor-d'água e oxigênio.

Resolução

O ar atmosférico não poluído e seco é constituído de N_2 (78% em volume), O_2 (21%), Ar (0,9%) e CO_2 (0,03%).

Resposta: D

2 (ENEM – EXAME NACIONAL DO ENSINO MÉDIO) – Um dos índices de qualidade do ar diz respeito à concentração de monóxido de carbono (CO), pois esse gás pode causar vários danos à saúde. A tabela a seguir mostra a relação entre a qualidade do ar e a concentração de CO.

Qualidade do ar	Concentração de CO – ppm* (média de 8h)
Inadequada	15 a 30
Péssima	30 a 40
Crítica	Acima de 40

*ppm (parte por milhão) = 1 micrograma de CO por grama de ar
 $1\mu g = 10^{-6}g$

Para analisar os efeitos do CO sobre os seres humanos, dispõe-se dos seguintes dados:

Concentração de CO (ppm)	Sintomas em seres humanos
10	Nenhum
15	Diminuição da capacidade visual
60	Dores de cabeça
100	Tonturas, fraqueza muscular
270	Inconsciência
800	Morte

Suponha que você tenha lido em um jornal que na cidade de São Paulo foi atingido um péssimo nível de qualidade do ar. Uma pessoa que estivesse nessa área poderia

- a) não apresentar nenhum sintoma.
- b) ter sua capacidade visual alterada.
- c) apresentar fraqueza muscular e tontura.

d) ficar inconsciente.

e) morrer.

Resolução

Quando o ar atinge um **nível péssimo** de qualidade, significa que a concentração de CO no ar está entre 30 e 40 partes por milhão. Segundo a tabela dos efeitos do monóxido de carbono sobre os seres humanos, nessa concentração o homem terá **diminuição de sua capacidade visual**.

Resposta: B

3 (ENEM – EXAME NACIONAL DO ENSINO MÉDIO) – Um dos problemas ambientais decorrentes da industrialização é a poluição atmosférica. Chaminés altas lançam ao ar, entre outros materiais, o dióxido de enxofre (SO_2) que pode ser transportado por muitos quilômetros em poucos dias. Dessa forma, podem ocorrer precipitações ácidas em regiões distantes, causando vários danos ao meio ambiente (chuva ácida).

Com relação aos efeitos sobre o ecossistema, pode-se afirmar que:

- I. as chuvas ácidas poderiam causar a diminuição do pH da água de um lago, o que acarretaria a morte de algumas espécies, rompendo a cadeia alimentar.
- II. as chuvas ácidas poderiam provocar acidificação do solo, o que prejudicaria o crescimento de certos vegetais.
- III. as chuvas ácidas causam danos se apresentarem valor de pH maior que o da água destilada.

Dessas afirmativas está(ão) correta(s):

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

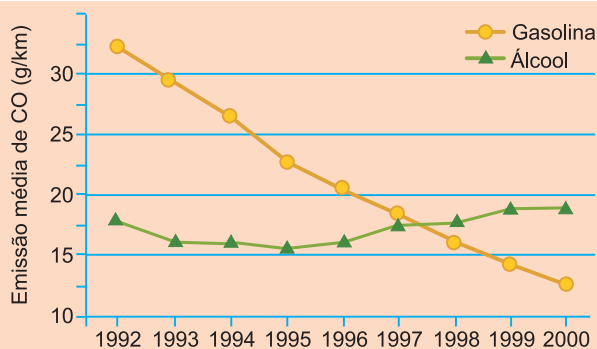
Resolução

- I. **Correta.** As chuvas ácidas causam diminuição do pH (aumento da acidez) da água de um lago, o que acarreta a morte de algumas espécies, rompendo a cadeia alimentar.
- II. **Correta.** As chuvas ácidas aumentam a acidez do solo, o que prejudica o crescimento de certos vegetais.
- III. **Incorreta.** As chuvas ácidas apresentam valor de pH menor que o da água destilada que tem pH = 7.

Resposta: C

4 (ENEM – EXAME NACIONAL DO ENSINO MÉDIO) – A tabela mostra a evolução da frota de veículos leves, e o gráfico, a emissão média do poluente monóxido de carbono (em g/km) por veículo da frota, na região metropolitana de São Paulo, no período de 1992 a 2000.

Ano	Frota a Álcool (em milhares)	Frota a Gasolina (em milhares)
1992	1250	2500
1993	1300	2750
1994	1350	3000
1995	1400	3350
1996	1350	3700
1997	1250	3950
1998	1200	4100
1999	1100	4400
2000	1050	4800



Adaptado de *Cetesb: relatório do ano de 2000*.

Comparando-se a emissão média de monóxido de carbono dos veículos a gasolina e a álcool, pode-se afirmar que

- I. no transcorrer do período 1992-2000, a frota a álcool emitiu menos monóxido de carbono.
- II. em meados de 1997, o veículo a gasolina passou a poluir menos que o veículo a álcool.
- III. o veículo a álcool passou por um aprimoramento tecnológico.

É correto o que se afirma apenas em

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

Resolução

I. **Correta.**

Pelo gráfico verifica-se que até meados de 1997 a emissão de CO pelo carro a gasolina era maior que a do carro a álcool; e como a frota a gasolina sempre foi maior que a do carro a álcool, a emissão desse poluente pela frota dos carros a álcool é menor que a da frota dos carros a gasolina. A partir dessa data, pelo aprimoramento tecnológico dos carros a gasolina, a emissão de CO passou a ser menor que a do carro a álcool, mas mesmo assim a emissão desse poluente pela frota a gasolina continua a ser maior que a da frota a álcool, em razão do maior número de carros. Exemplo: ano 2000

	Álcool	Gasolina
Carros	1050×10^3	4800×10^3
Emissão de CO (g/km)	18	13
Total (g)	18900×10^3	62400×10^3

II. **Correta.**

Devido ao aprimoramento tecnológico, o veículo a gasolina passou a poluir menos que o veículo a álcool, a partir de meados de 1997.

III. **Errada.**

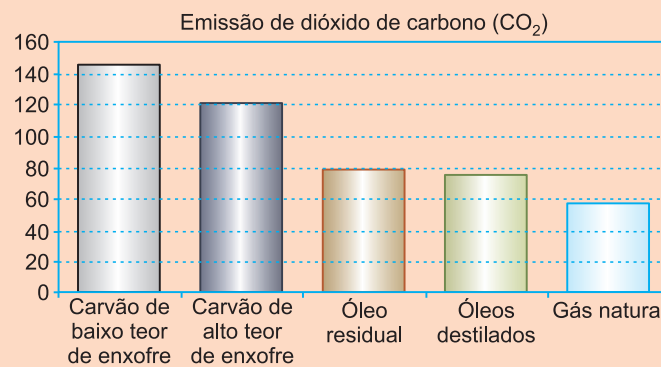
O aprimoramento tecnológico ocorreu no veículo a gasolina.

Resposta: B

5 (ENEM – EXAME NACIONAL DO ENSINO MÉDIO) – No meado da década de 2000, o preço do petróleo alcançou recordes históricos. Por isso, a procura de fontes energéticas alternativas se faz necessária. Para os especialistas, uma das mais interessantes é o gás natural, pois ele apresentaria uma série de vantagens em relação a outras opções energéticas.

A tabela compara a distribuição das reservas de petróleo e de gás natural no mundo, e a figura, a emissão de dióxido de carbono entre vários tipos de fontes energéticas.

	Distribuição de petróleo no mundo (%)	Distribuição de gás natural no mundo (%)
América do Norte	3,5	5,0
América Latina	13,0	6,0
Europa	2,0	3,6
Ex-União Soviética	6,3	38,7
Oriente Médio	64,0	33,0
África	7,2	7,7
Ásia/Oceânia	4,0	6,0



(Fonte: *Gas World International – Petroleum Economist*.)

A partir da análise da tabela e da figura, são feitas as seguintes afirmativas:

- I. Enquanto as reservas mundiais de petróleo estão concentradas geograficamente, as reservas mundiais de gás natural são mais distribuídas ao redor do mundo, assegurando um mercado competitivo e menos dependente de crises internacionais e políticas.
- II. A emissão de dióxido de carbono (CO₂) para o gás natural é a mais baixa entre os diversos combustíveis analisados, o que é importante, uma vez que esse gás é um dos principais responsáveis pelo agravamento do efeito estufa.

Com relação a essas afirmativas pode-se dizer que

- a) a primeira está incorreta, pois novas reservas de petróleo serão descobertas futuramente.
- b) a segunda está incorreta, pois o dióxido de carbono (CO₂) apresenta pouca importância no agravamento do efeito estufa.
- c) ambas são análises corretas, mostrando que o gás natural é uma importante alternativa energética.
- d) ambas não procedem para o Brasil, que já é praticamente autossuficiente em petróleo e não contribui para o agravamento do efeito estufa.
- e) nenhuma delas mostra vantagem do uso de gás natural sobre o petróleo.

Resolução

I. **Verdadeira.**

Enquanto as reservas mundiais de petróleo estão concentradas principalmente no Oriente Médio, as reservas de gás natural estão mais bem distribuídas ao redor do mundo.

II. **Verdadeira.**

Analisando a tabela de emissão de CO₂, o gás natural apresenta a mais baixa emissão. É um dado importante, pois o CO₂ é um dos principais agravantes do efeito estufa.

Resposta: C

6 (ENEM – EXAME NACIONAL DO ENSINO MÉDIO) – Qual das seguintes fontes de produção de energia é a mais recomendável para a diminuição dos gases causadores do aquecimento global?

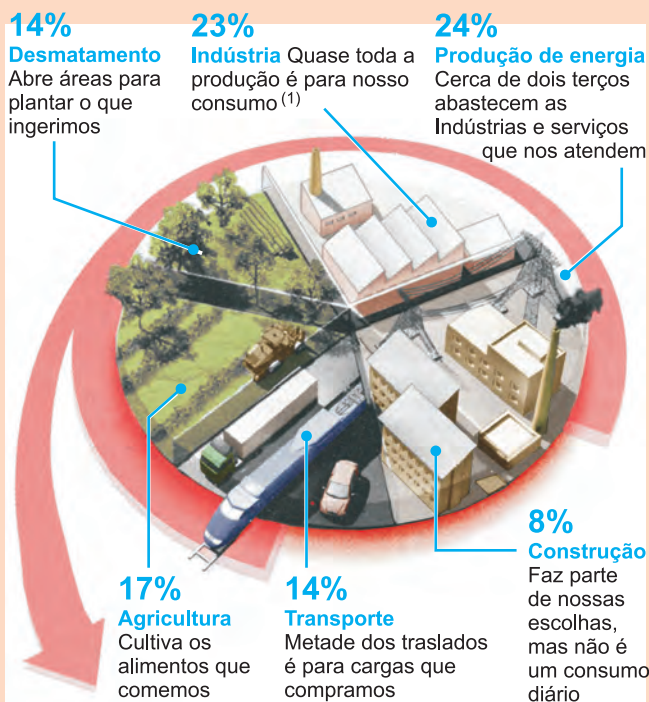
- a) Óleo *diesel*.
- b) Gasolina.
- c) Carvão mineral.
- d) Gás natural.
- e) Vento.

Resolução

A combustão de óleo *diesel*, da gasolina, do carvão mineral e do gás natural produz resíduos que aumentam o efeito estufa na Terra. Assim, o vento (produção de energia eólica) é a fonte mais recomendável para a geração de energia.

Resposta: E

7 (SIMULADO INEP – ENEM) – A figura a seguir ilustra as principais fontes de emissões mundiais de gás carbônico, relacionando-as a nossas compras domésticas (familiares).



Nossas compras domésticas são responsáveis por 77% das emissões de gás carbônico do mundo

(1) Cerca de 98% da produção industrial atende ao consumo doméstico.

Fonte: Agência Internacional de Energia

Compre verde: como nossas compras podem ajudar a salvar o planeta. *Época*, n. 515.

Com base nas informações da figura, é observado que as emissões de gás carbônico estão diretamente ligadas às compras domésticas. Deste modo, deduz-se das relações de produção e consumo apresentadas que

- a) crescimento econômico e proteção ambiental são políticas públicas incompatíveis.
- b) a redução da atividade industrial teria pouco impacto nas emissões globais de gás carbônico.
- c) os fluxos de carbono na biosfera não são afetados pela atividade humana, pois são processos cíclicos.

d) a produção de alimentos, em seu conjunto, é diretamente responsável por 17% das emissões de gás carbônico.

e) haveria decréscimo das emissões de gás carbônico se o consumo ocorresse em áreas mais próximas da produção.

Resolução

- a) **Errada.** É possível o crescimento econômico com menor impacto ambiental.
- b) **Errada.** A redução da atividade industrial diminuiria bastante a emissão de gás carbônico. A atividade industrial é uma das principais fontes de emissão de gás carbônico.
- c) **Errada.** A atividade humana afeta bastante o fluxo de carbono, por exemplo, com a queima de combustíveis fósseis.
- d) **Errada.** A produção de alimentos é responsável por mais de 17% das emissões de gás carbônico. A agricultura contribui com 17%, devendo levar-se em conta, também, a atividade industrial e a produção de energia para a obtenção dos alimentos.
- e) **Correta.** Isto acarretaria a diminuição da emissão de CO₂ no transporte das cargas.

Resposta: E

8 (ENEM – EXAME NACIONAL DO ENSINO MÉDIO) – A atmosfera terrestre é composta pelos gases nitrogênio (N₂) e oxigênio (O₂), que somam cerca de 99%, e por gases traços, entre eles o gás carbônico (CO₂), vapor de água (H₂O), metano (CH₄), ozônio (O₃) e o óxido nitroso (N₂O), que compõem o restante 1% do ar que respiramos. Os gases traços, por serem constituídos por pelo menos três átomos, conseguem absorver o calor irradiado pela Terra, aquecendo o planeta. Esse fenômeno, que acontece há bilhões de anos, é chamado de efeito estufa. A partir da Revolução Industrial (século XIX), a concentração de gases traços na atmosfera, em particular o CO₂, tem aumentado significativamente, o que resultou no aumento da temperatura em escala global. Mais recentemente, outro fator tornou-se diretamente envolvido no aumento da concentração de CO₂ na atmosfera: o desmatamento.

BROWN, I. F.; ALECHANDRE, A. S. Conceitos básicos sobre clima, carbono, florestas e comunidades. A G. Moreira & S. Schwartzman. *As mudanças climáticas globais e os ecossistemas brasileiros*. Brasília: Instituto de Pesquisa Ambiental da Amazônia, (adaptação).

Considerando o texto, uma alternativa viável para combater o efeito estufa é

- a) reduzir o calor irradiado pela Terra mediante a substituição da produção primária pela industrialização refrigerada.
- b) promover a queima da biomassa vegetal, responsável pelo aumento do efeito estufa devido à produção de CH₄.
- c) reduzir o desmatamento, mantendo-se, assim, o potencial da vegetação em absorver o CO₂ da atmosfera.
- d) aumentar a concentração atmosférica de H₂O, molécula capaz de absorver grande quantidade de calor.
- e) remover moléculas orgânicas polares da atmosfera, diminuindo a capacidade delas de reter calor.

Resolução

Uma alternativa viável para combater o efeito estufa é *reduzir o desmatamento*, mantendo-se, assim, o potencial da vegetação em absorver o CO₂ da atmosfera, processo chamado de fotossíntese.

Resposta: C

1 Associe as duas colunas:

Coluna I

- a) Chuva ácida
- b) Efeito estufa
- c) Poluição
- d) Processos antropogênicos

Coluna II

- I) Aquecimento da atmosfera causado pelo aprisionamento de radiação infravermelha por certos gases.
- II) Um ecossistema fica sobrecarregado e desequilibra-se quando não consegue assimilar uma quantidade de matéria e/ou energia.
- III) Contém componentes estranhos à atmosfera, tais como ácido nítrico e ácido sulfúrico.
- IV) Processos ligados às atividades do próprio homem.

RESOLUÇÃO:

a) III b) I c) II d) IV

2 (ULBRA-RS – MODELO ENEM) – Um novo mistério envolvendo o efeito estufa está chamando a atenção da comunidade científica mundial. Dados recentes obtidos por entidades norte-americanas de pesquisas espaciais mostram que os níveis dos gases que provocam esse fenômeno estão diminuindo na atmosfera.

O gás carbônico, metano e monóxido de carbono são alguns gases responsáveis pelo efeito estufa. A fórmula molecular destes compostos corresponde à alternativa:

- a) CO, CH₃, CaO
- b) CO, CH₄, CaO
- c) CO₂, CH₄, CO
- d) CO₂, CH₄, CaO
- e) CO, C₂H₅, CO

RESOLUÇÃO:

Gás carbônico: CO₂

Metano: CH₄

Monóxido de carbono: CO

Resposta: C

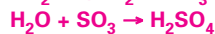
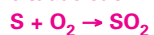
3 (ENEM – EXAME NACIONAL DO ENSINO MÉDIO) –

Diretores de uma grande indústria siderúrgica, para evitar o desmatamento e adequar a empresa às normas de proteção ambiental, resolveram mudar o combustível dos fornos da indústria. O carvão vegetal foi então substituído pelo carvão mineral. Entretanto, foram observadas alterações ecológicas graves em um riacho das imediações, tais como a morte dos peixes e dos vegetais ribeirinhos. Tal fato pode ser justificado em decorrência

- a) da diminuição de resíduos orgânicos na água do riacho, reduzindo a demanda de oxigênio na água.
- b) do aquecimento da água do riacho devido ao monóxido de carbono liberado na queima do carvão.
- c) da formação de ácido clorídrico no riacho a partir de produtos da combustão na água, diminuindo o pH.
- d) do acúmulo de elementos no riacho, tais como ferro, derivados do novo combustível utilizado.
- e) da formação de ácido sulfúrico no riacho a partir dos óxidos de enxofre liberados na combustão.

RESOLUÇÃO:

O carvão mineral contém como impureza a substância enxofre. A queima do carvão mineral produz dióxido de enxofre, que vai poluir o ar. No ar, teremos a oxidação do dióxido de enxofre, que produz trióxido de enxofre. O trióxido de enxofre, em contato com a água do riacho, forma ácido sulfúrico. As equações químicas citadas são:

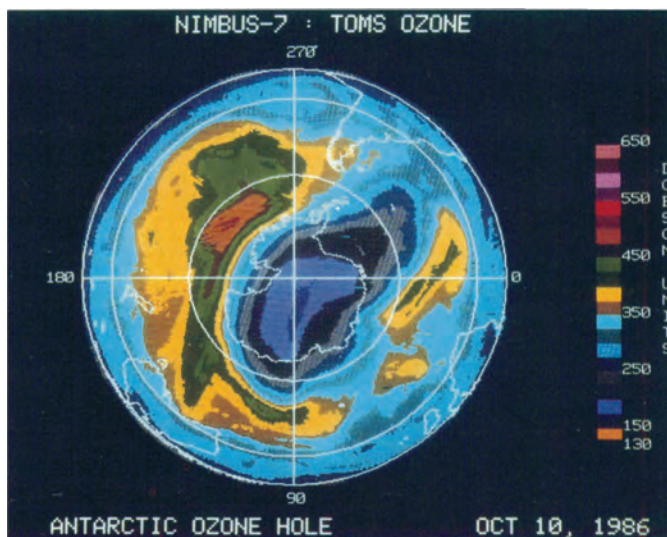


Resposta: E

- Ozônio: benéfico na estratosfera e poluente próximo do solo.

1. A camada de ozônio

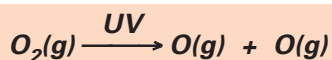
O ozônio (O_3) é uma das formas naturais de associação dos átomos de oxigênio. Sua alta reatividade o transforma em substância tóxica capaz de destruir micro-organismos e prejudicar o crescimento de plantas. Mas em estado puro e livre na estratosfera (camada atmosférica situada entre 15 e 50 quilômetros de altura), esse gás participa de interações essenciais para a defesa da vida, razão pela qual os cientistas têm alertado as autoridades para os riscos de destruição da camada de ozônio.



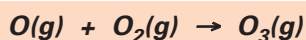
A região púrpura tem concentração de ozônio mais baixa. É o buraco na camada de ozônio sobre a Antártida.

Na estratosfera, a aproximadamente 30km de altitude, o ozônio forma-se a partir do oxigênio, O_2 , em duas etapas (não é necessário memorizar a equação das reações):

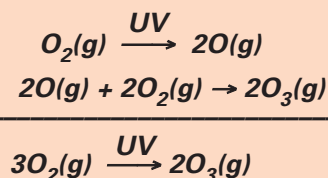
I) Moléculas de O_2 dissociam-se em átomos de oxigênio pela ação da radiação ultravioleta (UV)



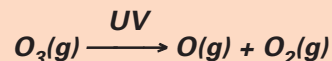
II) Átomos de oxigênio combinam-se com moléculas de O_2 formando o ozônio, O_3



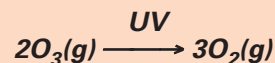
Equação global (obtida pela soma da equação I com a equação II multiplicada por dois):



O ozônio, sob a ação da radiação ultravioleta, decompõe-se regenerando o oxigênio, O_2 .



Equação global:



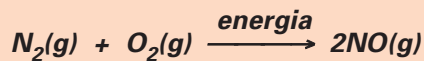
Na estratosfera, a formação e a decomposição do ozônio ocorrem aproximadamente com a mesma velocidade, de tal forma que a concentração de ozônio nessa região permanece constante, salvo variações sazonais.

Como a decomposição do ozônio absorve a radiação solar ultravioleta, ela ajuda a proteger a Terra de danos produzidos pela radiação.

A radiação ultravioleta é prejudicial a quase todas as formas de vida. Ela pode romper ligações C — H nos compostos orgânicos, causando alterações fisiológicas nos organismos. A radiação ultravioleta consegue dissociar moléculas de água. A estratosfera absorve cerca de 90% da radiação ultravioleta proveniente do Sol.

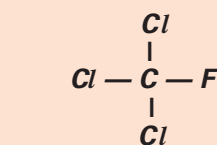
2. A diminuição da camada de ozônio

A decomposição do ozônio pode ser acelerada por vários catalisadores, como moléculas de NO produzido naturalmente na atmosfera por relâmpagos e na combustão em motores de jatos.

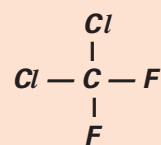


A decomposição do ozônio é acelerada por átomos de cloro provenientes de compostos que têm cloro, flúor e carbono, os clorofluorocarbonetos (CFC) ou freons.

FREONS (CFCs)



Triclorofluorometano



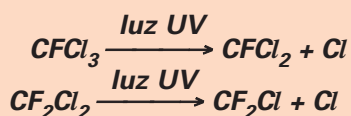
Diclorodifluorometano

Os CFCs são usados como propelentes de aerossóis (desodorantes) e como líquidos de refrigeração nas geladeiras e condicionadores de ar. Atualmente, os CFCs estão sendo substituídos por outros materiais.

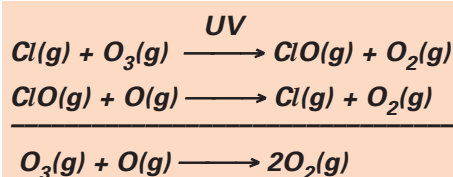


Aerossol (gotículas de líquido dispersas em um gás).

Os CFCs não se dissolvem na água da chuva ou nos oceanos e sobem para a estratosfera, onde são expostos à radiação ultravioleta e se dissociam formando átomos de cloro.



Os átomos de cloro catalisam a decomposição do ozônio segundo o mecanismo:



Note que, na equação global

$\text{O}_3 + \text{O} \rightarrow 2\text{O}_2$, não aparece o átomo de cloro. Este é regenerado continuamente, de modo que uma pequena quantidade pode causar um grande dano.

O ozônio é muito importante na atmosfera superior devido à sua habilidade em absorver luz ultravioleta. Uma diminuição na concentração de ozônio de 5% aumentaria a incidência de câncer de pele em 25%.

Os clorofluorcarbonetos são muito estáveis e permanecem na atmosfera durante um longo tempo. Acredita-se que a quantidade já lançada de freons na atmosfera possibilitará a formação de átomos de cloro até 2100, aproximadamente.

Os CFCs também contribuem para o efeito estufa, pois absorvem as radiações infravermelho que deveriam retornar ao espaço.



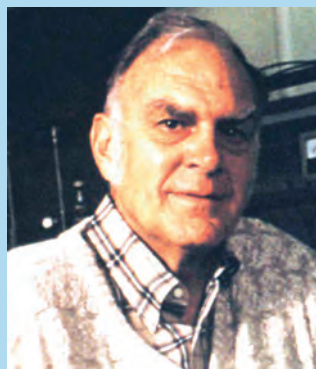
Os Destaques



Paul Crutzen



Mario Molina



Sherwood Rowland

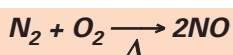
Os cientistas **Paul Crutzen, Mario Molina e Sherwood Rowland** receberam o Prêmio Nobel de Química em 1995, por seus trabalhos referentes à formação e à decomposição do ozônio.

3. O "smog" fotoquímico

Na estratosfera, o gás ozônio protege o planeta, pois absorve a radiação perigosa (ultravioleta) do Sol. A baixas altitudes o ozônio é prejudicial, pois torna a respiração difícil, danifica a vegetação, corrói materiais metálicos e os de borracha e acelera a formação da chuva ácida.

No inglês, a palavra "smog" é fusão dos vocábulos "smoke" (fumaça) e "fog" (neblina).

Um motor mal regulado provoca a formação do tóxico monóxido de carbono, CO. Além disso, devido à alta temperatura, ocorre a oxidação do nitrogênio do ar que entra no cilindro do motor.

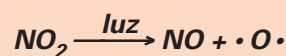


Formam-se também outros óxidos de nitrogênio (NO_2 , N_2O etc.), sendo comum denominá-los genericamente por NO_x .

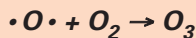
Devido a uma carburação mal feita, e também pela evaporação da gasolina, são liberados hidrocarbonetos (C_xH_y) na atmosfera. Vamos representar esses compostos de carbono e hidrogênio, genericamente, por HC ou RH.

O ozônio, O_3 , é um alótropo do oxigênio muito mais oxidante que o O_2 . Quando aumenta sua concentração no ar, ocorre irritação no aparelho respiratório. O ozônio forma-se na baixa atmosfera pelo seguinte mecanismo (não é necessário memorizar as equações das reações):

a) sob a ação da luz, o NO_2 decompõe-se produzindo átomo de oxigênio, muito reativo, por ter elétron não emparelhado. Vamos representá-lo por $\bullet\text{O}\bullet$.



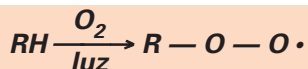
b) o átomo de oxigênio (•O•) combina-se com uma molécula de oxigênio (O₂) formando uma molécula de ozônio (O₃).



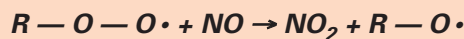
c) o ozônio é consumido na reação com NO.



Ocorrendo apenas essas reações, o ozônio não se acumularia na baixa atmosfera. No entanto, a presença de hidrocarboneto interfere na terceira reação. Sob a ação da luz, o hidrocarboneto (HC ou RH) oxida-se produzindo radical peróxido, muito reativo, por ter elétron desemparelhado.



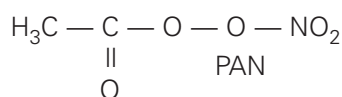
O radical peróxido reage com NO:



Em consequência, a terceira reação não ocorre e o ozônio não desaparece. Além disso forma-se mais NO₂, que irá gerar mais ozônio.

O ozônio também pode ser formado por uma série de reações complexas envolvendo hidrocarbonetos, aldeídos (R-C(=O)-H), óxidos de nitrogênio e oxigênio.

Um dos produtos dessas reações é o nitrato de peroxiacetila ou peroxiacetilnitrato (PAN), substância irritante, lacrimogênica e responsável pela cor vermelho-café do "smog".



Para reduzir o "smog" fotoquímico, deve-se diminuir a liberação de hidrocarboneto para a atmosfera, regulando o automóvel periodicamente, não usando gasolina para remover manchas, verificando se a tampa do tanque de gasolina está vedando-o completamente. Deve-se colocar o conversor catalítico para minimizar a emissão de CO e NO_x. Se possível, utilizar outro combustível (metanol, etanol, gás natural).

a)



b)



Na figura (a), uma metrópole sem "smog".
Na figura (b), a mesma cidade em um dia com "smog".



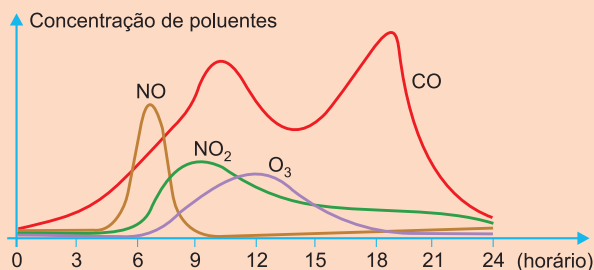
No Portal Objetivo

Para saber mais sobre o assunto, acesse o **PORTAL OBJETIVO** (www.portal.objetivo.br) e, em "localizar", digite **QUIM1M406**



Exercícios Resolvidos

1 (ENEM – EXAME NACIONAL DO ENSINO MÉDIO) – O gráfico abaixo refere-se às variações das concentrações de poluentes na atmosfera, no decorrer de um dia útil, em um grande centro urbano.



(Adaptado de NOVAIS, Vera. *Ozônio: aliado ou inimigo*. São Paulo: Scipione.)

As seguintes explicações foram dadas para essas variações:

- I. A concentração de NO diminui, e a de NO₂ aumenta em razão da conversão de NO em NO₂.
- II. A concentração de monóxido de carbono no ar está ligada à maior ou à menor intensidade de tráfego.
- III. Os veículos emitem óxidos de nitrogênio apenas nos horários de pico de tráfego do período da manhã.
- IV. Nos horários de maior insolação, parte do ozônio da estratosfera difunde-se para camadas mais baixas da atmosfera.

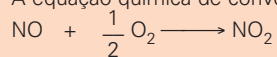
Dessas explicações, são plausíveis somente

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

Resolução

I) Correta

A equação química de conversão de NO em NO₂ é:



diminui aumenta

II) Correta

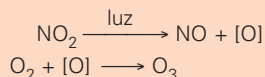
A concentração de monóxido de carbono no ar aumenta devido à combustão incompleta dos combustíveis.

III) Errada

Os veículos emitem óxidos de nitrogênio devido à reação entre N₂ e O₂, que reagem em temperatura elevada.

IV) Errada

O ozônio na atmosfera se forma devido à decomposição fotoquímica do NO₂.



O ozônio se decompõe da seguinte maneira:



Se houver escape de hidrocarbonetos para a atmosfera esta última reação não ocorre e o ozônio não desaparece dando como consequência o "smog" fotoquímico.

Resposta: A

2 (ENEM – EXAME NACIONAL DO ENSINO MÉDIO) – As florestas tropicais úmidas contribuem muito para a manutenção da vida no planeta, por meio do chamado sequestro de carbono atmosférico. Resultados de observações sucessivas, nas últimas décadas, indicam que a floresta amazônica é capaz de absorver até 300 milhões de toneladas de carbono por ano. Conclui-se, portanto, que as florestas exercem importante papel no controle

- a) das chuvas ácidas, que decorrem da liberação, na atmosfera, de dióxido de carbono resultante dos desmatamentos por queimadas.
- b) das inversões térmicas, causadas pelo acúmulo de dióxido de carbono resultante da não dispersão dos poluentes para as regiões mais altas da atmosfera.
- c) da destruição da camada de ozônio, causada pela liberação, na atmosfera, de dióxido de carbono contido nos gases do grupo dos clorofluorcarbonos.
- d) do efeito estufa provocado pelo acúmulo de carbono na atmosfera, resultante da queima de combustíveis fósseis, como carvão mineral e petróleo.
- e) da eutrofização das águas, decorrente da dissolução, nos rios, do excesso de dióxido de carbono presente na atmosfera.

Resolução

As florestas fixam o CO₂ atmosférico durante a fotossíntese, reduzindo o acúmulo de CO₂ no ar e minimizando o efeito estufa.

Resposta: D

Exercícios Propostos

1 (VUNESP – MODELO ENEM) – A camada de ozônio é uma "capa" ou camada de gás que envolve a Terra e a protege de várias radiações, e funciona como um escudo, evitando que cerca de 95% da radiação ultravioleta atinja a superfície terrestre. A destruição da camada de ozônio, portanto, acarreta maior incidência de raios ultravioleta na Terra e, por isso, grande aumento das ocorrências de câncer de pele, pois os raios ultravioleta são mutagênicos. O único elemento químico formador da molécula de ozônio é o

- a) cloro.
- b) flúor.
- c) carbono.
- d) oxigênio.
- e) nitrogênio.

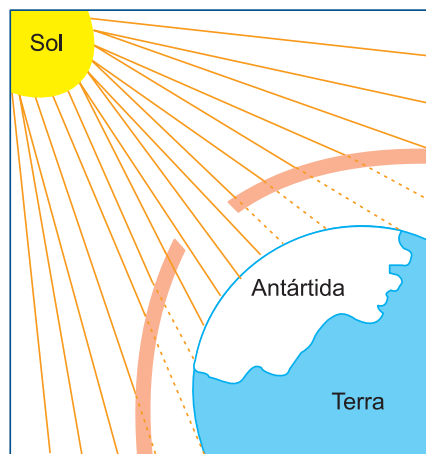
RESOLUÇÃO:

O elemento químico **oxigênio (O)** forma as substâncias simples gás oxigênio (O₂) e gás ozônio (O₃).

O₂ e O₃ são formas alotrópicas do elemento oxigênio.

Resposta: D

2 (UNICAMP-SP) – Há poucos anos, cientistas descobriram que está ocorrendo um fenômeno que pode afetar muito o equilíbrio da biosfera da Terra. Por esta contribuição, os químicos Mário Molina, Paul Crutzen e F. Sherwood Rowland receberam o Prêmio Nobel de Química em 1995. Este fenômeno está esquematizado na figura e, em termos químicos, pode ser representado de maneira simples pelas seguintes equações químicas:



- I. $\text{CF}_2\text{Cl}_2(\text{g}) \rightarrow \text{Cl}(\text{g}) + \text{CF}_2\text{Cl}(\text{g})$
- II. $\text{Cl}(\text{g}) + \text{O}_3(\text{g}) \rightarrow \text{ClO}(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g})$
- III. $\text{ClO}(\text{g}) + \text{O}(\text{g}) \rightarrow \text{Cl}(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g})$

- a) Que fenômeno é este?
- b) Considerando as equações químicas anteriores, qual é a substância, resultante da atividade humana, que provoca este fenômeno? Escreva, por extenso, o nome dos elementos químicos que constituem a molécula desta substância.
- c) Qual a relação do fenômeno mostrado na figura com objetos como geladeira e aparelho de ar condicionado e com embalagens em aerossol?

RESOLUÇÃO:

- a) O fenômeno é a destruição da camada de ozônio, que é catalisada por átomos de cloro.
- b) Os compostos denominados clorofluorocarbonetos (CFC) são fontes de átomos de cloro. Os elementos químicos que constituem essas substâncias são cloro, flúor e carbono.
- c) Os compostos CFC foram usados como propelentes nos aerossóis e como gases refrigerantes nas geladeiras e aparelhos de ar condicionado. Atualmente, estão sendo substituídos por substâncias menos prejudiciais à camada de ozônio.

- 3 Assinale a afirmativa correta sobre o ozônio:
- a) Porque pode absorver radiação ultravioleta, o ozônio é utilizado para a desinfecção da água potável.
- b) Porque pode matar bactérias, a presença do ozônio no ar que respiramos é benéfica à saúde humana.
- c) Os efeitos benéficos do ozônio à saúde humana devem-se a sua propriedade de absorver radiação infravermelha.
- d) Como o ozônio absorve a radiação ultravioleta no nível do solo, ele protege os humanos contra o câncer de pulmão.
- e) A diluição dos níveis estratosféricos de ozônio é uma preocupação mundial no que diz respeito ao ambiente.

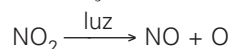
RESOLUÇÃO:

- a) **Incorreta.** O ozônio é utilizado para a desinfecção da água potável porque é bactericida.
- b) **Incorreta.** O ozônio é poluente do ar.
- c) **Incorreta.** O ozônio absorve a radiação ultravioleta.
- d) **Incorreta.** O ozônio é poluente do ar.
- e) **Correta.**

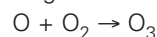
Resposta: E

- 4 O ozônio se forma na baixa atmosfera pelo seguinte mecanismo:

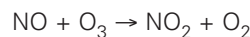
I. Sob a ação da luz, o NO_2 se decompõe:



II. O átomo de oxigênio combina-se com uma molécula de oxigênio:



III. O ozônio é consumido na reação:



Na presença de hidrocarboneto, a terceira reação não ocorre e o ozônio não desaparece.

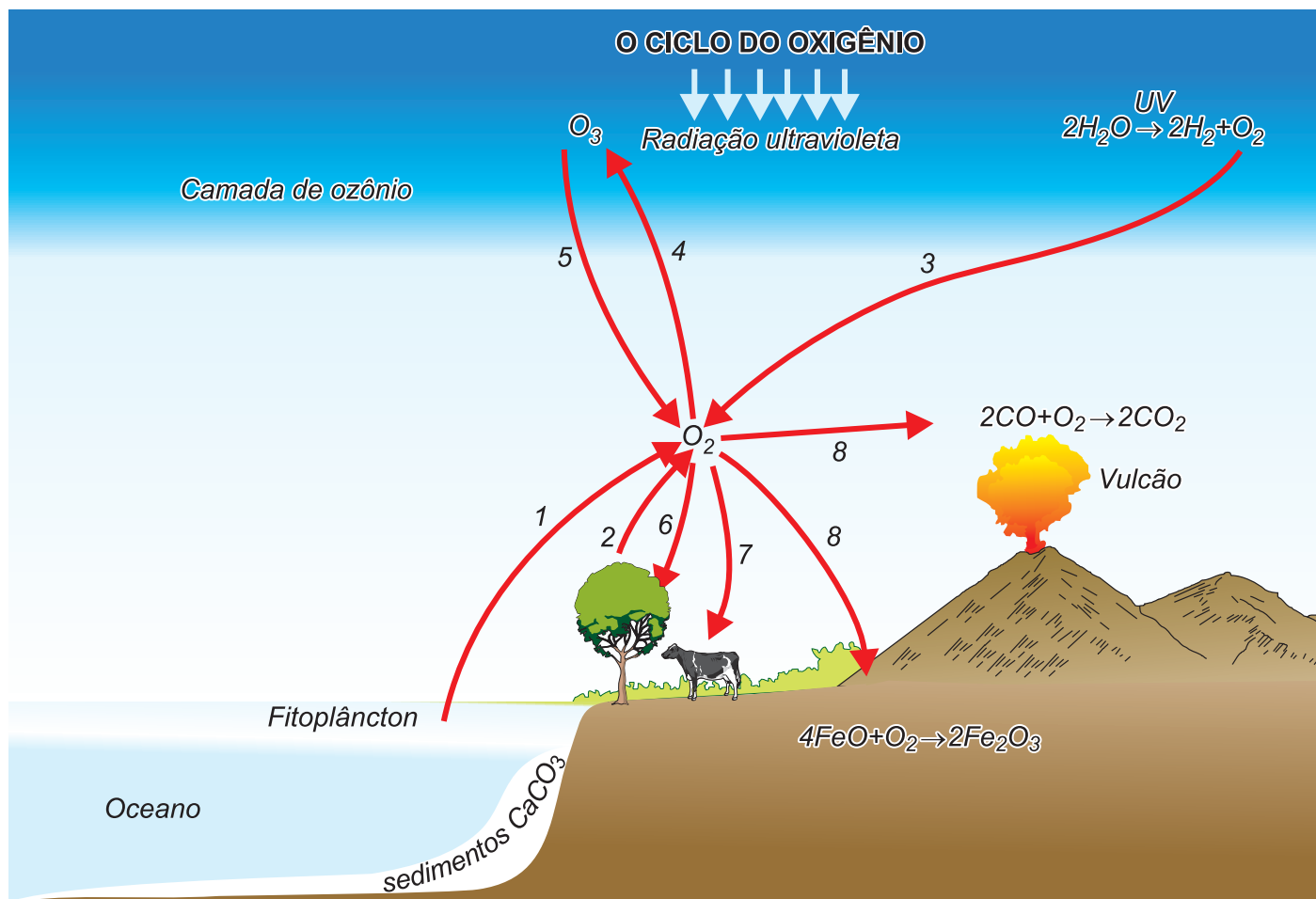
Pedem-se:

- a) o nome desse aumento de O_3 na baixa atmosfera.
- b) como se pode diminuir a emissão de óxidos de nitrogênio formados na queima do combustível em motores automotivos?

RESOLUÇÃO:

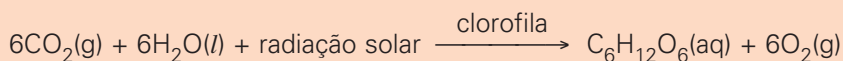
- a) **"Smog" fotoquímico.**
- b) **Colocando um conversor catalítico no automóvel.**

- Obtenção do O_2 : liquefação do ar e posterior destilação fracionada



O ciclo do oxigênio é complexo, pois, além de se apresentar na forma de O_2 , está presente em diversas espécies, como H_2O , CO_2 e outros compostos.

O oxigênio da troposfera é, na sua maior parte, de origem biológica, resultado da fotossíntese.



- 1) O fitoplâncton (micro-organismos vegetais) é a maior fonte de oxigênio para a atmosfera terrestre.
- 2) Vegetais superiores da crosta terrestre também fornecem O_2 através da fotossíntese.
- 3) Vapor de água sofre decomposição sob a ação de radiação ultravioleta, o que acaba originando O_2 .
- 4) Na estratosfera (cerca de 30km de altitude), o O_2 transforma-se em ozônio, sob a ação do ultravioleta.
- 5) O ozônio transforma-se em O_2 novamente.
- 6) O O_2 é consumido na respiração dos vegetais.
- 7) O O_2 é consumido na respiração dos animais.
- 8) O oxigênio é agente oxidante gerando óxidos e sais oxigenados, como óxido férrico, sulfatos, fosfatos, silicatos, carbonatos, nitratos.

1. Ar: Fonte de materiais. O que o homem extrai da atmosfera

O ar da troposfera é uma importante fonte de obtenção dos gases nitrogênio (N_2), oxigênio (O_2) e gases nobres (neônio, argônio, criptônio e xenônio). O hélio é obtido de certas jazidas de gás natural.

O argônio é usado na soldagem de metais para evitar o contato do metal com o oxigênio, na fabricação de lâmpadas e em *laser*. O neônio, o criptônio e o xenônio são usados em lâmpadas de anúncios luminosos e em *laser*.



O hélio é usado em balões dirigíveis e, na medicina, como diluente do oxigênio. Os gases nobres são utilizados na fabricação de laser e lâmpadas.

2. Oxigênio: o gás vital

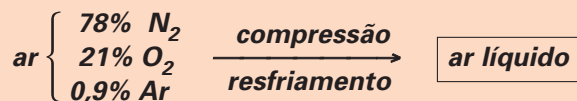
O oxigênio (O_2) é um gás incolor, inodoro, com ponto de ebulição igual a -183°C . Nas condições normais de temperatura e pressão, a sua densidade é de $1,43\text{g/L}$ (é mais denso que o ar). É moderadamente solúvel em água (a 20°C , sua solubilidade é de $30,8\text{cm}^3$ por litro de água).

O oxigênio é muito reativo, formando compostos com todos os elementos, exceto He, Ne, Ar e Kr. É agente **comburente**, isto é, alimenta as combustões.

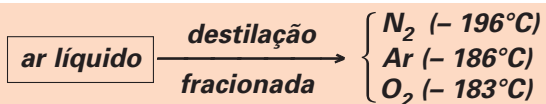
3. Obtenção industrial do O_2

O gás oxigênio é obtido por liquefação e posterior destilação fracionada do ar.

Primeiramente, retiram-se a poeira e o gás carbônico (CO_2) do ar. Em seguida, por sucessivas compressões e resfriamentos, consegue-se liquefazer o ar. A temperatura é da ordem de -200°C .



A seguir, procede-se à destilação fracionada do ar líquido. Inicialmente, ferve o nitrogênio (ponto de ebulição: -196°C). Em seguida, é a vez do argônio de entrar em ebulição (ponto de ebulição: -186°C). O oxigênio ferve a -183°C .



Saiba mais

USOS DO O_2

1) Corte e solda de metais

No maçarico oxidrico, queima-se o H_2 .
 $2\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O} + \text{calor}$.

No maçarico oxiacetilênico, é queimado o gás acetileno.
 $2\text{C}_2\text{H}_2 + 5\text{O}_2 \rightarrow 4\text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + \text{calor}$

2) Nos hospitais (inalações, cirurgias)

3) Produção do aço (queima das impurezas do ferro)

4) Comburente em foguetes

O oxigênio é comercializado tanto na forma gasosa quanto na líquida. Como gás, tem largo uso na indústria do aço para oxidar as impurezas comumente existentes no ferro fundido que está sendo transformado em aço.

Nos maçaricos, a temperatura atinge $2\,000^\circ\text{C}$ e são usados para solda e corte de chapas metálicas.

O oxigênio é consumido nos hospitais por pacientes com dificuldades respiratórias.

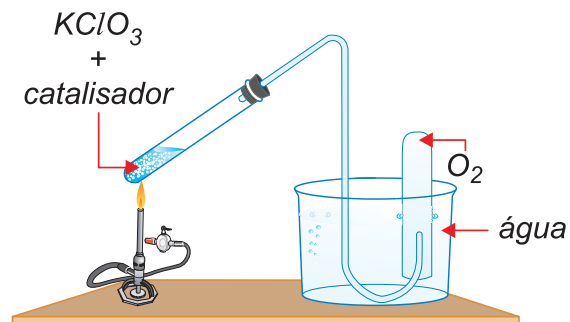
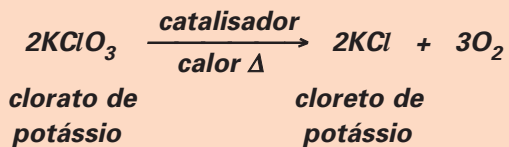
O oxigênio líquido é utilizado em grande escala na indústria aeroespacial para a queima dos combustíveis dos foguetes de lançamento de sondas ou aeronaves espaciais.



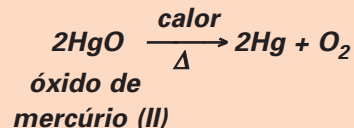
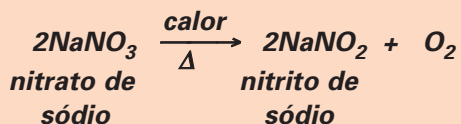
4. Preparação do O_2 em laboratório

Em laboratório, o gás oxigênio pode ser obtido por pirólise (decomposição pelo calor) de sais oxigenados ou óxidos.

Exemplos



Obtenção do O_2 em laboratório.



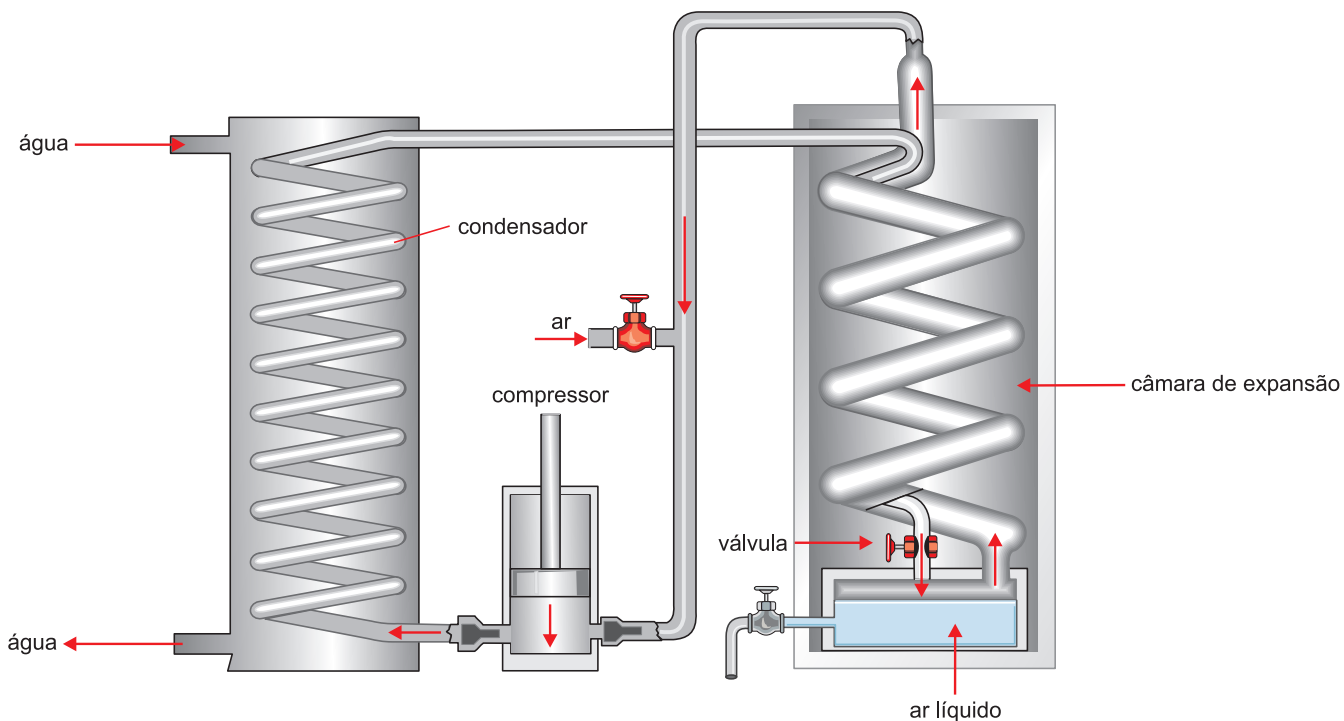
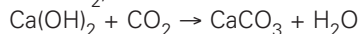
Liquefação e destilação fracionada do ar

O gás oxigênio é obtido por liquefação e posterior destilação do ar.

Liquefação do ar

Primeiramente, retiram-se do ar a poeira, o gás carbônico (CO_2) e a água.

A retirada da água e do dióxido de carbono usualmente é feita por meio de um pré-resfriamento do ar mediante refrigeração ou então pelo uso de sílica gel (absorve H_2O) e cal (absorve CO_2).



Por meio do compressor, o ar é submetido a uma enorme pressão (100 atmosferas). O calor gerado nessa compressão é transferido à água no condensador.

Na câmara de expansão, por meio de uma válvula, o ar ainda gasoso expande-se rapidamente.

Essa expansão resfria o gás, que é reciclado. Essa contínua expansão do gás vai resfriá-lo cada vez mais, até que, finalmente, atinge-se uma temperatura baixa suficiente para liquefazer o ar. O ar líquido tem o aspecto de água.

A expansão do gás produz um resfriamento (efeito Joule – Thomson) devido ao rompimento das fracas forças de atração que há entre as moléculas do gás. Para romper essas forças, é necessária energia, que é retirada das moléculas do gás. Isto provoca uma diminuição da energia cinética das moléculas, isto é, a temperatura diminui.

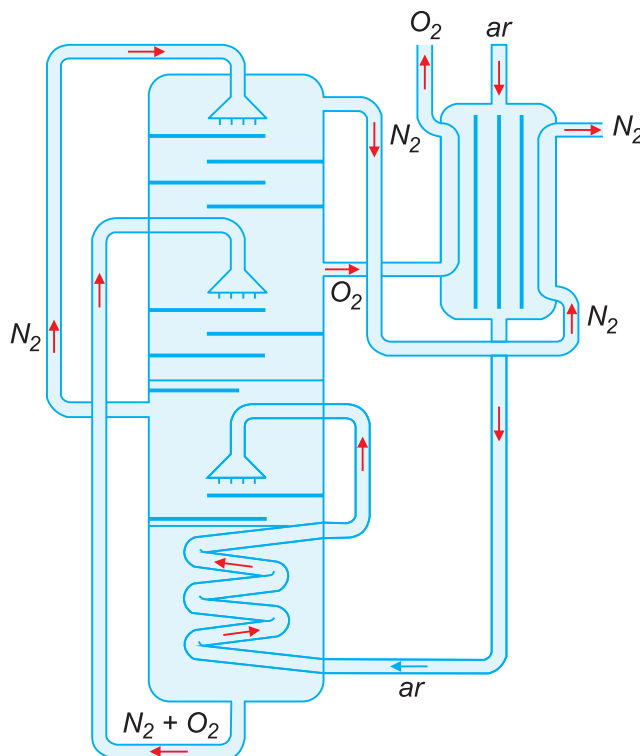
Destilação fracionada do ar líquido

Esse processo de separação de líquidos é baseado em diferenças de temperaturas de ebulição. Faz-se a vaporização da mistura pela elevação da temperatura e condensam-se os vapores por redução da temperatura. O componente mais volátil (de menor temperatura de ebulição) vaporiza-se mais rapidamente. O vapor que se desprende apresenta maior concentração desse componente enquanto no líquido residual há maior quantidade do componente menos volátil (maior temperatura de ebulição). Condensando o vapor e vaporizando o líquido resultante várias vezes, o vapor se tornará cada vez mais rico do componente mais volátil.

O processo Linde utiliza essa técnica. O ar líquido é parcialmente vaporizado. Como o N_2 (P.E. = -196°C) é mais volátil que o O_2 (P.E. = -183°C) e o argônio, Ar (P.E. = -186°C), o líquido torna-se mais concentrado em O_2 e Ar.

O esquema ao lado mostra a coluna de fracionamento para separar oxigênio e nitrogênio. O ar esfria quando se expande através de válvulas (no diagrama são apresentadas três

válvulas). Em cada expansão, o nitrogênio (mais volátil) dirige-se para o topo da coluna, onde é removido. O oxigênio (menos volátil) é removido mais abaixo.



Exercícios Resolvidos

- 1 (MACKENZIE-SP – MODELO ENEM)** – Na decomposição por aquecimento do óxido de mercúrio II (sólido amarelo-alaranjado) em um tubo de ensaio, podemos demonstrar facilmente a liberação do gás oxigênio em uma rápida experiência de laboratório
- pela cor do gás liberado.
 - observando o aumento de combustão na brasa de um palito colocado na boca do tubo.
 - ao verificar que a brasa de um palito colocado na boca do tubo se apaga.
 - pesando o gás liberado.
 - pelo odor que se sente.

Resolução



Resposta: B

- 2 (UFTM-MG – MODELO ENEM)** – O ar é formado predominantemente por nitrogênio e oxigênio, além de pequenas quantidades de gases nobres. Para retirar o nitrogênio e o oxigênio dessa mistura, submete-se o ar a sucessivas compressões e resfriamentos até que ele chegue ao estado líquido. Em seguida, o ar líquido é submetido a um processo de desdobraamento e se obtém primeiro o nitrogênio que possui menor temperatura de ebulição e, após, o oxigênio de temperatura de ebulição maior. O nome do processo de separação empregado na obtenção do nitrogênio e do oxigênio é

- filtração comum.
- destilação fracionada.
- sublimação.
- dissolução fracionada.
- cristalização fracionada.

Resolução

O nitrogênio (N_2) e o oxigênio (O_2) são obtidos por destilação fracionada do ar líquido.

Resposta: B

Exercícios Propostos

- 1 (UNEB-BA – MODELO ENEM)** – A obtenção industrial do oxigênio e do nitrogênio é feita por destilação fracionada do ar líquido. Comprimindo-se o ar fortemente e resfriando-o até aproximadamente 200°C abaixo de zero, ele se liquefaz. Então, destila-se o ar líquido. Com base nos dados acima, podemos afirmar que
- o gás que primeiro é obtido é o oxigênio, cujo ponto de ebulição é de -183°C , e a seguir vem o nitrogênio, cujo ponto de ebulição é -196°C .

- o gás que primeiro é obtido é o nitrogênio, cujo ponto de ebulição é -196°C , e a seguir vem o oxigênio, cujo ponto de ebulição é -183°C .
- o gás que primeiro é obtido é o nitrogênio, cujo ponto de ebulição é 196°C , e a seguir vem o oxigênio, cujo ponto de ebulição é 183°C .
- o gás que primeiro é obtido é o oxigênio, cujo ponto de ebulição é 183°C , e a seguir vem o nitrogênio, cujo ponto de ebulição é 196°C .

e) os dois gases são obtidos juntos na temperatura de 190°C, aproximadamente.

RESOLUÇÃO:

Tendo-se ar líquido a aproximadamente – 200°C e aumentando-se a temperatura, entrará em ebulição em primeiro lugar o N₂ a – 196°C.

Resposta: B

2 (UNICAMP-SP) – Imagine a humanidade em um futuro longínquo... As reservas de combustível fóssil (petróleo, carvão) se esgotaram e a energia térmica provém, agora, da combustão do gás hidrogênio, H₂, obtido pela decomposição da água, da qual resulta, também, o gás oxigênio, O₂.

- a) Poderá haver um risco de se acabar com toda a água disponível no planeta, da mesma forma que se esgotaram os combustíveis fósseis?
b) Nossa atmosfera ficará superenriquecida pelo gás oxigênio proveniente da decomposição da água?

Justifique as suas respostas.

RESOLUÇÃO:

a) Não haverá esse risco, pois o H₂ obtido na decomposição da água regenera a água por combustão.

**b) Não, pois o O₂ é consumido na combustão do H₂.
2H₂ + O₂ → 2H₂O**

3 A colocação de um palito de fósforo aceso no interior de um tubo de ensaio contendo

- a) oxigênio provoca extinção da chama.
b) hidrogênio provoca explosão e condensação de água nas paredes do tubo.
c) gás carbônico provoca ativação da chama.
d) nitrogênio provoca explosão.
e) metano provoca extinção da chama.

RESOLUÇÃO:

O oxigênio é comburente e ativa a chama.

O gás carbônico é extintor de incêndio.

O metano é combustível.

O nitrogênio não provoca explosão. Combina-se com oxigênio somente em temperatura elevada.

O hidrogênio é combustível.

H₂ + 1/2O₂ → H₂O + energia

Resposta: B

Módulo

55

Ar: fonte de materiais. Nitrogênio

Palavras-chave:

• N₂, NH₃, HNO₃

SUBSTÂNCIAS CRIOGÊNICAS

Gases criogênicos apresentam baixas temperaturas de ebulição.

As substâncias criogênicas são armazenadas e transportadas no estado líquido (exceto o gelo seco), em tanques metálicos com paredes duplas. No espaço entre essas paredes, é feito vácuo (pelo menos parcial), o que dificulta que o calor do ambiente atinja o líquido criogênico.

O ar atmosférico fornece seis gases industriais: nitrogênio, oxigênio, neônio, argônio, criptônio e xenônio. Uma aplicação importante desses gases é na produção e manutenção de temperaturas muito baixas, uma nova área tecnológica conhecida como criogenia (geração de frio).

O contato com um líquido criogênico provoca enregelamento instantâneo, e muitos materiais, como plásticos, borracha e alguns metais, tornam-se quebradiços. O contato entre oxigênio líquido e uma substância combustível provoca violenta explosão devido à elevada concentração de oxigênio.

Temperaturas de Ebulição (1atm)

Hélio	– 269°C
Neônio	– 246°C
Argônio	– 186°C
Criptônio	– 152°C
Xenônio	– 107°C
Nitrogênio	– 196°C
Oxigênio.....	– 183°C
Dióxido de carbono (sublimação)	– 78,5°C

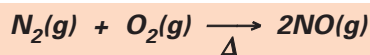
28 litros de oxigênio líquido equivalem a 24 metros cúbicos de oxigênio gasoso nas condições ambientes.

1. Nitrogênio

Características

O nitrogênio (N_2) é um gás incolor, inodoro e insípido. É menos solúvel em água que o oxigênio. Sob 1 atm de pressão, a temperatura de fusão é -210°C e a de ebulição -196°C . Constitui cerca de 78% (4/5) do volume da atmosfera.

O gás N_2 é muito pouco reativo em temperaturas abaixo de 200°C . Em temperaturas elevadas, o nitrogênio reage com o oxigênio do ar.

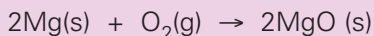


Quando acontecem os relâmpagos ($2\ 000^\circ\text{C}$), ocorre essa reação.

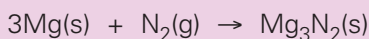


Saiba mais

Quando o magnésio se inflama no ar, forma-se pequena quantidade de nitreto de magnésio.



óxido de magnésio



nitreto de magnésio

O elemento nitrogênio (N) encontra-se combinado em depósitos minerais na crosta terrestre, na forma de nitrato de sódio ($NaNO_3$ – salitre do Chile) e nitrato de potássio (KNO_3).

Nos organismos vivos, o nitrogênio encontra-se nas proteínas, nos ácidos nucleicos. Os vegetais sintetizam proteínas a partir de N_2 ou nitratos. As bactérias nitrificantes (encontradas em relação de simbiose nas raízes de plantas leguminosas) conseguem transformar o N_2 em

Aplicações do gás nitrogênio

As principais aplicações do **N_2 gasoso** são:

- Na indústria farmacêutica, no empacotamento de remédios mantendo-os em atmosfera inerte;
- Na indústria alimentícia, para evitar a deterioração do alimento por reações químicas ou por ação de micro-organismos aeróbicos;
- Na indústria do aço, para impedir o contato do ferro a alta temperatura com oxigênio do ar;
- No acondicionamento de flores em invólucros contendo nitrogênio;
- Obtenção de amônia (NH_3) e ácido nítrico (HNO_3).

As principais aplicações do **N_2 líquido** são:

- No congelamento de materiais moles, como carne e borracha, para posterior trituração. Pelo congelamento, esses materiais tornam-se duros e quebradiços, facilitando a trituração;

amônia (NH_3). Os animais são incapazes de sintetizar proteínas por absorção direta de N_2 ou de nitratos. Os animais absorvem proteínas sintetizadas por vegetais ou encontradas em outros animais.



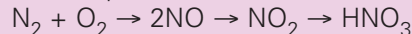
Saiba mais

Explique a fixação do nitrogênio do ar.

Resolução

É a transformação do N_2 do ar em compostos de nitrogênio.

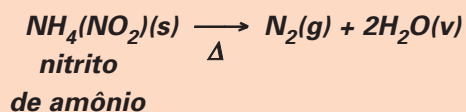
Durante uma tempestade com raios, ocorre a reação:



Nas raízes de certas plantas leguminosas, existem bactérias especiais que fixam o N_2 do ar, transformando-o em nitrato.



O N_2 é obtido industrialmente por liquefação e posterior destilação fracionada do ar. Em laboratório, pode ser obtido por decomposição térmica do nitrito de amônio.



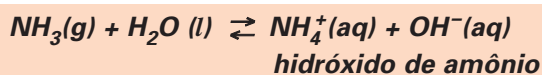
b) Na preservação de materiais biológicos, tais como sêmen e sangue. A -196°C , a maioria das reações químicas cessa e a durabilidade desses materiais é prolongada. Essa tecnologia permitiu a expansão dos processos de inseminação artificial em animais.

2. Amônia ou gás amoníaco (NH_3)

Características

É um gás incolor, de odor característico e irritante, bastante solúvel em água (a 20°C e 1 atm, 1 volume de água absorve 700 volumes de amônia).

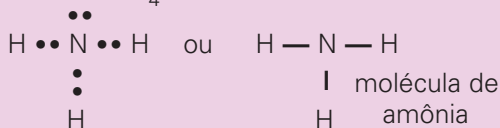
Reage com água em pequena extensão produzindo solução básica.





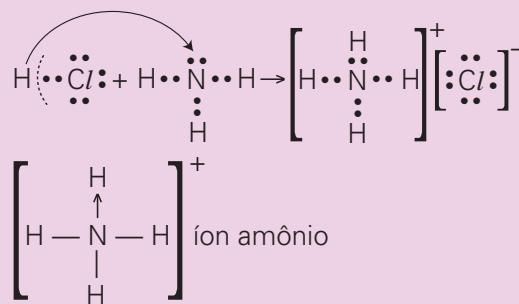
Saiba mais

Não confunda a molécula de amônia (NH_3) com o íon amônio (NH_4^+).



A molécula de amônia ou gás amoníaco é uma partícula eletricamente neutra.

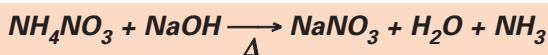
O íon amônio (NH_4^+) é um cátion formado quando a molécula de amônia recebe um próton (íon H^+) fornecido por um ácido.



Obtenção da amônia

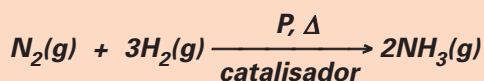
A amônia forma-se durante a putrefação de matéria orgânica. Certos materiais, como carvão mineral, chifres, cascos, couro, quando aquecidos em recipiente fechado (ao abrigo do ar), decompõem-se formando NH_3 .

Em laboratório, a amônia pode ser obtida pela reação de qualquer sal de amônio com base forte.

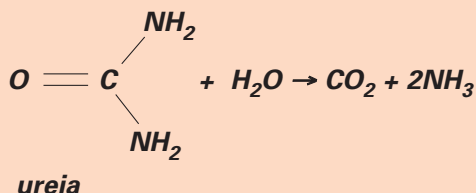


*nitrato
de amônio*

Na indústria, a amônia é obtida pela **síntese de Haber-Bosch**. Sob pressão elevada (200 atm), à temperatura de 500°C e usando catalisador (por exemplo, platina finamente dividida), obtém-se NH_3 pela reação de N_2 com H_2 .



A amônia forma-se na decomposição da ureia contida na urina.



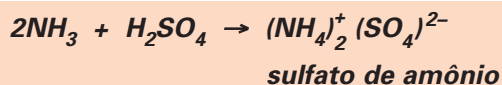
As fraldas molhadas dos bebês desprendem cheiro forte devido a essa reação.

Aplicações da amônia

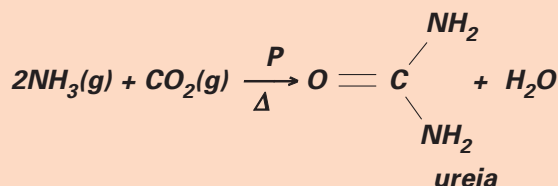
- Gás refrigerante nas grandes geladeiras industriais.
- Fabricação de produtos de limpeza.
- Na obtenção de fertilizantes.

O adubo NPK (nitrogênio, fósforo e potássio) é fundamental para a agricultura.

O sulfato de amônio (adubo) é obtido pela reação de amônia com ácido sulfúrico:



Em pressão e temperatura elevadas, a amônia reage com gás carbônico formando ureia, importante fertilizante fornecedor de nitrogênio.

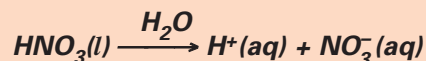
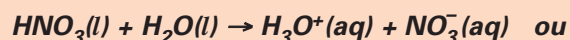


- Obtenção do ácido nítrico.

3. Ácido Nítrico (HNO_3)

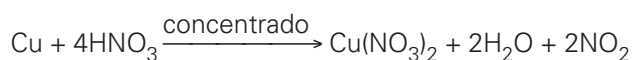
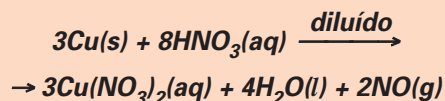
Características

O HNO_3 puro é um líquido incolor, fumegante, com temperatura de ebulição igual a 86°C . É miscível com água em todas as proporções. É um ácido forte, e ioniza-se da seguinte maneira:



O ácido nítrico reage com as proteínas da pele, produzindo mancha amarela (reação xantoproteica; *xantos* no grego clássico significa amarelo).

É um forte agente oxidante, reagindo com todos os metais, com exceção de ouro, platina e paládio:

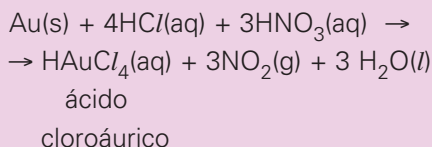


A reação de cobre com HNO_3 produz nitrato de cobre (a solução é azul) e liberação de NO_2 (gás marrom).



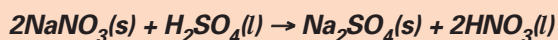
Saiba mais

O ouro, a platina e o paládio são atacados pela água régia, mistura de 3 partes de HCl concentrado e 1 parte de HNO_3 concentrado.



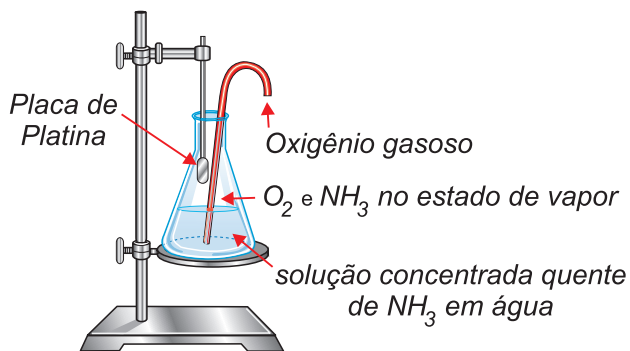
Obtenção do HNO_3

Em laboratório, o HNO_3 pode ser preparado pela reação de ácido sulfúrico com um nitrato.



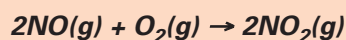
Na indústria, o ácido nítrico é obtido pelo processo denominado **Ostwald**

Consiste na oxidação da amônia pelo ar a $1\ 000^\circ\text{C}$ na presença de platina como catalisador.



A oxidação da amônia é o primeiro passo para a obtenção do ácido nítrico.

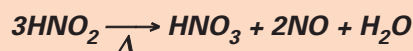
O NO combina-se rapidamente com O_2 do ar, gerando NO_2



O NO_2 reage com água, produzindo o ácido nitroso (HNO_2) e o ácido nítrico (HNO_3).



O HNO_2 decompõe-se facilmente.



Equação global:



O NO é reciclado.

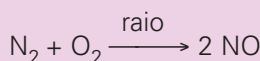


Saiba mais

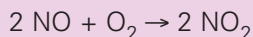
NA ÁGUA DA CHUVA

COM RELÂMPAGOS, EXISTE ÁCIDO NÍTRICO!

Quando ocorre um relâmpago, dá-se a reação:



O NO combina-se com oxigênio formando NO_2 .



O NO_2 combina-se com água produzindo ácido nítrico.



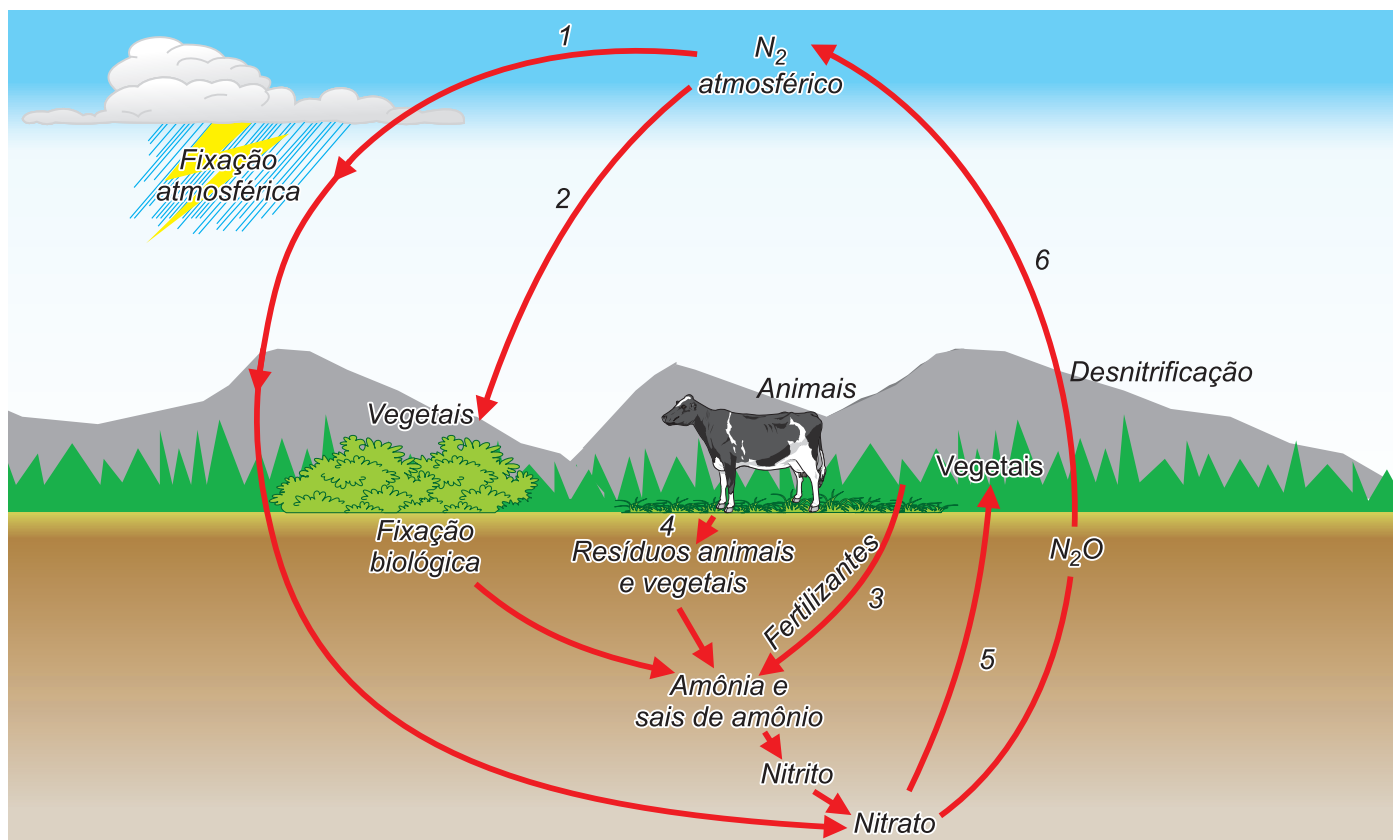


O ciclo do nitrogênio

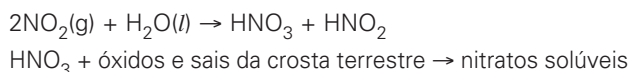
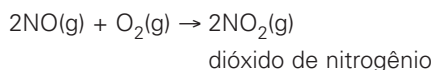
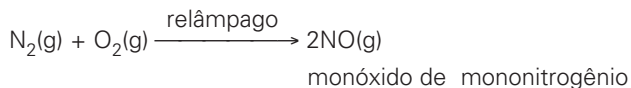
O ciclo do nitrogênio

O nitrogênio passa da atmosfera para a vida animal e vegetal, processo chamado **fixação do nitrogênio**.

O nitrogênio retorna para a atmosfera pelo processo chamado **desnitrificação**. Todos os seres vivos participam do ciclo do nitrogênio.



1) Descargas elétricas fornecem a energia necessária para a reação entre N_2 e O_2 . O resultado é a fixação do nitrogênio na forma de nitratos.



2) Fixação biológica. Bactérias nitrificantes fixam o gás N_2 transformando-o em amônia (NH_3) ou sais de amônio (NH_4^+). O íon NH_4^+ é oxidado a nitrito (NO_2^-) e este para nitrato (NO_3^-).

3) Os sais de amônio não são facilmente absorvidos pelos vegetais. Sais de amônio podem ser usados como fertilizantes porque as bactérias nitrificantes transformam o NH_4^+ em nitrito e este em nitrato.

4) As proteínas animais e vegetais (resíduos) decompõem-se sob a ação de bactérias e transformam-se em amônia (NH_3) ou sais de amônio.

5) Os nitratos solúveis do solo são absorvidos pelas raízes dos vegetais e transformam-se em proteínas vegetais. Estas se transformam em proteínas animais.

6) O nitrogênio retorna à atmosfera pelo processo de desnitrificação, em que nitritos e nitratos são reduzidos a N_2 ou monóxido de dinitrogênio (N_2O).

Exercícios Resolvidos

1 (UNESP – MODELO ENEM) – Acredita-se que nosso planeta já esteve sob condições muito diferentes das atuais, com uma temperatura mais elevada e uma atmosfera constituída basicamente por hidretos. Com o resfriamento, a água passou ao estado líquido, vindo a constituir os oceanos, rios, lagos etc. O surgimento da vida e dos organismos fotossintetizantes desempenhou importante papel na evolução da atmosfera da Terra, que passou a apresentar a composição atual. Comparando a atmosfera pretérita com a atual, é correto afirmar que houve

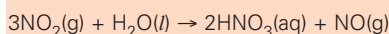
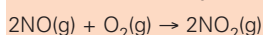
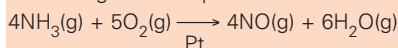
- aumento do potencial redutor.
- aumento da pressão parcial de O_2 .
- aumento da pressão parcial de H_2O .
- manutenção da pressão parcial de N_2 .
- consumo de todo oxigênio pela reação $N_2 + O_2 \rightleftharpoons 2NO$.

Resolução

A atmosfera pretérita, contendo H_2 , NH_3 , CH_4 , $H_2O(g)$, mudou para a atmosfera atual, contendo N_2 , O_2 , Ar e CO_2 . Houve um aumento do potencial oxidante, da pressão parcial de O_2 e diminuição da pressão parcial de $H_2O(g)$.

Resposta: B

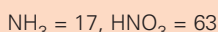
2 (PMSP – FUNDAÇÃO CARLOS CHAGAS – MODELO ENEM) – O ácido nítrico pode ser produzido pelo processo de Ostwald, conforme as seguintes etapas:



O consumo de 170kg de amônia, nesse processo, produz uma quantidade de ácido nítrico equivalente a, aproximadamente,

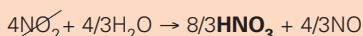
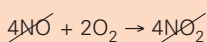
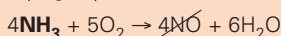
- 525kg.
- 420kg.
- 315kg.
- 210kg.
- 105kg.

Dados: massas molares (g/mol):



Resolução

Para balancear as equações entre si, multiplicamos a segunda equação por 2 e a terceira equação por 4/3.



Portanto, partindo de 4 mols de NH_3 , obtém-se 8/3 mols de HNO_3 .

$$4 \cdot 17g \text{ de } NH_3 \text{ ————— } 8/3 \cdot 63g$$

$$170kg \text{ de } NH_3 \text{ ————— } x$$

$$x = \frac{170kg \cdot 8/3 \cdot 63g}{4 \cdot 17g} = 210kg \text{ de } HNO_3$$

Resposta: D

3 (UECE – MODELO ENEM) – O óxido nítrico (NO) é um gás solúvel, sintetizado pelas células endoteliais, macrófagos e certo grupo de neurônios do cérebro, que provoca, como ações biológicas, a vaso e a broncodilatação, sendo utilizado para reduzir a disfunção erétil. Sobre o óxido nítrico, assinale o **incorreto**.

- Trata-se de um óxido ácido que reage diretamente com a água para produzir ácido nítrico

(HNO_3), um dos compostos responsáveis pela chuva ácida.

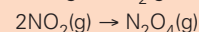
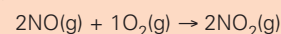
- Em presença do oxigênio do ar, produz rapidamente o dióxido de nitrogênio que se dimeriza, formando o tetróxido de nitrogênio (N_2O_4).
- O uso de catalisadores converte o óxido nítrico em gás nitrogênio que é um dos principais componentes do ar atmosférico.
- É produzido no interior dos motores dos automóveis pela reação do nitrogênio com o oxigênio do ar atmosférico, a altas temperaturas.

Resolução

Comentando as alternativas:

- Incorreta.** O óxido nítrico (NO) é um óxido neutro, isto é, não reage com ácido, base e água.

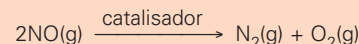
- Correta.**



A segunda reação é chamada de dimerização.

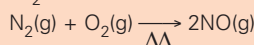
- Correta.**

O NO é instável.



- Correta.**

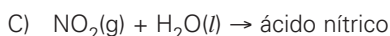
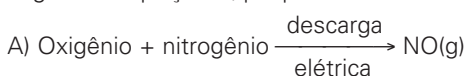
Em temperatura elevada, o N_2 reage com O_2 .



Resposta: A

Exercícios Propostos

1 (UnB-DF – ADAPTADO – MODELO ENEM) – Durante as tempestades, descargas elétricas provocam a transformação de nitrogênio atmosférico em ácido nítrico, segundo as seguintes equações (que podem ou não estar balanceadas):



Julgue os itens:

- Oxigênio e nitrogênio são substâncias simples diatômicas.
- A fórmula do ácido nítrico é HNO_2 .
- A reação A é uma reação de oxirredução.
- Devido à presença de substâncias ácidas na atmosfera, a água da chuva tem pH diferente de 7.

Está correto somente o que se afirma em:

- 1 e 2
- 3 e 4
- 2 e 3
- 1, 2 e 3
- 1, 3 e 4

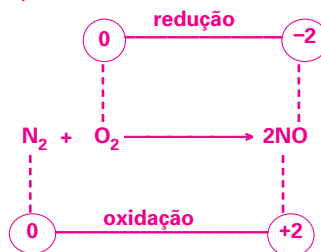
RESOLUÇÃO:

1) **Correto.** O_2 ; N_2

2) **Incorreto.**

A fórmula é HNO_3

3) **Correto.**



4) **Correto.**

Na água da chuva pode haver ácidos como H_2CO_3 , HNO_3 , H_2SO_4 . O pH da água da chuva é menor que 7.

Resposta: E

2 (ITA-SP) – Partindo das substâncias gasosas H_2 , N_2 e O_2 , é possível obter, na prática, NH_4NO_3 , usando um dos seguintes processos:

- síntese, sob catálise e alta pressão, a partir de 2 mols de H_2 , 1 mol de N_2 e 3/2 mol de O_2 .
- reação, sob catálise, do N_2 com água formada pela reação entre H_2 e O_2 .
- oxidação cuidadosa do gás amoníaco, produzido pela reação entre N_2 e H_2 , com oxigênio.
- reação entre amoníaco, produzido a partir de N_2 e H_2 , com o ácido nítrico produzido a partir da reação de NH_3 com O_2 .
- reação de N_2O , produzido cataliticamente a partir de N_2 e O_2 , com 2 mols de água produzida entre H_2 e O_2 .

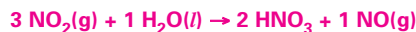
RESOLUÇÃO:

O nitrato de amônio, NH_4NO_3 , pode ser obtido pelos processos:

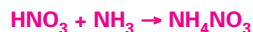
a) **Obtenção da amônia (Haber-Bosch):**



b) **Obtenção do ácido nítrico (Ostwald):**



c) **Reação entre ácido nítrico e amônia:**



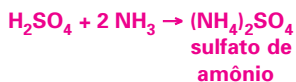
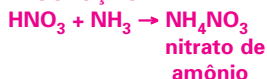
Resposta: D

3 (FUVEST-SP) – A tabela abaixo mostra o consumo brasileiro, em 1987, de substâncias importantes e a porcentagem destinada ao preparo de fertilizantes.

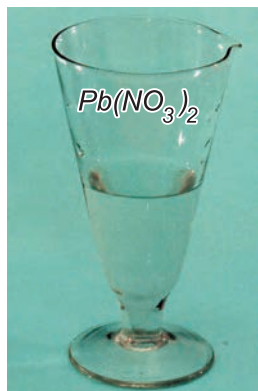
Substâncias	Consumo em toneladas	Utilização em fertilizantes (%)
Ácido nítrico	$4,1 \times 10^5$	77
Amônia	$1,2 \times 10^6$	83
Ácido sulfúrico	$4,0 \times 10^6$	73

Dê o nome ou a fórmula química de um fertilizante preparado pela reação entre duas das substâncias indicadas.

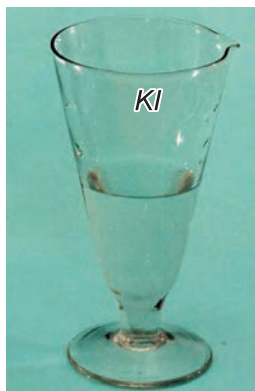
RESOLUÇÃO:



REAÇÃO DE DUPLA-TROCA



+



→



+



→



As duas soluções incolores reagem formando um precipitado amarelo de iodeto de chumbo.

1. Reação de dupla-troca

Reação de dupla-troca é toda reação do tipo:

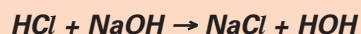


Os compostos AB e CD podem ser ácido, base ou sal. Mas nem sempre um reagente AB reage com um reagente CD. Veremos que a reação se realiza, isto é, se torna completa, quando formar:

- um precipitado (substância insolúvel) ou
- um gás (substância volátil) ou
- um produto não ionizado.

A reação de neutralização pode ser considerada uma reação de dupla-troca.

Observe:



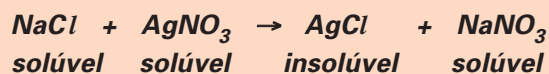
A reação ocorre porque se forma um composto não ionizado (água).

2. Reação de sal com sal

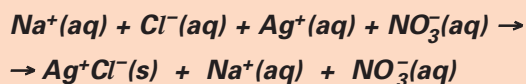


A reação entre dois sais é completa quando se forma um sal insolúvel.

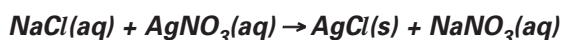
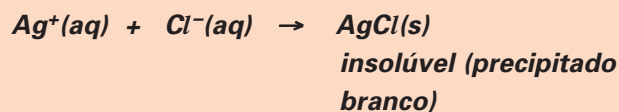
Exemplo



Ou, mais rigorosamente:

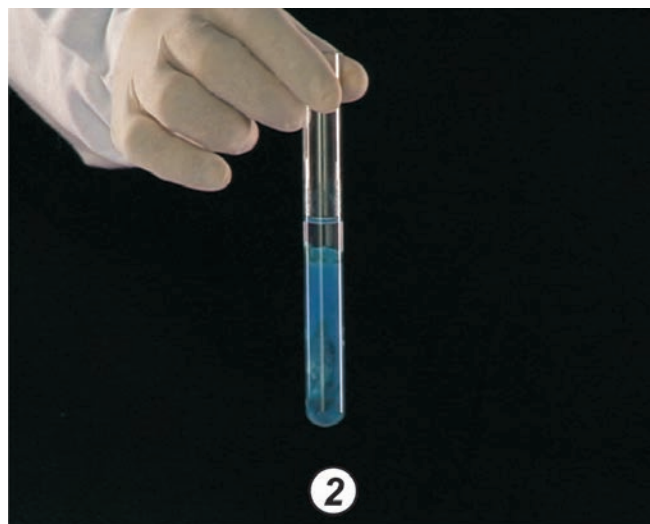


ou



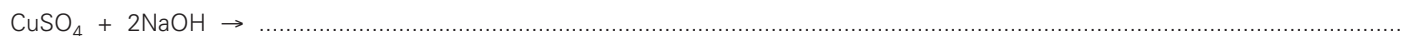
1 Reação de solução aquosa de CuSO_4 com solução aquosa de NaOH

Fotos Objetivo Mídia



Na foto 1, uma solução azul de CuSO_4 é adicionada a uma solução incolor de NaOH . Na foto 2, forma-se um precipitado (substância insolúvel) azul de Cu(OH)_2 .

Equação da reação:



Nota: O hidróxido de cobre (II) é insolúvel

RESOLUÇÃO:

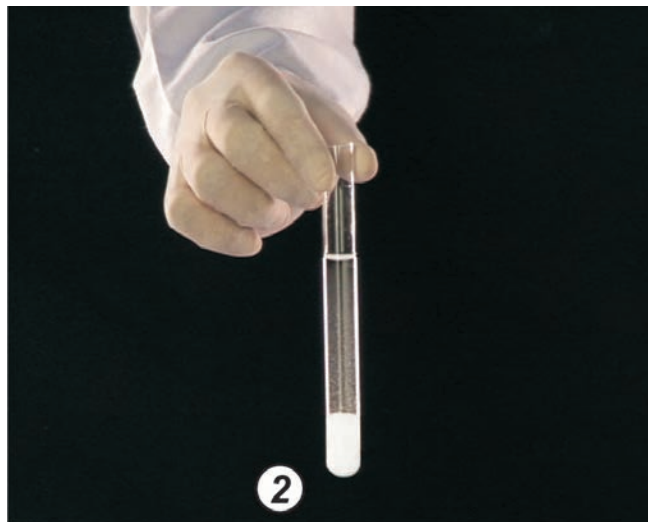


a) Aspecto da solução de CuSO_4 : **solução azul**

b) Formação de precipitado **azul** (cor) de **hidróxido de cobre (II)** (nome).

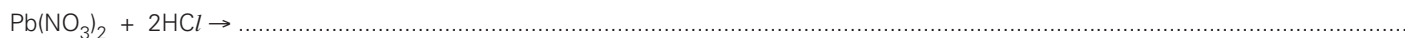
2 Reação de solução aquosa de $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ com solução aquosa de HCl

Fotos Objetivo Mídia



Na foto 1, uma solução incolor de HCl é adicionada a uma solução incolor de $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$. Na foto 2, forma-se um precipitado branco de PbCl_2 .

Equação da reação:



Nota: O cloreto de chumbo (II) é insolúvel.

RESOLUÇÃO:



a) Aspecto das soluções iniciais: **soluções incolores**

b) Formação de precipitado **branco** (cor) de **cloreto de chumbo (II)** (nome).

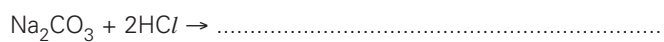
3 Reação de solução aquosa de Na_2CO_3 com solução aquosa de HCl

Fotos Objetivo Mídia

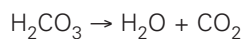


Na foto 1, uma solução incolor de HCl é adicionada a uma solução incolor de Na_2CO_3 . Na foto 2, ocorre uma efervescência devido à liberação de CO_2 .

Equação da reação:



Nota: O ácido carbônico é instável e se decompõe produzindo gás carbônico e água.



RESOLUÇÃO:

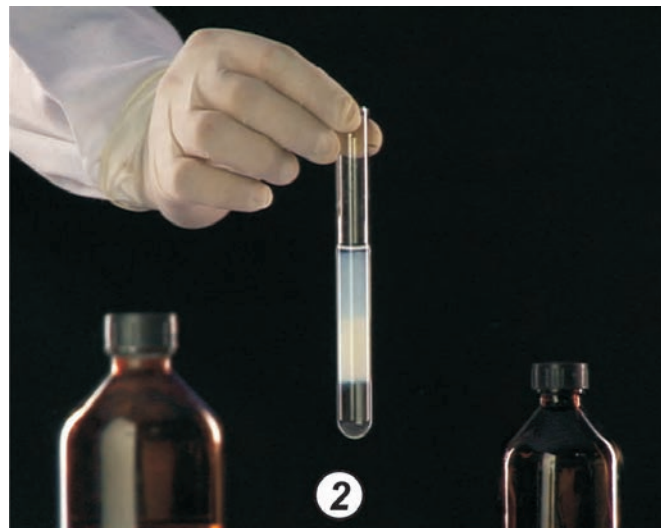


a) Aspecto das soluções iniciais: **soluções incolores**

b) Formação de **efervescência** (aspecto visual) devido à liberação de **dióxido de carbono** (nome).

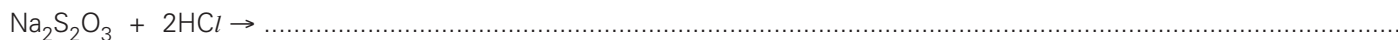
4 Reação de solução aquosa de $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ (tiosulfato de sódio) com solução aquosa de HCl

Fotos Objetivo Mídia

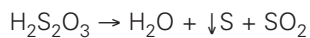


Na foto 1, uma solução incolor de HCl é adicionada a uma solução incolor de $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ contida em um tubo de ensaio, onde se colou uma etiqueta com um xis (na parede oposta). Na foto 2, ocorre liberação de gás SO_2 e formação de enxofre na forma de um pó bastante fino, que fica suspenso na água. Depois de certo tempo, não se enxerga mais o xis na parede do tubo de ensaio.

Equação da reação:



Nota: O ácido tiosulfúrico ($\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$) é instável e se decompõe produzindo água, enxofre e dióxido de enxofre.



RESOLUÇÃO:



a) Aspecto das soluções iniciais: **soluções incolores**

b) Formação de precipitado de **enxofre** (nome) e liberação de gás **dióxido de enxofre** (nome).

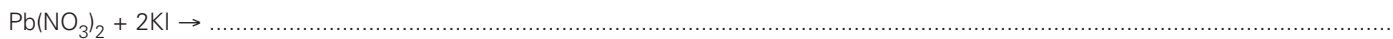
5 Reação de solução aquosa de $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ com solução aquosa de KI

Fotos Objetivo Mídia



Na foto 1, uma solução incolor de KI é adicionada a uma solução incolor de $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$. Na foto 2, forma-se um precipitado amarelo de PbI_2 .

Equação da reação:



Nota: O iodeto de chumbo (II) é insolúvel.

RESOLUÇÃO:

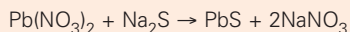


a) Aspecto das soluções iniciais: **soluções incolores**

b) Formação de precipitado **amarelo** (cor) de **iodeto de chumbo (II)** (nome).

Exercícios Resolvidos

1 (FATEC – MODELO ENEM) – Relatos históricos contam que, durante a Segunda Guerra Mundial, espões mandavam mensagens com uma “tinta invisível”, que era essencialmente uma solução de nitrato de chumbo. Para tornar a escrita com nitrato de chumbo visível, o receptor da mensagem colocava sobre a “tinta invisível” uma solução de sulfeto de sódio, Na_2S , bastante solúvel em água e esperava pela reação:



Com base nas informações, afirma-se que

- I. essa reação formava o nitrato de sódio e sulfeto de chumbo.
- II. o sulfeto de chumbo, PbS , precipitava e possibilitava a leitura da mensagem.
- III. o sulfeto de chumbo, por ser muito solúvel em água, possibilitava a leitura da mensagem.
- IV. o nitrato de sódio precipitava e possibilitava a leitura da mensagem.

É correto o que se afirma em apenas

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

Resolução

- I. **Correta.**
 PbS : sulfeto de chumbo (II)
 NaNO_3 : nitrato de sódio
- II. **Correta.**
 PbS : precipitado preto
- III. **Errada.**
 PbS : insolúvel em água
- IV. **Errada.**
 NaNO_3 : solúvel em água

Resposta: A

2 (MACKENZIE-SP – MODELO ENEM) – Para combater a azia, podem ser usados medicamentos à base de hidróxido de magnésio — $\text{Mg}(\text{OH})_2$. O alívio do sintoma resulta da neutralização do ácido clorídrico do estômago pelo hidróxido de magnésio. A reação, corretamente equacionada e balanceada, que ocorre entre as substâncias citadas é

- a) $\text{Mg}(\text{OH})_2 + \text{HClO}_2 \rightarrow \text{MgClO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- b) $\text{Mg}(\text{OH})_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{MgCl}_2 + 3 \text{H}_2\text{O}$
- c) $\text{Mg}(\text{OH})_2 + 2 \text{HClO}_3 \rightarrow \text{Mg}(\text{ClO}_3)_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$
- d) $\text{Mg}(\text{OH})_2 + 2 \text{HCl} \rightarrow \text{MgCl}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$
- e) $\text{Mg}(\text{OH})_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{MgCl} + 2 \text{H}_2\text{O}$

Resolução

A equação química balanceada do processo é
 $\text{Mg}(\text{OH})_2 + 2\text{HCl} \rightarrow \text{MgCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$

Resposta: D

3 (PASUSP – MODELO ENEM) – Substâncias podem ser identificadas com base em propriedades químicas, conforme mostra a tabela abaixo.

Um aluno tem à disposição quatro frascos rotulados (A, B, C e D) e cada um deles contém um dos seguintes sólidos brancos: açúcar, cloreto de sódio, dióxido de silício e bicarbonato de sódio, não necessariamente nesta ordem.

Não há dois frascos com a mesma substância. Após realizar alguns experimentos, o aluno fez as seguintes anotações:

- Após a dissolução do sólido contido no frasco A em água, obteve-se solução que conduziu corrente elétrica.
- O sólido contido no frasco B foi solúvel em água, e não reagiu com HCl .
- A adição do sólido contido no frasco C em solução de HCl produziu reação química.
- O sólido contido no frasco D não foi solubilizado em água.

Substância	Solubili- dade em água	Condutividade elétrica da solução obtida pela dis- solução do sólido em água	Reação com HCl / (aq)
Açúcar	SIM	NÃO	NÃO
Cloreto de sódio	SIM	SIM	NÃO
Dióxido de silício	NÃO	*	NÃO
Bicarbonato de sódio	SIM	SIM	SIM

* Condutividade elétrica não avaliada, pois o sólido não se dissolve em água.

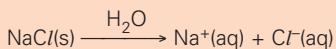
Pode-se concluir que, nos frascos A, B, C e D, encontram-se, respectivamente,

- a) cloreto de sódio, bicarbonato de sódio, açúcar e dióxido de silício.
- b) cloreto de sódio, bicarbonato de sódio, dióxido de silício e açúcar.
- c) açúcar, cloreto de sódio, bicarbonato de sódio e dióxido de silício.
- d) bicarbonato de sódio, cloreto de sódio, dióxido de silício e açúcar.
- e) cloreto de sódio, açúcar, bicarbonato de sódio e dióxido de silício.

Resolução

Frasco A: cloreto de sódio

Explicação: solúvel em água, a sua solução aquosa conduz a corrente elétrica e não reage com solução de HCl .

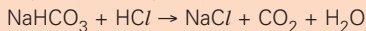


Frasco B: açúcar

Explicação: solúvel em água, não reage com HCl e sua solução não conduz a eletricidade.

Frasco C: bicarbonato de sódio

Explicação: reage com solução de HCl



Frasco D: dióxido de silício

Explicação: insolúvel em água.

Resposta: E