

QUÍMICA

Matéria e suas transformações Compostos inorgânicos II - Módulos



É possível saber se um meio é ácido ou básico utilizando indicadores de pH.

- 17 – Reação de neutralização
- 18 – Conceito e nomenclatura dos sais
- 19 – Indicador ácido-base
- 20 – Indicadores e reação de neutralização (experiências)
- 21 – Óxidos – conceito e nomenclatura
- 22 – Classificação dos óxidos

Módulo

17

Reação de neutralização

Palavras-chave:

- Ácido + base → sal + água

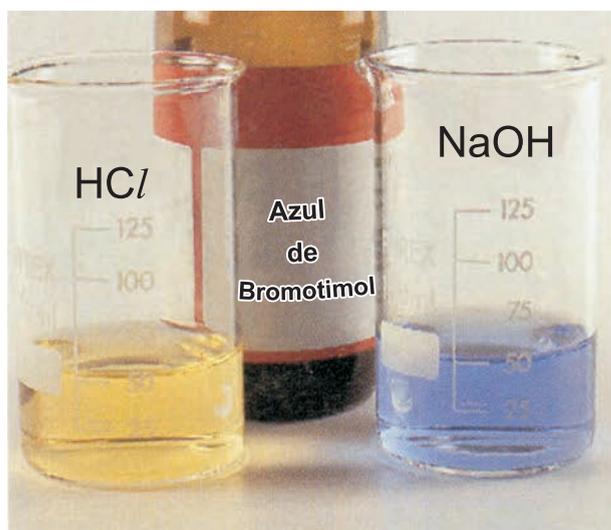


Foto Objetivo Mídia

O indicador azul de bromotimol fica amarelo em meio ácido e azul em meio básico. Em meio neutro (pH = 7), esse indicador é verde. Na figura da direita, ocorreu a neutralização do HCl pelo NaOH.

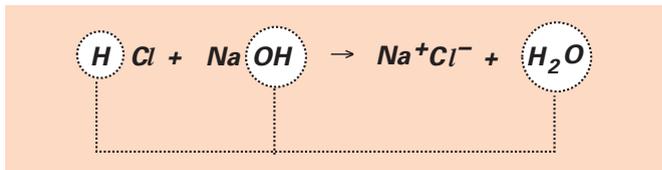
1. Reação de neutralização: a reação de ácido com base

A reação de neutralização é a reação entre um ácido e uma base dando origem a um sal e água.

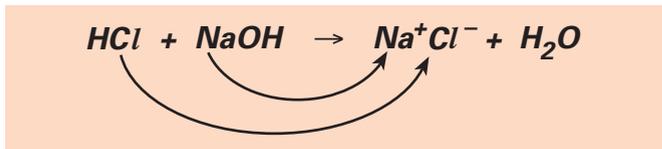


Esta reação não apresenta nenhuma exceção, isto é, qualquer que seja o ácido e qualquer que seja a base, a reação realiza-se na prática.

A reação é chamada de neutralização porque o íon H^+ (caracteriza ácido) se combina com o íon OH^- (caracteriza base) formando água. Na Teoria de Arrhenius, a água é neutra, isto é, nem ácido nem base.

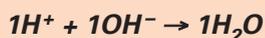


Observe como o sal é formado: o cátion é proveniente da base, enquanto o ânion é proveniente do ácido.

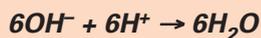


2. Acerto dos coeficientes de uma reação de neutralização

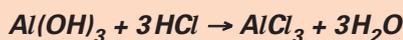
O balanceamento baseia-se no fato de que $1H^+$ se combina com $1OH^-$ formando $1H_2O$.



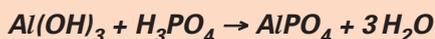
Observe:



— x —



— x —

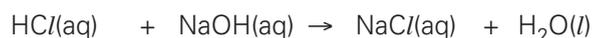


No Portal Objetivo

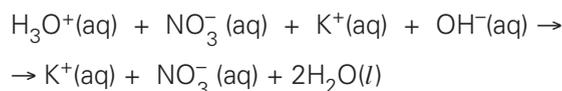
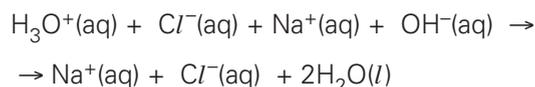
Para saber mais sobre o assunto, acesse o **PORTAL OBJETIVO** (www.portal.objetivo.br) e, em "localizar", digite **QUIM1M301**

3. A reação de neutralização: combinação de H_3O^+ com OH^-

Consideremos duas reações ácido-base em solução aquosa:



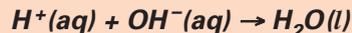
Os ácidos estão ionizados, enquanto as bases e os sais estão dissociados:



Cancelando os íons que ocorrem em ambos os membros das equações, obtém-se:

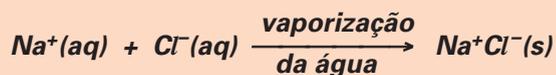


ou simplificadamente:



Os íons que não participam da reação são chamados de **íons expectadores**. Mais rigorosamente, pode-se afirmar que solução aquosa de ácido reage com solução aquosa de base formando solução aquosa de sal.

Para se obter o sal sólido, é necessário remover a água.

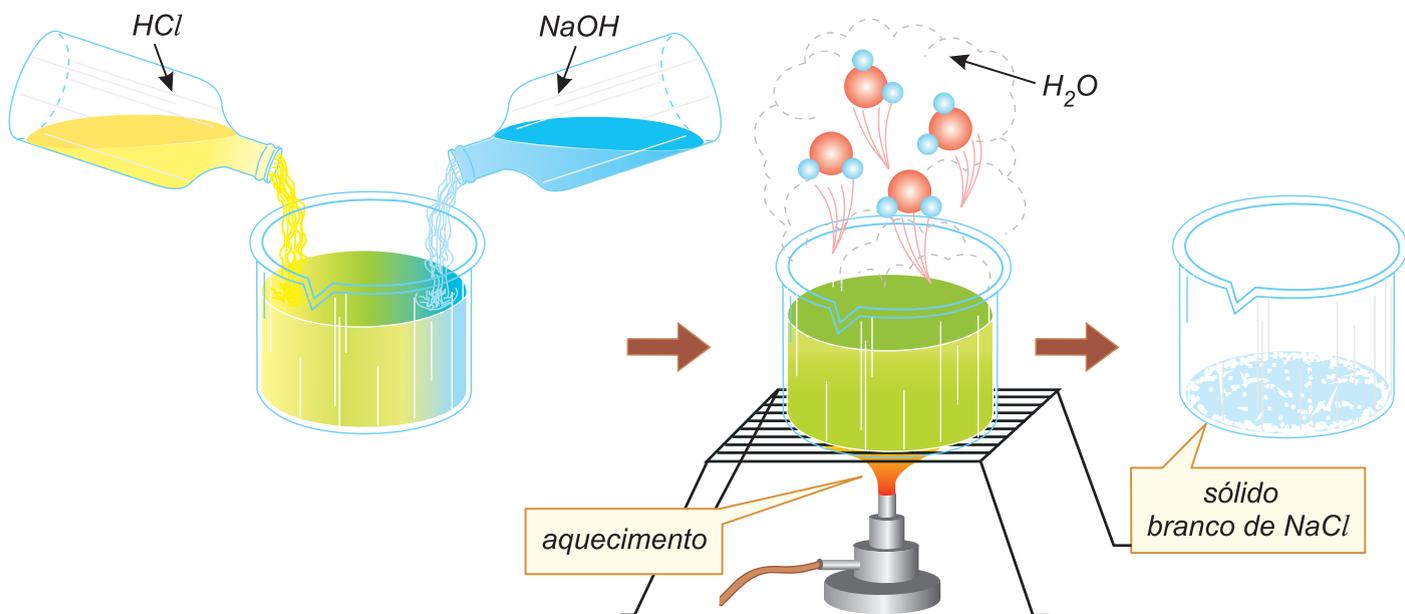




solução aquosa de cloreto de hidrogênio (HCl) ou ácido clorídrico com azul de bromotimol: $\text{HCl} \rightarrow \text{H}^+ + \text{Cl}^-$



solução aquosa de hidróxido de sódio (NaOH) com azul de bromotimol: $\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{OH}^-$



Exemplos

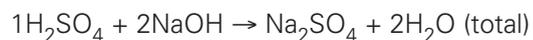
ÁCIDO		BASE		SAL		ÁGUA
HCl ácido clorídrico	+	NaOH hidróxido de sódio	→	NaCl cloreto de sódio	+	H ₂ O
H ₂ SO ₄ ácido sulfúrico	+	2NaOH hidróxido de sódio	→	Na ₂ SO ₄ sulfato de sódio	+	2H ₂ O
H ₂ SO ₄ ácido sulfúrico	+	Ca(OH) ₂ hidróxido de cálcio	→	CaSO ₄ sulfato de cálcio	+	2H ₂ O
2HNO ₃ ácido nítrico	+	Ca(OH) ₂ hidróxido de cálcio	→	Ca(NO ₃) ₂ nitrato de cálcio	+	2H ₂ O
3H ₂ SO ₃ ácido sulfuroso	+	2Al(OH) ₃ hidróxido de alumínio	→	Al ₂ (SO ₃) ₃ sulfito de alumínio	+	6H ₂ O
2H ₃ PO ₄ ácido fosfórico	+	3Ba(OH) ₂ hidróxido de bário	→	Ba ₃ (PO ₄) ₂ fosfato de bário	+	6H ₂ O

4. Neutralização parcial

As reações ácido-base são chamadas de neutralização total quando o sal resultante não apresenta H ionizável ou OH⁻.

Quando o sal apresentar H ionizável ou OH⁻, a neutralização é parcial.

Exemplos



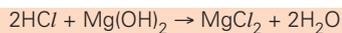
Exercícios Resolvidos

1 (MODELO ENEM) – 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 da acidez estomacal. Um dos antiácidos comumente empregados no combate à azia é o leite de magnésia (suspensão de hidróxido de magnésio, $Mg(OH)_2$). O hidróxido de magnésio reage com ácido do estômago formando o sal de fórmula:

- a) $MgSO_4$ b) $MgBr_2$ c) $MgCl_2$
d) $Mg(NO_3)_2$ e) $Mg(CN)_2$

Resolução

O ácido estomacal é o ácido clorídrico (HCl), que reage com o hidróxido de magnésio formando o sal de fórmula $MgCl_2$:



Resposta: C

2 (MODELO ENEM) – As bases ou álcalis são substâncias que neutralizam os ácidos e deixam azul o corante tornassol. As bases aparecem nos limpadores de fogão (hidróxido de sódio, base corrosiva), no leite de magnésia (hidróxido de magnésio), nos produtos de limpeza (hidróxido de amônio), na folha de azedinha. As urtigas são ácidas. Quando se “queima” a pele no contato com urtiga, pode-se adotar o procedimento:

- esfregar uma folha de azedinha.
- lavar com solução de hidróxido de sódio.
- lavar com suco de limão.
- colocar um pouco de leite de magnésia.

Estão corretos somente os procedimentos:

- I e III
- I e IV
- I, II e IV
- III e IV
- II e IV

Resolução

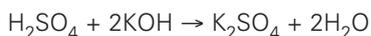
- Correto.**
A azedinha, básica, neutraliza a urtiga, ácida.
- Incorreto.**
O hidróxido de sódio é corrosivo.
- Incorreto.**
Suco de limão é ácido.
- Correto.**
O hidróxido de magnésio não é corrosivo.

Resposta: B

Exercícios Propostos

1 Em uma reação de neutralização total, todos os íons H^+ e OH^- são convertidos em água.

Exemplo



Completar as equações das reações de neutralização total:

- $H_2SO_4 + Ba(OH)_2 \rightarrow$
- $H_3PO_4 + Ca(OH)_2 \rightarrow$
- $H_2SO_4 + Cr(OH)_3 \rightarrow$

RESOLUÇÃO

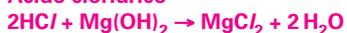
- $H_2SO_4 + Ba(OH)_2 \rightarrow BaSO_4 + 2H_2O$
- $2H_3PO_4 + 3Ca(OH)_2 \rightarrow Ca_3(PO_4)_2 + 6H_2O$
- $3H_2SO_4 + 2Cr(OH)_3 \rightarrow Cr_2(SO_4)_3 + 6H_2O$

2 (FUVEST-SP) – Quantidades adequadas de hidróxido de magnésio podem ser usadas para diminuir a acidez estomacal. Qual é o ácido presente no estômago?

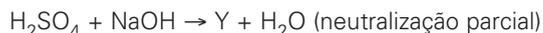
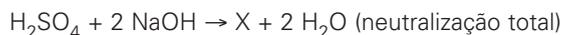
Escreva a reação desse ácido com o hidróxido de magnésio ($Mg(OH)_2$).

RESOLUÇÃO:

Ácido clorídrico



3 (UERJ – MODELO ENEM) – Um caminhão transportando ácido sulfúrico capotou, derramando o ácido na estrada. O ácido foi totalmente neutralizado por uma solução aquosa de hidróxido de sódio. Essa neutralização pode ser corretamente representada pelas equações abaixo.



As substâncias X e Y são, respectivamente,

- $Na_2SO_4 / NaHSO_4$
- $NaHSO_4 / Na_2SO_3$
- Na_2SO_3 / Na_2SO_4
- $Na_2SO_4 / NaHSO_3$
- $NaHSO_3 / Na_2SO_4$

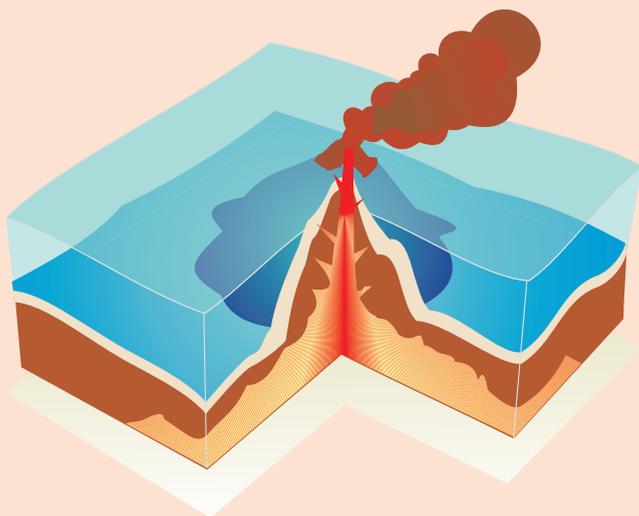
RESOLUÇÃO:



Resposta: A

- ídrico → eto
- oso → ito
- ico → ato

Por que a água do mar é salgada?



Processos vulcânicos que ocorrem no fundo dos oceanos trazem de camadas interiores do planeta água com sais.

A água do mar é uma solução rica em sais, em que predomina o cloreto de sódio (NaCl), também conhecido como sal comum. Ele representa cerca de 85% do total de sais nela dissolvidos. Há duas hipóteses para explicar a presença de sais na água do mar. A primeira, a mais conhecida e que por muito tempo acreditou-se ser a única, era de que eles teriam origem na

dissolução das rochas da superfície terrestre (contendo sais) e de seu transporte pelos rios até os oceanos. Porém, uma simples análise comparativa entre os sais dissolvidos pelos rios e a composição da água do mar demonstra que nem todo sal existente poderia ter-se originado apenas por esse processo.

A segunda hipótese está relacionada aos processos vulcânicos que ocorrem nos fundos oceânicos. As lavas originárias do manto (camada logo abaixo da crosta, a mais superficial da Terra) trazem para os oceanos água que está contida nas camadas mais interiores do planeta. Essa água contém, em solução, constituintes químicos, como cloretos, sulfatos, brometos, iodetos, compostos de carbono, boro, nitrogênio e outros. As interações que ocorrem entre os constituintes químicos – dissolvidos por um conjunto de processos que envolvem trocas entre os oceanos, atmosfera, fundos marinhos, rios, rochas da superfície, material do manto e outros – levam a um estável balanço geoquímico do meio marinho, fazendo com que a quantidade de sais dissolvidos se mantenha constante por milênios. Portanto, a água do mar não vai ficando mais salgada com o passar do tempo, a não ser que ele seja represado ou tenha pouca comunicação com outros mares; neste caso, devido à evaporação, aumenta a concentração de sal. É o caso do Mar Morto, situado no Oriente Médio.

1. O que é um sal?

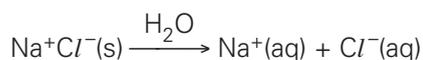
Os sais, como vimos, são compostos provenientes das reações de neutralização. **Para Arrhenius, sal é todo composto que se forma ao lado da água na reação de um ácido com uma base.**

Um ácido ioniza-se formando cátion H^+ .

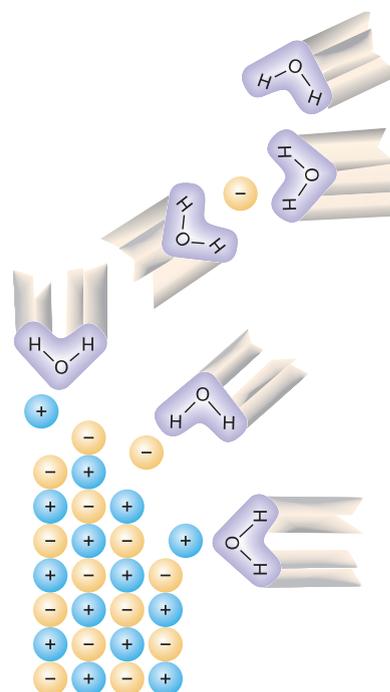
Uma base dissocia-se liberando ânion OH^- .

Um sal, dissolvido em água, dissocia-se liberando um cátion diferente de H^+ e um ânion diferente de OH^- .

Exemplo



aq. = aquoso (dissolvido na água)



A dissociação iônica do cloreto de sódio.

2. Nomenclatura dos sais

Usa-se a expressão:

(nome do ânion) de (nome do cátion) (valência do cátion)	
NaCl – Cloreto de sódio	CaCO ₃ – Carbonato de cálcio
BaCl ₂ – Cloreto de bário	Na ₂ SO ₄ – Sulfato de sódio
FeCl ₂ – Cloreto de ferro (II)	FeCl ₃ – Cloreto de ferro (III)

Nomenclatura com sufixos oso e ico

Utilizam-se os sufixos oso e ico, respectivamente, para o cátion de menor e maior valência.

³⁺
FeCl₃ – cloreto férrico

²⁺
FeCl₂ – cloreto ferroso

Principais cátions

+ 1 Ag, ALCALINOS e amônio
Li, Na, K, Rb, Cs, Fr, Ag, NH₄

+ 2 Zn e ALCALINOTERROSOS
Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra

+ 3 Al

+ 1 ou + 2 Hg e Cu

+ 2 ou + 3 Fe

3. Nomenclatura dos ânions

A nomenclatura dos ânions é derivada do nome do ácido correspondente, trocando-se a terminação.

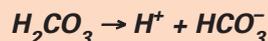
Terminação do ÁCIDO	Terminação do ÂNION
ídrico	ETO
ico	ATO
oso	ITO

Na página seguinte, observe a tabela que contém um ácido, seu ânion e sais de sódio, cálcio, alumínio, ferro (II) e ferro (III).

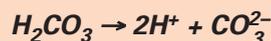
ÁCIDO CARBÔNICO (H₂CO₃)

O ácido carbônico forma dois ânions:

1) Hidrogenocarbonato ou bicarbonato.



2) Carbonato



3) Sais derivados

Na₂CO₃ – carbonato de sódio

NaHCO₃ – hidrogenocarbonato de sódio, bicarbonato de sódio.

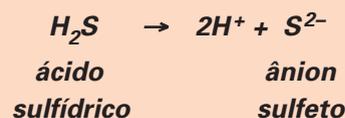
4. Formulação dos sais

Para entender como, a partir do nome, se chega à fórmula do sal, vamos tomar como exemplo o sulfeto de alumínio.

Determinemos a fórmula em etapas:

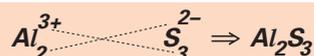
a) o ânion sulfeto vem do ácido sulfídrico

b) o ácido sulfídrico é o H₂S. Sua ionização total é:



c) o alumínio dá origem ao cátion Al³⁺

d) a fórmula para Al³⁺ e S²⁻ será



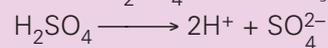
Saiba mais

Vamos fazer a fórmula do sulfato de bário.

RESOLUÇÃO

a) o ânion sulfato vem do ácido sulfúrico.

b) o ácido sulfúrico é H₂SO₄. Sua ionização total é:



c) o bário dá origem ao íon Ba²⁺

d) a fórmula para Ba²⁺ e SO₄²⁻ é BaSO₄, pois os íons bário e sulfato têm a mesma carga elétrica (em módulo).



No Portal Objetivo

Para saber mais sobre o assunto, acesse o **PORTAL OBJETIVO** (www.portal.objetivo.br) e, em "localizar", digite **QUIM1M302**

			SAL DE				
Ácido		Ânion	Sódio	Cálcio	Alumínio	Ferro (II)	Ferro (III)
1) H ₂ S ácido sulfídrico	$\xrightarrow{\text{H}_2\text{O}}$	2H ⁺ + S ²⁻ ânion sulfeto	Na ₂ S sulfeto de sódio	CaS sulfeto de cálcio	Al ₂ S ₃ sulfeto de alumínio	FeS sulfeto de ferro (II)	Fe ₂ S ₃ sulfeto de ferro (III)
2) H ₂ SO ₃ ácido sulfuroso	$\xrightarrow{\text{H}_2\text{O}}$	2H ⁺ + SO ₃ ²⁻ ânion sulfito	Na ₂ SO ₃ sulfito de sódio	CaSO ₃ sulfito de cálcio	Al ₂ (SO ₃) ₃ sulfito de alumínio	FeSO ₃ sulfito de ferro (II)	Fe ₂ (SO ₃) ₃ sulfito de ferro (III)
3) H ₂ SO ₄ ácido sulfúrico	$\xrightarrow{\text{H}_2\text{O}}$	2H ⁺ + SO ₄ ²⁻ ânion sulfato	Na ₂ SO ₄ sulfato de sódio	CaSO ₄ sulfato de cálcio	Al ₂ (SO ₄) ₃ sulfato de alumínio	FeSO ₄ sulfato de ferro (II)	Fe ₂ (SO ₄) ₃ sulfato de ferro (III)
4) HCl ácido clorídrico	$\xrightarrow{\text{H}_2\text{O}}$	H ⁺ + Cl ⁻ ânion cloreto	NaCl cloreto de sódio	CaCl ₂ cloreto de cálcio	AlCl ₃ cloreto de alumínio	FeCl ₂ cloreto de ferro (II)	FeCl ₃ cloreto de ferro (III)
5) HClO ácido hipocloroso	$\xrightarrow{\text{H}_2\text{O}}$	H ⁺ + ClO ⁻ ânion hipoclorito	NaClO hipoclorito de sódio	Ca(ClO) ₂ hipoclorito de cálcio	Al(ClO) ₃ hipoclorito de alumínio	Fe(ClO) ₂ hipoclorito de ferro (II)	Fe(ClO) ₃ hipoclorito de ferro (III)
6) HClO ₂ ácido cloroso	$\xrightarrow{\text{H}_2\text{O}}$	H ⁺ + ClO ₂ ⁻ ânion clorito	NaClO ₂ clorito de sódio	Ca(ClO ₂) ₂ clorito de cálcio	Al(ClO ₂) ₃ clorito de alumínio	Fe(ClO ₂) ₂ clorito de ferro (II)	Fe(ClO ₂) ₃ clorito de ferro (III)
7) HClO ₃ ácido clórico	$\xrightarrow{\text{H}_2\text{O}}$	H ⁺ + ClO ₃ ⁻ ânion clorato	NaClO ₃ clorato de sódio	Ca(ClO ₃) ₂ clorato de cálcio	Al(ClO ₃) ₃ clorato de alumínio	Fe(ClO ₃) ₂ clorato de ferro (II)	Fe(ClO ₃) ₃ clorato de ferro (III)
8) HClO ₄ ácido perclórico	$\xrightarrow{\text{H}_2\text{O}}$	H ⁺ + ClO ₄ ⁻ ânion perclorato	NaClO ₄ perclorato de sódio	Ca(ClO ₄) ₂ perclorato de cálcio	Al(ClO ₄) ₃ perclorato de alumínio	Fe(ClO ₄) ₂ perclorato de ferro (II)	Fe(ClO ₄) ₃ perclorato de ferro (III)
9) H ₂ CO ₃ ácido carbônico	$\xrightarrow{\text{H}_2\text{O}}$	2H ⁺ + CO ₃ ²⁻ ânion carbonato	Na ₂ CO ₃ carbonato de sódio	CaCO ₃ carbonato de cálcio	Al ₂ (CO ₃) ₃ carbonato de alumínio	FeCO ₃ carbonato de ferro (II)	Fe ₂ (CO ₃) ₃ carbonato de ferro (III)
10) HNO ₂ ácido nitroso	$\xrightarrow{\text{H}_2\text{O}}$	H ⁺ + NO ₂ ⁻ ânion nitrito	NaNO ₂ nitrito de sódio	Ca(NO ₂) ₂ nitrito de cálcio	Al(NO ₂) ₃ nitrito de alumínio	Fe(NO ₂) ₂ nitrito de ferro (II)	Fe(NO ₂) ₃ nitrito de ferro (III)
11) HNO ₃ ácido nítrico	$\xrightarrow{\text{H}_2\text{O}}$	H ⁺ + NO ₃ ⁻ ânion nitrato	NaNO ₃ nitrato de sódio	Ca(NO ₃) ₂ nitrato de cálcio	Al(NO ₃) ₃ nitrato de alumínio	Fe(NO ₃) ₂ nitrato de ferro (II)	Fe(NO ₃) ₃ nitrato de ferro (III)
12) H ₃ PO ₄ ácido fosfórico	$\xrightarrow{\text{H}_2\text{O}}$	3H ⁺ + PO ₄ ³⁻ ânion fosfato	Na ₃ PO ₄ fosfato de sódio	Ca ₃ (PO ₄) ₂ fosfato de cálcio	AlPO ₄ fosfato de alumínio	Fe ₃ (PO ₄) ₂ fosfato de ferro (II)	FePO ₄ fosfato de ferro (III)
13) HCN ácido cianídrico	$\xrightarrow{\text{H}_2\text{O}}$	H ⁺ + CN ⁻ ânion cianeto	NaCN cianeto de sódio	Ca(CN) ₂ cianeto de cálcio	Al(CN) ₃ cianeto de alumínio	Fe(CN) ₂ cianeto de ferro (II)	Fe(CN) ₃ cianeto de ferro (III)
14) HBr ácido bromídrico	$\xrightarrow{\text{H}_2\text{O}}$	H ⁺ + Br ⁻ ânion brometo	NaBr brometo de sódio	CaBr ₂ brometo de cálcio	AlBr ₃ brometo de alumínio	FeBr ₂ brometo de ferro (II)	FeBr ₃ brometo de ferro (III)
15) HI ácido iodídrico	$\xrightarrow{\text{H}_2\text{O}}$	H ⁺ + I ⁻ ânion iodeto	NaI iodeto de sódio	CaI ₂ iodeto de cálcio	AlI ₃ iodeto de alumínio	FeI ₂ iodeto de ferro (II)	FeI ₃ iodeto de ferro (III)
16) HF ácido fluorídrico	$\xrightarrow{\text{H}_2\text{O}}$	H ⁺ + F ⁻ ânion fluoreto	NaF fluoreto de sódio	CaF ₂ fluoreto de cálcio	AlF ₃ fluoreto de alumínio	FeF ₂ fluoreto de ferro (II)	FeF ₃ fluoreto de ferro (III)

Exercícios Resolvidos

1 (UFABC-SP – MODELO ENEM) – Em Rosário do Catete, SE, está localizado o complexo industrial Taquari-Vassouras, que reúne uma mina subterrânea e uma usina de beneficiamento, e é o único produtor de cloreto de potássio, substância utilizada na produção de fertilizantes, no Brasil.

Sobre o cloreto de potássio, foi dito que ele é
I. um composto iônico;
II. um sal inorgânico;
III. uma substância simples.

Está correto o que se afirma somente em

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

Resolução

- I. **Correto.** + –
Metal com não metal (KCl)
II. **Correto.**
Tem cátion diferente de H⁺ e ânion diferente de OH⁻.

III. **Incorreto.**

É uma substância composta (mais de um elemento).

Resposta: D

2 (UFABC-SP – MODELO ENEM) – O cloreto de potássio é o principal constituinte do mineral *silvita*, que é o mais importante mineral de potássio, ocorrendo na natureza principalmente junto com o mineral *halita* (cloreto de sódio), formando a associação de minerais denominada *silvinita*, que é a existente na mina de Taquari-Vassouras, em Sergipe.

Sendo assim, considere as seguintes afirmações:

- I. De cada tonelada de *silvinita* se obtém 1 tonelada de cloreto de potássio.
II. Na *silvita* e na *halita*, há elementos químicos de dois grupos da classificação periódica: o dos alcalinos e o dos halogênios.

III. O cloreto de potássio pode ser obtido da *silvinita* por uma única etapa de dissolução dessa associação de minerais em água, seguida de filtração rápida e imediata.

É correto o que se afirma em

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

Resolução

I. **Incorreta.**

É impossível obter-se 1 tonelada de KCl a partir de 1 tonelada de mistura de NaCl e KCl.

II. **Correta.**

Sódio (Na) e potássio (K) são metais alcalinos, enquanto cloro (Cl) pertence à família dos não metais halogênios.

III. **Incorreta.**

Tanto o KCl como o NaCl são solúveis em água.

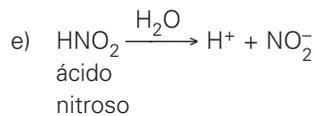
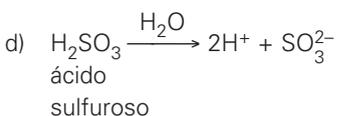
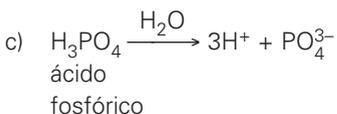
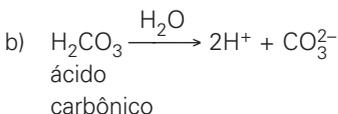
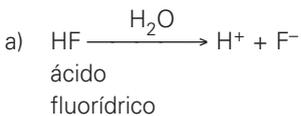
Resposta: B

Exercícios Propostos

1 O nome de um ânion é obtido trocando-se a terminação do ácido de acordo com o esquema:

ácido	ânion
ídrico	eto
oso	ito
ico	ato

Nas equações a seguir, indique o nome do ânion:



RESOLUÇÃO:

- a) F⁻: **fluoreto**
b) CO₃²⁻: **carbonato**
c) PO₄³⁻: **fosfato**
d) SO₃²⁻: **sulfito**
e) NO₂⁻: **nitrito**

2 O nome de um sal é obtido escrevendo-se primeiramente o nome do ânion, em seguida a preposição **de** e finalmente o nome do cátion.

Exemplo: Fe²⁺(HCO₃)₂¹⁻

hidrogenocarbonato de ferro (II) ou bicarbonato de ferro (II)

Fazer as fórmulas de:

- a) cloreto de ferro (III)
b) sulfeto de ouro (III)
c) nitrato de prata
d) fosfato de cálcio
e) carbonato de ferro (III)

- f) sulfito de sódio
 g) nitrito de amônio
 h) bicarbonato de amônio

RESOLUÇÃO:

- a) FeCl_3
 b) Au_2S_3
 c) AgNO_3
 d) $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$
 e) $\text{Fe}_2(\text{CO}_3)_3$
 f) Na_2SO_3
 g) NH_4NO_2
 h) $\text{NH}_4(\text{HCO}_3)$

3 (UNOPAR-PR – MODELO ENEM) – A **brasilianita** é um raro mineral que foi descoberto em 1945, em Conselheiro Pena (MG). Em sua composição, aparecem os cátions sódio e alumínio e os ânions fosfato (PO_4^{3-}) e hidroxila. Sua fórmula é $\text{NaAl}_3(\text{PO}_4)_2(\text{OH})_x$, na qual podemos afirmar que o valor de x é:
 a) 1 b) 2 c) 3 d) 4 e) 5

RESOLUÇÃO:

Observe a carga elétrica dos íons:



Em um composto, a soma das cargas elétricas é igual a zero.



$(+1) + 3 \cdot (+3) + 2(-3) + x(-1) = 0$

$x = 4$

Resposta: D

Módulo

19

Indicador ácido-base

Palavras-chave:

- A cor do indicador depende da acidez



Foto Objetivo Midia

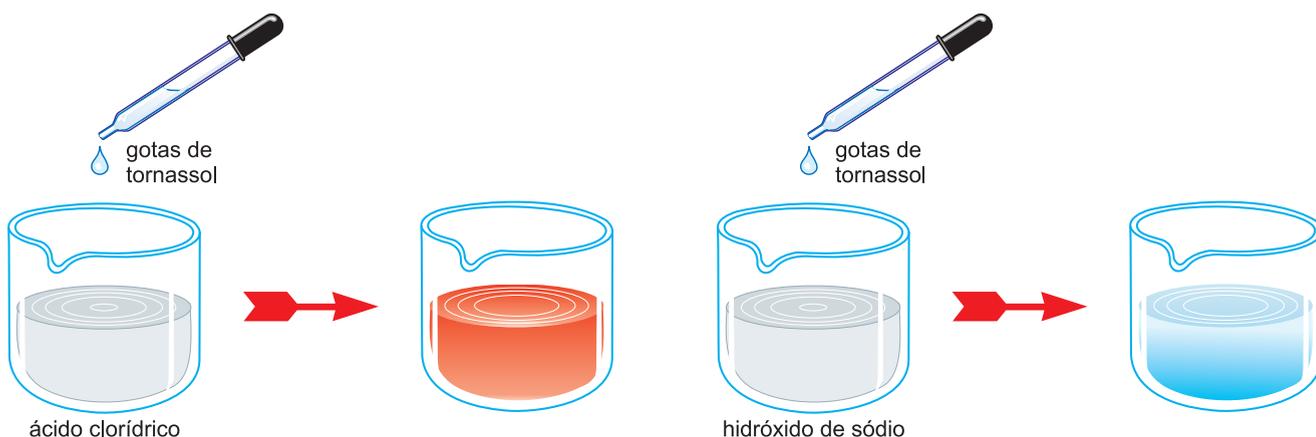
Adicionando-se suco de limão ao chá, ocorre mudança de cor. No chá, há uma substância que funciona como indicador ácido-base.

1. O indicador muda de coloração dependendo da acidez do meio

Indicador ácido-base é uma substância que, em solução aquosa, apresenta cores diferentes conforme a acidez da solução.

O tornassol é um indicador ácido-base muito utilizado em laboratório, sendo extraído de um líquen.

Em meio ácido, o tornassol fica vermelho e em meio básico (ou alcalino) fica azul.



No laboratório, são bastante utilizadas tiras de papel embebido em tornassol. Assim, o papel de tornassol vermelho fica azul em meio básico e o papel de tornassol azul fica vermelho em meio ácido.

2. Exemplos de como obter indicadores

- **Fenolftaleína** – vermelho em meio básico e incolor em meio ácido.

Alguns medicamentos (por exemplo, lactopurga) contêm fenolftaleína. Triture comprimidos em um pilão de amassar alho. Coloque o pó em um copo e adicione álcool até a metade. A fenolftaleína dissolve-se no álcool, sobrando um resíduo insolúvel que pode ser separado por filtração.

- **Extrato de repolho roxo** – vermelho em meio ácido e verde ou amarelo em meio básico. Pique algumas folhas de repolho roxo e ferva-as com um pouco de água durante 10 minutos. Despeje o líquido em um frasco.

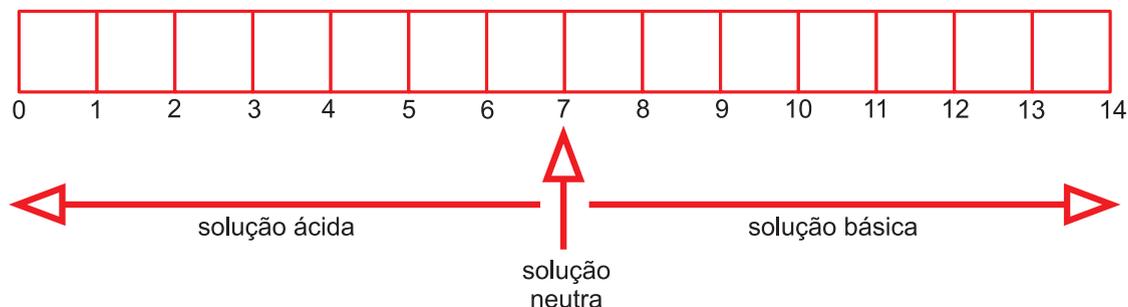
- **Suco de uva** – vermelho em meio ácido e azul em meio básico.

3. pH – potencial hidrogeniônico

O pH é um índice usado para medir a acidez ou a basicidade (alcalinidade) de uma solução. **Quanto maior a quantidade de íons H⁺ existente em determinado volume de solução, maior a acidez e menor o pH.** Geralmente os valores de pH vão de zero até 14.

O valor 7 para o pH indica uma solução que não é nem ácida nem básica, ou seja, é uma solução neutra.

As soluções ácidas têm pH menor que 7, enquanto as soluções básicas têm pH maior que 7.



Quanto mais baixo o pH, mais ácida é a solução, e quanto mais alto o pH, mais básica é a solução, isto é, maior a quantidade de íons OH⁻.

A água pura é neutra e tem pH = 7, o mesmo acontecendo com solução aquosa de NaCl.

O vinagre (solução aquosa de ácido acético), suco de limão e ácido muriático (ácido clorídrico comercial) têm pH menor que 7.

O leite de magnésia e produtos de limpeza contendo amoníaco têm pH maior que 7.

Alguns valores de pH

- pH do estômago – entre 1 e 2 (fortemente ácido)
- pH do suco de limão: 2
- pH do vinagre: 3
- pH do vinho: 3,8
- pH do suco de tomate: 4
- pH do café preto: 5
- pH do leite: 6,5

- pH da água pura: 7
- pH do sangue – entre 7,35 e 7,45 (ligeiramente básico)
- pH da água do mar: 7,9
- pH do leite de magnésia: 10
- pH do amoníaco caseiro: 11
- pH de solução de soda cáustica: 13 (fortemente básica)



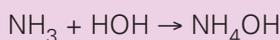
Saiba mais

O que é “sangue do diabo”?

“Sangue do diabo” é um líquido vermelho que, quando jogado em um tecido branco, perde rapidamente a cor.

Dissolva 10 gotas de limpador contendo amoníaco e 10 gotas de fenolftaleína em meio copo de água. Está preparado o “sangue do diabo”.

O gás amônia (NH₃) reage com água resultando um meio básico.



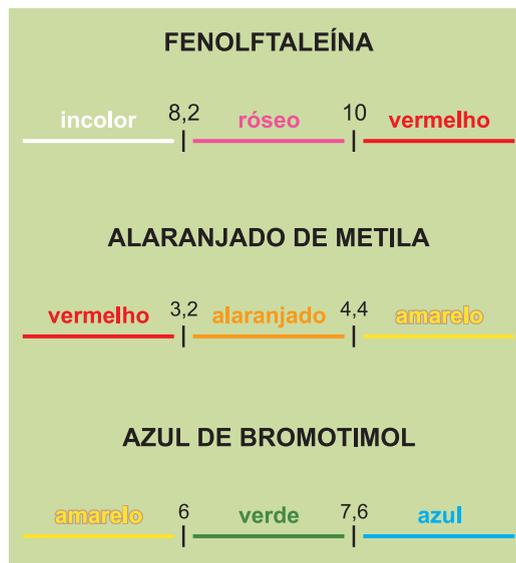
Portanto, inicialmente a fenolftaleína é vermelha. Quando o líquido é jogado sobre uma roupa, a amônia se desprende e o meio fica neutro. A fenolftaleína fica incolor.

4. Viragem de cor e pH

Os indicadores ácido-base mudam de cor numa zona de viragem, isto é, a mudança de cor começa em certo pH e termina em outro pH.

Exemplos

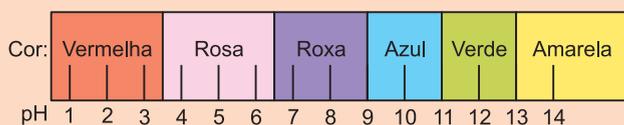
- **Fenolftaleína** – incolor em pH abaixo de 8,2 e vermelho em pH maior que 10. Entre 8,2 e 10 a coloração é rósea.
- **Alaranjado de metila (metilorange)** – vermelho em pH menor que 3,2 e amarelo em pH acima de 4,4. Entre 3,2 e 4,4 é alaranjado.
- **Azul de bromotimol** – amarelo em pH menor que 6 e azul em pH maior que 7,6. Entre 6 e 7,6 é verde.



Exercícios Resolvidos

Texto para as questões 1 e 2.

O suco extraído do repolho roxo pode ser utilizado como indicador do caráter ácido (pH entre 0 e 7) ou básico (pH entre 7 e 14) de diferentes soluções. Misturando-se um pouco de suco de repolho com a solução, a mistura passa a apresentar diferentes cores, segundo sua natureza ácida ou básica, de acordo com a escala abaixo.



Algumas soluções foram testadas com esse indicador, produzindo os seguintes resultados:

	Material	Cor
I	Amoníaco	Verde
II	Leite de magnésia	Azul
III	Vinagre	Vermelha
IV	Leite de vaca	Rosa

1 (ENEM – EXAME NACIONAL DO ENSINO MÉDIO) – De acordo com esses resultados, as soluções I, II, III e IV têm, respectivamente, caráter:

- ácido/básico/básico/ácido.
- ácido/básico/ácido/básico.

- básico/ácido/básico/ácido.
- ácido/ácido/básico/básico.
- básico/básico/ácido/ácido.

Resolução

Pela análise das cores obtidas utilizando suco de repolho roxo como indicador, temos:

- Amoníaco** apresentou cor verde, solução de pH > 7 e caráter básico.
- Leite de magnésia** apresentou cor azul, solução de pH > 7 e caráter básico.
- Vinagre** apresentou cor vermelha, solução de pH < 7 e caráter ácido.
- Leite de vaca** apresentou cor rosa, solução de pH < 7 e caráter ácido.

Resposta: E

2 (ENEM – EXAME NACIONAL DO ENSINO MÉDIO) – Utilizando o indicador citado em sucos de abacaxi e de limão, pode-se esperar como resultado as cores

- rosa ou amarela.
- vermelha ou roxa.
- verde ou vermelha.
- rosa ou vermelha.
- roxa ou azul.

Resolução

Utilizando o suco de repolho roxo como indicador em sucos de abacaxi e de limão, que são soluções ácidas (contêm ácido cítrico), pode-se esperar como resultado as cores **vermelha** ou **rosa**.

Resposta: D

Exercícios Propostos

1 (CESGRANRIO – MODELO ENEM) – Três copos de 100mL contêm água destilada, solução de hidróxido de sódio e solução de ácido clorídrico. Em cada copo foram colocados dois papéis de tornassol: o primeiro, vermelho, e o segundo, azul, imersos até a metade. Os resultados dessas experiências são assinalados a seguir:

	1º copo	2º copo	3º copo
1º papel (vermelho)	azul	vermelho	vermelho
2º papel (azul)	azul	azul	vermelho

Informação: O papel de tornassol muda de cor, de azul para vermelho, quando em contato com solução de um ácido, e de vermelho para azul quando em contato com solução de um hidróxido.

Considerando este fato, assinale a opção correta:

	1º copo	2º copo	3º copo
a)	solução de NaOH	solução de HCl	água destilada
b)	solução de HCl	solução de NaOH	água destilada
c)	solução de HCl	água destilada	solução de NaOH
d)	solução de NaOH	água destilada	solução de HCl
e)	água destilada	solução de NaOH	solução de HCl

RESOLUÇÃO:

Mergulhando-se o papel vermelho no primeiro copo, nota-se que houve mudança para azul, indicando a presença de base.

Mergulhando-se o papel azul no terceiro copo, a cor mudou para vermelho, indicando a presença de ácido.

A água destilada é neutra, não mudando a cor do tornassol.

Resposta: D

2 (ENEM – EXAME NACIONAL DO ENSINO MÉDIO) –

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.**

II) **Correta.**

III) **Errada.** A 25°C, a água destilada apresenta pH = 7, enquanto as chuvas ácidas apresentam pH < 7.

Resposta: C

Módulo

20

Indicadores e reação de neutralização (experiências)

Experiência 1

Indicador natural

Material

- 5 béqueres de 50 mL
- ácido muriático (ácido clorídrico)

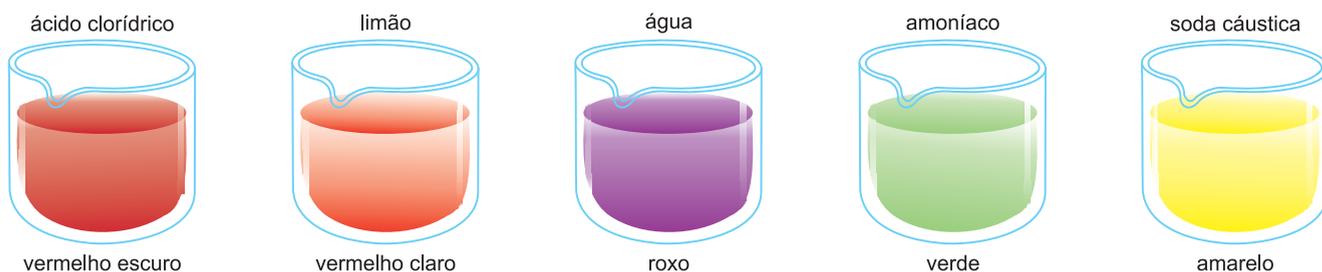
- limão
- desinfetante (amoníaco)
- soda cáustica (em escamas)
- suco de repolho roxo
- água

Procedimento

Colocar o suco de repolho roxo nos béqueres, adicionar respectivamente: ácido muriático, limão (espremê-lo), água, amoníaco e soda cáustica.

No repolho roxo, existe uma substância chamada betanina, que muda de cor gradualmente, indo do vermelho (se o meio é ácido) ao amarelo (se o meio é básico).

O resultado será o seguinte:



Atividade

- 1 Com base nos resultados da experiência, preencha os quadros abaixo.

MEIO	ÁCIDO	NEUTRO	BÁSICO
MATERIAL			

RESOLUÇÃO:

Ácidos: ácido clorídrico, limão

Neutro: água

Básicos: amoníaco, soda cáustica

- 2 Entre as substâncias ácidas, qual é a mais ácida?

RESOLUÇÃO:

Ácido clorídrico

- 3 Entre as substâncias básicas, qual é a mais básica?

RESOLUÇÃO:

Soda cáustica

Experiência 2

Material

Ácido clorídrico

Hidróxido de sódio

Tornassol azul

Tornassol vermelho

Fenolftaleína

Metilorange (alaranjado de metila)

Azul de bromotimol

Soluções-problema: X, Y e Z.

I) Usando uma solução de ácido clorídrico e outra solução da base hidróxido de sódio, completar a tabela de cor abaixo:

Indicador	Ácido	Base
tornassol azul	vermelho	azul
tornassol vermelho	vermelho	azul
fenolftaleína	incolor	róseo (vermelho)
metilorange	vermelho	amarelo
azul de bromotimol	amarelo	azul

II) Usando indicadores, determinar o caráter ácido, básico ou neutro de três soluções.

Procedimento

Colocar um pouco da solução no tornassol azul; se passar para vermelho, conclui-se que tem caráter ácido. Se a cor não mudar, coloque a solução no tornassol vermelho; se passar para azul, conclui-se que tem caráter básico; se a cor não mudar, conclui-se que tem caráter neutro.

A solução X tem caráter

porque

A solução Y tem caráter

porque

A solução Z tem caráter

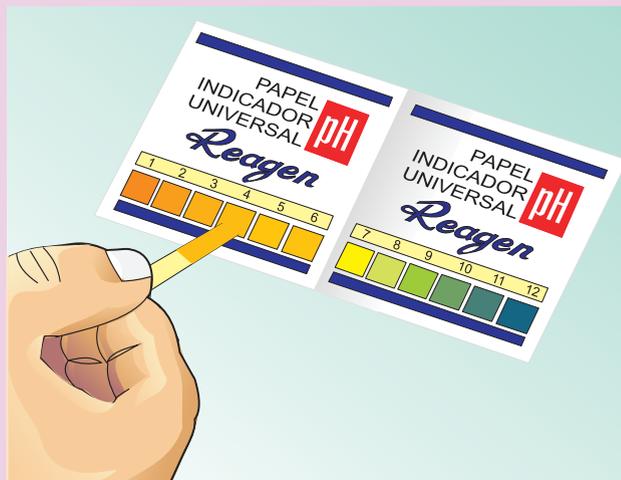
porque



Saiba mais

INDICADOR UNIVERSAL

É uma mistura de vários indicadores que adquire diferentes colorações dependendo do pH. Tiras de papel de filtro são embebidas no indicador universal e secadas. Mergulha-se a tira de papel na solução-problema e compara-se a coloração adquirida pela tira com a coloração impressa na embalagem. O indicador universal é bastante utilizado para controlar o pH da água de aquários e piscinas.



O papel indicador universal mostra o pH por comparação da cor adquirida pela tira com a coloração impressa na embalagem. No caso, a solução tem pH = 4.

Experiência 3

Reação de neutralização (ácido-base)

Material

- bquer (100 mL)
- ácido clorídrico (ácido muriático)
- hidróxido de magnésio (leite de magnésia)
- fenolftaleína

Procedimento

Adicionar em um bquer contendo ácido clorídrico um pouco de fenolftaleína (solução incolor); em seguida, acrescentar aos poucos o leite de magnésia, até a neutralização do ácido (cor vermelha), segundo a reação abaixo:



Voltar a adicionar ácido clorídrico, até se verificar o retorno à cor original.

Atividade

Explique as mudanças de cor durante a experiência.

RESOLUÇÃO:

A solução de fenolftaleína é incolor na presença de ácido. Adicionando-se leite de magnésia ($\text{Mg}(\text{OH})_2$), assim que ocorrer a neutralização, ela fica vermelha.

Experiência 4

Como distinguir uma solução aquosa de ácido sulfúrico de outra de ácido clorídrico?

Material

- Ácido clorídrico
- Ácido sulfúrico
- Hidróxido de bário
- 2 béqueres de 50 mL

As duas soluções podem ser diferenciadas adicionando-se a cada uma delas um pouco de solução aquosa de hidróxido de bário, $\text{Ba}(\text{OH})_2$.

Ambas as soluções reagem com a solução de $\text{Ba}(\text{OH})_2$, formando sal e água. No caso da solução de HCl , o sal formado (BaCl_2) é solúvel, enquanto na solução de H_2SO_4 forma-se um sal insolúvel (BaSO_4).

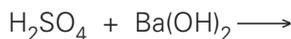
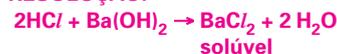
Nos dois béqueres, contendo um deles a solução de HCl e o outro a solução de H_2SO_4 , adicionar um pouco de solução de $\text{Ba}(\text{OH})_2$. Observe a formação de um precipitado (sólido) branco na solução de H_2SO_4 .

Atividade

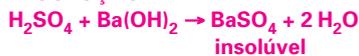
Complete as equações das reações de neutralização:



RESOLUÇÃO:

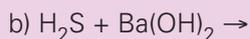
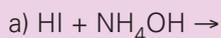


RESOLUÇÃO:

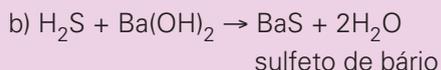
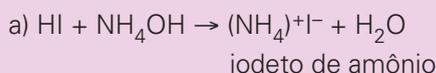


Saiba mais

Completar as equações das reações de neutralização dando o nome dos sais formados:



RESOLUÇÃO



No Portal Objetivo

Para saber mais sobre o assunto, acesse o **PORTAL OBJETIVO** (www.portal.objetivo.br) e, em "localizar", digite **QUIM1M303**

1 (ENEM – EXAME NACIONAL DO ENSINO MÉDIO) – As informações abaixo foram extraídas do rótulo da água mineral de determinada fonte.

ÁGUA MINERAL NATURAL

Composição química provável em mg/L

Sulfato de estrôncio	0,04
Sulfato de cálcio	2,29
Sulfato de potássio	2,16
Sulfato de sódio	65,71
Carbonato de sódio	143,68
Bicarbonato de sódio	42,20
Cloreto de sódio	4,07
Fluoreto de sódio	1,24
Vanádio	0,07

Características físico-químicas

pH a 25°C	10,00
Temperatura da água na fonte	24°C
Condutividade elétrica	$4,40 \cdot 10^{-2} \Omega^{-1} \text{m}^{-1}$
Resíduo de evaporação a 180°C	288,00 mg/L

Classificação:

“ALCALINO-BICARBONATADA, FLUORETADA, VANÁDICA”

Indicadores ácido-base são substâncias que em solução aquosa apresentam cores diferentes conforme o pH da solução.

O quadro abaixo fornece as cores que alguns indicadores apresentam à temperatura de 25°C

Indicador	Cores conforme o pH
Azul de bromotimol	amarelo em $\text{pH} \leq 6,0$; azul em $\text{pH} \geq 7,6$
Vermelho de metila	vermelho em $\text{pH} \leq 4,8$; amarelo em $\text{pH} \geq 6,0$
Fenolftaleína	incolor em $\text{pH} \leq 8,2$; vermelho em $\text{pH} \geq 10,0$
Alaranjado de metila	vermelho em $\text{pH} \leq 3,2$; amarelo em $\text{pH} \geq 4,4$

Suponha que uma pessoa inescrupulosa guardou garrafas vazias dessa água mineral, enchendo-as com água de torneira (pH entre 6,5 e 7,5) para serem vendidas como água mineral. Tal fraude pode ser facilmente comprovada pingando-se na “água mineral fraudada”, à temperatura de 25°C, gotas de

- azul de bromotimol ou fenolftaleína.
- alaranjado de metila ou fenolftaleína.
- alaranjado de metila ou azul de bromotimol.
- vermelho de metila ou azul de bromotimol.
- vermelho de metila ou alaranjado de metila.

Resolução

A água mineral natural apresenta $\text{pH} = 10,00$, portanto possui caráter alcalino (básico). Adicionando-se os indicadores à água mineral natural, ela apresentará as seguintes colorações:

- azul de bromotimol \rightarrow **azul**
- vermelho de metila \rightarrow **amarelo**
- fenolftaleína \rightarrow **vermelho**
- alaranjado de metila \rightarrow **amarelo**

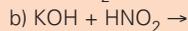
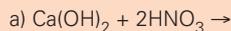
A água de torneira apresenta pH entre 6,5 e 7,5; adicionando-se os mesmos indicadores, teremos as seguintes colorações:

- azul de bromotimol \rightarrow **verde** (coloração intermediária)
- vermelho de metila \rightarrow **amarelo**
- fenolftaleína \rightarrow **incolor**
- alaranjado de metila \rightarrow **amarelo**

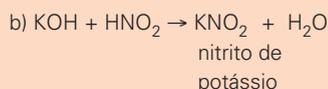
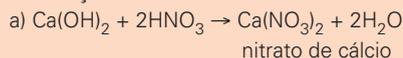
Notamos diferença de cor nos indicadores azul de bromotimol e fenolftaleína.

Resposta: A

2 Completar as equações das reações de neutralização dando o nome dos sais formados:



Resolução



3 (UERJ – MODELO ENEM) – Estão apresentadas no quadro abaixo as cores das soluções de dois indicadores ácido-base, em função da alteração do nível de acidez do meio reacional:

Solução do indicador	Cor adquirida pela solução	
	meio ácido	meio básico
extrato aquoso de repolho roxo	vermelha	verde ou amarela
solução alcoólica de fenolftaleína	incolor	rosa violáceo

Para classificar como ácido ou base, um estudante do Ensino Médio escolheu cinco produtos de uso doméstico, na ordem: **água tônica, solução aquosa de soda cáustica comercial, água sanitária, suco de limão e solução aquosa de bicarbonato de sódio.**

A um pequeno volume de cada solução, adicionou gotas de um dos indicadores, separadamente, e notou as alterações das cores na ordem respectiva das soluções caseiras: **vermelha, verde, amarela, incolor e rosa violáceo.**

A alternativa em que ambas as soluções são de caráter básico é:

- Água tônica e suco de limão.
- Água tônica e água sanitária.
- Soda cáustica e suco de limão.
- Água tônica e bicarbonato de sódio.
- Água sanitária e bicarbonato de sódio.

Resolução

Água tônica – o indicador adquiriu cor vermelha. Só pode ser o extrato aquoso de repolho roxo em **meio ácido.**

Solução aquosa de soda cáustica – cor verde. Indicador extrato aquoso de repolho roxo em **meio básico.**

Água sanitária – cor amarela. Indicador extrato aquoso de repolho roxo em **meio básico.**

Suco de limão – Incolor. Indicador fenolftaleína em **meio ácido.**

Solução aquosa de bicarbonato de sódio – cor rosa violáceo. Indicador fenolftaleína em **meio básico.**

Resposta: E

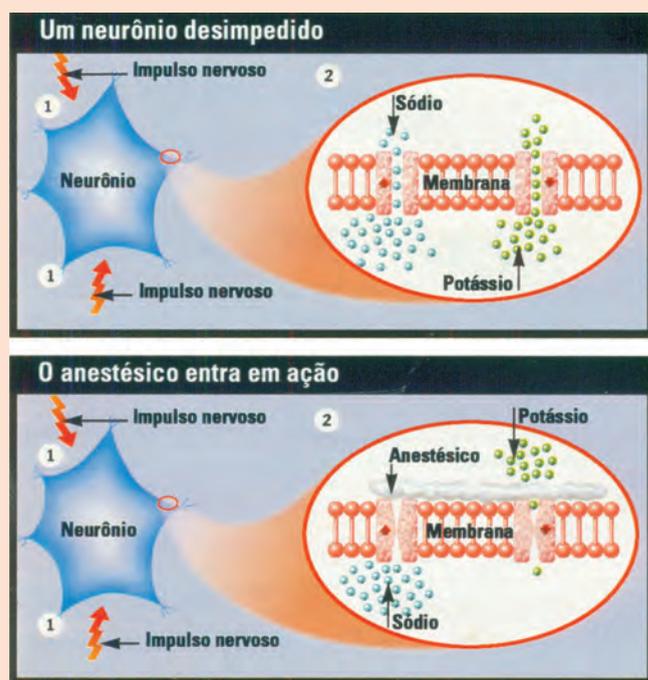
Gás hilariante: um óxido (N_2O) que anestesia e faz rir

O gás hilariante, descoberto em 1722, é formado por oxigênio e nitrogênio. Durante muito tempo, foi aproveitado como um tipo de droga leve, que provoca uma sensação parecida com a embriaguez. Nos Estados Unidos, o pessoal pagava 25 centavos para experimentar suas delícias. Só nos meados do século XIX, o dentista norte-americano Horace Wells descobriu que ele eliminava a sensação de dor e servia como anestésico.

Como age? Ele afeta uma membrana do revestimento dos neurônios que é envolvida por íons de sódio e potássio. Eles mudam de lugar para deixar o impulso nervoso passar. Sob a ação do gás, esses íons não conseguem transpor a membrana e o impulso fica bloqueado. Os primeiros neurônios a serem afetados são os que controlam o comportamento. Por isso, o paciente fica rindo à toa, como se estivesse embriagado.

Conforme a concentração do gás aumenta com a inalação, os neurônios responsáveis pela vigília também são atingidos. Vem, então, o sono e a anestesia geral. Só que o efeito passa alguns minutos depois da inalação. Por isso, para cirurgias, são recomendados outros anestésicos, de ação mais longa.

O anestésico atrapalha o movimento dos íons de sódio e potássio através da membrana do neurônio, brecando o impulso nervoso.



- 1 Impulsos nervosos chegam ao neurônio...
- 2 ... e deslocam os íons de sódio (Na^+) e potássio (K^+) através da membrana. A mensagem é transmitida.

- 1 Impulsos nervosos chegam ao neurônio...
- 2 ... e o anestésico paralisa o movimento dos íons sódio e potássio. A mensagem é brecada.

1. Eletronegatividade

Eletronegatividade é a medida da tendência do átomo do elemento para atrair elétrons.

O flúor é o elemento mais eletronegativo. Uma fila simples de eletronegatividade decrescente é:

$F > O > N, Cl > Br > I, S, C > P, H$ etc.

2. Definição de óxido

Óxido é todo composto binário oxigenado, no qual o oxigênio é o elemento mais eletronegativo.

São conhecidos óxidos da maioria dos elementos, com exceção importante do flúor.

OF_2 não é óxido. É o fluoreto de oxigênio.

Na nomenclatura de um composto binário, primeiramente é dado o nome do elemento mais eletronegativo.

Observe: Na^+Cl^-

O nome é cloreto de sódio, e não “sodieto de cloro”.

Portanto, o nome do composto OF_2 não é “óxido de flúor”. O nome correto é fluoreto de oxigênio, porque o flúor é mais eletronegativo que o oxigênio.

Fórmula geral dos óxidos:



Exemplos

CO_2 , H_2O , Mn_2O_7 etc.

Muitos elementos aparecem na natureza na forma de óxidos.

Vejamos alguns minérios importantes:

Fe_2O_3 – hematita

$\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ – bauxita

MnO_2 – pirolusita

SnO_2 – cassiterita

3. Nomenclatura oficial (de Stock)

**(óxido) de (nome do elemento)
(valência em algarismos romanos)**

Exemplos

$\text{Fe}^{2+}\text{O}^{2-}$ Óxido de ferro (II)

$\text{Fe}^{3+}\text{O}_3^{2-}$ Óxido de ferro (III)

Na_2O Óxido de sódio

MgO Óxido de magnésio

Al_2O_3 Óxido de alumínio

CaO Óxido de cálcio (cal virgem)

4. Nomenclatura com sufixos OSO e ICO

Utilizam-se os sufixos -oso e -ico, respectivamente, para o elemento com menor e maior valência.

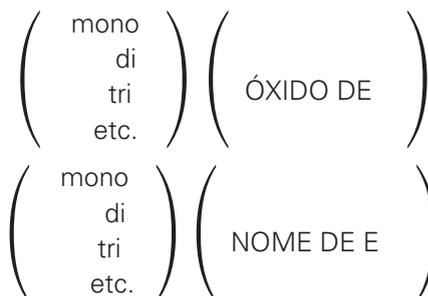
$\text{Fe}^{2+}\text{O}^{2-}$ Óxido ferroso

$\text{Fe}_2^{3+}\text{O}_3^{2-}$ Óxido férrico (hematita)

$\text{Cu}_2^{1+}\text{O}^{2-}$ Óxido cuproso

$\text{Cu}^{2+}\text{O}^{2-}$ Óxido cúprico

5. Nomenclatura com prefixos para óxidos E_xO_y



Os prefixos mono-, di-, tri- etc. indicam os valores de x e y na fórmula do óxido. O prefixo mono-, antes do nome de E, é comumente omitido.

Exemplos

SO_3 trióxido de monóxofre ou trióxido de enxofre

N_2O_3 trióxido de dinitrogênio

Fe_3O_4 tetróxido de triferro

P_2O_5 pentóxido de difósforo

CO monóxido de monocarbono ou monóxido de carbono

CO_2 dióxido de monocarbono ou dióxido de carbono (gás carbônico)

N_2O monóxido de dinitrogênio (gás hilariante)

Cl_2O_7 heptóxido de dicloro

MnO_2 bióxido de manganês (pirolusita)

Exercícios Resolvidos

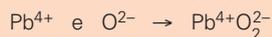
1 (UNESP – MODELO ENEM) – Na Idade Média, era usual o emprego de óxido de chumbo(IV) como pigmento branco em telas. Em nossos dias, com o aumento do teor de H_2S na atmosfera, proveniente da queima de combustíveis fósseis, pinturas dessa época passaram a ter suas áreas brancas transformadas em castanho-escuro, devido à formação de sulfeto de chumbo(II). No trabalho de restauração dessas pinturas, são empregadas soluções diluídas de peróxido de hidrogênio, que transformam o sulfeto de chumbo(II) em

sulfato de chumbo(II), um sólido branco. As fórmulas do óxido de chumbo(IV), sulfeto de chumbo(II), peróxido de hidrogênio e sulfato de chumbo(II) são, respectivamente:

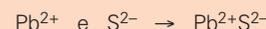
- PbO , PbS , H_2O_2 , PbSO_4
- PbO_2 , PbS , H_2O_2 , PbSO_4
- Pb_2O_3 , PbS_2 , H_2O , $\text{Pb}(\text{SO}_4)_2$
- PbO_2 , PbS , H_2O_2 , PbSO_3
- PbO , PbSO_3 , H_2O_2 , PbS_2O_3

Resolução

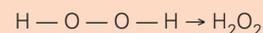
a) **Óxido de chumbo (IV)**



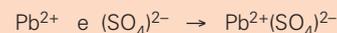
b) **Sulfeto de chumbo (II)**



c) **Peróxido de hidrogênio**



d) **Sulfato de chumbo (II)**



Resposta: B

2 Dar o nome dos compostos: CaO , $\text{Ca}(\text{OH})_2$, MgO , $\text{Mg}(\text{OH})_2$, FeO , $\text{Fe}(\text{OH})_2$, Fe_2O_3 , $\text{Fe}(\text{OH})_3$

Resolução

CaO – óxido de cálcio
Ca(OH)₂ – hidróxido de cálcio
MgO – óxido de magnésio
Mg(OH)₂ – hidróxido de magnésio
FeO – óxido de ferro (II)
Fe(OH)₂ – hidróxido de ferro (II)
Fe₂O₃ – óxido de ferro (III)
Fe(OH)₃ – hidróxido de ferro (III)

3 Dar o nome dos compostos: BaO, Ba(OH)₂, Al₂O₃, Al(OH)₃, NH₄OH, CuO, Cu(OH)₂, Cu₂O, CuOH.

Resolução

BaO – óxido de bário
Ba(OH)₂ – hidróxido de bário
Al₂O₃ – óxido de alumínio
Al(OH)₃ – hidróxido de alumínio

NH₄OH – hidróxido de amônio
CuO – óxido cúprico ou óxido de cobre (II)
Cu(OH)₂ – hidróxido cúprico ou hidróxido de cobre (II)
Cu₂O – óxido cuproso ou óxido de cobre (I)
CuOH – hidróxido cuproso ou hidróxido de cobre (I)

Exercícios Propostos

1 (FUVEST-SP – MODELO ENEM) – As panelas “Vision” são feitas de um vidro obtido pelo tratamento térmico de misturas constituídas principalmente de Li₂O, Al₂O₃ e SiO₂.

Essas três substâncias são

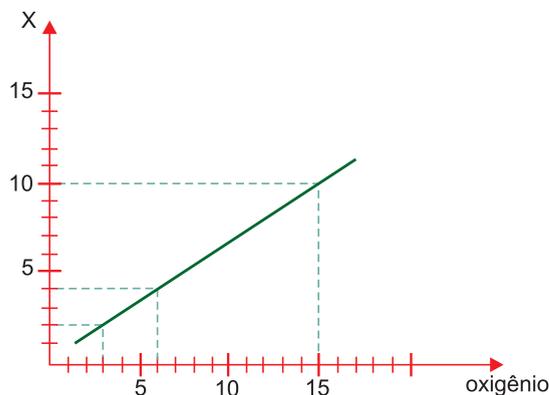
- a) ácidos. b) bases. c) sais.
d) óxidos. e) peróxidos.

RESOLUÇÃO:

São todos compostos binários oxigenados.

Resposta: D

2 (MODELO ENEM) – O gráfico abaixo mostra a proporção, em número de átomos, de um metal X e de oxigênio, quando se ligam para formar um óxido. Pela análise do gráfico, pode-se afirmar que o óxido poderia ter a fórmula:



- a) MnO₂ b) P₂O₃ c) Al₂O₃
d) Fe₃O₄ e) Mn₂O₇

RESOLUÇÃO:

Analisando-se o gráfico, verifica-se que a proporção é de 2 átomos de X para 3 átomos de O. Como X é metal, a fórmula é Al₂O₃.

Resposta: C

3 Escrever as fórmulas de:

- a) Óxido de cálcio
b) Óxido cuproso ou óxido de cobre (I)
c) Óxido cúprico ou óxido de cobre (II)
d) Óxido de zinco
e) Trióxido de enxofre
f) Pentóxido de difósforo
g) Trióxido de ferro

RESOLUÇÃO:

- a) CaO b) Cu₂O c) CuO
d) ZnO e) SO₃ f) P₂O₅
g) Fe₂O₃

Módulo

22

Classificação dos óxidos

Palavras-chave:

- óxido ácido; óxido básico; óxido neutro; peróxido

1. Óxidos

Já vimos que os óxidos são compostos binários (dois elementos químicos) de fórmula geral:



Dependendo da sua estrutura e do seu comportamento em face de outras substâncias, os óxidos são

classificados em vários tipos. Inicialmente, iremos estudar os seguintes tipos de óxidos: **óxidos básicos**, **óxidos ácidos**, **óxidos neutros** e **peróxidos**.

2. Óxidos básicos

São óxidos que reagem com ácidos formando sal e água.

Óxido básico + ácido → sal + água

Óxidos **básicos** são óxidos formados por metais, principalmente, metais alcalinos e alcalinoterrosos.

Exemplos



Os óxidos básicos reagem com água formando as bases correspondentes:



Os óxidos básicos reagem com ácidos formando sal e água.

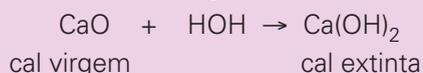


Saiba mais

O que é cal virgem?

RESOLUÇÃO

O óxido de cálcio tem o nome comercial de cal virgem ou cal viva, enquanto o hidróxido de cálcio é conhecido por cal extinta ou cal apagada.



Água de cal é solução (mistura homogênea) aquosa de Ca(OH)_2 . Leite de cal é suspensão (mistura heterogênea) de Ca(OH)_2 .

3. Óxidos ácidos

São óxidos que reagem com bases formando sal e água.

Óxido ácido + base → sal + água

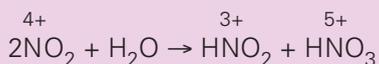
Óxidos **ácidos** são óxidos formados principalmente por não metais.



Saiba mais

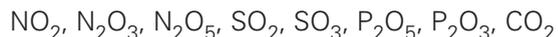
1. O NO_2 (dióxido de mononitrogênio) reage com água dando uma mistura de dois ácidos.

O Nox do N no NO_2 é + 4. Não existe ácido no qual o N tem Nox + 4. Forma-se então uma mistura de ácido nitroso (Nox do N : + 3) e ácido nítrico (Nox do N : + 5)

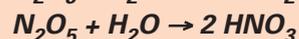
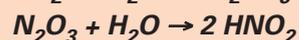
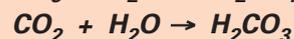
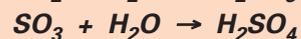


2. Os óxidos ácidos também são chamados de anidridos de ácidos.

Exemplos

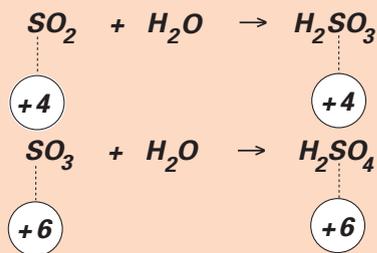


Os óxidos ácidos reagem com água formando os ácidos correspondentes:

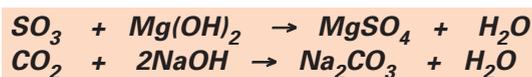


Atente para o fato de que o Nox do elemento no óxido e no ácido correspondente é o mesmo.

Observe:



Os óxidos ácidos reagem com bases formando sal e água.



Água de cal



Sopra-se ar através do canudinho

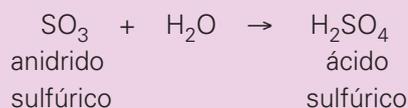
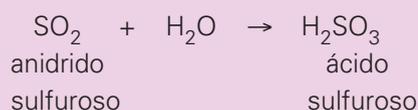
CaCO_3

Reação para identificar a presença de CO_2 :



Forma-se uma turvação branca, pois CaCO_3 é insolúvel em água.

Isso se deve ao fato de o óxido ácido reagir com água, formando ácido.



O gás carbônico (CO_2) pode ser chamado de anidrido carbônico.

4. Chuva ácida

A chuva em seu estado natural (sem poluição e relâmpagos) é fracamente ácida, devido à presença de gás carbônico no ar.



ácido carbônico (fraco)

Em um combustível fóssil (carvão e derivados do petróleo) existe enxofre como impureza. Quando o combustível é queimado, o enxofre também sofre combustão, formando o dióxido de enxofre (SO_2), que é venenoso.



Mais tarde, o SO_2 transforma-se em trióxido de enxofre (SO_3).



O trióxido de enxofre reage com a água presente na atmosfera formando o ácido sulfúrico, que é muito forte. A água da chuva fica fortemente ácida.



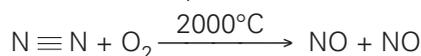
A combustão também fornece óxidos de nitrogênio, que reagem com água dando ácido nítrico. Em uma chuva com raios, o N_2 combina-se com o O_2 .



Observação

O N_2 é muito pouco reativo, ou seja, bastante estável.

Na molécula $\text{N} \equiv \text{N}$, os dois átomos estão ligados fortemente por três ligações. O N_2 combina-se com O_2 somente em elevada temperatura.



5. Óxidos neutros ou indiferentes

São óxidos que não reagem com água, ácido e base. São alguns óxidos de não metais.



No Portal Objetivo

Para saber mais sobre o assunto, acesse o **PORTAL OBJETIVO** (www.portal.objetivo.br) e, em "localizar", digite **QUIM1M304**



Exercícios Resolvidos

1 (ENEM – (Exame Nacional do Ensino Médio)) – Suponha que um agricultor esteja interessado em fazer uma plantação de girassóis. Procurando informação, leu a seguinte reportagem:

Solo ácido não favorece plantio

Alguns cuidados devem ser tomados por quem decide iniciar o cultivo do girassol. A oleaginosa deve ser plantada em solos descompactados, com pH acima de 5,2 (que indica menor acidez da terra). Conforme as recomendações da

Embrapa, o agricultor deve colocar, por hectare, 40 kg a 60 kg de nitrogênio, 40 kg a 80 kg de potássio e 40 kg a 80 kg de fósforo. O pH do solo, na região do agricultor, é de 4,8. Dessa forma, o agricultor deverá fazer a "calagem".

(Folha de S. Paulo)

CO – monóxido de carbono.

NO – monóxido de mononitrogênio.

N_2O – monóxido de dinitrogênio (gás hilariante).

6. Peróxidos

São óxidos que apresentam na estrutura a ligação $-\text{O}-\text{O}-$, na qual o oxigênio apresenta número de oxidação -1 .

São conhecidos peróxidos dos metais alcalinos, alcalinoterrosos e hidrogênio.

Exemplos

H_2O_2 , $\text{H}-\overset{1-}{\text{O}}-\overset{1-}{\text{O}}-\text{H}$, peróxido de hidrogênio

Na_2O_2 , $\text{Na}^{1+}[\overset{1-}{\text{O}}-\overset{1-}{\text{O}}]\text{Na}^{1+}$, peróxido de sódio

CaO_2 , $\text{Ca}^{2+}[\overset{1-}{\text{O}}-\overset{1-}{\text{O}}]$, peróxido de cálcio.



Saiba mais

ÓXIDOS ANFÓTEROS

Óxido anfótero é todo óxido que, na presença de base, comporta-se como óxido ácido e, na presença de ácido, como óxido básico.

ÓXIDO ANFÓTERO + ÁCIDO → SAL + ÁGUA

ÓXIDO ANFÓTERO + BASE → SAL COMPLEXO

Exemplos

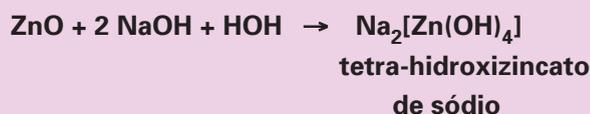
ZnO , Al_2O_3 , PbO , SnO , SnO_2 , As_2O_3 e As_2O_5

Exemplos

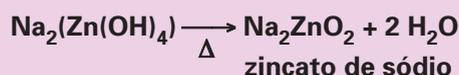
1) **Com ácido**



2) **Com base forte**



Por aquecimento, o sal complexo perde água:



Suponha que o agricultor vá fazer calagem (aumento do pH do solo por adição de cal virgem – CaO). De maneira simplificada, a diminuição da acidez se dá pela interação da cal (CaO) com a água presente no solo, gerando hidróxido de cálcio (Ca(OH)₂), que reage com os íons H⁺ (dos ácidos), ocorrendo, então, a formação de água e deixando íons Ca²⁺ no solo. Considere as seguintes equações:

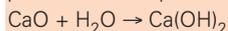
- I. $\text{CaO} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2$
- II. $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2$
- III. $\text{Ca(OH)}_2 + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{Ca}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$
- IV. $\text{Ca(OH)}_2 + \text{H}^+ \rightarrow \text{CaO} + \text{H}_2\text{O}$

O processo de calagem descrito acima pode ser representado pelas equações:

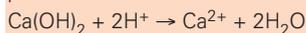
- a) I e II b) I e IV c) II e III
- d) II e IV e) III e IV

Resolução

A interação da cal virgem, CaO, com a água presente no solo pode ser descrita pela equação II:



A diminuição da acidez (aumento do pH) pela reação do hidróxido de cálcio com os íons H⁺ presentes no solo é descrita na equação III:



Resposta: C

2 (ENEM – (Exame Nacional do Ensino Médio) – Na hora de ir para o trabalho, o percurso médio dos moradores de Barcelona mostra que o carro libera 90 gramas do venenoso monóxido de carbono e 25 gramas de óxidos de nitrogênio... Ao mesmo tempo, o carro consome combustível equivalente a 8,9 kWh.

Com referência ao trecho acima, pode-se afirmar que

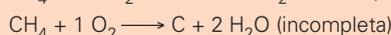
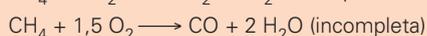
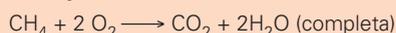
- a) um automóvel produz monóxido de carbono pelo fato de que a queima dos combustíveis utilizados não é completa.
- b) o automóvel em questão não utiliza o álcool como combustível.
- c) a produção de óxido de nitrogênio não contribui para a chuva ácida.
- d) o texto está equivocado, pois os óxidos de nitrogênio lançados na atmosfera não têm nenhuma relação com o automóvel.
- e) caso o automóvel fosse elétrico, não poluiria o ambiente com monóxido de carbono, mas lançaria ao ar radiações eletromagnéticas prejudiciais à saúde.

Resolução

Comentando:

- a) **Correta.** A combustão incompleta de um combustível fóssil pode produzir fuligem (carvão) e o venenoso monóxido de carbono.

Exemplo



- b) **Incorreta.** O texto nada afirma sobre o tipo de combustível utilizado.

- c) **Incorreta.** Na queima do combustível, devido à alta temperatura, o nitrogênio do ar combina-se com oxigênio formando óxidos de nitrogênio. Estes combinam-se com água produzindo ácido nítrico.

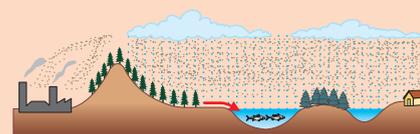


Portanto, os óxidos de nitrogênio também contribuem para a chuva ácida.

- d) **Incorreta.**
- e) **Incorreta.** Não são lançadas ao ar radiações eletromagnéticas prejudiciais à saúde.

Resposta: A

3 (ENEM – (Exame Nacional do Ensino Médio) – Uma região industrial lança ao ar gases como o dióxido de enxofre e óxidos de nitrogênio, causadores da chuva ácida. A figura mostra a dispersão desses gases poluentes.



Considerando o ciclo da água e a dispersão dos gases, analise as seguintes possibilidades:

- I. As águas de escoamento superficial e de precipitação que atingem o manancial poderiam causar aumento de acidez da água do manancial e provocar a morte de peixes.
- II. A precipitação na região rural poderia causar aumento de acidez do solo e exigir procedimentos corretivos, como a calagem.
- III. A precipitação na região rural, embora ácida, não afetaria o ecossistema, pois a transpiração dos vegetais neutralizaria o excesso de ácido.

Dessas possibilidades,

- a) pode ocorrer apenas a I.
- b) pode ocorrer apenas a II.
- c) podem ocorrer tanto a I quanto a II.
- d) podem ocorrer tanto a I quanto a III.
- e) podem ocorrer tanto a II quanto a III.

Resolução

A possibilidade III está incorreta porque a chuva ácida afeta o ecossistema rural, reduzindo o pH do solo. A transpiração dos vegetais é a eliminação de água no estado de vapor e, conseqüentemente, não neutraliza o excesso de ácido.

Resposta: C

Exercícios Propostos

1 A chuva sem relâmpagos e em um ambiente sem poluição é fracamente ácida devido à presença no ar de:

- a) CO₂ b) Ozônio c) NH₃
- d) Amônia e) CO

RESOLUÇÃO:

No ar existe CO₂, que é óxido ácido.



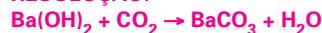
Resposta: A

2 (FUVEST-SP – MODELO ENEM) – Quando soluções aquosas saturadas de hidróxido de bário (água de barita) são expostas ao ar, forma-se um precipitado branco. Esta propriedade torna a “água de barita” um importante reagente analítico. O fenômeno descrito deve-se à

- a) precipitação de óxido de bário, por evaporação de água da solução, indicando perda de água do sistema.
- b) precipitação de gel de hidróxido de bário, por absorção de água, indicando ganho de água pelo sistema.

- c) precipitação de carbonato de bário, por absorção de dióxido de carbono, indicando a presença deste gás no ar.
- d) precipitação de óxido de bário, por absorção de oxigênio, indicando a presença deste gás no ar.
- e) precipitação de nitrato de bário, por absorção de dióxido de nitrogênio, indicando a presença deste poluente no ar.

RESOLUÇÃO:



Resposta: C ppt.

3 (FUVEST-SP) – A principal substância química presente no giz pode ser obtida pela reação entre ácido sulfúrico (H₂SO₄) e cal (CaO). Qual o nome desta substância?

Escreva a reação que a produz, indicando o nome do outro composto simultaneamente produzido.

RESOLUÇÃO:

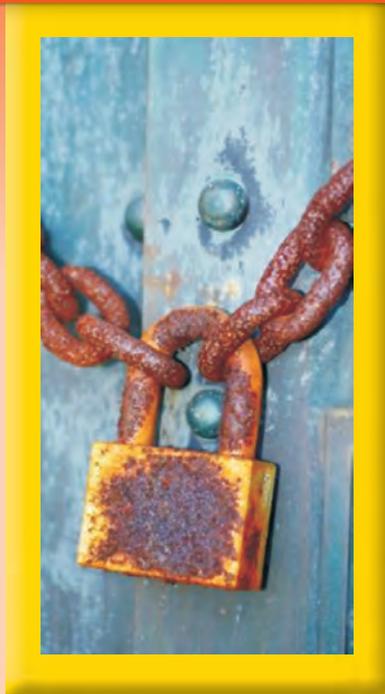


CaSO₄: sulfato de cálcio; H₂O: água.

QUÍMICA

Matéria e suas transformações: Oxidorredução II Natureza corpuscular da matéria: mol, massa molar e quantidade de matéria - Módulos

- 33 – Matéria e suas transformações: oxidorredução II. Acerto dos coeficientes I
- 34 – Acerto dos coeficientes II
- 35 – Acerto dos coeficientes III
- 36 – Natureza corpuscular da matéria: massa atômica e massa molecular
- 37 – Natureza corpuscular da matéria: conceito de mol e massa molar
- 38 – Natureza corpuscular da matéria: conceito de mol e massa molar (exercícios)
- 39 – Natureza corpuscular da matéria: quantidade de matéria
- 40 – Natureza corpuscular da matéria: quantidade de matéria (exercícios)
- 41 – Natureza corpuscular da matéria: mols do elemento em um mol da substância
- 42 – Natureza corpuscular da matéria: fórmula porcentual
- 43 – Natureza corpuscular da matéria: fórmulas mínima e molecular
- 44 – Natureza corpuscular da matéria: fórmulas (exercícios)



No enferrujamento ocorre transferência de elétrons.

Módulo

33

Matéria e suas transformações: oxidorredução II. Acerto dos coeficientes I

Palavras-chave:

- Número de elétrons cedidos = número de elétrons recebidos

1. Reação de oxidorredução

– Reação na qual ocorre transferência de elétrons e, consequentemente, variação do número de oxidação (Nox).



A formação de ferrugem é uma reação de oxidorredução.

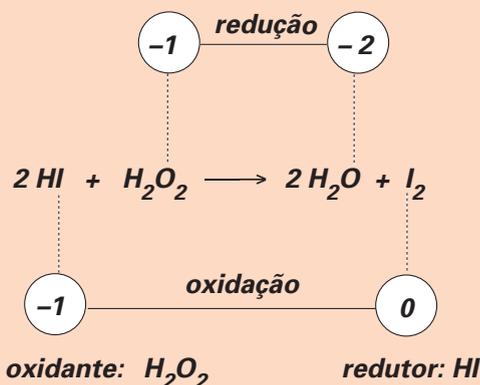
Oxidação – perda de elétrons (aumento do Nox).

Redução – ganho de elétrons (diminuição do Nox).

Oxidante – sofre redução.

Redutor – sofre oxidação.

Exemplo



2. Ajustamento de coeficientes nas equações de oxidorredução

O processo de balanceamento baseia-se no seguinte conceito:

O número total de elétrons cedidos é igual ao número total de elétrons recebidos.

Observe que na reação: $\text{Mg}^0 + \text{O}^0 \rightarrow \text{Mg}^{2+} + \text{O}^{2-}$, o magnésio cede dois elétrons, enquanto o átomo de oxigênio recebe dois elétrons.

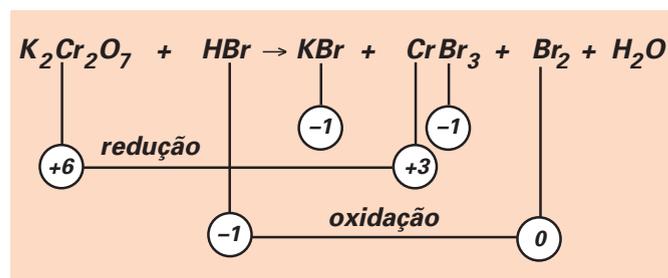
Exemplificando o acerto com a equação:



3. Descubra todos os elementos que sofreram oxidação ou redução. Trace os ramos de oxidação e redução

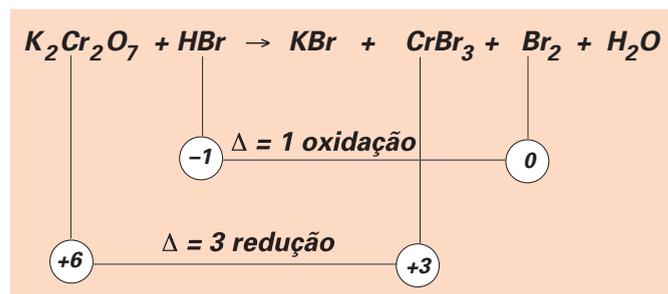
Desconfie das substâncias simples e dos átomos que mudam de posição na fórmula.

No exemplo, desconfie do bromo e do cromo.



Observe que parte do bromo permaneceu com $\text{Nox} = -1$.

4. Coloque o Δ (variação de Nox em módulo)

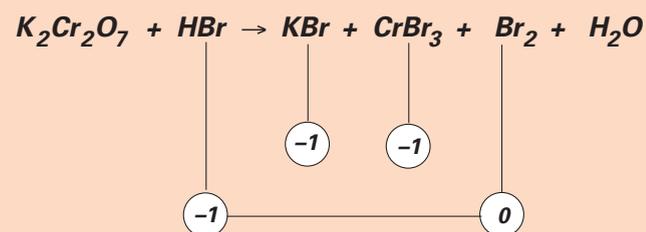


5. Escolha uma substância do ramo oxidação e uma do ramo redução para colocar na "moldura"

Esta substância pode estar no 1.º ou no 2.º membro da equação. Escolha, ainda, aquela em que o elemento cujo Nox varia aparece com maior atomicidade. Por exemplo, entre CrBr_3 e $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, prefira $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, que tem dois átomos de cromo, em vez de CrBr_3 , que tem um só.

Cuidado! Não pode ser posta na moldura uma substância que tem número de oxidação repetido.

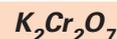
No caso, HBr não pode ser posto na moldura.



Observe que HBr tem Br com $\text{Nox} = -1$ e este $\text{Br} = -1$ aparece também no KBr e no CrBr_3 . Assim, como $\text{Br} = -1$ se repete, HBr não pode ser posto na moldura.

Use o Br_2 na moldura.

ramal redução



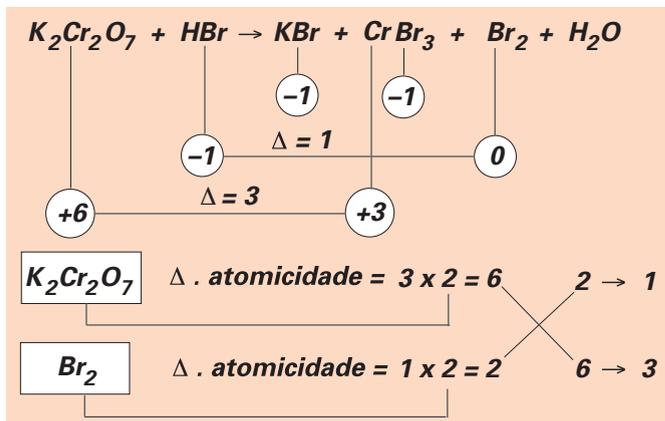
ramal oxidação



No Portal Objetivo

Para saber mais sobre o assunto, acesse o **PORTAL OBJETIVO** (www.portal.objetivo.br) e, em "localizar", digite **QUIM1M305**

6. Coloque o Δ do ramal na frente da moldura e multiplique-o pela atomicidade do elemento cujo Nox varia. Faça a inversão. Se possível, reduza os números aos menores inteiros possíveis



O produto ($\Delta \cdot \text{atomicidade}$) fornece o número total de elétrons cedidos (ramal oxidação) ou recebidos (ramal redução).

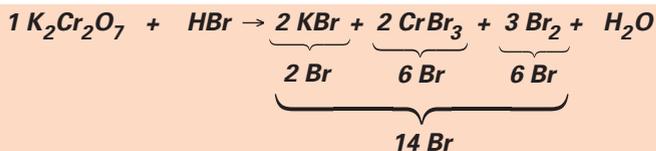
A inversão é feita de modo a igualar o número total de elétrons cedidos com o número total de elétrons recebidos.

No caso, dois átomos de cromo ($K_2Cr_2O_7$) recebem seis elétrons, enquanto seis átomos de bromo ($6HBr \rightarrow 3Br_2$) cedem seis elétrons.

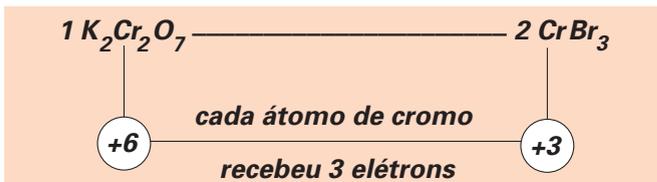
Já temos dois coeficientes. O 1 é coeficiente do $K_2Cr_2O_7$ e o 3, do Br_2 .



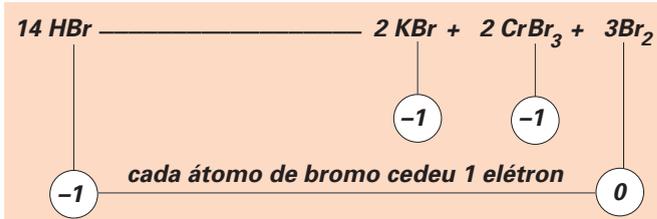
Prossiga por tentativas, deixando para o fim hidrogênio e oxigênio.



Observe que:



Como temos 2 átomos de cromo, temos 6 elétrons recebidos.



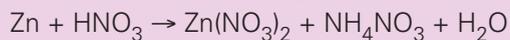
Cada bromo deu 1 elétron. Porém, 8 átomos de bromo permaneceram com Nox - 1. Portanto, dos 14 átomos de bromo, só 6 sofreram oxidação, fornecendo 6 elétrons.

Resumo das regras para o acerto de coeficientes:

1. Descobrir todas as mudanças de números de oxidação.
2. Traçar os ramos oxi. e red. e calcular as variações Δ .
3. Escolher uma substância do ramo oxi. e uma substância do ramo red. para colocá-las nos quadros. É necessário que os Nox dos elementos colocados nos quadros não se repitam em nenhum lugar na equação. São Nox exclusivos para cada elemento.
4. Multiplicar o Δ de cada elemento pela respectiva atomicidade que se encontra dentro do quadro.
5. Inverter os resultados para determinar os coeficientes.

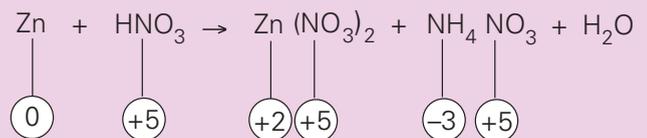
? Saiba mais

Na equação de oxidorredução abaixo, quais as espécies que você deve colocar nas molduras? Efetue o balanceamento da equação.



RESOLUÇÃO

Eis a resposta:



No ramo oxidação, você pode utilizar tanto o Zn como o $Zn(NO_3)_2$.

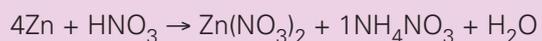
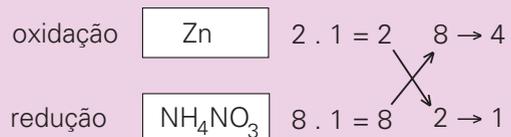
No ramo redução, você não pode utilizar o HNO_3 , pois N com Nox + 5 se repete. Você deve usar o NH_4NO_3 , baseando-se no N com Nox - 3.

oxidação Zn

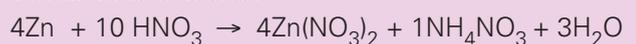
redução NH_4NO_3

Observe que a variação do Nox do N (Δ) é 8 (varia de + 5 no HNO_3 para - 3 no NH_4NO_3).

Balanceando a equação:

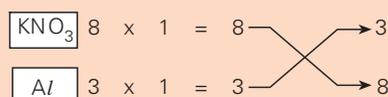
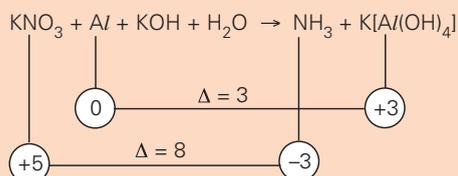
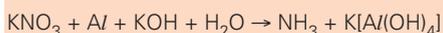


Terminando o acerto:



Exercícios Resolvidos

1 (MODELO ENEM) – Em uma reação de oxidorredução, o oxidante contém elemento cujo número de oxidação diminui, enquanto o redutor contém elemento cujo número de oxidação aumenta. O número total de elétrons cedidos é igual ao número total de elétrons recebidos. Observe no esquema como se determina o número de elétrons cedidos e recebidos para a reação:

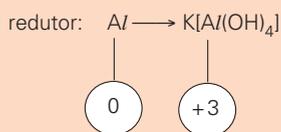
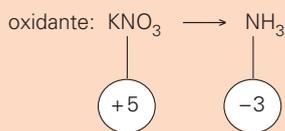
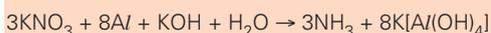
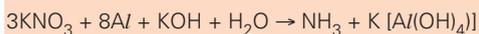


Os menores coeficientes que balanceiam a reação, o oxidante e o redutor são respectivamente:

- a) 8, 3, 5, 18, 8, 3; KNO_3 ; Al
- b) 3, 8, 5, 18, 3, 8; KNO_3 ; Al
- c) 8, 3, 5, 18, 8, 3; Al ; KNO_3
- d) 3, 8, 5, 18, 3, 8; Al ; KNO_3
- e) 3, 8, 5, 18, 3, 8; KOH ; H_2O

Resolução

Observe a sequência:

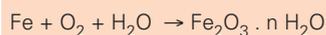


Resposta: B

2 Enferrujamento do ferro

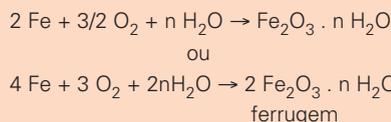
Um objeto de ferro ou aço exposto ao oxigênio do ar atmosférico, na presença de umidade, sofre oxidação. Entre outros compostos, forma-se o óxido férrico hidratado, que é a ferrugem, um composto avermelhado.

Você é capaz de balancear a equação da reação?



Resolução

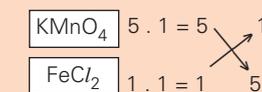
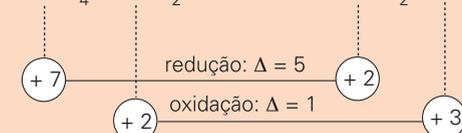
Eis a resposta:



3 Acertar, pelo método de oxidorredução, os coeficientes da equação abaixo:



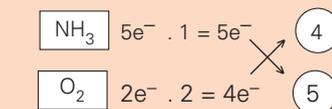
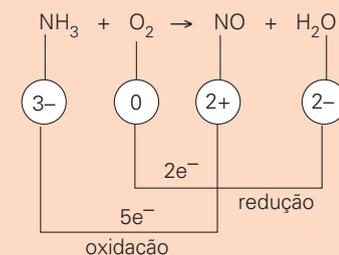
Resolução



4 (MODELO ENEM) – Em um exemplar do jornal *Folha de S. Paulo*, encontra-se um artigo sobre trabalhos de Louis Ignarro, Prêmio Nobel de Medicina de 1998. Na abertura desse artigo, o articulista diz que o óxido nítrico, substância cujo uso medicinal deu origem ao Viagra (medicamento contra a impotência), poderá gerar outros filhos: remédios contra a arteriosclerose (endurecimento das artérias) e a hipertensão. Sabendo que o óxido nítrico, NO , pode ser obtido pela combustão da amônia, reação que produz também água, a soma dos coeficientes estequiométricos da equação representativa e o oxidante dessa reação estão na alternativa

- a) 4 e O_2
- b) 9 e NH_3
- c) 14 e NH_3
- d) 19 e O_2
- e) 25 e O_2

Resolução



soma dos coeficientes: 19

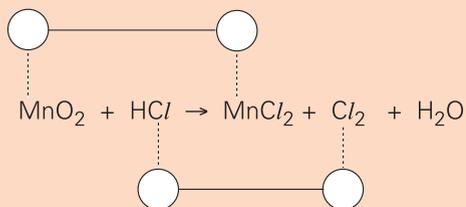
Redutor: NH_3

Oxidante: O_2

Resposta: D

Exercícios Propostos

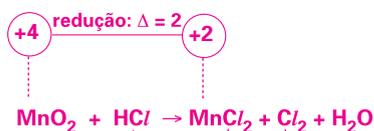
1 Acertar, pelo método de oxidorredução, os coeficientes da equação:



redução: Δ . atonicidade =

oxidação: Δ . atonicidade =

RESOLUÇÃO:

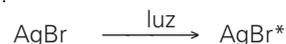


redução: MnO_2 $2 \cdot 1 = 2$ $\rightarrow 2 \rightarrow 1$

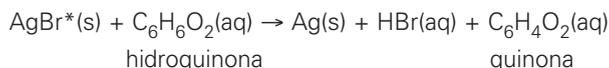
oxidação: Cl_2 $1 \cdot 2 = 2$ $\rightarrow 2 \rightarrow 1$



2 (UNIP-SP – MODELO ENEM) – O filme fotográfico branco e preto é uma fita de celuloide contendo minúsculos grãos de brometo de prata (AgBr). A exposição do filme à luz ativa o brometo de prata:



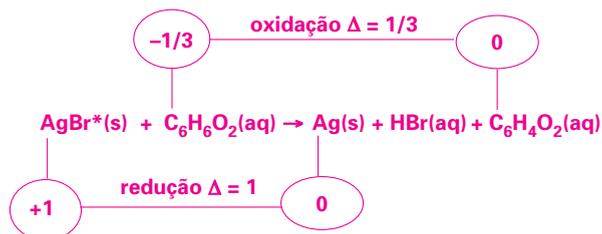
O filme exposto é tratado com um agente redutor brando como a hidroquinona, ocorrendo a reação não balanceada:



Com relação a esta última reação, assinale a proposição **falsa**:

- O AgBr(s) é agente oxidante.
- O número de oxidação médio do carbono na hidroquinona é $-1/3$.
- O número de oxidação médio do carbono na quinona é zero.
- Cada íon Ag^+ recebe um elétron.
- A soma dos coeficientes (menores números inteiros possíveis) na equação balanceada é igual a sete (7).

RESOLUÇÃO:



Nox médio do C na hidroquinona:

$$\begin{aligned} & \times \quad 1+ \quad 2- \\ & \text{C}_6\text{H}_6\text{O}_2 \\ & 6x + 6(+1) + 2(-2) = 0 \\ & x = -1/3 \end{aligned}$$

Nox médio do C na quinona:

$$\begin{aligned} & \times \quad 1+ \quad 2- \\ & \text{C}_6\text{H}_4\text{O}_2 \\ & 6x + 4(+1) + 2(-2) = 0 \\ & x = 0 \end{aligned}$$

$$\text{AgBr} : 1 \times 1 = 1 \quad \rightarrow \quad 2$$

$$\text{C}_6\text{H}_6\text{O}_2 : 6 \times (1/3) = 2 \quad \rightarrow \quad 1$$



Soma dos coeficientes: $2 + 1 + 2 + 2 + 1 = 8$

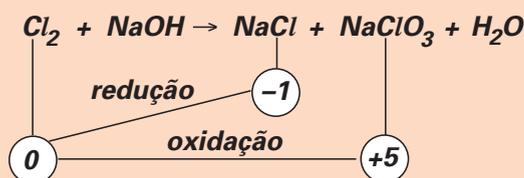
Agente oxidante: AgBr (o íon Ag^+ recebe um elétron)

Resposta: E

1. Reações de auto-oxidorredução (desproporcionamento)

Auto-oxidorredução ou desproporcionamento = oxidação e redução simultânea do mesmo elemento em uma dada substância.

Exemplo



Cl_2 aparece tanto na redução ($0 \rightarrow -1$) como na oxidação ($0 \rightarrow +5$). Não devemos colocar Cl_2 na moldura, pois não sabemos, *a priori*, que parte do Cl_2 sofreu oxidação e que parte sofreu redução.

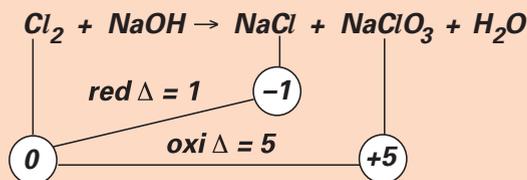
Nesses casos, optamos por colocar na moldura as substâncias que não aparecem nos dois ramos (NaCl e NaClO_3).

Na equação:

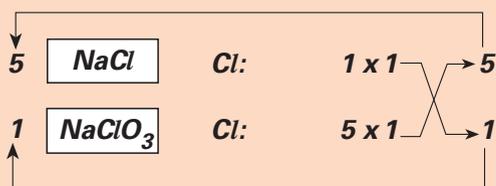


o Cl_2 é oxidante (contém o elemento que sofreu redução) e redutor (contém o elemento que sofreu oxidação).

Trata-se de uma auto-oxidorredução. Balanceando-a:



É uma auto-oxidorredução e o Cl_2 é um auto-oxidante-redutor. Neste caso, é necessário colocar nos quadros o NaCl e o NaClO_3 . Então:

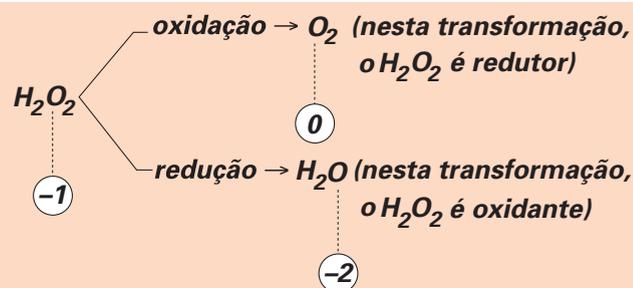


A seguir, aplicando o método das tentativas, temos:



2. Equações que envolvem água oxigenada

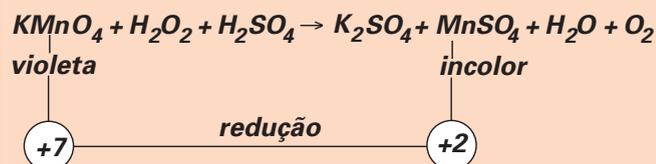
A água oxigenada (H_2O_2) tem a capacidade de atuar como oxidante e como redutor.



Como sabemos, no H_2O_2 , o oxigênio tem $\text{Nox} = -1$. Se nos produtos tivermos O_2 (oxigênio com Nox zero), é porque terá ocorrido oxidação ($-1 \rightarrow 0$) e, assim, H_2O_2 terá sido redutor (terá sofrido a oxidação).

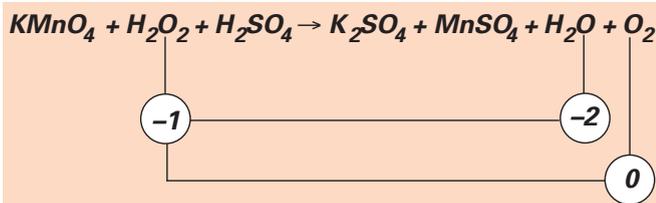
Pode ocorrer também que o H_2O_2 (oxigênio = -1) se transforme em H_2O (oxigênio = -2). Neste caso, o H_2O_2 está sofrendo uma redução ($-1 \rightarrow -2$), o que resulta em H_2O_2 oxidante.

Exemplo



Verifica-se um descoloramento do permanganato de potássio.

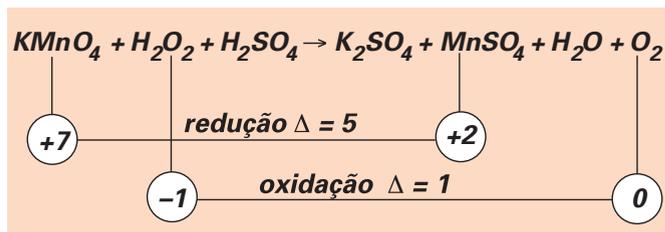
Como Mn passou de $+7$ para $+2$, houve redução. No H_2O_2 , tem de haver oxidação:



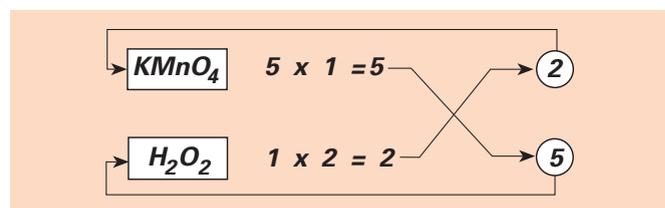
De H_2O_2 para H_2O ($-1 \rightarrow -2$) houve também redução, o que não nos interessaria.

De H_2O_2 para O_2 ($-1 \rightarrow 0$) houve oxidação, o que é importante no caso.

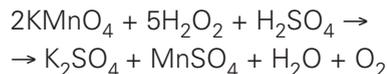
Assim, optamos pela segunda possibilidade e temos, finalmente:



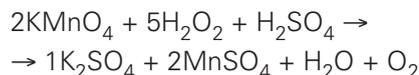
Escolhendo KMnO_4 (Mn = + 7 não aparece mais de uma vez) e H_2O_2 (O = - 1 não se repete nunca) para entrar na moldura, temos:



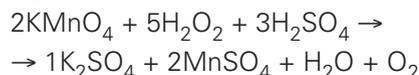
Colocando-se os coeficientes, vem:



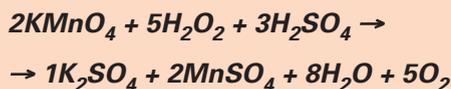
Acertando K e Mn, temos:



Agora, acertando S, vem:



e finalizando com H e O:



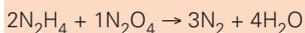
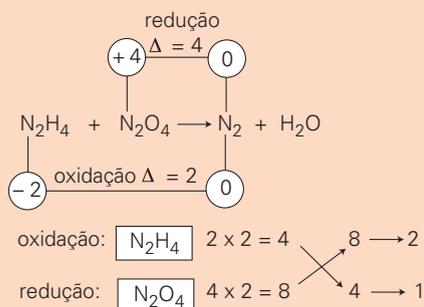
Exercícios Resolvidos

1 (MODELO ENEM) – A hidrazina (N_2H_4) e o tetróxido de dinitrogênio (N_2O_4) formam uma mistura autoignitória que tem sido utilizada como propulsora de foguetes. Os produtos da reação são N_2 e H_2O . Assinale a equação química balanceada para esta reação e a substância que funciona como agente redutor:

- a) $\text{N}_2\text{H}_4 + \text{N}_2\text{O}_4 \rightarrow \text{N}_2 + \text{H}_2\text{O}$; redutor: N_2H_4
 b) $\text{N}_2\text{H}_4 + \text{N}_2\text{O}_4 \rightarrow \text{N}_2 + \text{H}_2\text{O}$; redutor: N_2O_4
 c) $2\text{N}_2\text{H}_4 + 1\text{N}_2\text{O}_4 \rightarrow 3\text{N}_2 + 4\text{H}_2\text{O}$; redutor: N_2H_4
 d) $2\text{N}_2\text{H}_4 + 1\text{N}_2\text{O}_4 \rightarrow 3\text{N}_2 + 4\text{H}_2\text{O}$; redutor: N_2O_4
 e) $1\text{N}_2\text{H}_4 + 2\text{N}_2\text{O}_4 \rightarrow 3\text{N}_2 + 4\text{H}_2\text{O}$; redutor: N_2H_4

Resolução

É uma reação de auto-oxidorredução.



redutor: N_2H_4

oxidante: N_2O_4

Resposta: C

2 (MODELO ENEM) – O primeiro estágio na produção de ácido nítrico pelo processo de Ostwald é a reação do gás amônia com o gás oxigênio com produção do gás óxido nítrico, NO, e água líquida. O óxido nítrico reage novamente com oxigênio para dar o gás dióxido de nitrogênio, que, quando dissolvido em água, produz ácido nítrico e monóxido de nitrogênio.

- I) $4\text{NH}_3 + 5\text{O}_2 \rightarrow 4\text{NO} + 6\text{H}_2\text{O}$
 II) $a\text{NO} + b\text{O}_2 \rightarrow c\text{NO}_2$
 III) $3\text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{HNO}_3 + \text{NO}$

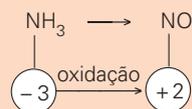
Baseando-se no texto e nas equações químicas, afirma-se corretamente:

- a) Na reação I, o número de oxidação do nitrogênio sofre uma variação de uma unidade.
 b) Na reação II, a soma dos coeficientes a + b + c (menores números inteiros possíveis) é 3.
 c) A reação III é de desproporcionamento ou auto-oxidorredução.
 d) Na reação III, a água é o oxidante.
 e) Na reação I, a amônia sofre redução.

Resolução

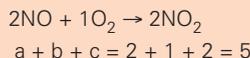
Comentando:

a) e) **Incorretas.**

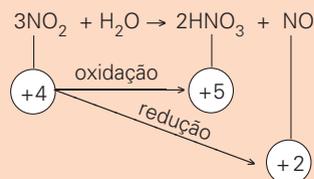


O número de oxidação do nitrogênio varia 5 unidades e a amônia sofre oxidação.

b) **Incorreta.**



c) **Correta.**



O mesmo elemento sofre oxidação e redução. A reação é de desproporcionamento ou auto-oxidorredução.

d) **Incorreta.**

A água não é o oxidante nem o redutor.

Resposta: C

Exercícios Propostos

1 (MODELO ENEM) – A água sanitária comercial é uma solução diluída de hipoclorito de sódio (NaClO), obtida ao se passar gás cloro por uma solução concentrada de hidróxido de sódio, de acordo com a seguinte reação:

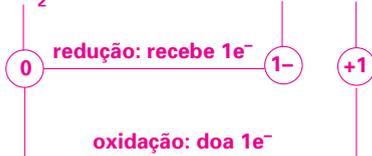


Com relação à reação química, é correto afirmar:

- A soma dos menores coeficientes inteiros da equação é igual a 10.
- O hidróxido de sódio é agente oxidante.
- O hidróxido de sódio é agente redutor.
- A reação não é do tipo redox.
- O cloro sofre um desproporcionamento, ou seja, uma auto-oxidorredução.

RESOLUÇÃO:

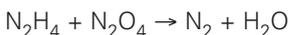
É uma reação de auto-oxidorredução.



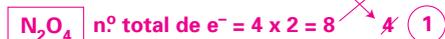
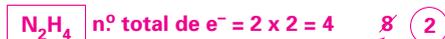
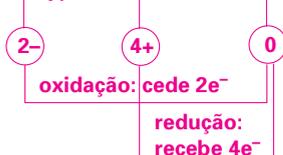
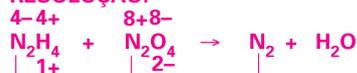
$$1 + 2 + 1 + 1 + 1 = 6$$

Resposta: E

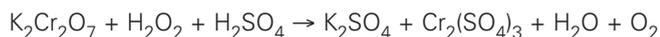
2 Acerte os coeficientes estequiométricos da seguinte equação química:



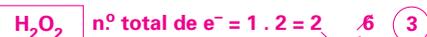
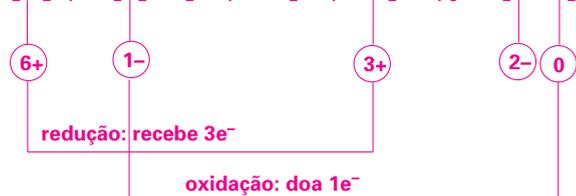
RESOLUÇÃO:



3 Acertar os coeficientes da equação e indicar o redutor.



RESOLUÇÃO:



Redutor: H_2O_2

- Equação iônica
- A carga elétrica é conservada

Como se Origina a Luz do Vaga-Lume?

Alguns animais, como insetos (o vaga-lume), moluscos, celenterados, anelídeos, peixes e outros organismos (bactérias e dinoflagelados), são capazes de emitir luz de cor azul, verde, amarela e vermelha. Esse fenômeno chama-se bioluminescência.

A bioluminescência é o resultado de uma reação de oxidorredução em que uma proteína (luciferina), em contato com o oxigênio e na presença de luciferase (uma enzima), se transforma em oxiluciferina, havendo emissão de radiação luminosa.

A luz, sempre de baixa intensidade, é emitida sob forma de "flashes", e sua cor varia com os vários tipos de luciferinas dos diferentes animais.

A luz é produzida em células especiais que formam órgãos complexos chamados fotóforos.

Alguns animais bioluminescentes não têm esses órgãos, e a luz que emitem é proveniente de bactérias luminescentes simbióticas.

O significado funcional da bioluminescência é bastante discutido. Possivelmente a emissão de luz sirva para comunicação e reconhecimento entre indivíduos da mesma espécie ou de espécies diferentes. Alguns autores

acreditam que a luminescência de certos organismos tenha surgido como um produto acidental de uma reação química qualquer e sem nenhuma função adaptativa.

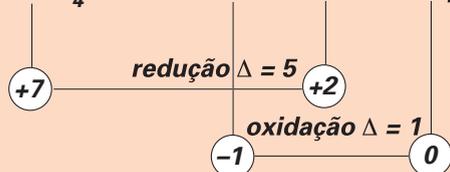
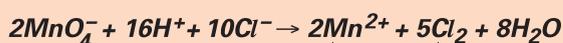
Entretanto, é muito pouco provável que tenha havido produção não adaptativa em algum momento evolutivo. Outros pensam que essas reações químicas seriam inicialmente processos de desintoxicação de oxigênio, necessária para a sobrevivência dos primeiros seres anaeróbicos, isto é, que não necessitam de oxigênio.

Essas reações químicas para eliminar o excesso de oxigênio do ambiente levariam à formação de um composto químico que poderia emitir luz. Uns e outros acreditam que essas reações químicas seriam a base da origem e evolução da luminescência desses organismos. No reino animal, a luminescência parece ter evoluído independentemente em muitos grupos diferentes; um desses grupos é o dos vaga-lumes.

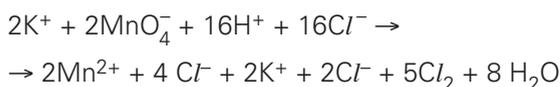
Hoje, sabe-se que a luz dos vaga-lumes tem várias funções: comunicação intraespecífica antes do acasalamento, proteção contra certos predadores, predação, isto é, atração, pela luz, de outros insetos que lhes servirão de alimento etc. Em alguns casos, as diferentes espécies podem ser identificadas pela cor, brilho, frequência e duração do "flash" que emitem.

1. Equação iônica

Analisemos a equação iônica:



Uma equação molecular para o exemplo dado seria:
 $2\text{KMnO}_4 + 16\text{HCl} \rightarrow 2\text{MnCl}_2 + 2\text{KCl} + 5\text{Cl}_2 + 8\text{H}_2\text{O}$
 Dissociando as substâncias:

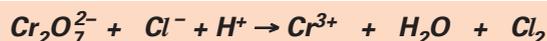


Simplificando as partículas que ficaram intactas:
 $2\text{MnO}_4^- + 16\text{H}^+ + 10\text{Cl}^- \rightarrow 2\text{Mn}^{2+} + 5\text{Cl}_2 + 8\text{H}_2\text{O}$

Na equação iônica, aparecem somente as partículas que sofreram alguma transformação.

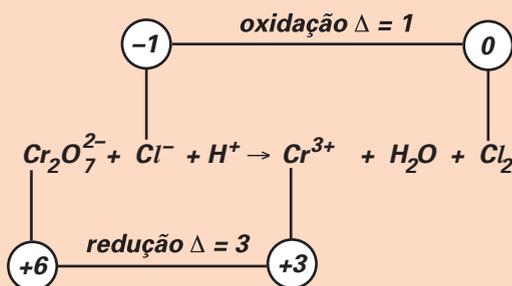
2. Acerto de coeficientes em equações iônicas

Examinemos a equação:

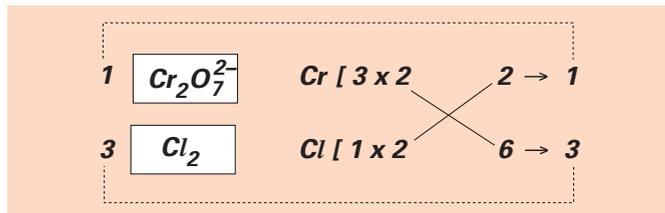


Em uma equação iônica, somente são escritas as partículas que sofreram alguma transformação. Na equação dada, foi escrito apenas o ânion $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$. Isto quer dizer que o cátion (Na^+ , K^+ etc.) ficou intacto na reação, não sendo escrito na equação.

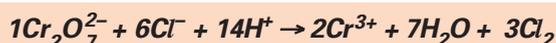
Fazendo o cálculo dos Nox das espécies que variam, e traçando os ramos, teremos:



Escolhendo as espécies para as molduras, observamos que Cl^- e Cl_2 servem, e que $Cr_2O_7^{2-}$ e Cr^{3+} também não repetem o Nox e podem ir para a moldura. Ocorre que, para efeito de dar continuidade ao balanceamento, é melhor colocarmos as espécies nas quais os elementos cujos Nox variam aparecem com maior atomicidade. Assim, entre Cl^- e Cl_2 , escolhemos Cl_2 , e entre Cr^{3+} e $Cr_2O_7^{2-}$, escolhemos $Cr_2O_7^{2-}$, pois em $Cr_2O_7^{2-}$ há mais átomos de cromo que em Cr^{3+} .

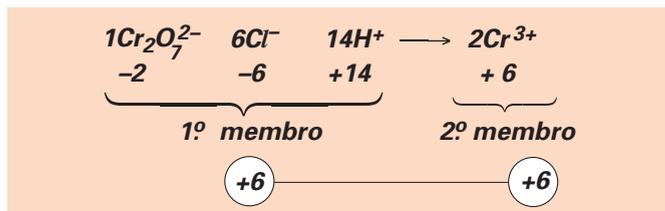


Ajustando, agora, pelo método das tentativas:



Em uma equação iônica, a soma de todas as cargas do 1º membro é igual à soma de todas as cargas do 2º membro.

Vamos ver se as cargas conferem:



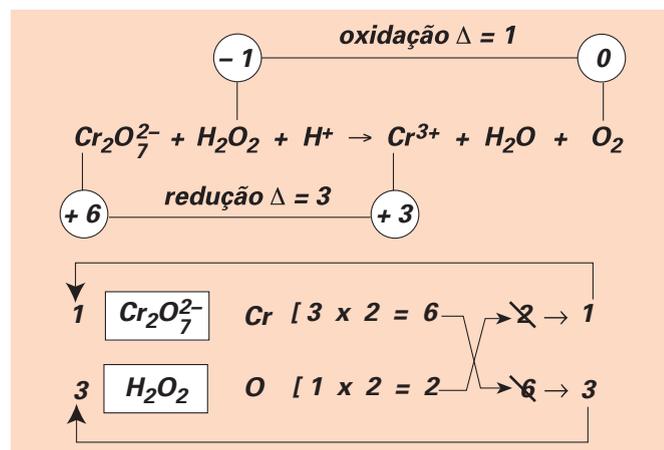
As moléculas H_2O e Cl_2 são eletricamente neutras.

3. Equação das cargas

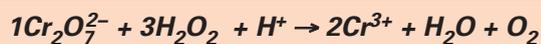
Se durante o ajustamento por tentativa aparecer alguma dificuldade para continuar, coloque uma incógnita x como coeficiente de um íon ainda não ajustado. Calcula-se

x pelas cargas e prossegue-se o ajustamento por tentativa.

Exemplo

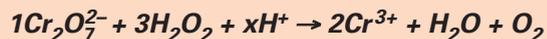


Ajustando pelo método das tentativas:



Como se observa, não há continuidade, pois faltam os coeficientes de H^+ , H_2O e O_2 .

Coloque x como coeficiente do H^+ e calcule x pelas cargas.

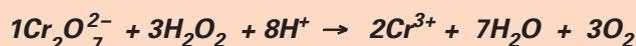


$$\begin{aligned} -2 + x &= +6 \\ x &= 6 + 2 \\ x &= 8 \end{aligned}$$

Substituindo x por 8, vem:



e terminando:



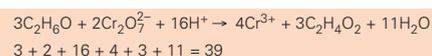
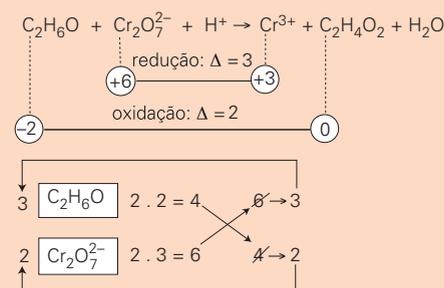
Exercícios Resolvidos

- 1 (MODELO ENEM)** – Recentemente, o controle de pessoas alcoolizadas que conduzem veículos automotores vem sendo exercido pelo uso de equipamentos popularmente conhecidos como “bafômetros”. Um dos métodos utilizados por tais equipamentos baseia-se na reação do álcool etílico (CH_3CH_2OH) com o íon dicromato ($Cr_2O_7^{2-}$), em meio ácido. Se o álcool está presente além do limite permitido, a coloração do íon dicromato, originalmente laranja-avermelhado, muda para verde devido à formação de íons cromo (Cr^{3+}), segundo a equação:
- $$CH_3CH_2OH(aq) + Cr_2O_7^{2-}(aq) + H^+ \rightarrow Cr^{3+}(aq) + CH_3CO_2H(aq) + H_2O(l)$$
- Efetue o balanceamento da reação.

A soma dos menores coeficientes inteiros da equação é igual a:

- a) 37 b) 38 c) 39
d) 40 e) 41

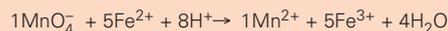
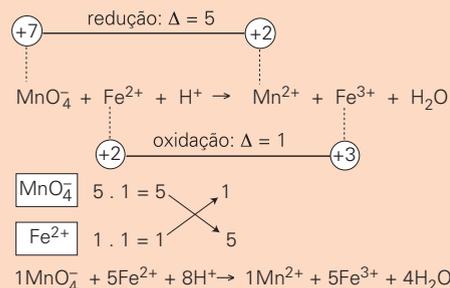
Resolução



Resposta: C

- 2** Determinar os coeficientes da equação:
 $MnO_4^- + Fe^{2+} + H^+ \rightarrow Mn^{2+} + Fe^{3+} + H_2O$

Resolução



Exercícios Propostos

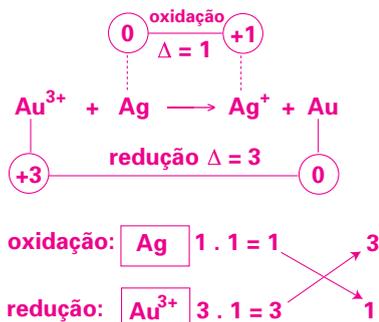
1 (UERJ – MODELO ENEM) – A equação abaixo representa uma reação possível pelo contato, em presença de saliva, de uma obturação de ouro e outra de prata:



Nesta equação, após ajustada, a soma de todos os coeficientes (reagentes e produtos), considerando os menores inteiros, é:

- a) 4 b) 6 c) 8 d) 12 e) 16

RESOLUÇÃO:



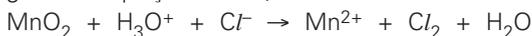
Confira pela equação das cargas:

$$1(+3) + 3(0) = 3(+1) + 1(0) \\ + 3 = + 3$$

$$\text{Soma: } 1 + 3 + 3 + 1 = 8$$

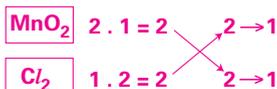
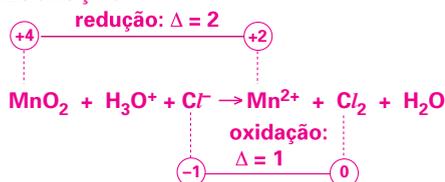
Resposta: C

2 (FUVEST-SP) – Pirolusita reage com ácido clorídrico segundo a equação abaixo, não balanceada:



Balanceie a equação.

RESOLUÇÃO:

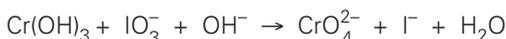


$$\text{Equação das cargas: } (0) + x(+1) + 2(-1) = +2 + (0) + (0)$$

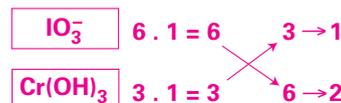
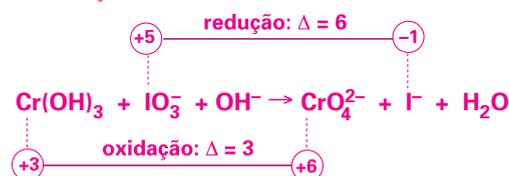
$$x = 4$$



3 Acertar os coeficientes da seguinte equação iônica:

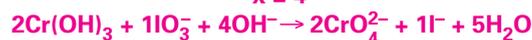


RESOLUÇÃO:



$$\text{Equação das cargas: } (0) + 1(-1) + x(-1) = 2(-2) + 1(-1) + (0)$$

$$x = 4$$



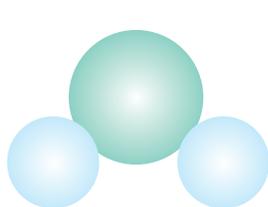
$$\bullet 1u = \frac{m_C}{12}$$

1. Átomos e moléculas

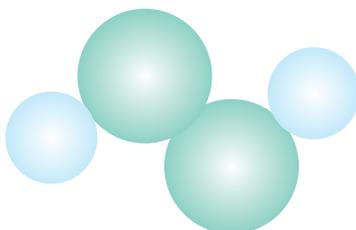
Átomo é a menor partícula da matéria que caracteriza um elemento químico.

Os átomos podem agrupar-se, formando conjuntos bem definidos que denominaremos moléculas.

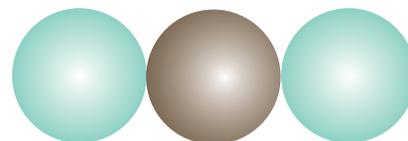
Molécula é a menor partícula da matéria que caracteriza uma substância pura.



água
(H_2O)



água oxigenada
(H_2O_2)



gás carbônico
(CO_2)

Átomos e moléculas correspondem a partículas muito pequenas e sua massa absoluta não pode ser determinada em balanças de laboratório.

Para a determinação de massas de átomos e moléculas, foi necessária a escolha de um padrão compatível com essas massas. O padrão escolhido foi o átomo de carbono, a partir do qual se determina uma unidade unificada de massa atômica, que representaremos por u.

2. Unidade unificada de massa atômica (u)

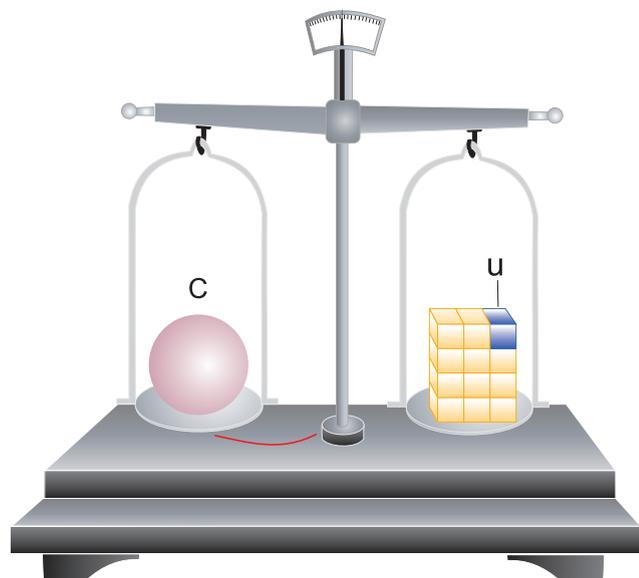
A unidade unificada de massa atômica será utilizada para se ter uma ideia da massa de átomos e moléculas.

A unidade unificada de massa atômica (u) é a massa de 1/12 do átomo de carbono com número de massa igual a 12 (6 prótons e 6 nêutrons).

$$1u = \frac{1}{12} \cdot m_C = 1,66 \cdot 10^{-24}g$$



átomo de C-12



Saiba mais

Um grama (1g) corresponde a quantas unidades unificadas de massa atômica (u)?

RESOLUÇÃO

$$1u \text{ ————— } 1,66 \cdot 10^{-24}g$$

$$x \text{ ————— } 1g$$

$$x = \frac{1u \cdot 1g}{1,66 \cdot 10^{-24}g} = 6,02 \cdot 10^{23}u$$

Portanto, 1g corresponde a 602.000.000.000.000.000.000.000u (seiscentos e dois sextilhões de unidades de massa atômica).

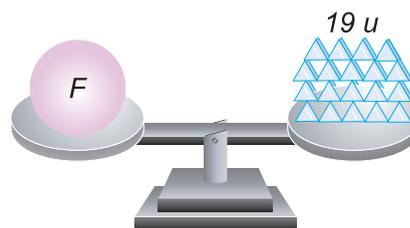
3. Massa atômica (M.A.)

Massa atômica (M.A.) é o número que indica quantas vezes o átomo é mais pesado que 1/12 do átomo de C-12.

Para construir uma escala relativa de massas atômicas, basta, portanto, comparar a massa dos átomos dos elementos com a massa padrão, isto é, comparar suas massas com 1/12 da massa do átomo de carbono.

Por exemplo, a massa atômica do flúor é 19u. Isso significa que o átomo de flúor é 19 vezes mais pesado que 1/12 do átomo de carbono-12.

Usando uma balança imaginária, teríamos:



Observe pela tabela abaixo que geralmente a massa atômica não é um número inteiro. Por exemplo, a massa atômica do oxigênio é 15,9994u.

Isso significa que o átomo de oxigênio é 15,9994 vezes mais pesado que 1/12 do átomo de carbono-12. Nos exercícios, a massa atômica do oxigênio é arredondada para 16u.

TABELA DE MASSAS ATÔMICAS

Elemento	Massa atômica (u)	Elemento	Massa atômica (u)	Elemento	Massa atômica (u)	Elemento	Massa atômica (u)
Actínio	227	Einstênio	254	Lítio	6,939	Rádio	226
Alumínio	26,9815	Enxofre	32,064	Lutécio	174,97	Radônio	222
Americío	243	Érbio	167,26	Magnésio	24,312	Rênio	186,2
Antimônio	121,75	Escândio	44,956	Manganês	54,9381	Ródio	102,905
Argônio	39,948	Estanho	118,69	Mendelévio	256	Rubídio	85,47
Arsênio	74,9216	Estrôncio	87,62	Mercúrio	200,59	Rutênio	101,07
Ástato	210	Európio	151,96	Molibdênio	95,94	Rutherfordório	261
Bário	137,34	Férmio	253	Neodímio	144,24	Samário	150,35
Berquélio	247	Ferro	55,847	Neônio	20,183	Seabórgio	266
Berílio	11,114	Flúor	18,9984	Netúnio	237	Selênio	78,96
Boro	10,811	Fósforo	30,9738	Nióbio	92,906	Silício	28,086
Bromo	79,909	Frâncio	223	Níquel	58,71	Sódio	22,9898
Cádmio	112,40	Gadolínio	157,25	Nitrogênio	14,0067	Tálio	204,37
Cálcio	40,08	Gálio	69,72	Nobélio	254	Tantálio	180,948
Califórnio	251	Germânio	72,59	Ósmio	190,2	Tecnécio	99
Carbono	12,01115	Háfnio	178,49	Ouro	196,967	Telúrio	127,60
Cério	140,12	Hélio	4,0026	Oxigênio	15,9994	Térbio	158,924
Césio	132,905	Hidrogênio	1,00797	Paládio	106,4	Titânio	47,90
Chumbo	207,19	Hólmio	164,930	Platina	195,09	Tório	232,038
Cloro	35,453	Índio	114,82	Plutônio	242	Túlio	168,934
Cobalto	58,9332	Iodo	126,9044	Polônio	210	Tungstênio	183,85
Cobre	63,54	Irídio	192,2	Potássio	39,102	Urânio	238,03
Criptônio	83,80	Itérbio	173,04	Praseodímio	140,907	Vanádio	50,942
Cromo	51,996	Ítrio	88,92	Prata	107,870	Xenônio	131,30
Cúrio	247	Lantânio	138,91	Promécio	147	Zinco	65,37
Disprósio	162,50	Laurêncio	257	Protactínio	231	Zircônio	91,22

A massa do átomo de hidrogênio é um pouco maior que 1u (é 1,008u).



Saiba mais

Qual a massa, em unidades de massa atômica (u), de uma pessoa que pesa 83,0kg?

RESOLUÇÃO

$$83,0\text{kg} \rightarrow 83000\text{g}$$

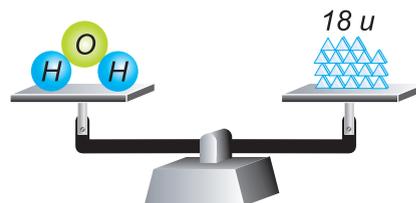
$$1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g} \quad \text{-----} \quad 1\text{u}$$

$$83000 \text{ g} \quad \text{-----} \quad x$$

$$x = \frac{83000 \text{ g} \cdot 1 \text{ u}}{1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g}}$$

$$x = 5 \cdot 10^{28} \text{u}$$

Usando a balança imaginária, teríamos:

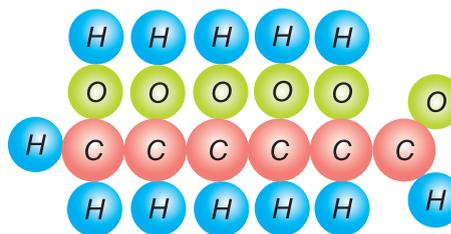


O número de moléculas diferentes conhecidas atualmente é muito grande, por isso, quando precisamos do valor da massa molecular, nós a calculamos da seguinte maneira:

Massa molecular é a soma das massas atômicas de todos os átomos que aparecem em uma molécula da substância.

Exemplo

Massa molecular da glicose ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$)



Molécula de glicose ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$)

$$M.M._{\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6} = 6 \cdot 12\text{u} + 12 \cdot 1\text{u} + 6 \cdot 16\text{u} = 180\text{u}$$

MA_C MA_H MA_O

4. Massa molecular (M.M.)

Massa molecular é o número que mede quantas vezes a molécula de uma substância é mais pesada

que $\frac{1}{12}$ do átomo de carbono-12.

Por exemplo, a massa molecular da água é 18u. Isso significa que a molécula de água é 18 vezes mais pesada que $\frac{1}{12}$ do átomo de carbono-12.



A determinação de massas atômicas

Dalton representava os elementos químicos e seus átomos por meio de símbolos circulares. O símbolo indicava não só esse elemento, mas também um átomo desse elemento com uma massa característica. Assim, o símbolo representava o elemento hidrogênio e um átomo do elemento hidrogênio.

Dalton representava um átomo composto juntando os átomos simples que o formavam.

Exemplos

a) Um átomo composto de água seria formado por um átomo de hidrogênio

e um de oxigênio .

representação de Dalton



representação atual



b) Um átomo composto de ácido sulfúrico seria formado por um átomo de enxofre e três átomos de oxigênio



representação de Dalton



representação atual



A composição de algumas substâncias compostas esquematizada por Dalton nem sempre concorda com a admitida atualmente.

Dalton, arbitrariamente, atribuiu à massa do átomo de hidrogênio o valor 1. Determinou a massa atômica de vários elementos que se combinavam com o hidrogênio.

De acordo com Dalton, 1 átomo de hidrogênio combina-se com 1 átomo de oxigênio , formando um átomo composto de água.



Naquela época, foi determinado (erradamente!) que 1g de hidrogênio combinava-se com 7g de oxigênio formando 8g de água.

Como o hidrogênio se combina com o oxigênio na proporção (errada!) de 1 átomo para 1 átomo, Dalton concluiu que, se

existissem x átomos $\left(\text{H}\right)$ em 1g de hi-

gênio, deveria haver x átomos $\left(\text{O}\right)$ em 7g de oxigênio.

Sendo: M_{H} = massa de 1 átomo de hidrogênio.

M_{O} = massa de 1 átomo de oxigênio.

tem-se:

$$x \cdot M_{\text{H}} = 1\text{g}$$

$$x \cdot M_{\text{O}} = 7\text{g}$$

Dividindo membro a membro, obtém-se:

$$\frac{x \cdot M_{\text{H}}}{x \cdot M_{\text{O}}} = \frac{1\text{g}}{7\text{g}} \quad \therefore \frac{M_{\text{H}}}{M_{\text{O}}} = \frac{1}{7} \quad \text{ou}$$

$$M_{\text{O}} = 7 \cdot M_{\text{H}}$$

Portanto o átomo de oxigênio deveria ter uma massa 7 vezes maior do que a massa do átomo de hidrogênio. A massa atômica do oxigênio seria 7.

Sabe-se hoje que a molécula de água é constituída por um átomo de oxigênio e dois átomos de hidrogênio e que 1,0g de hidrogênio se combina com 8,0g de oxigênio, formando 9,0g de água. Portanto, a massa atômica do oxigênio em relação ao hidrogênio não é 7.

Teremos, portanto:

$$2x \cdot M_{\text{H}} = 1\text{g} \quad x \cdot M_{\text{O}} = 8\text{g}$$

$$\frac{2x \cdot M_{\text{H}}}{x \cdot M_{\text{O}}} = \frac{1\text{g}}{8\text{g}} \quad \therefore M_{\text{O}} = 16 \cdot M_{\text{H}}$$

A massa do átomo de oxigênio é 16 vezes maior do que a massa do átomo de hidrogênio. A massa atômica do oxigênio seria 16.



Os símbolos de Dalton.

Exercícios Resolvidos

Texto para as questões 1 e 2:

Define-se elemento químico como sendo uma classe de átomos de mesmo Z (número atômico).

Ocorre que existem átomos de mesmo número atômico (Z) com número de massa (A) diferente. São os chamados isótopos. Isso nos permite dizer que no mesmo elemento existem átomos com massas diferentes. Por exemplo, temos três tipos de átomos de oxigênio – $^{16}_8\text{O}$, $^{17}_8\text{O}$ e $^{18}_8\text{O}$ – com as seguintes massas nuclídicas e porcentagens de abundância na natureza:

Isótopo	Massa nuclídica	Porcentagem de abundância
^{16}O	15,995u	99,76%
^{17}O	16,999u	0,04%
^{18}O	17,999u	0,20%

Define-se **nuclídeo** como tipo de um dado elemento caracterizado por um número de massa específico.

A rigor, a massa atômica do oxigênio é uma média ponderada em que se leva em conta a massa atômica dos isótopos (massa nuclídica) e a sua abundância.

$$M.A._{\text{média}} = \frac{15,995\text{u} \cdot 99,76 + 16,999\text{u} \cdot 0,04 + 17,999\text{u} \cdot 0,20}{100}$$

$$M.A._{\text{média}} = 15,999\text{u}$$

1 (MODELO ENEM) – Um elemento X apresenta os seguintes isótopos:

$$^{40}\text{X} \longrightarrow 80\%$$

$$^{42}\text{X} \longrightarrow 15\%$$

$$^{44}\text{X} \longrightarrow 5\%$$

A massa atômica média de X é:

- a) 40,5u b) 41,0u c) 42,5u
d) 43,0u e) 43,5u

Resolução

$$\text{massa atômica} = \frac{40\text{u} \cdot 80 + 42\text{u} \cdot 15 + 44\text{u} \cdot 5}{100}$$

$$= 40,5\text{u}$$

Resposta: A

2 (MODELO ENEM) – A massa atômica média do elemento cloro é 35,46u. Ele possui dois isótopos: ^{35}Cl e ^{37}Cl . A porcentagem do isótopo mais pesado é:

- a) 21,5% b) 24,6% c) 37,8%
d) 64,2% e) 75,4%

Massas nuclídicas:

$$^{35}\text{Cl} = 34,969\text{u}, \quad ^{37}\text{Cl} = 36,966\text{u}$$

Resolução

$$^{37}\text{Cl} \longrightarrow x\%$$

$$^{35}\text{Cl} \longrightarrow (100 - x)\%$$

$$M.A. = 35,46 = \frac{36,966 \cdot x + 34,969 (100 - x)}{100}$$

$$x = 24,6\%$$

Resposta: B

3 Sabe-se que três átomos de cálcio têm a mesma massa que dez átomos de carbono. Determinar a massa atômica do cálcio.

Dado: C: 12u.

Resolução

Seja x a massa atômica do cálcio.

$$3 \cdot x = 10 \cdot 12\text{u}$$

$$x = 40\text{u}$$

Exercícios Propostos

- 1 Verificar se as afirmações estão corretas ou erradas.
- (1) A unidade de massa atômica (u) corresponde a 1/12 da massa do átomo de C-12.
 - (2) A massa do átomo de Ca é 40 vezes maior do que a massa do átomo de carbono-12.
 - (3) A massa de um átomo pode ser maior do que a massa de uma molécula.

Dado: Ca = 40u

RESOLUÇÃO:

(1) *Correta.*

(2) *Errada.*

(A massa do átomo de Ca é 40 vezes maior que 1/12 da massa do átomo de C-12.)

(3) *Correta.*

(Por exemplo, a massa do átomo de Ca é 40u e a massa da molécula H₂O é 18u.)

- 2 (ITA-SP – MODELO ENEM) – Pouco após o ano de 1800 existiam tabelas de massas atômicas relativas nas quais o oxigênio tinha massa atômica 100 exata. Com base nesse tipo de tabela, a massa molecular relativa do SO₃ seria:

Dados: S = 32u e O = 16u (escala atual).

- a) 64 b) 232 c) 250 d) 400 e) 500

RESOLUÇÃO:

$$\begin{array}{cc} \text{O} & \text{S} \\ 16\text{u} & \text{---} 32\text{u} \\ 100\text{u}' & \text{---} x \\ x = 200\text{u}' \end{array}$$

$$\text{MM}_{\text{SO}_3} = 200\text{u}' + 3 \cdot 100\text{u}' = 500\text{u}'$$

Resposta: E

- 3 Determinar a massa molecular das seguintes substâncias:
- a) HNO₃ (H = 1u; N = 14u; O = 16u)
 - b) Al₂(SO₄)₃ (Al = 27u; S = 32u; O = 16u)

RESOLUÇÃO:

a) massa molecular: $1\text{u} + 14\text{u} + 3 \cdot 16\text{u} = 63\text{u}$

b) $2 \cdot 27\text{u} + 3 \cdot 32\text{u} + 12 \cdot 16\text{u} = 342\text{u}$

- 4 Na natureza, aproximadamente, de cada 4 átomos de cloro, três têm massa atômica igual a 35u e um tem massa atômica igual a 37u.

Com base nesses dados, qual a massa atômica média do elemento cloro?

- a) 35u b) 37u c) 35,5u d) 36,5u e) 36u

RESOLUÇÃO:

4 átomos de cloro $\left\{ \begin{array}{l} 3 \text{ átomos de } ^{35}\text{Cl} \\ 1 \text{ átomo de } ^{37}\text{Cl} \end{array} \right.$

$$\text{MA} = \frac{3 \times 35\text{u} + 1 \times 37\text{u}}{4}$$

$$\text{MA} = 35,5\text{u}$$

Resposta: C

- Dúzia = 12 objetos
- Mol = $6,02 \cdot 10^{23}$ partículas

1. Conceito de mol

A palavra *mol* vem do latim e significa um amontoado ou pilha de pedras colocadas no mar, como quebra-mar. Por analogia, o termo mol representa um amontoado de átomos, moléculas ou outras partículas.

Este amontoado contém sempre $6,02 \cdot 10^{23}$ unidades, daí a sua analogia com a dúzia (12 unidades).

Assim:

1 dúzia de grãos: 12 grãos

1 dúzia de ovos: 12 ovos

1 mol de grãos: $6,02 \cdot 10^{23}$ grãos

1 mol de ovos: $6,02 \cdot 10^{23}$ ovos

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

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

O número $6,02 \cdot 10^{23}$ é denominado Número de Avogadro e nos exercícios costuma ser arredondado para $6,0 \cdot 10^{23}$.

Portanto, mol é o Número de Avogadro de partículas.

Vamos supor que toda a população da Terra fosse convocada para contar $6,02 \cdot 10^{23}$ átomos de carbono existentes em 12 gramas de carbono. Admitindo que cada pessoa conte 1 átomo por segundo e trabalhe 48 horas por semana, a contagem seria concluída em mais de dez milhões de anos!



Saiba mais

O NÚMERO DE AVOGADRO

1 Você sabe quanto vale $6,02 \cdot 10^{23}$?

É o mesmo que seiscentos e dois sextilhões!

602 000 000 000 000 000 000 000

2 Um mol de grãos de arroz ($6,02 \cdot 10^{23}$ grãos de arroz) daria para alimentar a população da Terra durante 40 milhões de anos!

3 Um copo com 250cm^3 de água contém aproximadamente $8,4 \times 10^{24}$ moléculas de água. Imaginemos que essa água seja distribuída uniformemente em todos os mares e oceanos e, em seguida, esse mesmo copo seja enchido com água colhida em qualquer mar. Nesse copo seriam encontradas cerca de 2000 das moléculas inicialmente existentes no copo!

2. Massa molar de um elemento

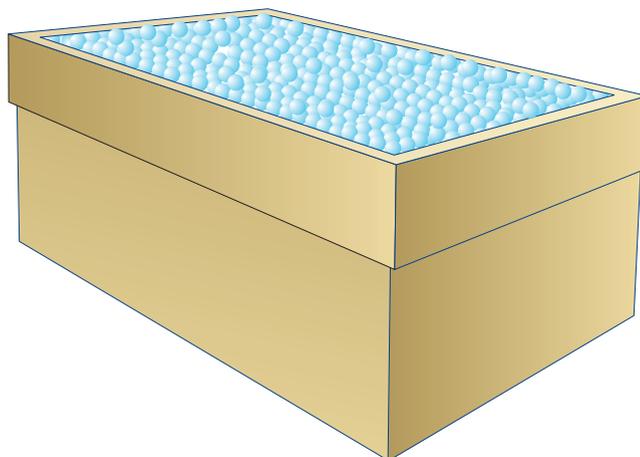
É a massa, em gramas, de $6,02 \cdot 10^{23}$ átomos do elemento.

Demonstra-se que o número que representa a massa molar de um elemento é o mesmo número que representa a massa atômica.

Exemplo

A massa atômica do sódio é 23u. Isto significa que um átomo de sódio tem massa igual a 23u.

A massa molar do sódio é 23g/mol. Isto significa que $6,02 \cdot 10^{23}$ átomos de sódio têm massa igual a 23g.



$6,02 \cdot 10^{23}$ átomos de sódio

massa = 23 g

● 1 átomo de sódio

massa = 23 u

$6,02 \cdot 10^{23} \cdot 23\text{u} = 23\text{g}$

Portanto, massa molar de um elemento é a massa do elemento, em gramas, **numericamente** igual à sua massa atômica. Para se determinar o valor da massa molar, toma-se a massa atômica, expressa em gramas.

Assim, por exemplo, dadas as massas atômicas dos elementos ferro (56u), prata (108u), mercúrio (200u), teremos:

Massa molar do ferro: 56g/mol

Massa molar da prata: 108g/mol

Massa molar do mercúrio: 200g/mol

1 mol de alumínio



27 gramas

$6,02 \times 10^{23}$ átomos

1 mol de chumbo



207 gramas

$6,02 \times 10^{23}$ átomos

1 mol de cálcio



40 gramas

$6,02 \times 10^{23}$ átomos

Massas molares de três elementos diferentes: alumínio, chumbo e cálcio. Massas diferentes com o mesmo número de átomos.

Mol é uma coleção de $6,02 \cdot 10^{23}$ partículas.
É um conceito semelhante à dúzia, dezena etc.

Compare:

1 dúzia de átomos = 12 átomos

1 dezena de átomos = 10 átomos

1 mol de átomos = $6,0 \cdot 10^{23}$ átomos

$6,0 \cdot 10^{23} = 600.000.000.000.000.000.000$

(seiscentos sextilhões)

3. Massa molar de uma substância

É a massa, em gramas, de $6,02 \cdot 10^{23}$ moléculas da substância.

Demonstra-se que o número que representa a massa molar de uma substância é o mesmo número que representa a massa molecular.

Exemplo

A massa molecular da água é 18u. Isto significa que uma molécula de água tem massa igual a 18u.

A massa molar da água é 18g/mol. Isto significa que $6,02 \cdot 10^{23}$ moléculas de água têm massa igual a 18g.



Saiba mais

Um átomo de sódio tem massa igual a 23u.

O Número de Avogadro de átomos de sódio tem massa $6,02 \cdot 10^{23} \cdot 23u$.

$$\begin{array}{r} 1 \text{ átomo} \text{ ————— } 23u \\ 6,02 \cdot 10^{23} \text{ átomos} \text{ ————— } x \\ x = 6,02 \cdot 10^{23} \cdot 23u \end{array}$$

Substituindo a unidade de massa atômica (u) pelo seu valor em gramas ($1,66 \cdot 10^{-24}g$), vem:

$$\begin{array}{r} 1u \text{ ————— } 1,66 \cdot 10^{-24}g \\ 6,02 \cdot 10^{23} \cdot 23u \text{ ————— } y \end{array}$$

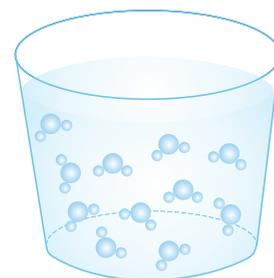
$$y = \frac{6,02 \cdot 10^{23} \cdot 23u \cdot 1,66 \cdot 10^{-24}g}{1u}$$

$$y = 22,98g \approx 23g$$

O número que representa a massa atômica (23u) é o mesmo número que representa a massa molar do elemento (23 g/mol).



1 molécula de água
massa = 18u



$6,02 \cdot 10^{23}$ moléculas de água
massa = 18g

$6,02 \times 10^{23}$ moléculas de água (massa = 18g)

$$6,02 \cdot 10^{23} \cdot 18u = 18g$$

Portanto, massa molar de uma substância é a massa da substância, em gramas, **numericamente** igual à sua massa molecular.

Assim, por exemplo, dadas as massas moleculares do gás carbônico (44u) e do iodo (254u), teremos:

Massa molar do CO_2 : 44 g/mol

Massa molar do I_2 : 254 g/mol

Para determinar a massa molar de uma substância, devemos inicialmente calcular a sua massa molecular.

Exemplo

Massa molecular do $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 = 2 \cdot 56 \text{ u} + 3 \cdot 32 \text{ u} + 12 \cdot 16 \text{ u} = 400 \text{ u}$

Massa molar do $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 = 400 \text{ g/mol}$

1 mol de água



18 gramas



$6,02 \times 10^{23}$ moléculas



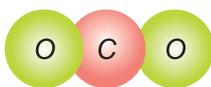
1 mol de gás carbônico



conteúdo de 44 gramas



$6,02 \times 10^{23}$ moléculas



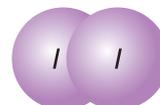
1 mol de iodo sólido



254 gramas



$6,02 \times 10^{23}$ moléculas



Massas molares de três substâncias diferentes: água (18g/mol), gás carbônico (44g/mol) e iodo sólido (254g/mol).
Massas diferentes com o mesmo número de moléculas.



Saiba mais

Se 100 moléculas de um composto pesam $7 \cdot 10^{-21} \text{ g}$, qual a massa molecular desse composto?

RESOLUÇÃO

$$\left. \begin{array}{l} 100 \text{ moléculas} \xrightarrow{\text{pesam}} 7 \cdot 10^{-21} \text{ g} \\ 6 \cdot 10^{23} \text{ moléculas} \xrightarrow{\text{pesam}} x \end{array} \right\} x = 42 \text{ g}$$

Massa molar = 42g/mol

Massa molecular = 42u



No Portal Objetivo

Para saber mais sobre o assunto, acesse o **PORTAL OBJETIVO** (www.portal.objetivo.br) e, em "localizar", digite **QUIM1M306**

Exercícios Resolvidos

1 (MODELO ENEM) – Se 1 trilhão de notas de 1 dólar fossem colocadas umas sobre as outras,

- a pilha teria 100 000 quilômetros;
- essa distância representaria duas voltas e meia em torno da linha do Equador.

Com 1 trilhão de dólares, seria possível pagar o salário de todos os trabalhadores brasileiros por um ano.



Dados: 10^{12} : trilhão 10^9 : bilhão

Considerando 1 mol ($6 \cdot 10^{23}$) de notas de 1 dólar,

- daria uma pilha seiscentos bilhões de vezes maior;
- essa distância representaria 1,5 bilhão de voltas em torno da linha do Equador;
- seria possível pagar o salário de todos os trabalhadores brasileiros por 600 bilhões de anos.

Está(ão) correta(s) somente:

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

Resolução

I. **Correta.**

$$\begin{array}{l} 10^{12} \text{ notas} \text{ ————— } 100 \text{ 000 km} \\ 6 \cdot 10^{23} \text{ notas} \text{ ————— } x \end{array} \quad x = 6 \cdot 10^{16} \text{ km}$$
$$\frac{6 \cdot 10^{16}}{10^5} = 6 \cdot 10^{11} = 600 \cdot 10^9 = 600 \text{ bilhões}$$

(Revista *Veja*)

- II. **Incorreta.**
 $10^5 \text{ km} \text{ ————— } 2,5 \text{ voltas}$
 $6 \cdot 10^{16} \text{ km} \text{ ————— } x$
 $x = 1,5 \cdot 10^{12} \text{ voltas}$
 Representaria 1,5 trilhão de voltas.

- III. **Correta.**
 $10^{12} \text{ dólares} \text{ ————— } 1 \text{ ano}$
 $6 \cdot 10^{23} \text{ dólares} \text{ ————— } x$
 $x = 600 \cdot 10^9 \text{ anos (600 bilhões de anos)}$

Resposta: D

2 (UNICAMP-SP – MODIFICADO – MODELO ENEM) – As fronteiras entre real e imaginário vão-se tornando cada vez mais sutis à medida que melhoramos nosso conhecimento e desenvolvemos nossa capacidade de abstração. Átomos e moléculas: sem enxergá-los, podemos imaginá-los. Qual será o tamanho dos átomos e das moléculas? Quantos átomos ou moléculas há numa certa quantidade de matéria? Parece que essas perguntas só podem ser respondidas com o uso de aparelhos avançados. Porém, um experimento simples pode dar-nos respostas adequadas a essas questões. Numa bandeja com água, espalha-se sobre a superfície um pó muito fino que fica boiando. A seguir, no centro da bandeja, adiciona-se $1,6 \times 10^{-5} \text{ cm}^3$ de um ácido orgânico (densidade = $0,9 \text{ g/cm}^3$), insolúvel em água. Com a adição do ácido, forma-se imediatamente um círculo de 200 cm^2 de área, constituído por uma única camada de moléculas de ácido, arranjadas lado a lado, conforme esquematiza a figura abaixo. Imagine que nessa camada cada molécula do ácido está de tal modo organizada que ocupa o espaço delimitado por um cubo. Considere esses dados para resolver as questões a seguir.

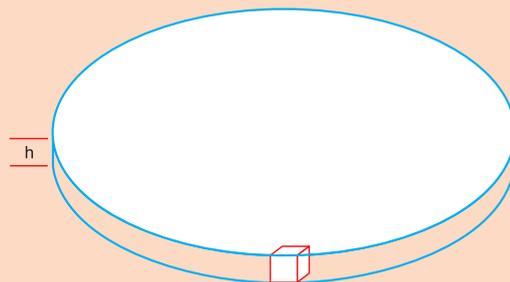


O volume ocupado por uma molécula de ácido, em cm^3 , e o número de moléculas contidas em 282g do ácido são respectivamente:

- a) $5,12 \cdot 10^{-22}$ e $6,1 \cdot 10^{23}$
 b) $5,12 \cdot 10^{-20}$ e $6,0 \cdot 10^{23}$
 c) $3,35 \cdot 10^{-24}$ e $5,8 \cdot 10^{23}$
 d) $3,35 \cdot 10^{-22}$ e $7,5 \cdot 10^{23}$
 e) $6,02 \cdot 10^{-23}$ e $6,1 \cdot 10^{23}$

Resolução

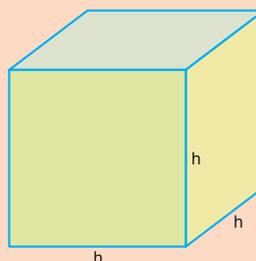
a)



Cálculo da altura da película de ácido que se forma sobre a água:

$$V = A \cdot h \quad 1,6 \cdot 10^{-5} \text{ cm}^3 = 200 \text{ cm}^2 \cdot h \quad h = 8,0 \cdot 10^{-8} \text{ cm}$$

Cálculo do volume da molécula (considerando-a cúbica):



$$V_{\text{molécula}} = h^3$$

$$V_{\text{molécula}} = (8,0 \cdot 10^{-8} \text{ cm})^3$$

$$V_{\text{molécula}} = 5,12 \cdot 10^{-22} \text{ cm}^3$$

b) **Cálculo do volume ocupado por 282g do ácido orgânico:**

$$d = \frac{m}{V} \quad 0,9 \text{ g/cm}^3 = \frac{282 \text{ g}}{V} \quad V = 313 \text{ cm}^3$$

Cálculo do número de moléculas:

$$1 \text{ molécula} \text{ ————— } 5,12 \cdot 10^{-22} \text{ cm}^3 \quad x = 6,1 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}$$

$$x \text{ ————— } 313 \text{ cm}^3$$

Nota: A massa molar desse ácido é 282 g/mol . Portanto, $6,1 \cdot 10^{23}$ é o número de moléculas existente em 1 mol, uma aproximação razoável do Número de Avogadro ($6,02 \cdot 10^{23}$).

Resposta: A

3 Qual é o número de átomos existentes em 80g de cálcio?

Dados: massa molar do Ca = 40 g/mol .

Constante de Avogadro = $6,0 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$

Resolução

$$40 \text{ g} \text{ ————— } 6,0 \cdot 10^{23} \text{ átomos}$$

$$80 \text{ g} \text{ ————— } x \quad x = 1,2 \cdot 10^{24} \text{ átomos}$$

Exercícios Propostos

1 Se fosse possível dividir 1 mol de reais entre os brasileiros (200.000.000), quanto receberia cada brasileiro? Constante de Avogadro = $6,0 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$

RESOLUÇÃO:

$$200.000.000 \text{ brasileiros} \text{ ————— } 6,0 \cdot 10^{23} \text{ reais}$$

$$x = \frac{1 \text{ brasileiro} \text{ ————— } x}{200.000.000} = \frac{6,0 \cdot 10^{23}}{2,0 \cdot 10^8} = 3,0 \cdot 10^{15}$$

Cada brasileiro receberia $3,0 \cdot 10^{15}$ reais (três quatrilhões de reais).

2 (FEI-SP – MODELO ENEM) – O diamante é uma das substâncias formadas por átomos do elemento carbono. Quantos átomos de carbono estão presentes em 1,5 quilate de diamante?

Considere: 1,0 quilate = 200mg; Massa atômica do carbono: 12u; Número de Avogadro: $6,0 \cdot 10^{23}$

- a) $1,5 \cdot 10^{24}$ átomos
 b) $2,0 \cdot 10^{22}$ átomos
 c) $1,5 \cdot 10^{22}$ átomos
 d) $3,0 \cdot 10^{23}$ átomos
 e) $2,0 \cdot 10^{24}$ átomos

RESOLUÇÃO:

$$1,0 \text{ quilate} \text{ ————— } 200 \text{ mg}$$

$$1,5 \text{ quilate} \text{ ————— } x \quad x = 300 \text{ mg} = 0,300 \text{ g}$$

1 mol de C



$$6,0 \cdot 10^{23} \text{ átomos} \text{ ————— } 12 \text{ g}$$

$$x \text{ ————— } 0,300 \text{ g} \quad x = 1,5 \cdot 10^{22} \text{ átomos de C}$$

Resposta: C

3 Calcular o número de moléculas contidas em 9,0g de H_2O .

Massas molares em g/mol: H:1; O:16.

Constante de Avogadro = $6,0 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$

RESOLUÇÃO:

$$18 \text{ g} \text{ ————— } 6,0 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}$$

$$9 \text{ g} \text{ ————— } x \quad x = 3,0 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}$$

Exercícios Resolvidos

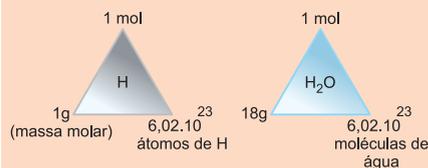
TRIÂNGULO DO MOL

Uma dúzia de laranjas é um pacote constituído de **12 unidades**; a massa dessas 12 laranjas é 2 kg.

Podemos colocar esses dados na forma de um triângulo.



Podemos comparar a dúzia com o **mol**. Por exemplo, 1 mol de átomos de hidrogênio é um pacote constituído de $6,02 \cdot 10^{23}$ unidades; a massa desses 602 sextilhões de átomos de hidrogênio é 1g.



1 (UNICAMP-SP) – O volume de etanol (C_2H_6O) necessário para encher o tanque de um automóvel é 50 dm^3 . Calcule o número de moléculas de etanol contidas neste volume.

Dados: Densidade do etanol: $8,0 \cdot 10^2 \text{ g/dm}^3$
 Constante de Avogadro: $6,0 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$
 Massas molares em g/mol:
 C: 12; H: 1; O: 16

Resolução

Massa molar = $(2 \times 12 + 6 \times 1 + 16) \text{ g/mol} = 46 \text{ g/mol}$

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

$$m = 50 \text{ dm}^3 \cdot 8,0 \cdot 10^2 \frac{\text{g}}{\text{dm}^3}$$

$$m = 4,0 \cdot 10^4 \text{ g}$$

$$46 \text{ g} \text{ ————— } 6,0 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}$$

$$4,0 \cdot 10^4 \text{ g} \text{ ————— } x$$

$$x = 5,2 \cdot 10^{26} \text{ moléculas}$$

2 (MODELO ENEM) – As canetas esferográficas utilizam, na ponta delas, uma esfera de tungstênio (W) de volume igual a $4 \times 10^{-3} \text{ cm}^3$. A massa específica do tungstênio é 20 g/cm^3 e sua massa atômica é 184u. O número de átomos de tungstênio numa dessas esferas é, aproximadamente, de:

- Dado: N° de Avogadro = $6,0 \times 10^{23}$
 a) $6 \cdot 10^{23}$ b) $2,6 \cdot 10^{20}$
 c) $1,1 \cdot 10^{26}$ d) $184 \cdot 10^{21}$
 e) $4 \cdot 10^{20}$

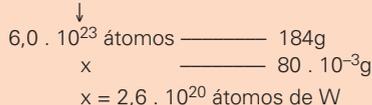
Resolução

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

$$20 \text{ g/cm}^3 = \frac{m}{4 \cdot 10^{-3} \text{ cm}^3}$$

$$m = 80 \cdot 10^{-3} \text{ g}$$

1 mol de W



Resposta: B

Exercícios Propostos

1 Calcular a massa molar do ácido pirofosfórico, $H_4P_2O_7$ (H = 1u; P = 31u; O = 16u).

RESOLUÇÃO:

$$MM = 4 \times 1u + 2 \times 31u + 7 \times 16u = 178u$$

$$\text{Massa molar} = 178 \text{ g/mol}$$

2 Qual a massa em gramas de $2,0 \cdot 10^{22}$ átomos de magnésio?

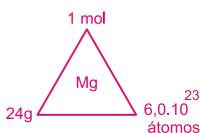
Dados: Massa molar do Mg = 24 g/mol
 Constante de Avogadro = $6,0 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$

RESOLUÇÃO:

$$6,0 \cdot 10^{23} \text{ átomos} \text{ ————— } 24 \text{ g}$$

$$2,0 \cdot 10^{22} \text{ átomos} \text{ ————— } x$$

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



3 Calcular a massa de uma molécula de água, em gramas, sabendo-se que sua massa molecular é 18u e que a Constante de Avogadro é 6×10^{23} moléculas por mol.

RESOLUÇÃO:

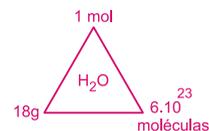
$$MM = 18u$$

$$\text{Massa molar} = 18 \text{ g/mol}$$

$$6 \times 10^{23} \text{ moléculas} \text{ ————— } 18 \text{ g}$$

$$1 \text{ molécula} \text{ ————— } x$$

$$x = 3 \times 10^{-23} \text{ g}$$



4 (UFLA-MG – MODELO ENEM) – Numa determinada tarefa escolar, um aluno utilizou 10mg de grafita de um lápis. O número de átomos de carbono que foi gasto é (grafita = carbono; MA = 12u; Número de Avogadro = $6,0 \cdot 10^{23}$)

- a) $72,2 \times 10^{27}$ b) $6,0 \times 10^{24}$ c) $5,0 \times 10^{20}$
 d) $5,0 \times 10^{24}$ e) 120,0

RESOLUÇÃO:

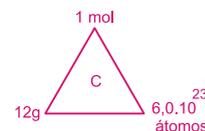
$$\text{Massa molar do C} = 12 \text{ g/mol}$$

$$12 \text{ g} \text{ ————— } 6,0 \cdot 10^{23} \text{ átomos}$$

$$10 \cdot 10^{-3} \text{ g} \text{ ————— } x$$

$$x = 5,0 \cdot 10^{20} \text{ átomos}$$

Resposta: C



- Número de partículas contado em mols

1. Quantidade de matéria

Quanto maior o número de partículas existentes em um sistema, maior é a quantidade de matéria desse sistema.

A grandeza **quantidade de matéria** tem como unidade de medida o **mol**.

“Mol é a quantidade de matéria de um sistema que contém tantas entidades elementares quantos são os átomos contidos em 0,012kg (12g) de carbono-12.”

Experimentalmente, verificou-se que em 12g de carbono-12 existem $6,02 \cdot 10^{23}$ átomos.

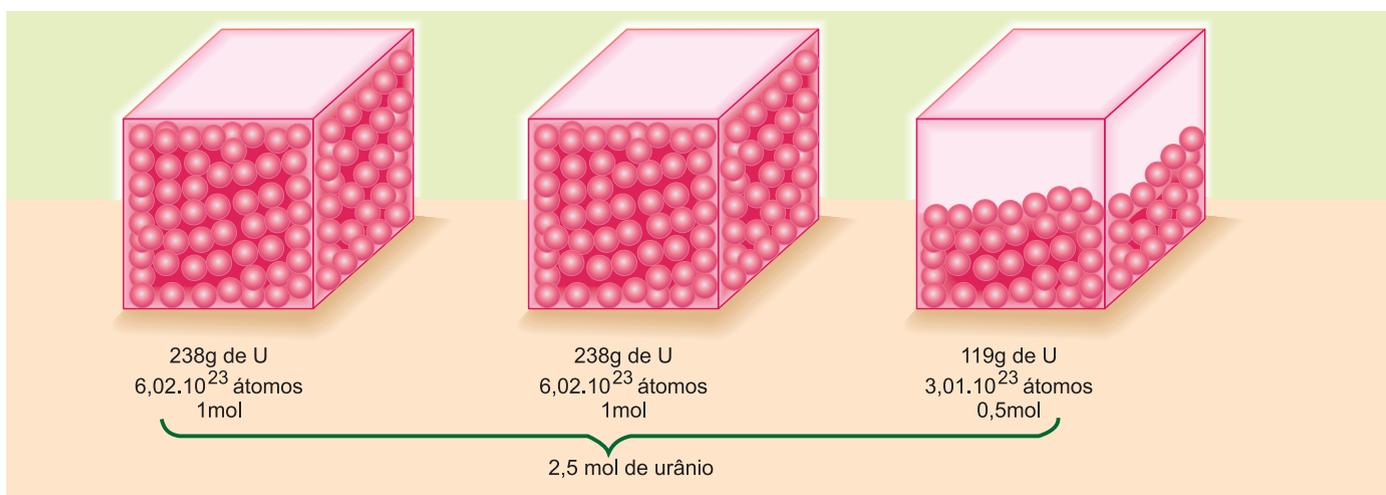
Quantidade de matéria (n) é a relação entre a massa do elemento ou substância (m) e a sua massa molar.

$$n = \frac{\text{massa}}{\text{massa molar}}$$

Exemplos

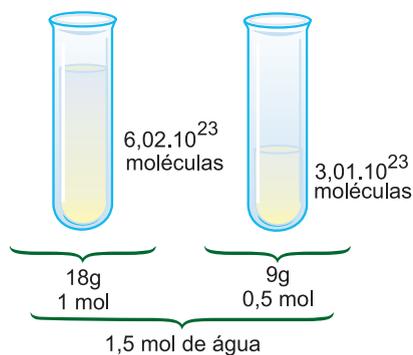
Se temos 595g de urânio, e sabendo que a sua massa molar é 238 g/mol:

$$n = \frac{595\text{g}}{238\text{g/mol}} = 2,5 \text{ mol de átomos de urânio.}$$



Se temos 27 g de água, e sabendo que sua massa molar é 18 g/mol:

$$n = \frac{27\text{g}}{18 \text{ g/mol}} = 1,5 \text{ mol de moléculas de água}$$



Saiba mais

Uma pedra um pouco maior que uma bola de tênis tem massa aproximadamente igual a 1kg. Calcular a massa, em kg, de

- 1 dúzia dessas pedras
- 1 mol dessas pedras

RESOLUÇÃO

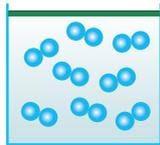
$$\begin{aligned} \text{a) } 1 \text{ pedra} & \text{ ————— } 1\text{kg} \\ 12 \text{ pedras} & \text{ ————— } x \\ x & = 12 \text{ kg} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \text{b) } 1 \text{ pedra} & \text{ ————— } 1\text{kg} \\ 6,0 \cdot 10^{23} \text{ pedras} & \text{ ————— } y \\ y & = 6,0 \cdot 10^{23}\text{kg} \end{aligned}$$

2. Mol - unidade SI para medir quantidade de matéria

Quantitativamente, uma dada amostra de substância pode ser expressa em unidades de massa (m), quantidade de matéria (n), número de partículas (N), volume (V).

Consideremos, por exemplo, duas amostras de gás hidrogênio (H_2):

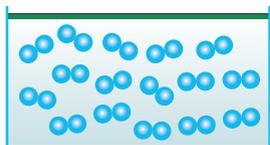


$$N = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}$$

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

$$m = 2\text{g}$$

$$V = 22,4\text{L (0}^\circ\text{C e 1 atm)}$$



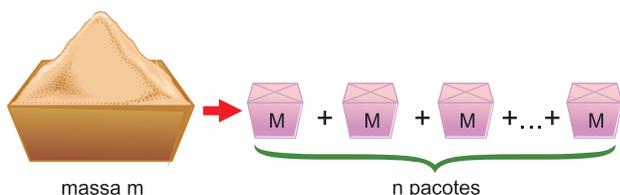
$$N = 12,04 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}$$

$$n = 2 \text{ mol}$$

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

$$V = 44,8\text{L (0}^\circ\text{C e 1 atm)}$$

Vamos empacotar todo o enxofre contido numa caixa. Cada pacote vai pesar 32g, ou seja, corresponde a 1 mol ($6,02 \cdot 10^{23}$ átomos).



Vamos supor que tenhamos 640 gramas de enxofre. Então teremos 20 pacotes. Diremos que na caixa havia 20 mols de enxofre.

Como observamos, 640g de enxofre foram divididos em 20 pacotes de 32g.

A relação entre massa (m) e quantidade de matéria (n) é dada por:

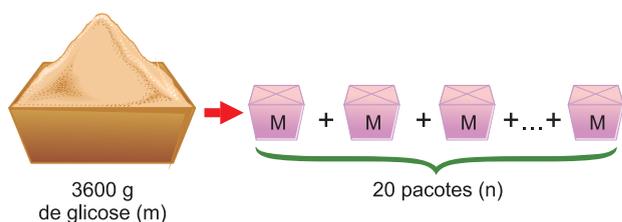
$$m = M \cdot n \text{ ou } n = \frac{m}{M}, \text{ sendo } M \text{ a massa molar}$$

$$640\text{g} = 32\text{g mol}^{-1} \times 20 \text{ mol}$$

Note que há naturalmente quantidades menores que o mol. Daí se falar em frações de mol (0,1 mol; 0,05 mol etc.).

Vamos empacotar agora 3600g de glicose. A massa molecular da glicose é 180u. A massa molar é 180g/mol.

Os 3600g serão divididos em pacotes de 180g, cada pacote contendo $6,02 \cdot 10^{23}$ moléculas.



Vemos que:

$$3600\text{g} = 20 \text{ mol} \times 180\text{g/mol}$$

$$m = n \cdot \text{massa molar}$$

$$n = \frac{m}{\text{massa molar}} = \frac{m}{M}$$

Novamente, é bom lembrar que se pode falar em frações de mol (0,01 mol; 0,003 mol etc.).

Quantidade de matéria (n) é, portanto, a quantidade de partículas em mols.

Observação

O símbolo de mol é mol.

O nome da unidade é mol e o seu símbolo também é mol. Lembre-se de que o nome da unidade admite plural (dois gramas), mas o seu símbolo não (2g). O plural de mol é mols (2 mols). Quando se usa o símbolo, não há plural (2 mol).



Saiba mais

CONSTANTE DE AVOGADRO

O número (N) de entidades (partículas) numa amostra da espécie é proporcional à quantidade de matéria (n) dessa entidade.

$$N = N_A \times n$$

A constante de proporcionalidade entre N e n tem símbolo N_A e é uma nova grandeza denominada Constante de Avogadro.

O valor da Constante de Avogadro é

$$N_A = 6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$$

O Número de Avogadro (N_0) é um número adimensional. É o número de átomos existente em 12g de carbono-12.

$$\text{Temos: } N_0 = 6,02 \times 10^{23}$$

$$N_A = N_0 \text{ mol}^{-1} = 6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$$

A relação

$$N = N_A \times n$$

permite calcular o número de entidades (partículas) em uma amostra a partir da sua quantidade de matéria e vice-versa.

Exemplo

O número de moléculas (N) existente em 5 mols (n) de água é

$$N = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1} \cdot 5 \text{ mol}$$

$$N = 30,1 \cdot 10^{23} = 3,01 \cdot 10^{24}$$

Exercícios Resolvidos

1 (UNIFESP – MODELO ENEM) – As lâmpadas fluorescentes estão na lista de resíduos nocivos à saúde e ao meio ambiente, já que essas lâmpadas contêm substâncias, como o mercúrio (massa molar 200 g/mol), que são tóxicas. Ao romper-se, uma lâmpada fluorescente emite vapores de mercúrio da ordem de 20 mg, que são absorvidos pelos seres vivos e, quando lançadas em aterros, contaminam o solo, podendo atingir os cursos-d'água. A legislação brasileira estabelece como limite de tolerância para o ser humano 0,04 mg de mercúrio por metro cúbico de ar. Num determinado ambiente, ao romper-se uma dessas lâmpadas fluorescentes, o mercúrio se difundiu de forma homogênea no ar, resultando em $3,0 \times 10^{17}$ átomos de mercúrio por metro cúbico de ar. Dada a Constante de Avogadro: $6,0 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$, pode-se concluir que, para este ambiente, o volume de ar e o número de vezes que a concentração de mercúrio excede ao limite de tolerância são, respectivamente,

a) 50 m^3 e 10. b) 100 m^3 e 5.
c) 200 m^3 e 2,5. d) 250 m^3 e 2.
e) 400 m^3 e 1,25.

Resolução

Cálculo da concentração excedente:

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

$$3,0 \cdot 10^{17} \text{ átomos de Hg/m}^3 \text{ ————— } x$$

$$x = 1 \cdot 10^{-4} \text{ g/m}^3$$

Portanto, teremos a relação (r):

$$r = \frac{1 \cdot 10^{-4} \text{ g/m}^3}{4 \cdot 10^{-5} \text{ g/m}^3} = 2,5$$

Cálculo do volume de ar:

$$1 \cdot 10^{-4} \text{g} \text{ ————— } 1\text{m}^3$$

$$20 \cdot 10^{-3} \text{g} \text{ ————— } y$$

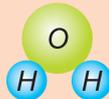
$$y = 200 \text{ m}^3$$

Resposta: C

2 Determinar a massa de uma molécula de água em unidades de massa atômica (u) e em gramas.

Dados: H : 1u, O : 16u

Resolução



Massa molecular:

$$16 \text{ u} + 2 \times 1 \text{ u} = 18 \text{ u}$$

Massa molar da água: 18g/mol

$$6,0 \cdot 10^{23} \text{ moléculas} \text{ ————— } 18\text{g}$$

$$1 \text{ molécula} \text{ ————— } x$$

$$x = \frac{18 \cdot 1}{6,0 \cdot 10^{23}}$$

$$x = 3,0 \cdot 10^{-23} \text{g}$$

$$x = 0,000000000000000000000003\text{g}$$

Portanto, 18u correspondem a $3,0 \cdot 10^{-23} \text{g}$.

3 Um objeto tem 1kg de prata. Sabendo-se que a massa molar da prata é 108g/mol, quantos mols de prata há nesse objeto?

Resolução

$$1 \text{ mol} \text{ ————— } 108\text{g}$$

$$x \text{ ————— } 1000\text{g}$$

$$x = \frac{1000\text{g} \times 1 \text{ mol}}{108\text{g}}$$

$$x = 9,25 \text{ mol}$$

ou

$$n = \frac{m}{\text{massa molar}} = \frac{1000\text{g}}{108\text{g/mol}} = 9,25 \text{ mol}$$

4 Um copo tem 130g de H_2O . Quantos mols de H_2O há no copo?

Resolução

$$1 \text{ mol de } \text{H}_2\text{O} \text{ ————— } 18\text{g}$$

$$x \text{ ————— } 130\text{g}$$

$$x = \frac{130\text{g} \times 1 \text{ mol}}{18\text{g}}$$

$$x = 7,22 \text{ mol}$$

ou

$$n = \frac{m}{\text{massa molar}} = \frac{130\text{g}}{18\text{g/mol}} = 7,22 \text{ mol}$$

5 Um recipiente contém 115mL de etanol ($\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$). Determine

- a) o número de mols de etanol;
b) o número de átomos de hidrogênio.
Dados: Densidade do etanol = 0,8g/mL
Massas molares (g/mol): C = 12; H = 1 e O = 16
Número de Avogadro: $6,0 \cdot 10^{23}$

Resolução

Massa molar do etanol:

$$M = (2 \times 12 + 6 \times 1 + 1 \times 16)\text{g/mol} = 46\text{g/mol}$$

Massa de etanol em 115 mL:

$$d = 0,8\text{g/mL} \quad \begin{array}{l} 1\text{mL} \text{ ————— } 0,8\text{g} \\ 115\text{mL} \text{ ————— } x \end{array}$$

$$x = 92\text{g}$$

$$a) \quad 1 \text{ mol de } \text{C}_2\text{H}_6\text{O} \text{ ————— } 46\text{g}$$

$$y \text{ ————— } 92\text{g}$$

$$y = 2 \text{ mol de } \text{C}_2\text{H}_6\text{O}$$

- b) Cada molécula de álcool contém seis átomos de hidrogênio



$$1 \text{ mol de } \text{C}_2\text{H}_6\text{O} \text{ ————— } 6,0 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}$$

↓

$$46\text{g} \text{ ————— } 6 \times 6,0 \cdot 10^{23} \text{ átomos de H}$$

$$92\text{g} \text{ ————— } z$$

$$z = 7,2 \cdot 10^{24} \text{ átomos de H}$$

Exercícios Propostos

1 Qual o número de átomos existentes em 1,5 mol de cálcio?

Dado: Constante de Avogadro = $6,0 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$

RESOLUÇÃO:

$$1 \text{ mol} \text{ ————— } 6,0 \cdot 10^{23} \text{ átomos}$$

$$1,5 \text{ mol} \text{ ————— } x$$

$$x = 9,0 \cdot 10^{23} \text{ átomos}$$

2 Qual a massa em gramas de 0,4 mol de NO_2 ?

Dados: massas molares em g/mol: N = 14; O = 16.

RESOLUÇÃO:

$$\text{Massa molar do } \text{NO}_2 = 14\text{g/mol} + 2 (16\text{g/mol}) = 46\text{g/mol}$$

$$1 \text{ mol} \text{ ————— } 46\text{g}$$

$$0,4 \text{ mol} \text{ ————— } x \quad \left. \vphantom{\begin{array}{l} 1 \text{ mol} \\ 0,4 \text{ mol} \end{array}} \right\} x = 18,4\text{g}$$

3 (UNAERP-SP – MODELO ENEM) – Conta a lenda que Dionísio deu a Midas (Rei da Frígia) o poder de transformar em ouro tudo aquilo que tocasse. Em reconhecimento, Midas lhe ofertou uma barra de ouro obtida a partir de uma liga de ferro e chumbo. Considere que nesta transformação há conservação de massa e que a liga possuía 9 mols de chumbo e 2 mols de ferro. A quantidade em mols de ouro produzida por Midas é aproximadamente:

Dados: Pb = 206u Fe = 56u Au = 197u

a) 9 b) 10 c) 11 d) 12 e) 13

RESOLUÇÃO:

$$\left. \begin{array}{l} 1 \text{ mol de Pb} \text{ ————— } 206\text{g} \\ 9 \text{ mols de Pb} \text{ ————— } x \end{array} \right\} x = 1854\text{g de Pb}$$

$$\left. \begin{array}{l} 1 \text{ mol de Fe} \text{ ————— } 56\text{g} \\ 2 \text{ mols de Fe} \text{ ————— } y \end{array} \right\} y = 112\text{g de Fe}$$

Massa total da liga = 1854g + 112g = 1966g

$$\left. \begin{array}{l} 1 \text{ mol de Au} \text{ ————— } 197\text{g} \\ z \text{ ————— } 1966\text{g} \end{array} \right\} z = 10 \text{ mol de Au}$$

Resposta: B

Módulo

40

Natureza corpuscular da matéria: quantidade de matéria (exercícios)

Exercícios Resolvidos

1 (UNICAMP-SP) – Um estudante do primeiro ano do curso de Química da UNICAMP, após uma aula sobre fórmulas químicas, foi almoçar no restaurante universitário. Para mostrar aos colegas o que havia aprendido, resolveu fazer uma analogia com a mistura de arroz e feijão contida no seu prato. Primeiro estimou o número de grãos de arroz e de feijão, tendo encontrado uma proporção: dois de feijão para sete de arroz. Depois, escreveu a “fórmula química” do “composto feijão com arroz”, representando o feijão por F e o arroz por A.

a) Qual a “fórmula química” escrita pelo estudante?

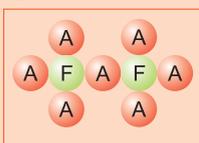
b) Se no total houvesse 60 feijões no prato, quantos mols de arroz havia no prato?

c) Quantos mols do “composto feijão com arroz” havia no prato?

Dado: considerar a Constante de Avogadro como $6,0 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$.

Resolução

a) F_2A_7



b) 2 feijões ————— 7 grãos de arroz
60 feijões ————— x
x = 210 grãos de arroz

$6,0 \cdot 10^{23}$ grãos de arroz ————— 1 mol
210 grãos ————— y
y = $3,5 \cdot 10^{-22}$ mol

c) 2 feijões ————— 1 molécula de F_2A_7
60 feijões ————— z
z = 30 moléculas de F_2A_7

$6,0 \cdot 10^{23}$ moléculas de F_2A_7 ————— 1 mol
30 moléculas de F_2A_7 ————— t
t = $5,0 \cdot 10^{-23}$ mol

2 (UNICAMP-SP) – Ao corrigir as respostas da questão 1 (aquela do arroz com feijão) do Vestibular UNICAMP, a banca de Química constatou que um certo número de candidatos não têm (ou não tinham) ideia da grandeza representada pela unidade **mol**, de fundamental importância em Química. Respostas do tipo **210 mols de arroz** apareceram com certa frequência.

a) Calcule a massa, em toneladas, correspondente a 210 mols de arroz, admitindo

que a massa de um grão de arroz seja 20 mg (miligramas).

b) Considerando que o consumo mundial de arroz seja de 3×10^8 toneladas/ano, por quantos anos seria possível alimentar a população mundial com 210 mols de arroz? Expresse, também, o número de anos em palavras.

Dados: considerar a Constante de Avogadro como $6 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$;
1 tonelada = 1×10^9 mg.

Resolução

a) 1 mol de arroz ————— $6 \cdot 10^{23}$ grãos
210 mol de arroz ————— x
x = $1260 \cdot 10^{23}$ grãos = $1,26 \cdot 10^{26}$ grãos

1 grão ————— 20 mg
 $1,26 \cdot 10^{26}$ grãos ————— y
y = $25,2 \cdot 10^{26}$ mg

1 t ————— $1 \cdot 10^9$ mg
z ————— $25,2 \cdot 10^{26}$ mg
z = $25,2 \cdot 10^{17}$ t = $2,52 \cdot 10^{18}$ t

b) $3 \cdot 10^8$ t ————— 1 ano
 $25,2 \cdot 10^{17}$ t ————— w
w = $8,4 \cdot 10^9$ anos

a) $2,52 \cdot 10^{18}$ toneladas
b) $8,4 \cdot 10^9$ anos (8 bilhões e 400 milhões de anos)

4 Qual a massa em gramas da mistura gasosa que contém $2,0 \cdot 10^{23}$ moléculas de NO, 1,5 mol de CO e 0,5 mol de He?

Dados: massas molares em g/mol: C = 12, N = 14, O = 16, He = 4.

Constante de Avogadro = $6,0 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$

RESOLUÇÃO:

Massas molares em g/mol: NO: 30; CO: 28; He: 4

$$\left. \begin{array}{l} 6,0 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de NO} \text{ — } 30\text{g} \\ 2,0 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de NO} \text{ — } x \end{array} \right\} x = 10\text{g}$$

$$\left. \begin{array}{l} 1,0 \text{ mol de CO} \text{ — } 28\text{g} \\ 1,5 \text{ mol de CO} \text{ — } y \end{array} \right\} y = 42\text{g}$$

$$\left. \begin{array}{l} 1,0 \text{ mol de He} \text{ — } 4\text{g} \\ 0,5 \text{ mol de He} \text{ — } z \end{array} \right\} z = 2\text{g}$$

$$x + y + z = 54\text{g}$$

Módulo

41

Natureza corpuscular da matéria: mols do elemento em um mol da substância

Palavras-chave:

- 1 mol de H₂O contém 2 mols de H e 1 mol de O

Quantidade em mols de um elemento em um mol do composto

A fórmula molecular de uma substância indica, por meio dos índices, o número de átomos de cada elemento que constitui a molécula.

Exemplo

1 molécula de CO₂ tem $\left\{ \begin{array}{l} 1 \text{ átomo de carbono} \\ 2 \text{ átomos de oxigênio} \end{array} \right.$



Quando se considera 1 mol da substância, os índices da fórmula molecular passam a indicar a quantidade em mols de cada elemento que há em 1 mol da substância.

Exemplo

Em 1 mol de CO₂ (44g) há 1 mol de C (12g) e 2 mols de O (32g).

$$\left\{ \begin{array}{l} 1 \text{ mol de C (12g)} \\ 2 \text{ mols de O (2 x 16g)} \end{array} \right. \text{ ou } 1 \text{ mol de CO}_2 \text{ (6 x 10}^{23} \text{ moléculas) contém } \left\{ \begin{array}{l} 1 \times 6 \times 10^{23} \text{ átomos de C} \\ 2 \times 6 \times 10^{23} \text{ átomos de O} \end{array} \right.$$

Compare: Em uma dúzia de moléculas CO₂, há uma dúzia de átomos de carbono e duas dúzias de átomos de oxigênio.

Outro exemplo

$$\text{P}_2\text{O}_5 \left\{ \begin{array}{l} \text{na molécula} \left\{ \begin{array}{l} 2 \text{ átomos de fósforo} \\ 5 \text{ átomos de oxigênio} \end{array} \right. \\ \text{em 1 mol (142g)} \left\{ \begin{array}{l} 2 \text{ mols de fósforo (2 x 31g de P)} \rightarrow 2 \times 6 \times 10^{23} \text{ átomos P} \\ 5 \text{ mols de oxigênio (5 x 16g de O)} \rightarrow 5 \times 6 \times 10^{23} \text{ átomos O} \end{array} \right. \end{array} \right.$$

Compare: Em uma dúzia de moléculas P₂O₅, há duas dúzias de átomos de fósforo e cinco dúzias de átomos de oxigênio.

Exercícios Resolvidos

1 (UFC-CE – MODELO ENEM) – Um formigueiro é composto por 2 mil formigas. Cada formiga consome, por dia, 1.500 moléculas de açúcar, cada uma com três tipos de átomos, configurados na seguinte fórmula: $C_6H_{12}O_6$. Quantos milhões de átomos são consumidos por essas formigas em 1 dia?

- a) 3 milhões b) 9 milhões
c) 18 milhões d) 54 milhões
e) 72 milhões

Resolução

Número de moléculas consumidas:

$$1500 \times 2000 = 3\,000\,000$$

Número de átomos consumidos:

$$1 \text{ molécula } C_6H_{12}O_6 \text{ ————— } 24 \text{ átomos}$$

$$3\,000\,000 \text{ moléculas ————— } x$$

$$x = 72\,000\,000 \text{ átomos} = 72 \text{ milhões de átomos}$$

Resposta: E

2 Calcular a quantidade em mols de cada elemento existente em 90 gramas de glicose, $C_6H_{12}O_6$.

Dado: massa molar da glicose = 180g/mol.

Resolução

a) Quantidade em mols de carbono:

$$1 \text{ mol de } C_6H_{12}O_6 \text{ ————— } 180g$$

$$0,5 \text{ mol de } C_6H_{12}O_6 \text{ ————— } 90g$$

Temos:

$$1 \text{ mol de } C_6H_{12}O_6 \text{ ————— } 6 \text{ mol de C}$$

$$0,5 \text{ mol de } C_6H_{12}O_6 \text{ ————— } x$$

$$x = 3 \text{ mol}$$

b) Quantidade em mols de hidrogênio:

$$1 \text{ mol de } C_6H_{12}O_6 \text{ ————— } 12 \text{ mol de H}$$

$$0,5 \text{ mol de } C_6H_{12}O_6 \text{ ————— } y$$

$$y = 6 \text{ mol}$$

c) Quantidade em mols de oxigênio:

$$1 \text{ mol de } C_6H_{12}O_6 \text{ ————— } 6 \text{ mol de O}$$

$$0,5 \text{ mol de } C_6H_{12}O_6 \text{ ————— } z$$

$$z = 3 \text{ mol}$$

3 (MODELO ENEM) – Para escrever os fundamentos da estequiometria no quadro-negro, um professor utilizou 1,72 grama de giz. Considerando-se $CaSO_4 \cdot 2H_2O$ a fórmula do giz, qual a quantidade em mols de átomos de oxigênio utilizada na escrita?

Dados: Ca = 40u; S = 32u; O = 16u e H = 1u.

a) 0,02 mol b) 0,03 mol c) 0,04 mol

d) 0,05 mol e) 0,06 mol

Resolução

$$MM_{CaSO_4 \cdot 2H_2O} =$$

$$= 40u + 32u + 4 \times 16u + 2(18u) = 172u$$

$$M = 172g/mol$$

$$172g \text{ de } CaSO_4 \cdot 2H_2O \text{ ————— } 6 \text{ mol de átomos de O}$$

$$1,72g \text{ de } CaSO_4 \cdot 2H_2O \text{ ————— } x$$

$$x = 0,06 \text{ mol de átomos de oxigênio}$$

Resposta: E

Exercícios Propostos

1 Quantos átomos de oxigênio há em 0,10 mol de glicose ($C_6H_{12}O_6$)?

Constante de Avogadro: $6,0 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$.

RESOLUÇÃO:

$$1 \text{ mol de } C_6H_{12}O_6 \text{ ————— } 6 \text{ mol de O}$$

$$\left\{ \begin{array}{l} 1 \text{ mol ————— } 6 \cdot 6,0 \cdot 10^{23} \text{ átomos de O} \\ 0,10 \text{ mol ————— } x \end{array} \right.$$

$$x = 3,6 \cdot 10^{23} \text{ átomos de O}$$

2 Qual a quantidade em mols de átomos de hidrogênio contidos em 34,2 gramas de sacarose ($C_{12}H_{22}O_{11}$)?

Dados: massas molares em g/mol: C = 12; H = 1; O = 16.

RESOLUÇÃO:

$$M = (12 \cdot 12 + 22 \cdot 1 + 11 \cdot 16)g/mol$$

$$M = 342g/mol$$

$$1 \text{ mol de } C_{12}H_{22}O_{11} \text{ ————— } 22 \text{ mol de H}$$

$$\left\{ \begin{array}{l} 342g \text{ ————— } 22 \text{ mol de H} \\ 34,2g \text{ ————— } x \end{array} \right.$$

$$x = 2,2 \text{ mol de H}$$

3 (UFRJ – ADAPTADO – MODELO ENEM) – Os motores a diesel lançam na atmosfera diversos gases, entre eles o anidrido sulfuroso (SO_2) e o monóxido de carbono (CO). Uma amostra dos gases emitidos por um motor a diesel foi recolhida; observou-se que ela continha 0,1 mol de anidrido sulfuroso e 0,5 mol de monóxido de carbono.

Quantos átomos de oxigênio estão presentes na amostra recolhida?

Dado: Número de Avogadro = $6,0 \cdot 10^{23}$.

a) $4,2 \cdot 10^{23}$ átomos

b) $4,2 \cdot 10^{26}$ átomos

c) $3,1 \cdot 10^{20}$ átomos

d) $3,1 \cdot 10^{23}$ átomos

e) $5,6 \cdot 10^{24}$ átomos

RESOLUÇÃO:

$$1 \text{ mol de } SO_2 \text{ ————— } 2 \text{ mol de O}$$

$$\left\{ \begin{array}{l} 1 \text{ mol ————— } 2 \cdot 6,0 \cdot 10^{23} \text{ átomos de O} \\ 0,1 \text{ mol ————— } x \end{array} \right.$$

$$x = 1,2 \cdot 10^{23} \text{ átomos de O}$$

$$1 \text{ mol de CO ————— } 1 \text{ mol de O}$$

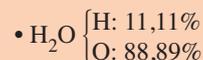
$$\left\{ \begin{array}{l} 1 \text{ mol ————— } 6,0 \cdot 10^{23} \text{ átomos de O} \\ 0,5 \text{ mol ————— } y \end{array} \right.$$

$$y = 3,0 \cdot 10^{23} \text{ átomos de O}$$

$$x + y = 1,2 \cdot 10^{23} + 3,0 \cdot 10^{23} = 4,2 \cdot 10^{23}$$

$$4,2 \cdot 10^{23} \text{ átomos de O}$$

Resposta: A



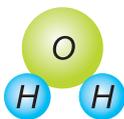
1. Fórmula molecular

As substâncias puras têm composição constante. Isto significa que uma amostra de água pura, qualquer que seja sua origem, tem sempre a mesma composição. Isto permite representar as substâncias por fórmulas.

A fórmula molecular indica o número de átomos de cada elemento na molécula.

Fornece a composição quantitativa e qualitativa da espécie química e a grandeza molecular. Assim, $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ é a fórmula molecular da glicose. Ela nos indica que a glicose é formada pelos elementos químicos **carbono, hidrogênio e oxigênio** (composição qualitativa) e, ainda, uma **molécula de glicose** é formada por **6 átomos de carbono, 12 átomos de hidrogênio e 6 átomos de oxigênio (composição quantitativa e grandeza molecular)**.

A fórmula molecular H_2O nos diz que na molécula de água há **2 átomos de hidrogênio e 1 átomo de oxigênio**.



2. Fórmula mínima ou empírica

Fornece a composição qualitativa e quantitativa da espécie química, **mas não a grandeza molecular**. Ela informa a **proporção entre os números de átomos de cada elemento**. Assim, H_2O_2 é a fórmula molecular da água oxigenada, e HO é a sua fórmula mínima.

HO nos indica que a água oxigenada apresenta dois elementos, hidrogênio e oxigênio (composição qualitativa) na proporção de 1 átomo de hidrogênio para 1 átomo de oxigênio (composição quantitativa). HO não nos informa quantos átomos de hidrogênio e oxigênio há na molécula da água oxigenada.

A fórmula mínima indica a proporção mínima de átomos de cada elemento. Na fórmula mínima, esta proporção é expressa pelos menores números inteiros possíveis. A fórmula mínima também é conhecida como **fórmula empírica ou estequiométrica**. A fórmula mínima é a fórmula molecular simplificada.

Note que a partir da fórmula mínima, conhecendo-se a massa molecular do composto, sabemos a fórmula molecular.

Fórmula Mínima	Massa Molecular (u)	Fórmula Molecular
CH_2O	30	CH_2O
CH_2O	60	$\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$
CH_2O	90	$\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_3$
CH_2O	180	$\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$

3. Fórmula porcentual ou composição centesimal

A fórmula porcentual indica a massa de cada elemento existente em 100 gramas do composto.

Por exemplo, a fórmula porcentual da água é: H: 11,11%, O: 88,89%. Isto significa que em 100g de água existem 11,11g de H e 88,89g de O.

4. Determinação da fórmula porcentual

Exemplo: Qual é a fórmula porcentual de $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$?
Fe = 56u; S = 32u; O = 16u

Resolução

$$\text{MM} = 2 \times \text{MA}_{\text{Fe}} + 3 \times \text{MA}_{\text{S}} + 12 \times \text{MA}_{\text{O}}$$

$$\text{MM} = 2 \times 56\text{u} + 3 \times 32\text{u} + 12 \times 16\text{u}$$

$$\text{MM} = 112\text{u} + 96\text{u} + 192\text{u} = 400\text{u}$$

400 partes do composto 112 partes de Fe

100 partes do composto x

$$x = 28\% \text{ de Fe}$$

400 partes do composto 96 partes de S

100 partes do composto y

$$y = 24\% \text{ de S}$$

400 partes do composto 192 partes de O

100 partes do composto z

$$z = 48\% \text{ de O}$$

A fórmula porcentual do $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ é:

28% Fe 24% S 48% O

Estas porcentagens em massa indicam, igualmente, a quantidade em g de cada elemento para 100g do composto.

Exemplo: 100g de $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ contêm 28g de Fe; 24g de S; 48g de O

Exercícios Resolvidos

1 (UNICAMP-SP – MODIFICADO – MODELO ENEM)

– O farelo de soja, que apresenta alto teor de proteínas, é um subproduto da fabricação do óleo de soja. Recentemente, compradores internacionais observaram a adulteração de um carregamento de farelo de soja brasileiro, ao qual foram adicionados ureia, $(\text{NH}_2)_2\text{CO}$, e pedra moída. Sabe-se que o teor de proteína no farelo é avaliado pelo conteúdo de nitrogênio nele presente. Baseando-se nas informações acima, analise as explicações por que os falsificadores usaram, conjuntamente, pedra moída e ureia na adulteração do farelo de soja.

- A ureia foi adicionada porque ela contém o elemento nitrogênio.
- Pedra moída foi adicionada para fazer que a mistura apresentasse aproximadamente a mesma porcentagem de nitrogênio que o farelo não adulterado.
- Pedra moída foi adicionada porque ela contém o elemento nitrogênio.

Está correto o que se afirma somente em

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

Resolução

Justifica-se a adulteração do farelo de soja pela adição de ureia, porque esta apresenta o elemento nitrogênio, que é usado para definir o teor de proteína no farelo. Mas como o teor de nitrogênio na ureia é maior que o da proteína, os falsificadores adicionaram também pedra moída ao farelo de soja, de modo que a mistura resultante apresentasse aproximadamente a mesma porcentagem de nitrogênio que o farelo não adulterado.

Resposta: D

2 Determinar a fórmula percentual do bicarbonato de sódio, NaHCO_3 .

Dado: Massas molares em g/mol: Na: 23; H: 1; C: 12; O: 16

Resolução

Massa molar do NaHCO_3 :
(23 + 1 + 12 + 3 · 16) g/mol = 84g/mol

a) 84g de NaHCO_3 — 23g de Na
100g de NaHCO_3 — x
x = 27,38g

b) 84g de NaHCO_3 — 1g de H
100g de NaHCO_3 — y
y = 1,19g

c) 84g de NaHCO_3 — 12g de C
100g de NaHCO_3 — z
z = 14,28g

d) 84g de NaHCO_3 — 48g de O
100g de NaHCO_3 — t
t = 57,14g

Resposta: Na: 27,38%; H: 1,19%; C: 14,28%; O: 57,14%

3 (UNOPAR-PR – MODELO ENEM) – A expressão "ouro 18 quilates" designa uma liga muito usada em joalheria, na qual existem 18 partes de ouro, em massa, para um total de 24 partes, em massa, sendo o restante constituído geralmente por cobre e/ou prata.

Pode-se afirmar que, no "ouro 18 quilates", a porcentagem, em massa, de ouro é:

- a) 18% b) 24% c) 25%
d) 43% e) 75%

Resolução

24 partes — 100%

18 partes — x

x = 75% de ouro

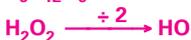
Resposta: E

Exercícios Propostos

1 As fórmulas mínimas de acetileno (C_2H_2); glicose ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$); água oxigenada (H_2O_2) e sulfato de sódio (Na_2SO_4) são, respectivamente:

- a) C_2H_2 ; $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$; H_2O_2 e Na_2SO_4 .
b) C_2H_2 ; CH_2O ; H_2O_2 e Na_2SO_2 .
c) CH; CH_2O ; HO e Na_2SO_4 .
d) CH; $\text{C}_3\text{H}_4\text{O}_3$; HO e Na_2SO_4 .
e) C_2H_2 ; $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_3$; H_2O_2 e Na_2SO_4 .

RESOLUÇÃO:



Resposta: C

2 (UnB-DF) – O nitrato de amônio, NH_4NO_3 , e o sulfato de amônio, $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$, são amplamente utilizados nos fertilizantes do tipo NPK. A sigla NPK indica que o fertilizante contém substâncias que são fontes de nitrogênio (N), fósforo (P) e potássio (K). Calcule a porcentagem em massa de nitrogênio em cada uma destas substâncias.

Dados: massas molares:

M (O) = 16,0 g/mol

M (H) = 1,00 g/mol

M (S) = 32,0 g/mol

M (N) = 14,0 g/mol

M (NH_4NO_3) = 80,0 g/mol

M [$(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$] = 132 g/mol

RESOLUÇÃO:

NH_4NO_3

Massa molar = 80g/mol

80g de NH_4NO_3 — 28g de N

100g de NH_4NO_3 — x

x = 35g — 35% de N

$(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$

Massa molar = 132g/mol

132g de $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ — 28g de N

100g de $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ — y

y = 21,2g — 21,2% de N

3 (MODELO ENEM) – O farelo de soja, que apresenta alto teor de proteínas, é um subproduto da fabricação do óleo de soja. Recentemente, compradores internacionais observaram a adulteração de um carregamento de farelo de soja brasileiro, ao qual foram adicionados ureia, $(\text{NH}_2)_2\text{CO}$, e pedra moída. Sabe-se que o teor de proteínas no farelo é avaliado pelo conteúdo de nitrogênio (N) nele.

Baseando-se nas informações acima, julgue os itens a seguir.

- (1) A adição de pedra moída ao farelo tem como objetivo aumentar a massa do farelo de soja.
- (2) A adição da ureia serve para mascarar o teor de nitrogênio no farelo adulterado, pois tem alta porcentagem de nitrogênio.
- (3) A ureia é uma substância simples.
- (4) A porcentagem em massa de nitrogênio na ureia é 23,3%.

Está correto o que se afirma em:

- 1 e 4 somente
- 2 e 3 somente
- 3 e 4 somente
- 1 e 2 somente
- 1, 2 e 3 somente

Dado: massas molares:

$$\begin{aligned} M(\text{N}) &= 14,0 \text{ g/mol} & M(\text{H}) &= 1,0 \text{ g/mol} \\ M(\text{C}) &= 12,0 \text{ g/mol} & M(\text{O}) &= 16,0 \text{ g/mol} \end{aligned}$$

RESOLUÇÃO:

(1) **Correto**

(2) **Correto**

(3) **Errado. A ureia é uma substância composta.**

(4) **Errado**

Massa molar da ureia = 60g/mol

60g de ureia ————— 28g de N

100g de ureia ————— x

x = 46,7g —————> 46,7% de N

Resposta: D

Módulo

43

Natureza corpuscular da matéria: fórmulas mínima e molecular

Palavras-chave:

- Fórmula molecular: $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$
- Fórmula mínima: CH_2O

1. Definição

No começo do século XIX, as substâncias começaram a ser representadas por fórmulas. Nesta aula estudaremos as fórmulas: percentual, mínima e molecular usando a substância glicose como exemplo.

Fórmula	Indica	Exemplo
Percentual ou centesimal	As porcentagens dos elementos em massa	C H O 40% 6,7% 53,3%
Mínima ou empírica ou estequiométrica	Menor proporção inteira atômica	CH_2O
Molecular ou bruta	O número real de átomos dos elementos na molécula	$\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$

2. Cálculo da fórmula percentual a partir da fórmula molecular

Exemplo: Calcular a fórmula percentual da glicose: ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$); C = 12g/mol
H = 1g/mol; O = 16g/mol

Roteiro

1º Calcular a massa molar.

2º Montar regra de três.

$$\begin{array}{l} \text{C: } 6 \cdot 12\text{g/mol} = 72\text{g/mol} \leftarrow \text{C} \\ \text{H: } 12 \cdot 1\text{g/mol} = 12\text{g/mol} \leftarrow \text{H} \\ \text{O: } 6 \cdot 16\text{g/mol} = 96\text{g/mol} \leftarrow \text{O} \\ \hline \text{M} = 180\text{g/mol} \end{array}$$

$$\begin{array}{l} \text{C: } 180\text{g} \text{ ————— } 72\text{g} \\ 100\% \text{ ————— } x \end{array} \left. \vphantom{\begin{array}{l} \text{C: } 180\text{g} \text{ ————— } 72\text{g} \\ 100\% \text{ ————— } x \end{array}} \right\} x = 40\%$$

$$\begin{array}{l} \text{H: } 180\text{g} \text{ ————— } 12\text{g} \\ 100\% \text{ ————— } y \end{array} \left. \vphantom{\begin{array}{l} \text{H: } 180\text{g} \text{ ————— } 12\text{g} \\ 100\% \text{ ————— } y \end{array}} \right\} y = 6,7\%$$

$$\begin{array}{l} \text{O: } 180\text{g} \text{ ————— } 96\text{g} \\ 100\% \text{ ————— } z \end{array} \left. \vphantom{\begin{array}{l} \text{O: } 180\text{g} \text{ ————— } 96\text{g} \\ 100\% \text{ ————— } z \end{array}} \right\} z = 53,3\%$$

fórmula percentual: $\text{C}_{40\%} \text{H}_{6,7\%} \text{O}_{53,3\%}$

3. Cálculo da fórmula mínima a partir da fórmula percentual

Exemplo

Calcular a fórmula mínima de um composto que apresenta:

$$\begin{array}{l} \text{C}_{40\%} \quad \text{H}_{6,7\%} \quad \text{O}_{53,3\%} \\ \text{C} = 12\text{g/mol}; \text{H} = 1\text{g/mol} \\ \text{O} = 16\text{g/mol} \end{array}$$

Roteiro

1º Determinar a quantidade de matéria de cada elemento: $n = \frac{m}{M}$.

2º Dividir os resultados obtidos pelo menor valor encontrado.

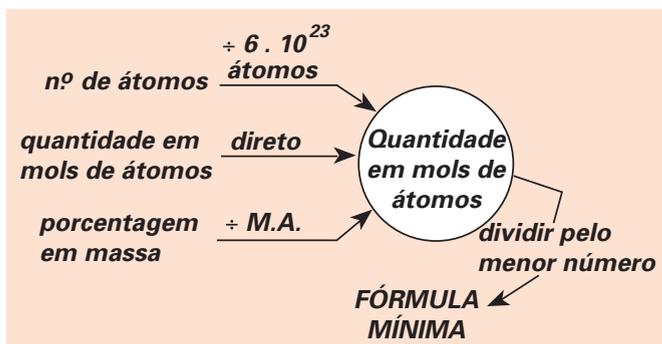
3º Se necessário, multiplicar todos os valores por 2; 3; 4 etc.

$$\frac{C_{40g}}{12g/mol} \quad \frac{H_{6,7g}}{1g/mol} \quad \frac{O_{53,3g}}{16g/mol}$$

$$\frac{C_{3,33mol}}{3,33} \quad \frac{H_{6,7mol}}{3,33} \quad \frac{O_{3,33mol}}{3,33}$$

CH₂O fórmula mínima

O princípio para se determinar a fórmula mínima de um composto é a proporção em mols de cada elemento existente em dada quantidade de substância. Como já sabemos que, com a fórmula molecular, temos diretamente a quantidade em mols de cada elemento, vamos usar o raciocínio inverso. Conhecendo-se a quantidade em mols de cada elemento, sabemos imediatamente a fórmula do composto. Os problemas geralmente trazem os dados dos elementos que formam o composto em gramas, porcentagem em massa, número de átomos ou mols de átomos. Para isso, você vai utilizar o esquema abaixo.



$$C = 12g/mol; H = 1g/mol; O = 16g/mol$$

Roteiro: Comparar a massa molar do composto (o valor é dado no exercício) com o valor da massa molar da fórmula mínima.

$$(\text{Fórmula mínima}) \cdot x = \text{fórmula molecular}$$

$$CH_2O \rightarrow 30g/mol \therefore \frac{180g/mol}{30g/mol} = 6$$

$$C_6H_{12}O_6 \text{ (Fórmula molecular)}$$

Substâncias	Fórmula Molecular	Fórmula Mínima	Fórmula Percentual
glicose	C ₆ H ₁₂ O ₆	CH ₂ O	C: 40%; H: 6,7%; O: 53,3%
ácido sulfúrico	H ₂ SO ₄	H ₂ SO ₄	H: 2,04%; S: 32,65%; O: 65,30%
água	H ₂ O	H ₂ O	H: 11,11%; O: 88,89%
água oxigenada	H ₂ O ₂	HO	H: 5,88%; O: 94,11%
eteno	C ₂ H ₄	CH ₂	C: 85,71%; H: 14,29%
buteno	C ₄ H ₈	CH ₂	C: 85,71%; H: 14,29%
benzeno	C ₆ H ₆	CH	C: 92,30%; H: 7,70%
butano	C ₄ H ₁₀	C ₂ H ₅	C: 82,75%; H: 17,25%

Na tabela acima, você encontra substâncias com suas fórmulas. Note que substâncias diferentes com a mesma fórmula mínima têm também a mesma fórmula percentual.

4. Cálculo da fórmula molecular a partir da fórmula mínima

Exemplo: Para um composto de fórmula mínima CH₂O e massa molar 180g/mol, calcular a fórmula molecular.



No Portal Objetivo

Para saber mais sobre o assunto, acesse o **PORTAL OBJETIVO** (www.portal.objetivo.br) e, em "localizar", digite **QUIM1M307**

Exercícios Resolvidos

1 (UFABC-SP – MODIFICADO – MODELO ENEM) – O hexafluoreto de urânio empobrecido (²³⁸UF₆), produto residual do processo de enriquecimento do urânio, é geralmente armazenado em cilindros de aço em áreas abertas

próximas às usinas de enriquecimento. Os cilindros são examinados regularmente, pois qualquer vazamento pode causar danos à saúde e contaminação do meio ambiente, principalmente por causa dos produtos tóxicos formados quando o material interage com a

água, ainda que em quantidades muito pequenas.

Uma amostra de 4,22 g de ²³⁸UF₆, em contato com água, produziu 3,7 g de um sólido X que contém U, O e F e 0,96 g de um gás Y que contém 95% de flúor e 5% de hidrogênio.

A fórmula mínima do produto sólido X é
e a porcentagem de flúor contido no $^{238}\text{UF}_6$ que
é convertido em Y é

Preenchendo as lacunas, temos:

- a) UOF e 50,00% b) UOF e 61,54%
c) UO_2F_2 e 67,05% d) UO_2F_2 e 61,54%
e) UOF_2 e 67,05%

(F = 19g/mol; O = 16g/mol)

Resolução

a) Cálculo da massa de flúor em 4,22 g de UF_6 :

Massa molar do UF_6 = 352 g/mol

1 mol de UF_6 — 6 mol de F

352g de UF_6 — 114 g de F

4,22 g de UF_6 — a (g de F)

a = 1,36 g de F

Cálculo da massa de urânio em 4,22 g de UF_6 :

4,22 g de UF_6 = b g de U + 1,36g de F

b = 2,86 g de U

Cálculo da massa de F em 0,96g do gás Y:

0,96 g do gás Y — 100%

c g de F — 95%

c = 0,912 g de F

Cálculo da massa de F presente no sólido X:

1,36 g de F = 0,912 g de F + x g de F

(do UF_6) (no gás Y) (no sólido X)

x = 0,448 g de F no sólido X

3,7g do sólido X são formados de 0,448 g
de F, 2,86 g de U e o restante, de oxigênio.

3,7 g = 0,448 g + 2,86 g + m_{O}

m_{O} = 0,392 g de O

Conversão dos resultados em massa para
quantidade de matéria:

U = 2,86 g ÷ 238 g/mol = 0,012 mol de U

F = 0,448 g ÷ 19 g/mol = 0,024 mol de F

O = 0,392 g ÷ 16 g/mol = 0,024 mol de O

Proporção em mol : 1 mol de U : 2 mol de F :
2 mol de O

Fórmula mínima do sólido X : UO_2F_2

b) Flúor em UF_6 : 1,36 g de F — 100%

Flúor em Y: 0,912 g de F — y%

y = 67,05% de F em UF_6 convertido no gás

Y

Resposta: C

2 (FUNDAÇÃO CARLOS CHAGAS – MODELO ENEM)

– Na análise de uma dada planta seca, os elementos mais abundantes foram determinados na proporção representada por $\text{C}_{106}\text{H}_{181}\text{O}_{45}\text{N}_{16}\text{P}$. Em qualquer amostra desse material, qual elemento participa com maior massa?

Dado: C = 12u, H = 1u, O = 16u, N = 14u,

P = 31u

a) Carbono

c) Oxigênio

e) Fósforo

Resolução

Cálculo da massa de cada elemento em 1 mol do composto

1 mol de C — 12g

106 mol de C — x

x = 1272g

1 mol de H — 1g

181 mol de H — y

y = 181g

1 mol de O — 16g

45 mol de O — z

z = 720g

1 mol de N — 14g

16 mol de N — t

t = 224g

1 mol de P — 31g

Em qualquer amostra do material, o elemento carbono participa com maior massa.

Resposta: A



Exercícios Propostos

1 Qual a fórmula molecular de um óxido de fósforo que apresenta 43,66% de fósforo e massa molar igual a 284g/mol?

Dados: Massas molares em g/mol: P = 31; O = 16.

- a) P_2O_5 b) P_2O_3 c) P_3O_2
d) P_4O_{10} e) P_2O_7

RESOLUÇÃO:

Cálculo do número de mols de cada elemento em 100g do composto:

100g do óxido { 43,66g de fósforo
56,34g de oxigênio

1 mol de P — 31g

1 mol de O — 16g

x — 43,66g

y — 56,34g

x = 1,41 mol de P

y = 3,52 mol de O

Proporção em mol:

$$\frac{1,41}{1,41} = 1 \Rightarrow 2 \text{ P}$$

∴ Fórmula Mínima:
 P_2O_5

$$\frac{3,52}{1,41} = 2,5 \Rightarrow 5 \text{ O}$$

Massa molar da fórmula mínima =
= (2 · 31 + 5 · 16) g/mol = 142g/mol

(F. Mínima) · x = F. Molecular

142x = 284 x = 2

Fórmula Molecular: P_4O_{10}

Resposta: D

2 (MODELO ENEM) – Em uma amostra de quinina, substância usada no tratamento da malária, existem 96g de carbono, 9,6g de hidrogênio, 0,8 mol de átomos de nitrogênio e 0,8 mol de átomos de oxigênio. Como na molécula da quinina existem 20 átomos de carbono, podemos concluir que a fórmula molecular da quinina é:

Dados: C = 12u; N = 14u; H = 1u; O = 16u.

- a) $\text{C}_{20}\text{H}_{24}\text{N}_2\text{O}_2$ b) $\text{C}_{20}\text{H}_{12}\text{N}_2\text{O}_2$ c) $\text{C}_{20}\text{H}_{18}\text{NO}$

- d) $\text{C}_{20}\text{H}_{18}\text{N}_2\text{O}_2$ e) $\text{C}_{20}\text{H}_{20}\text{NO}_2$

RESOLUÇÃO:

Cálculo da quantidade em mol de cada elemento na amostra:

1 mol de C — 12g

x — 96g

x = 8 mol de C

1 mol de H — 1g

y — 9,6g

y = 9,6 mol de H

Proporção em mol:

$$\text{C: } \frac{8}{0,8} = 10 \quad \text{H: } \frac{9,6}{0,8} = 12 \quad \text{N: } \frac{0,8}{0,8} = 1 \quad \text{O: } \frac{0,8}{0,8} = 1$$

A fórmula mínima é: $\text{C}_{10}\text{H}_{12}\text{NO}$

Como a molécula contém 20 átomos de carbono, a fórmula molecular é: $\text{C}_{20}\text{H}_{24}\text{N}_2\text{O}_2$.

Resposta: A



Saiba mais

AS UNIDADES DE BASE DO SISTEMA INTERNACIONAL (S.I)

GRANDEZA	NOME	SÍMBOLO
comprimento	metro	m
massa	quilograma	kg
tempo	segundo	s
corrente elétrica	ampère	A
temperatura termodinâmica	kelvin	K
quantidade de matéria	mol	mol
intensidade luminosa	candela	cd



No Portal Objetivo

Para saber mais sobre o assunto, acesse o **PORTAL OBJETIVO** (www.portal.objetivo.br) e, em "localizar", digite **QUIM1M308**

Exercícios Resolvidos

1 (FMTM-MG) – A nicotina contém 74,1% de carbono, 8,6% de hidrogênio e 17,3% de nitrogênio. Sabe-se que a nicotina contém dois átomos de nitrogênio por molécula. Determine a fórmula molecular da nicotina.

Massas molares em g/mol: H = 1; C = 12; N = 14

Resolução

Cálculo da quantidade em mols de cada elemento em 100g do composto:

$$\begin{aligned} 1 \text{ mol de C} & \text{ ————— } 12\text{g} \\ x & \text{ ————— } 74,1\text{g} \\ x & = 6,175 \text{ mol de C} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} 1 \text{ mol de H} & \text{ ————— } 1\text{g} \\ y & \text{ ————— } 8,6\text{g} \\ y & = 8,6 \text{ mol de H} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} 1 \text{ mol de N} & \text{ ————— } 14\text{g} \\ z & \text{ ————— } 17,3\text{g} \\ z & = 1,235 \text{ mol de N} \end{aligned}$$

Proporção em mols (dividir pelo menor):

$$\text{C: } \frac{6,175}{1,235} = 5 \quad \text{H: } \frac{8,6}{1,235} = 7 \quad \text{N: } \frac{1,235}{1,235} = 1$$

Fórmula mínima: $\text{C}_5\text{H}_7\text{N}$

Fórmula molecular: $\text{C}_{10}\text{H}_{14}\text{N}_2$ (dois átomos de N por molécula)

2 (MODELO ENEM) – A hemoglobina participa da estrutura dos glóbulos vermelhos. A hemoglobina contém 0,33% em massa de ferro e sua massa molar é, aproximadamente, 68000g/mol. Um adulto possui 1kg de hemoglobina em seu sangue. A quantidade de mols de ferro existente no sangue desse adulto e o número de átomos de ferro existente em uma molécula de hemoglobina são respectivamente:

- a) 0,0037 e 1 b) 0,037 e 4
c) 0,059 e 4 d) 0,059 e 1
e) 0,015 e 4

Dado: Massa molar do ferro = 56g/mol

Resolução

Cálculo da quantidade de mols de Fe:

$$100\text{g} \text{ ————— } 0,33\text{g}$$

$$1000\text{g} \text{ ————— } x$$

$$x = 3,3\text{g}$$

$$56\text{g} \text{ ————— } 1 \text{ mol}$$

$$3,3\text{g} \text{ ————— } y$$

$$y = 0,059 \text{ mol}$$

Cálculo do número de átomos de Fe em uma molécula:

$$100\text{g} \text{ ————— } 0,33\text{g}$$

$$68000\text{g} \text{ ————— } x \cdot 56\text{g}$$

$$\therefore x = 4$$

Resposta: C

3 (MODELO ENEM) – Usualmente, caracterizam-se fertilizantes por fórmulas como 3-12-12, o que significa que têm 3, 12 e 12% em massa, respectivamente, de **nitrogênio total**, de fosfato solúvel (P_2O_5) e de potássio (K_2O).

1,0kg de um fertilizante formado por 660g de $(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$ e 340g de areia tem na sua embalagem o primeiro número, relativo ao nitrogênio, igual a

- a) 10 b) 14 c) 18
d) 24 e) 30

Massas molares (g/mol):

$$(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4 \text{ ————— } 132$$

$$\text{N} \text{ ————— } 14$$

Resolução

$$(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4 \text{ ————— } 2\text{N}$$

$$132\text{g} \text{ ————— } 28\text{g}$$

$$660\text{g} \text{ ————— } x$$

$$\therefore x = 140\text{g}$$

$$1\text{kg} \rightarrow 1000\text{g} \text{ ————— } 100\%$$

$$140\text{g} \text{ ————— } y$$

$$\therefore y = 14\%$$

Resposta: B

4 (MODELO ENEM) – No organismo humano, existem cerca de 4,2 gramas de ferro (massa molar = 56 g/mol), estando sua maior parte, em média 60%, na hemoglobina. Sabendo-se que cada molécula de hemoglobina contém 4 átomos de ferro, a quantidade de mols de moléculas de hemoglobina formada será, aproximadamente,

- a) $6,0 \times 10^{23}$ b) $1,5 \times 10^{23}$
 c) $1,1 \times 10^{-2}$ d) $6,0 \times 10^{-24}$
 e) $1,5 \times 10^{-23}$

Resolução

Cálculo da massa de ferro presente na hemoglobina:

$$\begin{array}{l} 100\% \text{ ————— } 4,2 \text{ g} \\ 60\% \text{ ————— } x \end{array}$$

$$x = 2,52\text{g}$$

Cálculo da quantidade, em mols, de ferro:

$$\begin{array}{l} 1 \text{ mol de Fe ————— } 56\text{g} \\ y \text{ ————— } 2,52\text{g} \end{array}$$

$$y = 0,045 \text{ mol}$$

Cálculo da quantidade, em mols, de hemoglobina:

$$\begin{array}{l} 1 \text{ mol de hemoglobina ————— } 4 \text{ mol de Fe} \\ z \text{ ————— } 0,045 \text{ mol de Fe} \end{array}$$

$$z = 1,1 \cdot 10^{-2} \text{ mol de hemoglobina}$$

Resposta: C

Exercícios Propostos

1 (FUVEST-SP – MODELO ENEM) – A embalagem de um sal de cozinha comercial com reduzido teor de sódio, o chamado “sal *light*”, traz a seguinte informação: “Cada 100g contém 20g de sódio...” Isto significa que a porcentagem em massa de NaCl nesse sal é, aproximadamente, igual a:

Dados: Massas molares em g/mol:

$$\text{Na} = 23; \text{NaCl} = 58.$$

- a) 20 b) 40 c) 50 d) 60 e) 80

RESOLUÇÃO:

Cálculo da massa de NaCl que contém 20g de sódio:

$$\begin{array}{l} 1 \text{ mol de NaCl ————— contém ————— } 1 \text{ mol de Na} \\ \downarrow \qquad \qquad \qquad \qquad \qquad \downarrow \\ 58\text{g} \text{ ————— } 23\text{g} \\ x \text{ ————— } 20\text{g} \\ x \approx 50\text{g de NaCl} \end{array}$$

Portanto, em 100g de sal *light*, teremos 50g de NaCl \Rightarrow 50%

Resposta: C

2 (MACKENZIE-SP) – No colesterol, cuja fórmula molecular é $\text{C}_{27}\text{H}_{46}\text{O}$, a porcentagem de hidrogênio é aproximadamente igual a

(C = 12; H = 1; O = 16)

- a) 46% b) 34% c) 12% d) 1% e) 62%

RESOLUÇÃO:

$$M = \underbrace{(27 \cdot 12)}_{\text{C}} + \underbrace{46 \cdot 1}_{\text{H}} + \underbrace{16}_{\text{O}} \text{ g/mol} = 386 \text{ g/mol}$$

$$\begin{array}{l} 386\text{g} \text{ ————— } 100\% \\ 46\text{g} \text{ ————— } x \end{array}$$

$$\therefore x \approx 12\%$$

Resposta: C

3 Um composto orgânico possui massa molar igual a 200g/mol e contém 72% de carbono, 16% de oxigênio e 12% de hidrogênio em massa.

a) Determine a fórmula mínima.

b) Determine a fórmula molecular.

Dados: Massa atômica em u: C = 12, O = 16, H = 1.

RESOLUÇÃO:

$$\text{a) } \text{C} \frac{72}{12} \qquad \qquad \text{H} \frac{12}{1} \qquad \qquad \text{O} \frac{16}{16}$$

$\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}$ fórmula mínima (M = 100g/mol)

$$\text{b) } \frac{200}{100} = 2 \qquad \text{C}_{12}\text{H}_{24}\text{O}_2 \text{ fórmula molecular}$$

4 Na formação de um óxido de nitrogênio, verificou-se que para cada $9 \cdot 10^{22}$ átomos de nitrogênio foram necessários 4,8g de oxigênio. Determine a fórmula mínima desse óxido.

Dado: massas molares em g/mol: N = 14, O = 16, Número de Avogadro = $6,0 \cdot 10^{23}$

RESOLUÇÃO:

Cálculo da quantidade de matéria de cada elemento presente na amostra:

$$\begin{array}{l} 1 \text{ mol de N ————— } 6,0 \cdot 10^{23} \text{ átomos} \\ x \text{ ————— } 9,0 \cdot 10^{22} \text{ átomos} \end{array} \qquad x = 0,15 \text{ mol de N}$$

$$\begin{array}{l} 1 \text{ mol de O ————— } 16\text{g} \\ y \text{ ————— } 4,8\text{g} \\ y = 0,30 \text{ mol de O} \end{array}$$

Proporção em mols:

$$\text{N} \Rightarrow \frac{0,15}{0,15} = 1$$

\Rightarrow Fórmula mínima: NO_2

$$\text{O} \Rightarrow \frac{0,30}{0,15} = 2$$