

#CONQUISTANOESTUDO ▪ ETAPA2

ENSINO MÉDIO ▪ 1ª SÉRIE

QUÍMICA

Revisão do 2º semestre

1ºEM

Prof. Maytson Müller

ÁCIDOS

Segundo Arrhenius, ácidos são substâncias compostas que, em solução aquosa, ionizam e liberam exclusivamente como único cátion o íon H^+ .

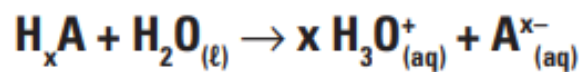
- O ânion depende do ácido presente na solução

Substância

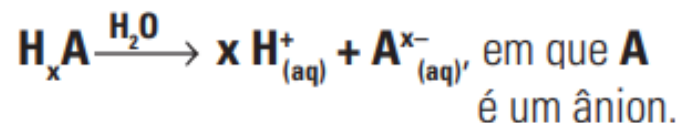
composta: é aquela formada por mais de um elemento químico.

Íon H^+ :

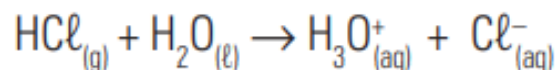
na realidade, o íon H^+ está unido à água formando o íon H_3O^+ .



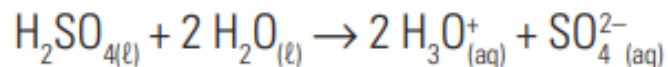
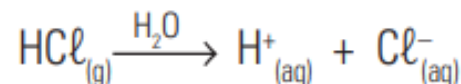
ou



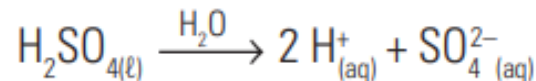
Exemplos:



ou



ou



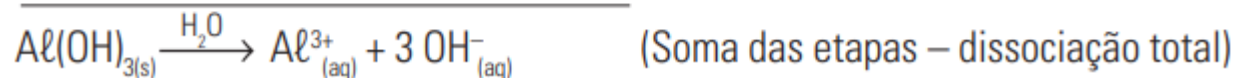
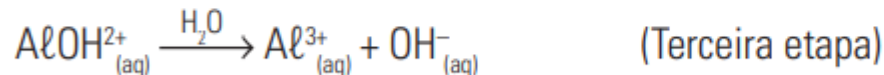
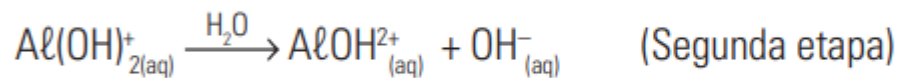
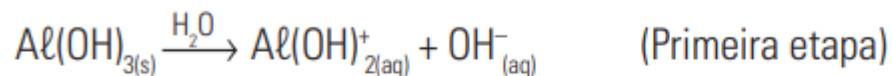
BASES

De acordo com a teoria de ácido e base de Arrhenius, base é toda substância que se dissocia em água e fornece exclusivamente como ânion o hidróxido (OH^-).

- O cátion depende da base. $\text{COH}_{(s)} \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} \text{C}_{(aq)}^+ + \text{OH}_{(aq)}^-$, em que **C** é um cátion.

Por apresentarem ligação iônica em sua constituição, as bases sofrem o processo de dissociação na presença da água

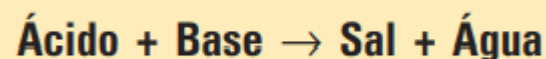
Exemplo:



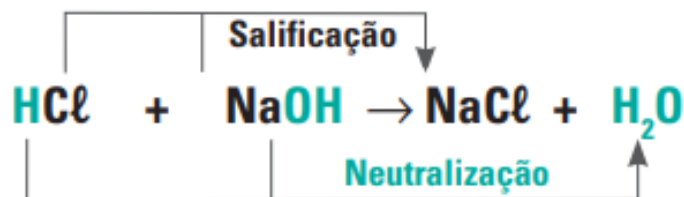
SAIS

São compostos iônicos formados quando um ácido reage com uma base. Por isso, seu cátion é proveniente da base e seu ânion proveniente do ácido de origem.

A reação de um ácido com uma base recebe o nome de neutralização ou salificação, pois a água e o sal são produtos dessa reação



Exemplos:



Na reação representada, o sal formado é o NaCl, em que o cátion Na⁺ se origina da base (NaOH), e o ânion Cl⁻ se origina do ácido (HCl).

ÓXIDOS

Óxidos são compostos binários, ou seja, formados por dois elementos diferentes, em que um deles é sempre o oxigênio (O).

Quanto ao tipo de elemento ligado ao oxigênio

Óxido metálico: o elemento ligado ao oxigênio é um metal.

Exemplos: Fe_2O_3 , CaO , Na_2O e SiO_2 .

Óxido não metálico: o elemento ligado ao oxigênio é um não metal.

Exemplos: CO_2 , SO_3 , CO e Cl_2O_7 .

FUNÇÕES INORGÂNICAS

Exercício:

Associe corretamente os compostos abaixo com suas respectivas funções inorgânicas.

I. HBr, H ₃ PO ₄ e H ₂ CO ₃	<input type="checkbox"/> ácidos
II. CO ₂ , SO ₂ e Al ₂ O ₃	<input type="checkbox"/> bases
III. Al ₂ (OH) ₃ , KOH e NH ₄ OH	<input type="checkbox"/> sais
IV. NaCl, KNO ₃ e BaSO ₄	<input type="checkbox"/> óxidos

REAÇÕES INORGÂNICAS

Em uma reação química, chamam-se de reagentes as espécies químicas que sofrerão transformação de produtos, as formadas.

Reagentes → Produtos

A ocorrência de uma reação química pode ser evidenciada por diversos fenômenos físicos, como:

- Mudança de cor;
- Liberação de gás (efervescência);
- Formação ou dissolução de sólido;
- Liberação ou absorção de energia, na forma de calor.

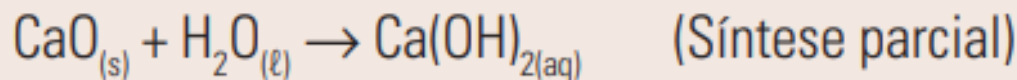
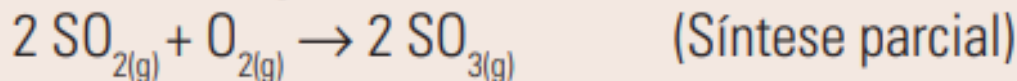
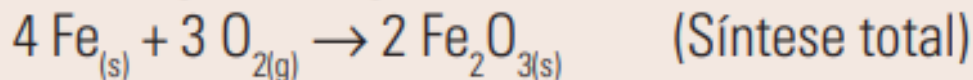
REAÇÃO DE SÍNTESE OU ADIÇÃO

Ocorre quando duas ou mais substâncias reagem para originar uma única substância como produto.



Se o produto é obtido de substâncias simples, ocorre síntese total; se é produzido com base em pelo menos uma substância composta, ocorre síntese parcial.

Exemplos:

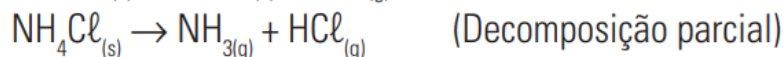
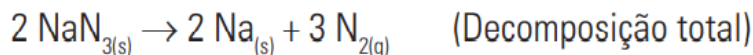


REAÇÃO DE DECOMPOSIÇÃO OU ANÁLISE

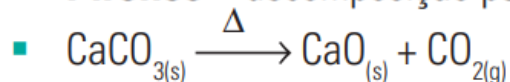
Ocorre quando uma única substância (reagente) se decompõe em duas ou mais substâncias como produtos.



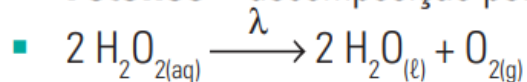
Se na reação forem produzidas apenas substâncias simples, tem-se uma decomposição total. Se, ao contrário, pelo menos um dos produtos for uma substância composta, ocorre uma decomposição



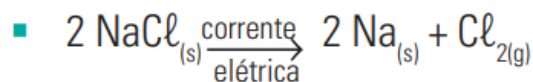
- **Pirólise** – decomposição pelo calor.



- **Fotólise** – decomposição pela luz.

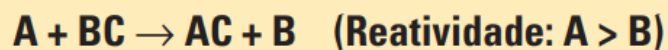


- **Eletrólise** – decomposição pela corrente elétrica.

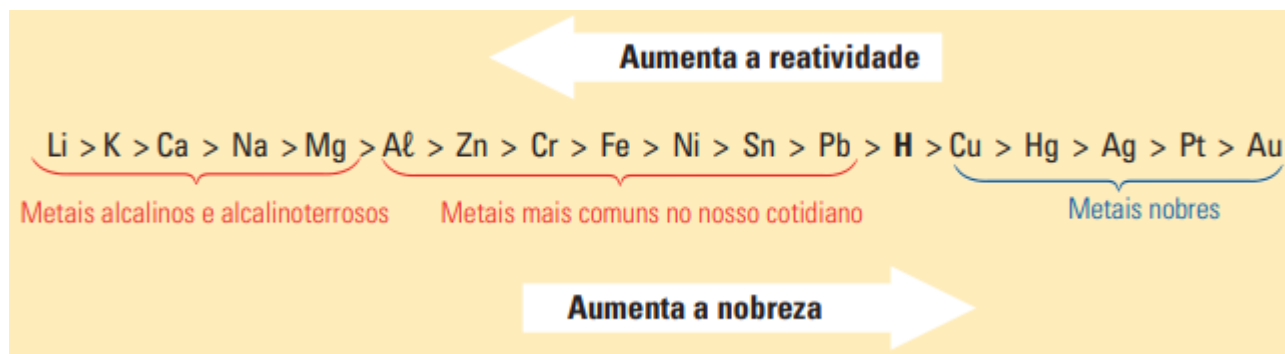


REAÇÃO DE SIMPLES TROCA OU DESLOCAMENTO

Uma reação de deslocamento ocorre quando uma substância simples desloca um elemento de uma substância composta, originando outra substância simples e outra composta.



Quando a substância simples A é um metal, este deverá ser mais reativo (maior caráter metálico) que o metal B, presente na substância composta para que a reação ocorra. Para isso, comparam-se os metais com o auxílio de uma fila de reatividade genericamente representada por:

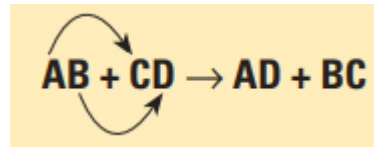


Fonte: Modular, volume 2, pág. 53

REAÇÃO DE DUPLA TROCA

Ocorre quando duas substâncias compostas são formadas de outras duas substâncias, também, compostas.

Pode-se dizer que cátions e ânions são substituídos mutuamente.



As reações de neutralização são exemplos característicos de reações de dupla troca.

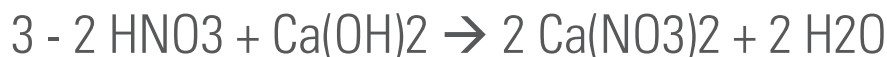
Exemplo:



REAÇÕES INORGÂNICAS

Exercício:

Classifique as reações inorgânicas a seguir:



a) Análise, síntese, dupla troca, simples troca, análise.

b) Análise, síntese, dupla troca, simples troca, síntese.

c) Síntese, análise, dupla troca, simples troca, análise.

d) Simples troca, síntese, dupla troca, simples troca, decomposição.

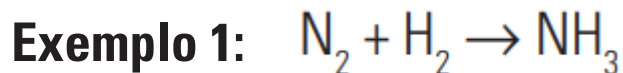
e) Simples troca, síntese, dupla troca, simples troca, síntese.

BALANCEAMENTO DE EQUAÇÕES QUÍMICAS POR TENTATIVAS

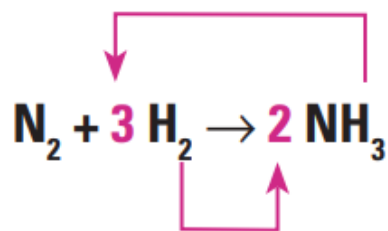
Balancar uma equação química significa conservar as quantidades de átomos dos elementos nos dois membros da equação (reagentes e produtos); isso ocorre pelo acerto dos coeficientes. Uma das técnicas utilizadas é conhecida como tentativa, que consiste na sequência de alguns passos:

- Identificar o elemento que aparece uma única vez nos dois membros da equação.
- Escolher a substância que possui o elemento em maior quantidade de átomos (maior índice).
- Acertar o coeficiente da substância que possui o elemento escolhido, de forma que o elemento fique com a mesma quantidade de átomos nos dois membros da equação. Normalmente, isso pode ser feito pela inversão dos índices do elemento, de um membro para outro, utilizando-os como coeficientes estequiométricos.
- Encontrar o coeficiente das demais substâncias até que a reação fique devidamente balanceada

BALANCEAMENTO DE EQUAÇÕES QUÍMICAS PORTENTATIVAS

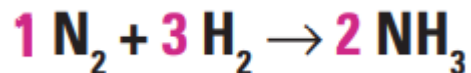


O hidrogênio apresenta o maior índice na substância NH_3 .



Para acertar o coeficiente do nitrogênio (N_2), verifica-se que há dois átomos do elemento nitrogênio no produto.

Assim, deve haver dois átomos desse elemento, também, nos reagentes. Então, pode-se concluir que a equação balanceada é:



BALANCEAMENTO DE EQUAÇÕES QUÍMICAS PORTENTATIVAS

Exercício:

(UEPA) Considerando-se a equação química não balanceada



e admitindo-se, em um balanceamento, o coeficiente 6 para cada produto, o coeficiente de cada reagente será, respectivamente:

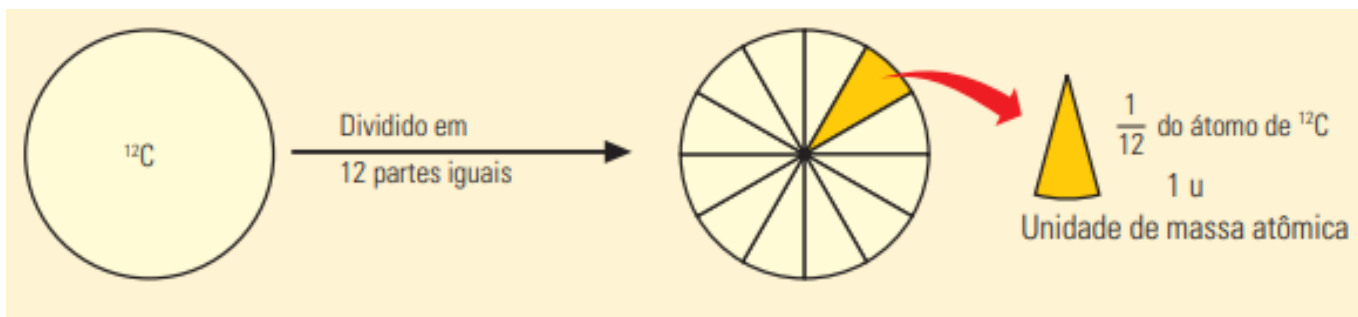
- a) 3 e 6.
- b) 6 e 6.
- c) 6 e 12.**
- d) 12 e 6.
- e) 12 e 12.

GRANDEZAS QUÍMICAS

Para determinar a massa em sistemas químicos, foi necessário escolher um padrão.

O padrão escolhido foi o **isótopo -12** do elemento carbono (^{12}C), ao qual foi atribuída a massa de 12u.

Adotado o padrão, convencionou-se que uma unidade de massa atômica (u) corresponde a $1/12$ da massa de um átomo do isótopo (^{12}C).



Isótopos: são átomos de um mesmo elemento que apresentam número igual de prótons, porém número diferente de nêutrons.

GRANDEZAS QUÍMICAS

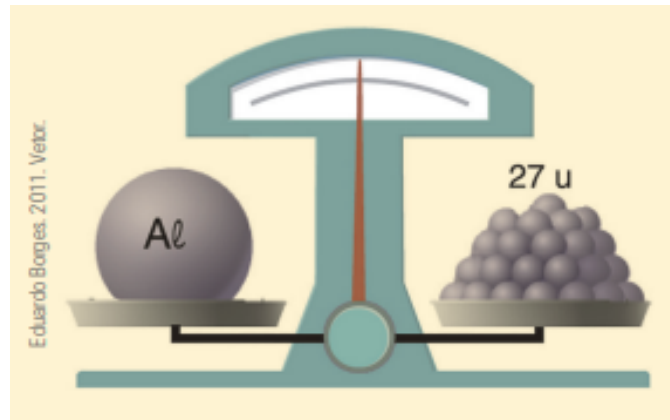
→ **Massa atômica** (MA) é a massa de um átomo.

Exemplo:

Massa atômica – Símbolo (MA)

$$Al = 27u$$

→ Um átomo de alumínio tem massa 27 vezes maior que 1/12 do carbono 12.



Fonte: Modular, volume 2, pág. 71

GRANDEZAS QUÍMICAS

A **massa atômica de um elemento químico** é obtida pela **média ponderada** das massas atômicas de seus isótopos.

Ao analisar o elemento boro, observam-se dois isótopos:

- ${}_5\text{B}^{10}$ - átomos com massa atômica 10 u;
- ${}_5\text{B}^{11}$ - átomos com massa atômica 11 u;

O valor da massa atômica de um elemento corresponde à média ponderada entre as massas e a proporção em que os isótopos se encontram na natureza.

Isótopo	Abundância na natureza
${}^{10}\text{B}$	20%
${}^{11}\text{B}$	80%

$$MA(\text{B}) = \frac{(10 \cdot 20) + (11 \cdot 80)}{100}$$

$$MA(\text{B}) = 10,8 \text{ u}$$

GRANDEZAS QUÍMICAS

A massa molecular (MM) é a massa de uma molécula. Como as moléculas são formadas por átomos unidos por meio de ligações covalentes, pode-se dizer que a massa da molécula é numericamente igual à soma das massas dos átomos que a constituem.

Essa grandeza é geralmente expressa em unidade de massa atômica (u).

Massas atômicas: H = 1 u; S = 32 u; O = 16 u.

$$H = 2 \cdot 1 = 2 \text{ u}$$

$$S = 1 \cdot 32 = 32 \text{ u}$$

$$O = 4 \cdot 16 = 64 \text{ u}$$

$$H_2SO_4 = 98 \text{ u} \quad (\text{massa molecular})$$

∴ a molécula de ácido sulfúrico apresenta massa 98 vezes maior que $\frac{1}{12}$ da massa do átomo de carbono-12.

GRANDEZAS QUÍMICAS

Exercício:

Considere as seguintes afirmações:

- I – A massa molecular é a massa da molécula expressa em u.
- II – A massa molecular é numericamente igual à soma das massas atômicas de todos os átomos da molécula.
- III – A massa molecular indica quantas vezes a molécula pesa mais que $1/12$ do átomo de ^{12}C .

São verdadeiras:

- a) Todas.**
- b) Nenhuma.
- c) Somente I e II.
- d) Somente I e III.
- e) Somente II e III.

QUANTIDADE DE MATÉRIA (mol)

MOL é um número fixo, um número muito grande.

$6,02 \times 10^{23}$ = seiscentos e dois sextilhões

MOL é usado para contar partículas muito pequenas, como átomos, moléculas e íons (entidades elementares).

O mol é o fator de conversão entre massa atômica e o grama.

Exemplo 1:

1 átomo de oxigênio (O) = 16u

1 mol de átomos de oxigênio = 16g = $6,02 \times 10^{23}$ átomos de oxigênio

Exemplo 2:

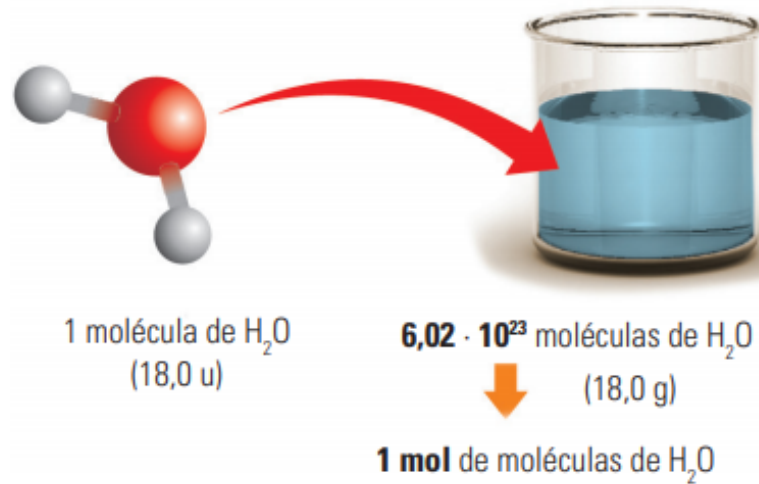
1 molécula de gás oxigênio (O₂) = 32u

1 mol de moléculas de gás oxigênio = 32g = $6,02 \times 10^{23}$ moléculas de gás oxigênio

QUANTIDADE DE MATÉRIA (mol)

Utiliza-se “mol” para contar entidades quaisquer, tais como átomos, moléculas, íons, elétrons, outras partículas ou grupos especificados de tais partículas.

Mol é a quantidade de matéria que contém $6,02 \cdot 10^{23}$ entidades quaisquer.



Angela Giseli/Divo. 2011. Digital.

QUANTIDADE DE MATÉRIA (mol)

Exemplo:

Cada molécula de gás carbônico (CO_2) é formada por:

- 1 mol de átomos de carbono;
- 2 mols de átomos de oxigênio;
- total de 3 mols de átomos em uma molécula de CO_2 .

Cada mol de moléculas de gás carbônico (CO_2) contém:

- $6,02 \cdot 10^{23}$ moléculas desse gás.

Logo, o número de átomos em um mol é:

- para o carbono: $1 \cdot 6,02 \cdot 10^{23} = 6,02 \cdot 10^{23}$ átomos de carbono;
- para o oxigênio: $2 \cdot 6,02 \cdot 10^{23} = 12,04 \cdot 10^{23}$ ou $1,204 \cdot 10^{24}$ átomos de oxigênio;
- total de $18,06 \cdot 10^{23}$ ou $1,806 \cdot 10^{24}$ átomos em $6,02 \cdot 10^{23}$ moléculas de CO_2 , ou seja, 1 mol.

QUANTIDADE DE MATÉRIA (mol)

Exercício:

Sabendo que a massa atômica do magnésio é igual a 24 u, determine a massa, em gramas, de um átomo desse elemento. Dado: Número de Avogadro = $6,0 \cdot 10^{23}$.

- a) 24 g.
- b) 4,0 g.
- c) $24 \cdot 10^{-23}$ g.
- d) $4,0 \cdot 10^{23}$ g.
- e) $4,0 \cdot 10^{-23}$ g.**

LIGAÇÕES QUÍMICAS

Exercício:

(UFPE) As ligações químicas nas substâncias $K_{(s)}$, $HCl_{(g)}$, $KCl_{(s)}$ e $Cl_{2(g)}$ são, respectivamente:

- a) Metálica, covalente, iônica, covalente.
- b) Iônica, covalente, metálica, covalente.
- c) Covalente, covalente, metálica, covalente.
- d) Metálica, covalente, iônica, iônica.**
- e) Covalente, covalente, iônica, metálica.

(UFLA) O sal de cozinha ($NaCl$), o ácido clorídrico (HCl) e a glicose ($C_6H_{12}O_6$) apresentam em suas estruturas, respectivamente, ligações do tipo:

- a) Iônica, iônica e iônica.
- b) Covalente, covalente e covalente.
- c) Metálica, covalente e covalente.
- d) Iônica, covalente e covalente.**
- e) Iônica, metálica e covalente.