

SECRETARIA DE ESTADO DA EDUCAÇÃO  
DEPARTAMENTO DE EDUCAÇÃO BÁSICA



Biologia • Química

SECRETARIA DE ESTADO DA EDUCAÇÃO  
Avenida Água Verde, 2140  
Telefone: (0XX) 41 3340-1500  
80240-900 - CURITIBA - PARANÁ  
[www.diaadiaeducacao.pr.gov.br](http://www.diaadiaeducacao.pr.gov.br)



Pré-vestibular



Química

## AULA Nº 01

### SUBSTÂNCIAS, MISTURAS E ANÁLISE IMEDIATA

#### Conceitos Básicos

- Matéria: \_\_\_\_\_
- Energia: \_\_\_\_\_
- Química: \_\_\_\_\_

Sistema } Homogêneo – 1 fase  
} Heterogêneo – mais de 1 fase

- **Elemento Químico:** conjunto de átomos quimicamente iguais (mesmo nº atômico). A representação de um elemento químico se faz através de um *símbolo*.
- **Substância Pura:** conjunto de moléculas iguais. A representação de uma substância pura se faz através de uma *fórmula*. Toda substância pura apresenta, como características, propriedades físicas constantes, como: composição centesimal, ponto de fusão (PF), ponto de ebulição (PE), densidade (d).

#### Exemplos:

1) Substância pura: *Água*

Representação:  $H_2O$

Composição centesimal:

H = 11,11%    O = 88,88%

P.F.:  $0^\circ C$

P.E.:  $100^\circ C$  } P = 1 atm

d: 1,0 g/mL

2) Substância pura: *Álcool Etilico*

Representação:  $C_2H_5OH$

Composição centesimal:

C – 52,17%    H – 13,04%    O – 34,78%

P.F.:  $-117^\circ C$

P.E.:  $76^\circ C$  } P = 1 atm

d: 0,8 g/mL

Substância  
(pura)

Simplex – formada por 1 elemento.  
Ex.:  $H_2$ ,  $O_2$ ,  $P_4$ , Na.

Composta – formada por + de um elemento.  
Ex.:  $H_2O$ ,  $C_6H_{12}O_6$ , KI

Mistura: conjunto de moléculas diferentes } Homogênea – 1 fase (solução)  
} Heterogênea – mais de uma fase

As misturas apresentam propriedades físicas variáveis, dependendo da quantidade de cada substância presente na solução.

#### Exemplo:

Solução aquosa de cloreto de sódio ( $H_2O + NaCl$ ):

1) Formada por 1 kg de  $H_2O$  + 58,5 g de NaCl tem PE =  $101^\circ C$  e PF =  $-3,72^\circ C$ .

2) Formada por 1 kg de  $H_2O$  + 117 g de NaCl tem PE =  $102^\circ C$  e PF =  $-744^\circ C$

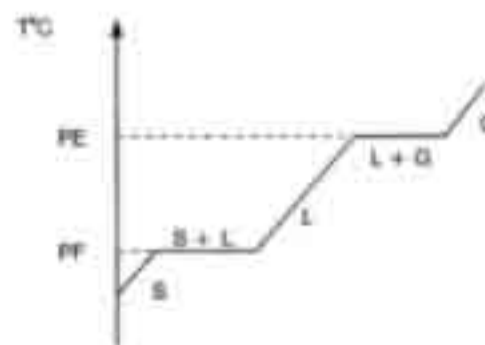
Obs.: As duas soluções apresentam densidades diferentes.

#### Mudanças de estado físico



Comportamento das substâncias (puras) e misturas em relação ao aquecimento:

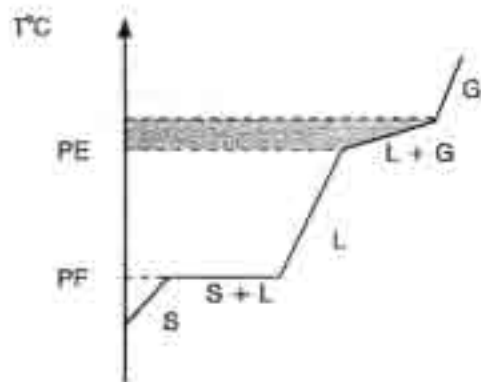
#### Substância Pura



Temperatura constante nos pontos de fusão e ebulição.



### Mistura Eutética

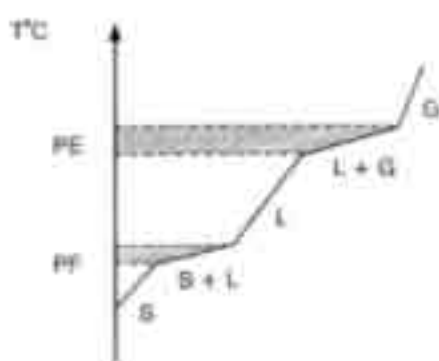


#### Temperatura

PF – constante

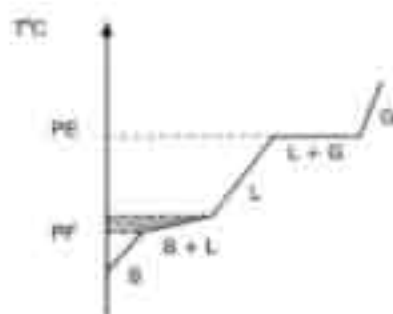
PE – varia

#### Mistura qualquer



Temperatura varia nos pontos de fusão e ebulição

### Mistura Azeotrópica



#### Temperatura

PF – varia

PE – constante

- **Alotropia:** substâncias simples diferentes formadas pelo mesmo elemento químico.

As formas ou variedades alotrópicas podem se diferenciar na atomicidade ( $n^{\circ}$  de átomos por moléculas) ou na estrutura cristalina.

### Exemplos:

#### variedades alotrópicas do oxigênio

(gás) oxigênio –  $O_2$   
(gás) ozônio –  $O_3$

diferentes atomicidades

#### variedades alotrópicas do fósforo

Fósforo branco –  $P_4$   
fósforo vermelho –  $P_n$

#### variedades alotrópicas do enxofre

enxofre rômico –  $S_8$   
( $\alpha$ )  
enxofre monoclinico –  $S_8$   
( $\beta$ )

diferentes estruturas

#### variedades alotrópicas do carbono

carbono grafite –  $C_n$  ou  $C_{\text{grafite}}$   
carbono diamante –  $C_n$  ou  $C_{\text{diamante}}$

#### Estrutura do Grafite ( $C_n$ )



#### Estrutura do Diamante ( $C_n$ )



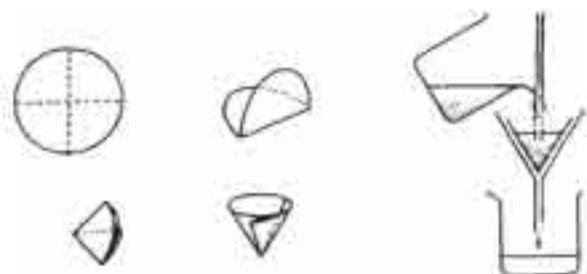
## Análise Imediata:

### 1) Mistura de sólidos

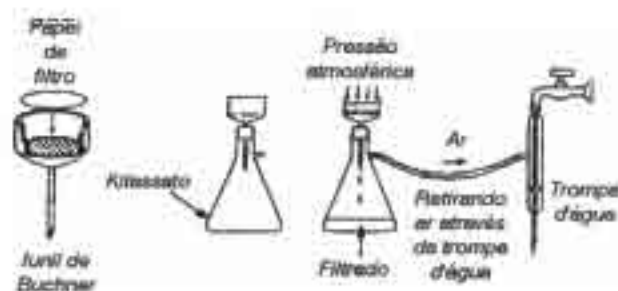
- Peneiração (separar areia de pedras)
- Dissolução fracionada (separar areia de sal)
- Fusão fracionada (separar açúcar de sal)
- Flotação ou Flutuação (separar areia de seragem)

### 2) Mistura sólido-líquido

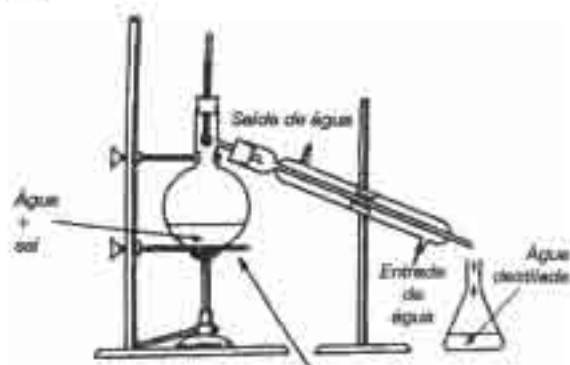
- Filtração (separar água da areia)



- Filtração a vácuo – filtração mais rápida – (separar água da farinha)



- Destilação simples (separar água e sal dissolvido)



Tela de amianto (distribui uniformemente o calor proveniente do bico de Bunsen)

### 3) Mistura sólido-gás

- Filtração (separar o ar da poeira-aspirador de pó)

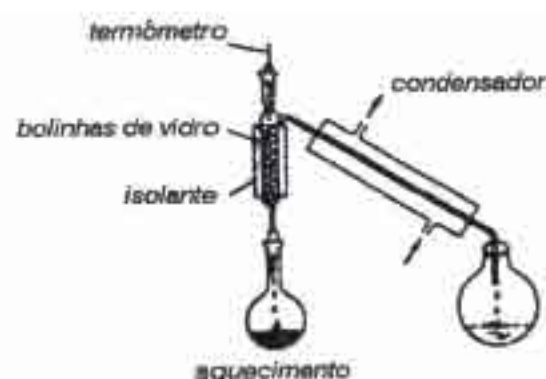
### 4) Mistura de líquidos

- Decantação (separar água do óleo)



funil de decantação  
ou funil de bromo

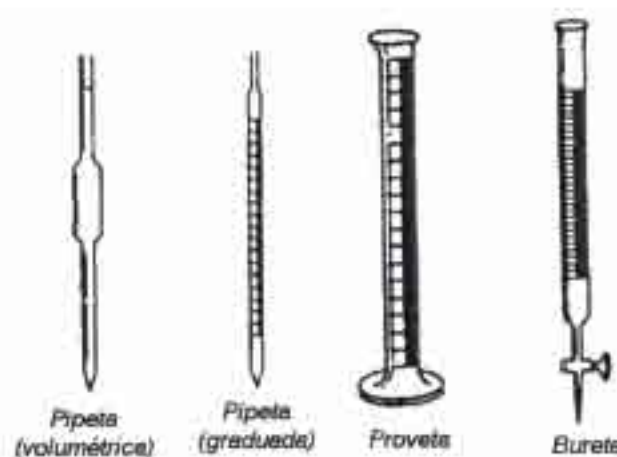
- Destilação fracionada (separar os derivados de petróleo, separar água do álcool)



### 5) Mistura de gases

- Liquefação fracionada ou liquefação seguida de destilação fracionada. (separar os componentes do ar atmosférico).

#### Alguns aparelhos de laboratório





## EXERCÍCIOS

01. (UEL – PR) Uma diferença que se observa, sob mesmas condições, entre água potável e água destilada está na

- I. condutibilidade elétrica
- II. densidade
- III. temperatura de ebulição

Dessas afirmações,

- a) somente I é correta.
- b) somente II é correta.
- c) somente III é correta.
- d) I e II são corretas.
- e) I, II e III são corretas.

02. (UNIOESTE – PR) Uma cozinheira, enquanto prepara o almoço, ferve continuamente dois caldeirões com água. As panelas fervendo estão abertas: na panela (A) há apenas água; na panela (B), água salgada. É correto afirmar que:

- 01) O gráfico da variação de temperatura em função do tempo para a água pura apresenta dois patamares com temperaturas constantes ( $0^{\circ}\text{C}$  e  $100^{\circ}\text{C}$ ).
- 02) Durante a ebulição ocorrida na panela (B), não há variação de temperatura.
- 04) Os gráficos de mudança de estado físico permitem determinar se o material é ou não uma substância simples.
- 08) A adição de água às duas panelas aumenta o volume nas mesmas, diminuindo as suas concentrações e também a massa de soluto na panela (B).
- 16) O gráfico de aquecimento do conteúdo da panela (B) não apresenta patamares com temperaturas constantes durante as mudanças de estado físico.
- 32) As misturas eutéticas apresentam variações de temperatura durante o processo da fusão.

03. (FEMPAR – PR) Uma mistura sólida é constituída de três substâncias **A**, **B** e **C**. Sabe-se que **A** é insolúvel em água, **B** é solúvel em água a qualquer temperatura e que **C** é solúvel somente em água quente. Com base nestes dados, a alternativa que melhor indica a seqüência de separação dos sais é:

- a) dissolver a mistura em água quente. Filtrar para separar **A** dos outros componentes. Resfriar o resíduo para separar **B** de **C**, sendo **B** a parte sólida.

b) Dissolver a mistura em água fria. Filtrar para separar **B** dos outros componentes. Dissolver o resíduo filtrado em água quente, filtrar para separar as substâncias **A** e **C**, sendo que **A** é o resíduo filtrando.

c) Dissolver a mistura em água quente. Filtrar para separar **C** dos outros componentes. Resfriar o resíduo para separar **A** de **B**, sendo **B** a parte sólida.

d) Dissolver a mistura em água quente. Filtrar para separar **A** dos outros componentes. Resfriar o resíduo para separar **B** de **C**, sendo **C** a parte sólida.

e) Dissolver a mistura em água fria. Filtrar para separar **A** dos outros componentes. Dissolver o resíduo filtrado em água fria, filtrar para separar as substâncias **B** e **C**, sendo que **B** é o resíduo filtrado.

04. (UFRGS – RS) Um sistema heterogêneo bifásico é formado por três líquidos diferentes **A**, **B**, e **C**.

Sabe-se que:

- A** e **B** são miscíveis entre si;
- C** é imiscível com **A** e com **B**;
- A** é mais volátil que **B**.

Com base nessas informações, os métodos mais adequados para separar os três líquidos são:

- a) centrifugação e decantação.
- b) decantação e fusão fracionada.
- c) filtração e centrifugação.
- d) filtração e destilação fracionada.
- e) decantação e destilação fracionada.

05. (UFPR) Com o objetivo de reduzir a emissão de poluentes pelos veículos automotivos, foi definido, por Medida Provisória do Governo Federal, um aumento de 22% para 24% de álcool anidro na gasolina.

Para determinar o teor de álcool em uma amostra de gasolina, utiliza-se o seguinte procedimento:

- I. Mistura-se 50 mL de gasolina com 50 mL de água.
- II. Agita-se a mistura; todo o álcool passa para a fase aquosa.
- III. Após a formação de duas fases, mede-se o volume da fase aquosa.

Considere que a adição de um volume  $V_1$  de água a um volume  $V_2$  de etanol produz uma mistura de volume total  $V_t = V_1 + V_2$ .



No procedimento, qual dever ser o volume da fase aquosa para ficar comprovado que a gasolina testada está de acordo com a referida Medida Provisória?

- a) 74 mL                      d) 64 mL  
b) 60 mL                      e) 50 mL  
c) 62 mL

06. (FEMPAR – PR) Há muito tempo a comunidade científica internacional vem discutindo sobre a possibilidade de inteligência animal; muitos experimentos estão tentando corroborar esta possibilidade. Dentre estes experimentos está uma observação muito comum entre estudiosos de chimpanzés que jogam grãos de soja ou outro cereal na areia e observam que os animais pegam um punhado desta mistura cereal/areia, procuram uma poça de água e jogam esta mistura para separar a areia do cereal. Este procedimento realizado pelos chimpanzés também é muito utilizado em vários procedimentos industriais humanos e é denominado de:

- a) decantação.                      d) diluição.  
b) filtração.                      e) eluição.  
c) dissolução.

07. (UEL – PR) Em uma destilação simples, para resfriar os vapores formados por um líquido em ebulição, utiliza-se

- a) proveta.  
b) balão volumétrico.  
c) cilindro graduado.  
d) frasco kitassato.  
e) condensador de vidro.

08. (FUVEST – SP) Duas amostras de uma solução aquosa de  $\text{CuSO}_4$ , de coloração azul, foram submetidas, respectivamente, às seguintes operações:

- I. filtração através de papel de filtro.  
II. destilação simples.

Qual é a coloração resultante

- a) do material que passou pelo filtro na operação I;  
b) do produto condensado na operação II?

Justifique suas respostas.

\_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

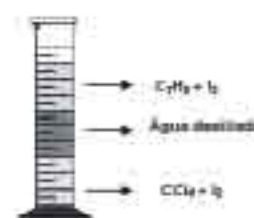
09. (UFPR) Considere os seguintes sistemas:

- I. gelo, água e óleo.  
II. água com gás e gelo.  
III. gelo, óleo, salmoura leve e granito.

O número de fases de cada um é, respectivamente:

- a) I – 3; II – 3; III – 4.  
b) I – 2; II – 2; III – 5.  
c) I – 3; II – 2; III – 4.  
d) I – 3; II – 3; III – 6.  
e) I – 4; II – 2; III – 4.

10. (UFPR) Numa proveta de 100 mL, foram colocados 25 mL de  $\text{CCl}_4$ , 25 mL de água destilada e 25 mL de tolueno ( $\text{C}_7\text{H}_8$ ). A seguir, foi adicionada uma pequena quantidade de iodo sólido ( $\text{I}_2$ ) ao sistema. O aspecto final pode ser visto na figura abaixo:



Pode-se dizer que o número de fases, o número de componentes e o número de elementos químicos presentes no sistema esquematizado acima é de:

- a) 1, 3 e 5.                      d) 3, 4 e 5.  
b) 1, 5 e 6.                      e) 3, 4 e 6.  
c) 2, 3 e 5.

11. (UFMS) Nos últimos meses, o preço do barril de petróleo, no mercado mundial, tem atingido valores que ultrapassam os 60 dólares, fazendo com que o preço de seus derivados, como a gasolina, acompanhe esse movimento de alta. No Brasil, outro fator que contribuiu para esse aumento foi a queda na oferta do álcool anidro, o que fez com que o Governo determinasse a redução no volume de etanol na gasolina de 25% para 20%. O sistema gasolina etanol é um exemplo de

- a) substância pura composta.  
b) mistura eutética.  
c) mistura heterogênea.  
d) mistura homogênea.  
e) sistema heterogêneo.

12. (MACKENZIE – SP) O funil de decantação, ou funil de bromo, pode ser usado para separar a mistura
- água e álcool.
  - água e óleo.
  - água e sal de cozinha.
  - água e areia.
  - água e vinagre.
13. (UTFPR) Na tabela abaixo estão apresentados os pontos de fusão e de ebulição de algumas substâncias. Qual das substâncias abaixo estariam em estados físicos diferentes em regiões de frio intenso ( $-15^{\circ}\text{C}$ ) e calor intenso ( $50^{\circ}\text{C}$ )?

Substância	Ponto de fusão ( $^{\circ}\text{C}$ )	Ponto de ebulição ( $^{\circ}\text{C}$ )
Água	0	100
Eter Etilico	- 116	34
Etanol	- 117	78
Fenol	41	182
Pentano	- 130	36

- Água, álcool etílico e fenol.
- Água, éter etílico e pentano.
- Água, éter etílico, etanol e fenol.
- Água, éter etílico, fenol e pentano.
- Todas as substâncias.

14. (UFES) O Etanol pode ser obtido por diversas maneiras, dentre as quais a fermentação de açúcares e a hidratação do eteno, catalisada por ácidos. Em um processo de destilação, uma mistura com 95% de etanol e 5% de água ferve a uma temperatura constante de  $78,15^{\circ}\text{C}$ . Essa mistura é exemplo de um:
- alótropo
  - racemato.
  - tautômero.
  - anômero.
  - azeótropo.

#### GABARITO

- e
- 01 + 16
- d
- e
- c
- a
- e
- Azul, pois é uma solução, logo passou integralmente pelo papel do filtro.
  - incolor, pois evapora somente a água que em seguida é condensada.
- d
- d
- d
- b
- d
- e



## AULA Nº 02

### ESTRUTURA ATÔMICA

#### Os primeiros conceitos atômicos

As primeiras idéias do átomo surgiram há muitos séculos antes de Cristo com os gregos Leucipo e Demócrito que tratavam de assuntos referentes à descontinuidade da matéria. Para eles, tudo que constitui o universo é formado de pequenas partículas, não divisíveis, chamadas de **átomos**.

Esse pré-modelo atômico foi aceito como válido por muitos séculos, até que John Dalton, um inglês, partindo de vários experimentos, chegou ao modelo atômico que leva seu nome (em 1808).

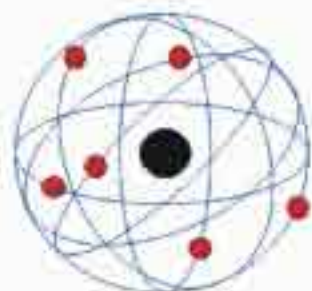
Para ele, os átomos eram esféricos, maciços e indivisíveis. Essa teoria servia para explicar muitas questões do cotidiano da época, como, por exemplo, as combinações entre os elementos em proporções múltiplas.

O modelo de Dalton, porém, não contemplava casos que envolviam as propriedades elétricas do átomo, pois Dalton considerava o átomo neutro. Foi então que, em 1903, Thomson propôs que o átomo era formado de cargas positivas e negativas, foi então que ele criou o famoso modelo de "pudim de passas".



Fonte: [http://pt.wikipedia.org/wiki/Modelo\\_at%C3%B4mico\\_de\\_Thomson](http://pt.wikipedia.org/wiki/Modelo_at%C3%B4mico_de_Thomson)

O passo seguinte consistiu na elucidação da estrutura do átomo por Rutherford. Com o seu clássico experimento do espalhamento das partículas alfa na lâmina de ouro. Com este experimento Rutherford deduziu que são possíveis duas regiões no átomo, o núcleo, pequeno, pesado e positivo e a eletrosfera, que ocupa o maior volume do átomo e onde estão situados os elétrons.



Fonte: [http://pt.wikipedia.org/wiki/Modelo\\_at%C3%B4mico\\_de\\_Rutherford](http://pt.wikipedia.org/wiki/Modelo_at%C3%B4mico_de_Rutherford)

#### O conceito de elemento químico

O desenvolvimento dos modelos atômicos possibilitou os avanços da ciência. Alguns conceitos foram revistos e outros foram criados. Depois da descoberta dos prótons no núcleo, associou-se a ele a identidade do átomo. Cada elemento químico, possui como característica comum, o número de prótons. Dessa forma, definimos elemento químico como:

Conjunto de átomos que possuem o mesmo número de prótons no núcleo e que apresentam características em comum, é chamado de elemento químico (Z).

Como os prótons possuem carga positiva, o núcleo deveria ser instável. Para resolver o problema, James Chadwick descobriu o nêutron, partícula de mesma massa que o próton, porém sem carga, situada no núcleo do átomo, auxiliando a estabilidade. Com a descoberta do nêutron concluiu-se a descoberta das partículas elementares que compõem o átomo:

Partícula	Carga	Massa relativa	Posição no átomo
Próton	+1	1 u	Núcleo
Nêutron	0	1 u	Núcleo
Elétron	-1	- 0	Eletrosfera

O elétron tem massa 1/1840 vezes menor que o próton.

Rutherford já afirmava que toda a massa do átomo estava concentrada no núcleo, isso se deve ao fato da massa do elétron ser praticamente desprezível. As partículas que contêm massa (prótons e elétrons), somadas, dão o número de massa do átomo.

O número de massa do átomo (A) é a soma do número de prótons e do número de nêutrons presentes no átomo.

O átomo é eletricamente neutro, ou seja, não possui carga, essa constatação se deve ao fato do número de prótons para o átomo ser igual ao número de elétrons.

#### Dica

- Número atômico = número de prótons;  $Z = p$ .
- Número de massa = prótons + nêutrons;  $A = p + n$  ou  $A = Z + n$ .
- O átomo eletricamente neutro, número de prótons = número de elétrons;  $p = e$  ou  $Z = e$ .



Os elementos químicos são representados por um símbolo, que pode ser composto por 1 ou 2 letras, sendo a primeira maiúscula e a segunda, quando houver, minúscula. A representação de um elemento químico é da seguinte forma:

$n^{\circ}$  de massa (A)

**Símbolo**

$n^{\circ}$  atômico (Z)

### Isótopos

Isótopos são átomos que possuem **mesmo** número de **prótons** (mesmo Z) e diferem com relação à massa.

Exemplos:

$^{12}\text{C}$  e  $^{13}\text{C}$  – ambos são átomos de carbono, com massas 12 e 13 respectivamente (mesmo elemento químico, massas diferentes)

$^{206}\text{Pb}$  e  $^{208}\text{Pb}$  – \_\_\_\_\_

### Isóbaros

Isóbaros são átomos de elementos químicos diferentes, mas que possuem o **mesmo número de massa**.

Exemplos:

$^{40}\text{K}$  e  $^{40}\text{Ca}$  – elementos químicos diferentes (Ca e K) e mesma massa.

$^{14}\text{N}$  e  $^{14}\text{C}$  – \_\_\_\_\_

### Isótonos

São átomos de elementos químicos diferentes, porém com **mesmo** número de **nêutrons**.

Exemplos:

$^{39}_{19}\text{K}$  e  $^{38}_{18}\text{Ar}$

$A = n + P$

p/ K:

$39 = n + 19; n = 20$

p/ Ar

$38 = n + 18; n = 20$

Elementos diferentes, mesmo nêutrons.

**Importante:**

- **Isótopos** – Propriedades químicas iguais, propriedades físicas diferentes;
- **Isótonos e isóbaros** – propriedades químicas e físicas diferentes.

### Íons

Átomos são neutros, ou seja, o número de elétrons é igual ao número de prótons. Quando ele perde ou ganha elétrons ele se transforma em um íon.

- **Cátion:** íon positivo, perde elétrons;
- **Ânion:** íon negativo, ganha elétrons.

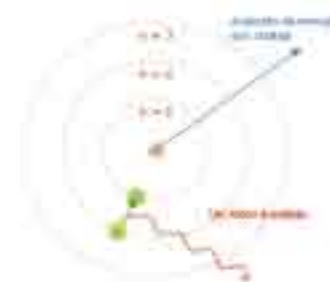
### Modelo de Bohr

O modelo de Rutherford apresentava algumas limitações quando comparado às idéias da teoria quântica que estava nascendo e ainda apresentava uma inconsistência com a teoria clássica do eletromagnetismo, que determina que uma partícula carregada, em movimento, libera energia. Para resolver esse problema Bohr criou um modelo que agregava idéias quânticas à Física Clássica.

Bohr propôs as seguintes idéias:

- Os elétrons estão girando ao redor do núcleo atômico e têm níveis de energia quantizados.
- Quando um elétron salta de uma órbita para outra há uma absorção ou liberação de energia.
- A passagem para um nível mais energético só se dá com absorção de energia. A volta do elétron para o nível original ocorre com a liberação da energia absorvida.
- Em um átomo há certas órbitas permitidas, que são designadas por letras (K, L, M, N, ...) ou por números (1, 2, 3, 4, ...).

O modelo de Bohr pode ser representado:



Fonte: <http://pt.wikipedia.org/wiki/Imagem:Bohratommodel.png>

O modelo de Bohr explica, por exemplo, as cores emitidas por fogos de artifício. Quando um fogo de artifício é aquecido os elétrons são excitados, passando a níveis mais energéticos. Quando há um relaxamento do átomo a energia absorvida é, então, liberada.

Átomos diferentes absorvem energias diferentes, e como consequência, liberam energias diferentes. Cada energia está associado a um diferente comprimento de onda, que pode possuir uma cor característica.



As cores dos fogos de artifício se devem às transições eletrônicas.



### Orbitais

As teorias foram evoluindo, e como consequência os modelos foram se aperfeiçoando. Uma das idéias que evoluiu trata dos orbitais.

Os **orbitais** são as regiões onde há a maior probabilidade de se encontrarem os elétrons, trata-se de uma idéia matemática de probabilidade, já que não podemos "ver" o átomo.

Há 4 principais tipos de orbitais presentes no átomo: **s**, **p**, **d** e **f**. Esses orbitais indicam a forma e a energia presente.

#### Dica

- Segundo a regra de Hund em cada orbital cabem, no máximo dois elétrons, desde que com spins contrários.

### Números quânticos

Números quânticos são um conjunto de números usados na identificação do elétron, ou seja, para um mesmo átomo os 4 números quânticos são diferentes.

#### Número Quântico Principal (n)

Indica a órbita onde está o elétron, segundo o modelo de Bohr. Assim, temos:

K	L	M	N	O	P	Q	R...
1	2	3	4	5	6	7	8...

#### Número Quântico secundário (l)

Indica o tipo de orbital presente no átomo. Os orbitais são representados por:

s	p	d	f	g	h...
0	1	2	3	4	5...

#### Número Quântico magnético (m<sub>l</sub>)

Indica o número de orbitais possíveis e a localização do elétron nesse orbital.

Orbita l	Número máximo de elétrons	Representação
s	2	0 □
p	6	-1 0 +1 □ □ □
d	10	-2 -1 0 +1 +2 □ □ □ □ □
f	14	-3 -2 -1 0 +1 +2 +3 □ □ □ □ □ □ □

#### Exemplos:

1) distribuição em orbitais do elétron p<sup>2</sup>:

-1	0	+1
□	□	

Logo, o número quântico magnético (m<sub>l</sub>) = 0

2) distribuição do d<sup>9</sup>:

-2	-1	0	+1	+2
↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑

Logo, o número quântico magnético (m<sub>l</sub>) = +1

#### Número Quântico momento de spin (m<sub>s</sub>)

Esse número quântico representa o momento de spin de um determinado elétron. Momentos de spin diferentes fazem com que elétrons não sejam repelidos em um mesmo orbital. O momento de spin pode apresentar 2 valores apenas: + 1/2 e - 1/2. Convenciona-se que o valor positivo é usado primeiro na distribuição do elétron e o valor negativo, por último.

### EXERCÍCIOS

01. (PUC – MG) O experimento a **seguinte** determinante durante a evolução da teoria atômica. Ele ajudou a provar que:



- os elétrons existem e têm massa.
- o átomo é constituído por um núcleo positivo extremamente pequeno, localizado no centro de uma esfera muito maior onde estão os elétrons.
- os elétrons se movimentam em torno do núcleo como a Lua em volta da Terra.
- o átomo é uma esfera carregada positivamente na qual alguns elétrons estão incrustados.

02. (PUC – MG) O modelo atômico de Rutherford não inclui especificamente:

- nêutrons.
- núcleo.
- próton.
- elétron.

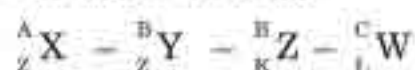


03. (UNIRIO – RJ) Três décadas depois de terem descoberto como usar magnetismo e ondas de rádio para investigar o que acontece no interior dos seres vivos, o químico norte-americano Paul Lauterbur (...) e o físico britânico Sir Peter Mansfield (...) foram contemplados com o Prêmio Nobel em (...) Medicina. Lauterbur, em 1973, conseguiu diferenciar água normal de água pesada (que tem átomos de oxigênio e deutério, um tipo de hidrogênio com um nêutron no seu núcleo, além do próton comum ao hidrogênio normal). Já Mansfield testou a técnica em si mesmo, sem saber se era segura.

Em relação ao texto acima, podemos afirmar que o deutério é:

- Isótopo do hidrogênio, com maior massa
- Isótono do hidrogênio, com a mesma massa
- Isóbaro do hidrogênio, com menor massa
- Isóbaro do hidrogênio, com maior massa
- Isótopo do hidrogênio, com menor massa

04. (UFAC) Observe o esquema para os elementos X, Y, Z e W, todos neutros:



Considere as afirmativas a seguir:

- Os compostos X e Y possuem o mesmo número de elétrons.
- Se os compostos Z e W forem isótonos:  $C - L = B - K$ .
- Os compostos Y e Z têm o mesmo número de massa.
- X e Y são isótonos, Y e Z são isótopos e Z e W são isóbaros.

Assinale a alternativa correta:

- Apenas I e II são verdadeiras.
- Apenas I, II e III são verdadeiras.
- Apenas II é verdadeira.
- Apenas III é verdadeira.
- Todas são verdadeiras.

05. (UFAM) Um elemento possui 80 prótons, 110 nêutrons e 81 elétrons. Seu número atômico, bem como sua classificação quanto ao número de elétrons, será, respectivamente:

- 110 e átomo neutro
- 80 e ânion
- 81 e ânion
- 280 e cátion
- 110 e cátion

06. (UFJF – MG) O acelerador de partículas é um sistema utilizado para estudos da estrutura da matéria e física nuclear. Em um experimento realizado no acelerador, foram projetadas partículas que, ao colidirem com uma placa, geraram um tipo de espécie que apresenta 30 prótons, 28 nêutrons e 29 elétrons. Pode-se afirmar que esta espécie é um:

- cátion monovalente com número de massa igual a 59.
- ânion bivalente com número de massa igual a 58.
- ânion monovalente com número de massa igual a 57.
- cátion monovalente com número de massa igual a 58.
- cátion monovalente com número de massa igual a 57.

07. (UFRR) O íon  ${}^{24}_{12}\text{Mg}^{2+}$  possui:

- 24 nêutrons;
- 12 elétrons;
- 24 prótons;
- 12 prótons;
- 14 elétrons.

08. (UFRGS) A experiência de Rutherford, que foi, na verdade, realizada por dois de seus orientandos, Hans Geiger e Ernest Marsden, serviu para refutar especialmente o modelo atômico

- de Bohr.
- quântico.
- de Thomson.
- planetário.
- de Dalton.

09. (UFPE) Isótopos radiativos são empregados no diagnóstico e tratamento de inúmeras doenças. Qual é a principal propriedade que caracteriza um elemento químico?

- número de massa
- número de prótons
- número de nêutrons
- energia de ionização
- diferença entre o número de prótons e de nêutrons



10. (UPF – RS) O bombardeamento da folha de ouro (Au) com partículas alfa, no experimento de Rutherford, mostra que algumas dessas partículas sofrem desvio acentuado de seu trajeto, o que é devido ao fato de que as partículas alfa
- colidem com as moléculas de ouro.
  - têm carga negativa e são repelidas pelo núcleo.
  - não têm força para atravessar a lâmina de ouro.
  - têm carga positiva e são repelidas pelo núcleo.
  - não têm carga, por isso são repelidas pelo núcleo.

11. (UNESP – SP) No ano de 1897, o cientista britânico J.J. Thomson descobriu, através de experiências com os raios catódicos, a primeira evidência experimental da estrutura interna dos átomos. O modelo atômico proposto por Thomson ficou conhecido como “pudim de passas”. Para esse modelo, pode-se afirmar que
- o núcleo atômico ocupa um volume mínimo no centro do átomo.
  - as cargas negativas estão distribuídas homogeneamente por todo o átomo.
  - os elétrons estão distribuídos em órbitas fixas ao redor do núcleo.
  - os átomos são esferas duras, do tipo de uma bola de bilhar.
  - os elétrons estão espalhados aleatoriamente no espaço ao redor do núcleo.

12. (UNESP – SP) Com a frase Grupo concebe átomo “mágico” de silício, a edição de 18.06.2005 da Folha de S.Paulo chama a atenção para a notícia da produção de átomos estáveis de silício com duas vezes mais nêutrons do que prótons, por cientistas da Universidade Estadual da Flórida, nos Estados Unidos da América. Na natureza, os átomos estáveis deste elemento químico são:  $^{28}_{14}\text{Si}$ ,  $^{29}_{14}\text{Si}$ ,  $^{30}_{14}\text{Si}$ . Quantos nêutrons há em cada átomo “mágico” de silício produzido pelos cientistas da Flórida?
- 14.
  - 16.
  - 28.
  - 30.
  - 44.

13. Associe o cientista ao modelo apresentado:
- Dalton ( ) foi o primeiro a considerar o átomo como sendo formado de um núcleo positivo e uma eletrosfera negativa.
  - Thomson ( ) no modelo por ele apresentado os átomos não possuíam partículas subatômicas.
  - Rutherford ( ) Descobriu os elétrons e propôs que os átomos deveriam ser constituídos por cargas positivas e negativas
  - Bohr ( ) usou conceitos quânticos e sugeriu que a eletrosfera dos átomos era formada de camadas.

14. (UEMG – MG) Vários modelos atômicos foram propostos ao longo da história da Ciência. Pode ocorrer o fato de um modelo conservar parte da proposta do modelo anterior, introduzindo inovações que ampliam seu poder explicativo em relação a fenômenos e experimentos. O modelo atômico de Bohr, elaborado para o átomo de hidrogênio, foi proposto após o modelo atômico de Rutherford.

Considerando estas informações, analise as afirmativas, abaixo, sobre o modelo atômico proposto por Bohr.

- O átomo seria constituído por um núcleo atômico muito denso, com carga positiva.
- A região extra-nuclear é pouco densa, com carga negativa.
- O elétron se situa na região extra-nuclear e possui energia quantizada.
- Ao receber energia externa, o elétron se aproxima do núcleo, emitindo energia luminosa ao retornar ao seu nível original.

Assinale, a seguir, a alternativa que aponta as afirmativas verdadeiras.

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

#### GABARITO

1. b	6.d	11.b
2. a	7.d	12.c
3. a	8.b	13. c a b d
4. a	9.b	14.c
5. b	10.d	



## AULA Nº 03

### TABELA PERIÓDICA: PERÍODOS E FAMÍLIAS

# Tabela Periódica

1																	18
H 1																	He 2
2											13	14	15	16	17	18	
Li 3	Be 4											B 5	C 6	N 7	O 8	F 9	Ne 10
3	4											13	14	15	16	17	18
Na 11	Mg 12											Al 13	Si 14	P 15	S 16	Cl 17	Ar 18
4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	19		
K 19	Ca 20	Sc 21	Ti 22	V 23	Cr 24	Mn 25	Fe 26	Co 27	Ni 28	Cu 29	Zn 30	Ga 31	Ge 32	As 33	Se 34	Br 35	Kr 36
5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	19	20		
Rb 37	Sr 38	Y 39	Zr 40	Nb 41	Mo 42	Tc 43	Ru 44	Rh 45	Pd 46	Ag 47	Cd 48	In 49	Sn 50	Sb 51	Te 52	I 53	Xe 54
6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	19	20	21		
Cs 55	Ba 56	*Lu 71	Hf 72	Ta 73	W 74	Re 75	Os 76	Ir 77	Pt 78	Au 79	Hg 80	Tl 81	Pb 82	Bi 83	Po 84	At 85	Rn 86
7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	19	20	21	22		
Fr 87	Ra 88	**Lr 103	Rf 104	Db 105	Sg 106	Bh 107	Hs 108	Mt 109	Ds 110	Rg 111	Uub 112						
Série dos Lantanídeos *		La 57	Ce 58	Pr 59	Nd 60	Pm 61	Sm 62	Eu 63	Gd 64	Tb 65	Dy 66	Ho 67	Er 68	Tm 69	Yb 70		
Série dos Actinídeos **		Ac 89	Th 90	Pa 91	U 92	Np 93	Pu 94	Am 95	Cm 96	Bk 97	Cf 98	Es 99	Fm 100	Md 101	No 102		

Os elementos estão dispostos em ordem crescente e consecutiva de número atômico nas linhas (períodos), de tal forma que nas colunas (famílias) temos elementos com propriedades semelhantes.

Por meio da Tabela Periódica, conseguimos todas as informações a respeito de um elemento químico. Para tanto, temos que aprender a usar a tabela acompanhada de algumas propriedades destes elementos.

#### Metais

Li 3	Be 4											Al 13					
Na 11	Mg 12																
K 19	Ca 20	Sc 21	Ti 22	V 23	Cr 24	Mn 25	Fe 26	Co 27	Ni 28	Cu 29	Zn 30	Ga 31					
Rb 37	Sr 38	Y 39	Zr 40	Nb 41	Mo 42	Tc 43	Ru 44	Rh 45	Pd 46	Ag 47	Cd 48	In 49	Sn 50				
Cs 55	Ba 56	*Lu 71	Hf 72	Ta 73	W 74	Re 75	Os 76	Ir 77	Pt 78	Au 79	Hg 80	Tl 81	Pb 82	Bi 83			
Fr 87	Ra 88	**Lr 103	Rf 104	Db 105	Sg 106	Bh 107	Hs 108	Mt 109	Ds 110	Rg 111	Uub 112						
Série dos Lantanídeos *		La 57	Ce 58	Pr 59	Nd 60	Pm 61	Sm 62	Eu 63	Gd 64	Tb 65	Dy 66	Ho 67	Er 68	Tm 69	Yb 70		
Série dos Actinídeos **		Ac 89	Th 90	Pa 91	U 92	Np 93	Pu 94	Am 95	Cm 96	Bk 97	Cf 98	Es 99	Fm 100	Md 101	No 102		

Apresentam normalmente 1, 2 ou 3 elétrons na camada de valência, exceto Sn, Pb e Bi

- São bons condutores de eletricidade e calor.

- São Dúcteis.
- São doadores de elétrons (formam cátions)



### Semi Metais

Apresentam propriedades intermediárias entre metais e não metais.



### Não Metais



Apresentam 5, 6 ou 7 elétrons na camada de valência exceto o carbono que possui 4 elétrons na camada de valência.

São maus condutores de calor e eletricidade exceto carbono e selênio.

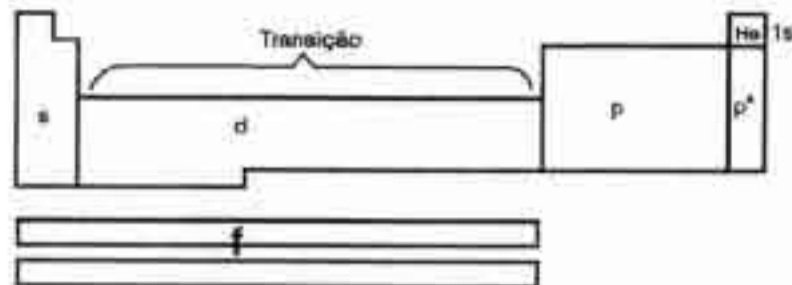
### Gases Nobres

Com exceção do Hélio (He) que apresenta distribuição eletrônica  $1s^2$ , os gases nobres apresentam 8 elétrons na camada de valência e o subnível mais energético é o  $p^6$ .

- Elementos Representativos apresentam subnível mais energético s ou p.
- Elementos de transição:

**Transição Externa** - subnível mais energético = d

**Transição Interna** - subnível mais energético = f



Família ou Grupo: é cada coluna vertical presente na tabela periódica.

### Importante:

**Elementos de uma mesma família apresentam propriedades semelhantes.**

Família A → Representativos

**Nº da Família A = Nº de elétrons na camada de valência (C.V.)**

Exemplo: Sódio (Na) – Família 1A ou 1 → 1 e<sup>-</sup> na C.V.

Flúor (F) – Família 7A ou 17 → 7 e<sup>-</sup> na C.V.

Família B → Transição

Nº da Família B = Nº de e<sup>-</sup> do Subnível mais Energético + Nº de e<sup>-</sup> do na camada de valência

Esta regra só vale até a 1ª coluna da família 8B

Para maior precisão:

Família B	Subnível + energético
3B	$d^1$
4B	$d^2$
5B	$d^3$
6B	$d^4 \rightarrow d^3$
7B	$d^5$
8B	$d^6, d^7, d^8$
1B	$d^9 \rightarrow d^{10}$
2B	$d^{10}$

Família 8A ou 0 (zero) – gases nobres

${}^2\text{He} \rightarrow 1s^2$

Demais  $ns^2 \rightarrow np^6$  (n camada de valência)

8 elétrons



**Período:** É cada linha horizontal existente na tabela periódica. Um período se caracteriza por apresentar todos os elementos com o mesmo número de camadas.

Exemplo:

1º período = 1 camada

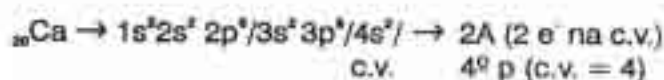
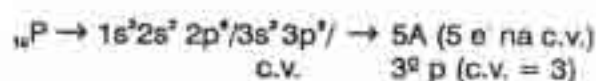
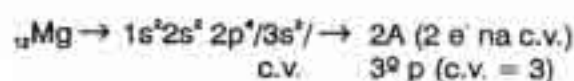
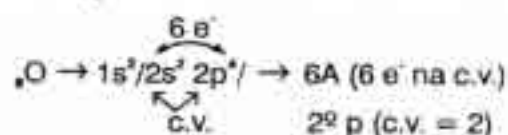
2º período = 2 camada

3º período = 3 camada

Nº do período = camada de valência

Localizar um elemento na tabela periódica, significa determinar a família e o período em que ele se encontra.

Exemplos:



Aproveitando estes exemplos:

Dentre estes elementos quais apresentam propriedades similares? Justifique

**NÃO** precisamos decorar toda a Tabela Periódica, mas algumas famílias são importantes:

- **1A** = metais alcalinos – Li, Na, K, Rb, Cs, Fr. (Cuidado! O Hidrogênio não é metal)
- **2A** = metais alcalinos terrosos – Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra.
- **6A** = Calcogênios (chalcogênios) – O, S, Se, Te, Po
- **7A** = Halogênios – F, Cl, Br, I, At
- **0 (8A)** = Gases Nobres – He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn

### Propriedades periódicas e aperiódicas

– Propriedades aperiódicas: são aquelas em que os valores só aumentam ou só diminuem com o aumento do nº atômico.

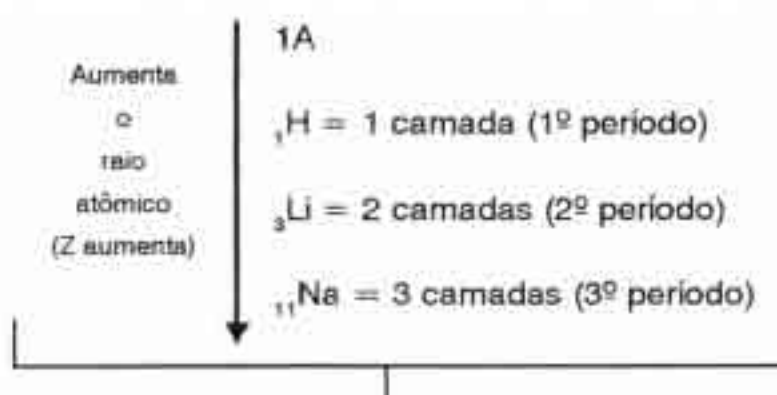
Exemplo: massa atômica

– Propriedades periódicas: são propriedades em que os valores crescem e decrescem com o aumento do nº atômico.

Quando vamos discutir uma propriedade periódica temos que analisar a família e o período.

### 1) Raio Atômico

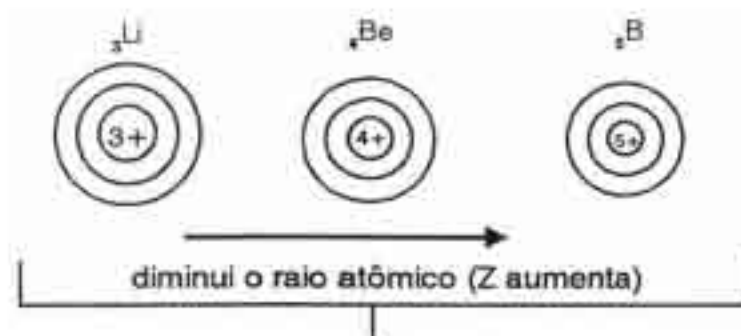
Na família:



Numa família, aumentando o nº atômico aumenta o nº de camadas e portanto aumenta o tamanho do átomo.

Na família:

2º período (2 camadas)



Num mesmo período o nº atômico aumenta e o nº de camadas é o mesmo, porém aumenta o nº e prótons (+). Portanto aumenta a atração pelos elétrons(-) ocorrendo uma diminuição no tamanho do átomo.

Esquemmatizando o crescimento do raio atômico representamos:

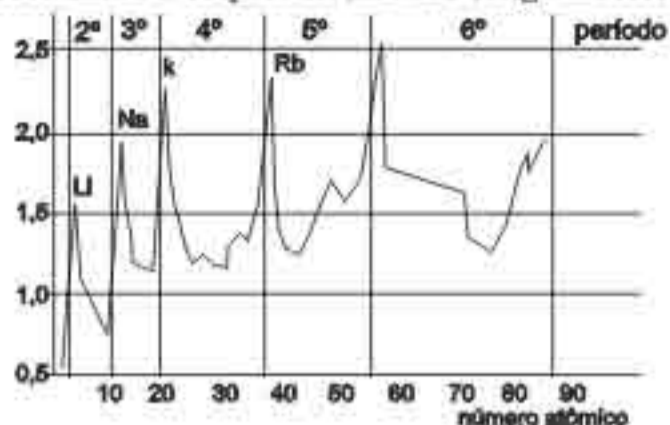


Interpretando:

– Numa família, o elemento de maior raio é o que está mais abaixo (maior nº de camadas).

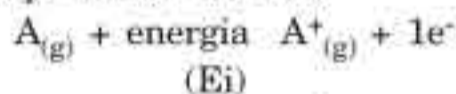


– Num período o elemento de maior raio é o que está mais à esquerda (menor carga nuclear)



### 2) Energia ou Potencial de Ionização (EI)

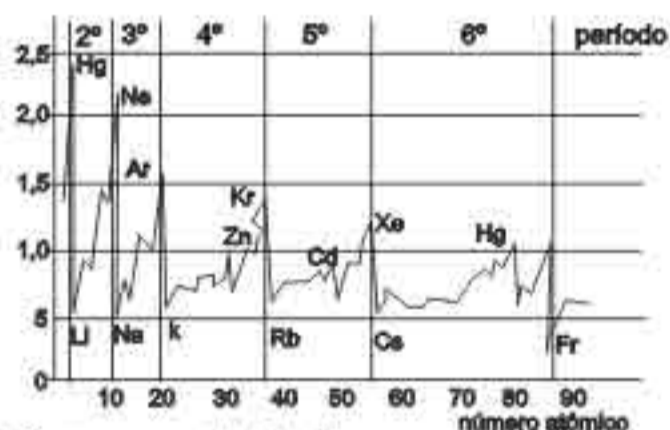
É a energia gasta para arrancar um elétron de um átomo isolado no estado gasoso (é a energia gasta p/ formar cátions)



Interpretando:

A energia de ionização aumenta com a diminuição do raio atômico.

Num mesmo período os elementos que apresentam a maior energia de ionização são os gases nobres



### 3) Eletronegatividade

É a força relativa para atrair elétrons



Interpretando:

A força por atração aumenta com a diminuição do raio atômico. Cuidado: os gases nobres são estáveis, portanto apresentam eletronegatividade nula.

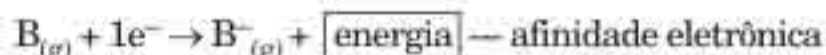
Importante:

Fila em ordem decrescente de eletronegatividade

F O N Cl Br I S O P H

### 4) Afinidade eletrônica ou eletroafinidade

É a energia liberada quando 1 elétron é adicionado a um átomo neutro no estado gasoso. (energia para formar ânion)



Interpretando:

Idem eletronegatividade

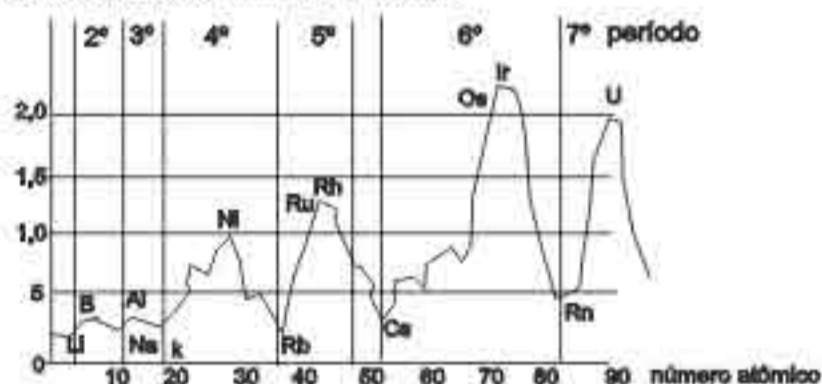
### 5) Densidade absoluta ou massa específica (d)

Define-se por  $d = \frac{m}{v}$   $\left\{ \begin{array}{l} m = \text{massa da amostra} \\ v = \text{volume da amostra} \end{array} \right.$



Num período os elementos mais densos estão no centro da tabela periódica.

Numa família os elementos de maior densidade estão mais abaixo.

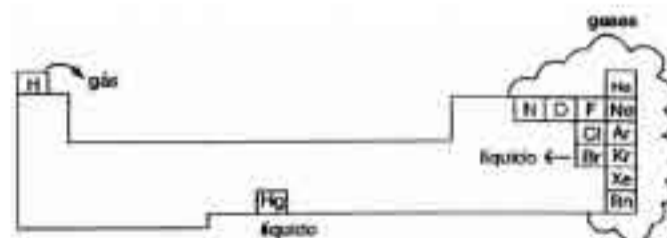


### 6) Ponto de Fusão e Ebulição

Os elementos que apresentam os menores pontos de fusão e ebulição são aqueles que estão no estado líquido ou gasoso nas condições ambientes.

Geralmente os elementos que apresentam os maiores pontos de fusão e ebulição são sólidos nas condições ambiente.

Observe a tabela:



F, O, N, Cl, H, gases nobres – Gases

Br, Hg – Líquidos

os demais – Sólidos

Cuidado: o carbono é uma exceção importante, apresentando P.F. = 3700°C e P.E. = 4800°C.







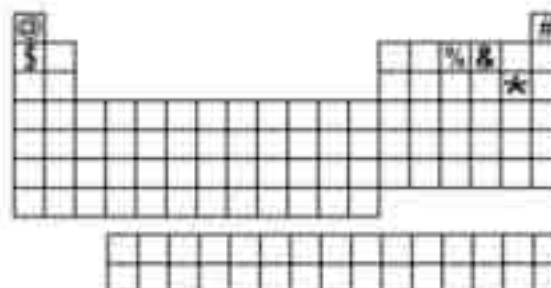
06. (UFLA – MG) A tabela periódica mais difundida apresenta os elementos químicos distribuídos em 18 grupos e 7 períodos. Duas séries, lantanídeos e actinídeos, estão colocadas em separado. Assinale a alternativa incorreta para as afirmações a respeito da tabela periódica.
- Os elementos do grupo 16 possuem 6 elétrons na camada de valência.
  - Os elementos do grupo 18 são chamados de gases nobres.
  - Os elementos de transição (externa) pertencem aos grupos 3 a 12.
  - Os elementos do grupo 1 são chamados metais alcalinos, excetuando-se o hidrogênio.
  - Os elementos do bloco p do 5º período possuem o subnível 5p totalmente ocupado.

07. (FFFCMPA – RS) Qual das alternativas abaixo apresenta um metal alcalino, um metal de transição e um gás nobre, respectivamente?
- Na - Ge - He
  - K - Co - O<sub>2</sub>
  - Ca - Ni - Xe
  - Cs - Fe - Kr
  - Al - Cu - Ne

08. (UFRR) O elemento com número atômico 37 ocupa, na tabela periódica, o período:
- 1º
  - 2º
  - 3º
  - 4º
  - 5º

09. (UFRR) Quando são listados em ordem crescente de seu número atômico formando grupos e períodos, os elementos químicos mostram tendências em suas propriedades. Assinale a alternativa em que todos os elementos representados são do grupo dos halogênios.
- Na, Cl, K
  - O, S, N
  - Cl, O, Br
  - Cl, I, Br
  - Li, Na, K

10. (FUVEST – SP) Um astronauta foi capturado por habitantes de um planeta hostil e aprisionado numa cela, sem seu capacete espacial. Logo começou a sentir falta de ar. Ao mesmo tempo, notou um painel como o da figura em que cada quadrado era uma tecla. Apertou duas delas, voltando a respirar bem. As teclas apertadas foram



- @ e #
- # e \$
- \$ e %
- % e &
- & e \*

11. (UEPG – PR) A Tabela abaixo apresenta alguns dos principais elementos constituintes do corpo humano e sua participação na massa total.

Elemento Químico	Fração da massa total (%)	Número atômico	Massa atômica
O	64,50	8	16
C	18,00	6	12
H	10,00	1	1
N	3,10	7	14
Ca	1,90	20	40
P	1,10	15	31
Cl	0,40	17	35,5
K	0,36	19	39
S	0,25	16	32
Na	0,11	11	23
Mg	0,03	12	24,3

Analise os dados da tabela e assinale o que for correto.

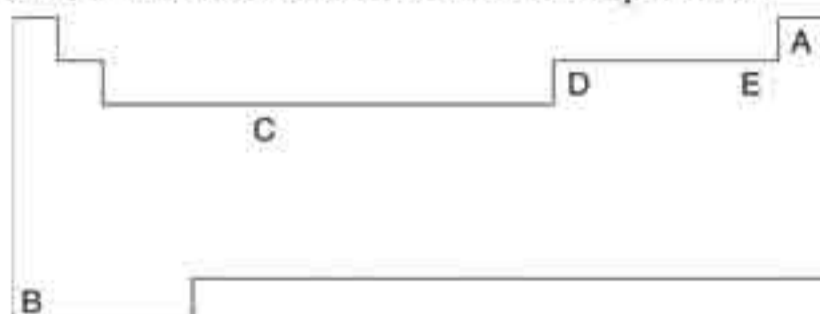
- Na tabela consta apenas 1 metal de transição
- No corpo humano os metais alcalinos mais fração de massa que os halogênios.
- Em relação ao número de átomos, o hidrogênio é mais abundante que o hidrogênio



08) Considerando apenas os metais, os alcalino-terrosos apresentam a maior fração de massa.

16) Nas condições ambientais, dois elementos dessa tabela são gases.

12. Dada a tabela com elementos hipotéticos:



Indique:

- 1) O elemento de maior raio.
- 2) O elementos que apresenta a maior energia de ionização.
- 3) O elemento que tem maior eletronegatividade.
- 4) O elemento de maior afinidade eletrônica.
- 5) O metal de transição.

13. Considere as seguintes afirmações:

- I. O gás nobre hélio é o único gás nobre que não apresenta configuração  $p^n$  no nível de valência.
- II. O  ${}_6\text{C}$  possui o maior raio atômico que o  ${}_{50}\text{Sn}$ .
- III. Os metais:  ${}_{28}\text{Ni}$ ,  ${}_{29}\text{Cu}$  e  ${}_{79}\text{Au}$  são elementos do bloco s.
- IV. É mais fácil tirar um elétron do cálcio ( ${}_{20}\text{Ca}$ ) do que do berílio ( ${}_4\text{Be}$ ).

Com base nessas afirmações e conhecendo as propriedades periódicas dos elementos, assinale a alternativa que apresenta somente afirmações corretas.

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

14. (UEPG) – A esmeralda é um mineral essencialmente formado por alumínio, berílio e silicato, cuja fórmula química é  $\text{Be}_3\text{Al}_2\text{Si}_6\text{O}_{18}$ , ocorrendo na forma de um prisma hexagonal. Ela é a principal fonte de berílio e sua tonalidade esverdeada é devido a impurezas de cromo (III). A respeito destas informações, assinale a(s) alternativa(s) correta(s).

- 01) O elemento mais eletronegativo da esmeralda é o oxigênio.
- 02) O elemento com menor massa atômica é o berílio.
- 04) O único elemento metálico que compõe a esmeralda é o alumínio.
- 08) O silicato é uma substância formadora de silício e berílio.
- 16) O cromo em seu estado de oxidação zero não é condutor de eletricidade.
- 32) Na fórmula química da esmeralda, para cada átomo de alumínio existem 9 átomos de oxigênio.

15. Assinale a(s) alternativa(s) correta(s)

- 01) Na tabela periódica, as famílias 1 ou IA, 2 ou IIA, 17 ou VIIA são conhecidas como alcalinos, alcalinoterrosos e calcogênios, respectivamente
- 02) Os átomos  ${}^1\text{H}$ ,  ${}^2\text{H}$  e  ${}^3\text{H}$  são isótopos e conhecidos como hidrogênio ou prótio, deutério e trítio, respectivamente.
- 04) Sublimação é a passagem direta do estado sólido para o gasoso e vice-versa.
- 08) Na tabela periódica, os elementos químicos são agrupados em ordem crescente de número atômico, observando-se a repetição periódica de várias propriedades
- 16) Os íons  ${}_{19}\text{J}^{+3}$  e  ${}_{37}\text{G}^{-1}$ , com seus respectivos números atômicos, possuem a distribuição eletrônica de um gás nobre.
- 32) Na tabela periódica, de modo geral, a eletro-negatividade aumenta de baixo para cima nas famílias; aumenta da esquerda para a direita nos períodos e a eletroafinidade varia da mesma forma.

### GABARITO

1. 01 + 32
2. 01 + 02 + 04 + 08 + 16
3. c
4. 01 + 16
5. c

6. e
7. d
8. e
9. d
10. d

11. 02 + 04 + 08
12. 1) b; 2)a; 3) e; 4)e; 5) c
- 13.a
- 14.01 + 02 + 08 + 32
15. 02+04+08+16+32



## AULA Nº 04

### OCTETO, LIGAÇÃO IÔNICA E LIGAÇÃO COVALENTE

#### Regra do octeto

As idéias de ligações químicas são derivadas da observação da estabilidade dos gases nobres. Essa estabilidade está associada à presença de orbitais totalmente preenchidos. Por isso podemos enunciar a regra do octeto como:

Os átomos tendem a se ligar afim de adquirir a estabilidade dos gases nobres.

Para adquirir esta estabilidade um átomo pode ganhar, perder ou compartilhar elétrons.

#### Ligação iônica

Dá-se entre cátions e ânions. Nesse processo há a transferência de elétrons entre os elementos. O átomo que cede elétrons é chamado de cátion, enquanto o átomo que recebe é o ânion.

Elementos que possuem poucos elétrons na camada de valência (1, 2 ou 3) tendem a perder esse elétron. Elementos que possuem a última camada quase totalmente preenchidas (5, 6 ou 7) tendem a ganhar elétrons para completar o octeto.



O sal de cozinha é um exemplo de composto iônico.

Exemplos:

1) K e Br.

K – está na família 1 da tabela – possui 1 elétron na última camada

Br – está na família 17 da tabela – possui 7 elétrons na última camada.

K → perde 1 elétron e forma → K<sup>+</sup>

Br → ganha 1 elétron e forma → Br<sup>-</sup>



Dicas

- Esse tipo de ligação se dá entre elementos que possuem propriedades periódicas diferentes entre si;
- Para escrita de um composto iônico, coloca-se primeiro o cátion e depois o ânion.

2) Al e O

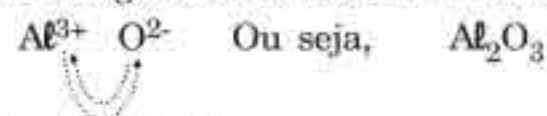
Al – está na família 13 da tabela – possui 3 elétrons na última camada

O – está na família 16 da tabela – possui 6 elétrons na última camada.

Al → perde 3 elétrons e forma → Al<sup>3+</sup>

O → ganha 2 elétrons e forma → O<sup>2-</sup>

Como as cargas são diferentes, temos que fazer uma inversão: a carga do cátion será o índice do ânion e a carga do ânion será o índice do cátion:



#### Ligação covalente

A ligação covalente é aquela que se dá com o compartilhamento dos pares eletrônicos; diferente da ligação iônica onde os elétrons são transferidos.

Dicas

- A ligação covalente se dá entre: ametal + ametal; ametal + hidrogênio; hidrogênio + hidrogênio.
- Para completar o “octeto” o átomo de hidrogênio necessita apenas 2 elétrons.

A ligação covalente é estabelecida compartilhando pares de elétrons, representados por um traço (-).



As moléculas de água são formadas por átomos de H e O. Entre esses átomos há ligações covalentes.

Exemplos:

1) entre o H e F

H – está na família 1 da tabela – possui 1 elétron na última camada

F – está na família 17 da tabela – possui 7 elétrons na última camada.



Para completar o octeto do Hidrogênio ele precisa ganhar 1 elétron e o Flúor precisa ganhar 1 elétron também, então, se ambos compartilharem esse elétron, a ligação estará completa.



O par de elétrons formado irá pertencer aos dois elementos.

### EXERCÍCIOS

01. (UNIRIO – RJ) O dióxido de carbono ( $\text{CO}_2$ ) é um gás essencial no globo terrestre. Sem a presença deste gás, o globo seria gelado e vazio. Porém, quando este é inalado em concentração superior a 10%, pode levar o indivíduo à morte por asfixia. Este gás apresenta em sua molécula um número de ligações covalentes igual a:

a) 4      b) 1      c) 2      d) 3      e) 0

02. (UNESP – SP) Qual a fórmula do composto formado entre os elementos e qual a ligação envolvida?

a)  $\text{CaCl}$ , iônica.  
 b)  $\text{CaCl}$ , covalente.  
 c)  $\text{CaCl}_2$ , iônica.  
 d)  $\text{CaCl}_2$ , covalente.  
 e)  $\text{Ca}_2\text{Cl}$ , iônica.

03. (UNIFOR – CE) Em todas as moléculas representadas, átomos diferentes unem-se, entre si, por apenas um par de elétrons. A que possui maior número de ligações desse tipo é

a)  $\text{HCl}$                       b)  $\text{H}_2\text{O}$                       c)  $\text{NH}_3$   
 d)  $\text{N}_2\text{H}_4$                       e)  $\text{CH}_4$

04. (PUC – MG) Sobre o composto  $\text{Br-Cl}$ , é correto afirmar que:

a) trata-se de um composto iônico.  
 b) existe um compartilhamento desigual do par eletrônico.  
 c) o composto tem ponto de ebulição menor que  $\text{Br}_2$ .  
 d) existe uma maior densidade eletrônica em torno do átomo de bromo.

05. (UFPE) Um composto iônico é geralmente formado a partir de elementos que possuem:

a) energias de ionização muito distantes entre si.  
 b) elevadas energias de ionização.  
 c) raios atômicos semelhantes.  
 d) elevadas afinidades eletrônicas.  
 e) massas atômicas elevadas.

06. (UFC – CE)

Genericamente, os provadores de café afirmam: “para se fazer um bom café, deve-se observar a temperatura da água a fim de não remover o gás  $\text{CO}_2$  e alterar o sabor”.

(1)                      (2)  
(3)

Quanto aos termos sublinhados, assinale a alternativa que os classifica corretamente.

- a) (1) – propriedade química;  
 (2) – substância composta;  
 (3) – composto covalente.  
 b) (1) – propriedade física;  
 (2) – substância composta;  
 (3) – composto molecular.  
 c) (1) – propriedade física;  
 (2) – substância simples;  
 (3) – composto iônico.  
 d) (1) – propriedade química;  
 (2) – mistura;  
 (3) – substância composta.  
 e) (1) – propriedade física;  
 (2) – elemento;  
 (3) – composto iônico.



07. (UFAL) De acordo com a “regra do octeto” de Lewis-Kossel, átomos tendem a interagir com rearranjo eletrônico, de modo que cada átomo adquira configuração eletrônica de átomo de gás nobre. Assim sendo:

a) Represente com “estruturas de Lewis” a formação de moléculas de:

- fluoreto de hidrogênio, a partir de seus respectivos átomos;
- flúor a partir de seus átomos;
- oxigênio a partir de seus átomos.

08. (UPF – RS) A força de atração entre íons positivos e íons negativos caracteriza a ligação

- a) coordenada.
- b) ponte de hidrogênio.
- c) metálica.
- d) covalente apolar.
- e) iônica.

09. (UEMS) Considere as substâncias:

- I. Sulfeto de hidrogênio.
- II. Acetato de sódio.
- III. Argônio gasoso.
- IV. Cloreto de potássio.

Quais dessas substâncias apresentam ligações covalentes?

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



## AULA Nº 05

### GEOMETRIA E POLARIDADE

#### Geometria Molecular

A geometria da molécula depende dos pares de elétrons ao redor do átomo central, e para descobri-los, somam-se o número de elétrons das camadas de valência de todos os átomos que constituem a molécula.

A geometria é definida pelos pares de elétrons ao redor do átomo central, conforme a tabela abaixo:

Pares de elétrons totais	Pares de elétrons ligados	Geometria da molécula
2	1 ou 2	linear
3	1	linear
3	2	angular
3	3	trigonal plana
4	1	linear
4	2	angular
4	3	piramidal
4	4	tetraédrica

As formas estão representadas abaixo:

**Linear:**



**Angular:**



**Trigonal Plana:**



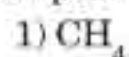
**Piramidal:**



**Tetraédrica:**



Exemplos:



C = 4 elétrons

H = 1 elétron x 4 átomos = 4

Total = 8 elétrons na camada de valência (cv)

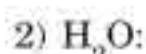
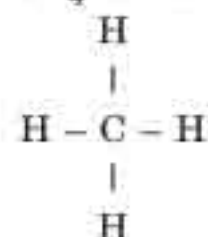
Em seguida, calcula-se o número de **pares de elétrons de valência** (pev), que nada mais é que o número total de elétrons na cv dividido por 2; então:

para o  $\text{CH}_4$ :

$\text{pev} = 8 : 2 = 4$

O átomo central é o C.

- distribuem-se os pares de elétrons entre os átomos (lembre que cada par é representado por um traço); para o  $\text{CH}_4$  temos 4 pares, então:



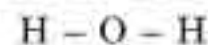
O = 6 elétrons

H = 1 elétron x 2 átomos = 2

Total = 8 elétrons

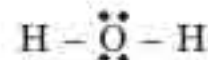
- Número de pares de elétrons:

$8 : 2 = 4$  pares de elétrons



Distribuição:

Distribui os elétrons restantes ao redor do oxigênio, já que o hidrogênio suporta somente dois elétrons:



Observando a tabela anterior, para 4 pares de elétrons totais e dois pares de elétrons ligados, a geometria é angular:



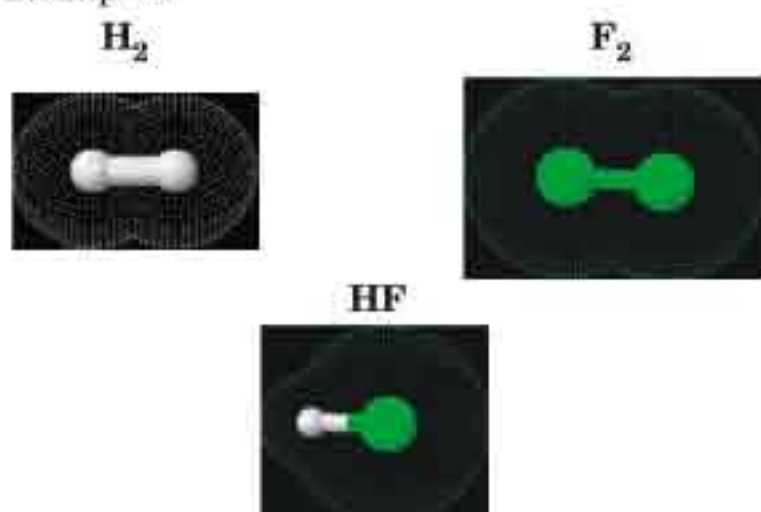
#### Polaridade molecular

Alguns elementos apresentam mais tendência de atrair elétrons do que outros. Podemos dizer que são **mais eletronegativos** o flúor, o oxigênio, o cloro, o nitrogênio, ou seja, **os não-metais**; e os **menos eletronegativos** são **os metais** em geral, como sódio, potássio, cálcio, etc.



Quanto maior a diferença de eletronegatividade entre os átomos, mais polarizada está uma ligação química, ou seja, os elétrons estarão mais concentrados em uma região do que em outra. Quando não há diferença de polaridade na ligação, os elétrons estão igualmente distribuídos pelos átomos.

Exemplos:



Entre as ligações H – H e F – F, não há diferença de polaridade, porque os átomos “puxam” igualmente para si a nuvem de elétrons. Na ligação H – F, o flúor é mais eletronegativo que o hidrogênio; por isso, na ligação entre esses dois elementos há uma desigualdade de distribuição eletrônica. Como o F é mais eletronegativo que o H, os elétrons estão mais próximos do F.

Dizemos que o **flúor** apresenta uma **densidade de carga negativa ( $d^-$ )**, por atrair mais os elétrons, e o **hidrogênio** apresenta uma **densidade de carga positiva ( $d^+$ )** por ter a tendência de ceder elétrons. A polaridade é representada por um vetor físico ( $\delta^-$ ), cuja seta aponta sempre para a extremidade negativa. Podemos representar a molécula de HF conforme a figura:

### *Polaridade de moléculas x polaridade de ligações*

A polaridade de uma ligação química é dada pela diferença de eletronegatividade entre os elementos que compõem essa ligação. Via de regra, quando os **elementos** forem **diferentes** em uma ligação, ela será **polar**; quando a ligação for formada de **elementos iguais**, a **polaridade** da ligação será **zero**, ou seja, será **apolar**.

Exemplos:

Ligações polares	Ligações apolares
H – Cl	H – H
I – Cl	I – I
H – O	O = O
N – O	N $\equiv$ N

A polaridade de moléculas depende de vários fatores, como o tipo de ligações que a molécula apresenta e, principalmente, a geometria molecular.

### **Dica**

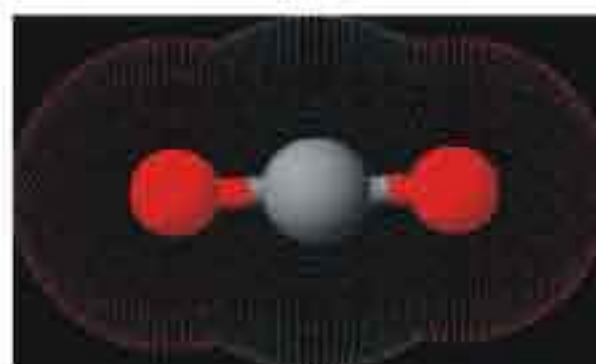
- Uma molécula formada somente por ligações apolares será sempre apolar; porém, se as ligações forem polares, a molécula pode ser polar ou apolar, dependendo do tipo de geometria que a molécula apresenta.

Para determinarmos a polaridade de uma molécula, primeiramente devemos estabelecer a geometria da molécula; em seguida, somar todos os vetores de todas as ligações dela.

Exemplos:



A molécula é linear, com o carbono entre dois átomos de oxigênio é mais polar que o carbono; desse modo, ele deve atrair mais fortemente os elétrons, porém, como a molécula é linear, a atração dos oxigênios se dá de lados opostos, fazendo com que os vetores se anulem; logo, a polaridade do  $CO_2$  é igual a zero.



Fazendo a geometria do  $SO_2$ , vemos que ele é angular. O oxigênio é mais eletronegativo que o enxofre, atraindo os elétrons para si. Verificando essa tendência e a soma vetorial apresentada, vemos que a molécula é polar.





### ATIVIDADES

01. (UFRR) A geometria molecular da molécula de  $\text{NH}_3$  é:
- linear;
  - trigonal plana;
  - angular;
  - piramidal;
  - tetraédrica.

02. (UFPB) Numa amostra de ar atmosférico, além dos gases oxigênio, nitrogênio e argônio, encontram-se também, dentre outros,  $\text{CO}_2$ ,  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{SO}_2$  e  $\text{SO}_3$ . A geometria molecular desses compostos é, respectivamente,
- linear, angular, linear, trigonal plana.
  - linear, angular, angular, trigonal plana.
  - linear, tetraédrica, angular, piramidal.
  - angular, linear, angular, trigonal plana.
  - linear, tetraédrica, angular, trigonal plana.

03. (UFRGS) O quadro abaixo apresenta a estrutura geométrica e a polaridade de várias moléculas, segundo a Teoria da requisição dos pares de elétrons de valência. Assinale a alternativa em que a relação proposta está incorreta.

Molécula	Geometria	Polaridade
a) $\text{SO}_2$	angular	polar
b) $\text{CO}_2$	linear	apolar
c) $\text{NH}_3$	piramidal	polar
d) $\text{NO}_2$	angular	polar
e) $\text{CH}_3\text{F}$	piramidal	apolar

04. (FUVEST – SP) Os desenhos são representações de moléculas em que se procura manter proporções corretas entre raios atômicos e distâncias internucleares.



Os desenhos podem representar, respectivamente, moléculas de

- oxigênio, água e metano.
  - cloreto de hidrogênio, amônia e água.
  - monóxido de carbono, dióxido de carbono e ozônio.
  - cloreto de hidrogênio, dióxido de carbono e amônia.
  - monóxido de carbono, oxigênio e ozônio.
05. (PUC – PR) Observe as moléculas a seguir:  $\text{NH}_3$ ,  $\text{CHCl}_3$ ,  $\text{SO}_3$ . Sua geometria molecular e polaridade são respectivamente:
- tetraédrica/polar; tetraédrica/polar; trigonal plana/polar.
  - piramidal/ polar; tetraédrica/polar; trigonal plana/apolar.
  - trigonal plana/apolar; angular/polar; tetraédrica/apolar.
  - linear/polar; trigonal plana/polar; angular/polar.
  - piramidal/apolar; piramidal/ apolar; linear/apolar.



06. (UEM – PR) Considerando a molécula de amônia, assinale a alternativa correta.
- A geometria molecular corresponde a um tetraedro regular.
  - O átomo de nitrogênio e dois átomos de hidrogênio ocupam os vértices de um triângulo equilátero.
  - O centro da pirâmide formada pelos átomos de nitrogênio e pelos átomos de hidrogênio é ocupado pelo par de elétrons livres.
  - Os átomos de hidrogênio ocupam os vértices de um triângulo equilátero.
  - As arestas da pirâmide formada pelos átomos de nitrogênio e pelos átomos de hidrogênio correspondem a ligações iônicas.
07. (UEM – PR) Assinale a alternativa incorreta.
- O fulereno  $C_{60}$  é considerado uma das formas alotrópicas do carbono.
  - A geometria molecular da amônia é do tipo piramidal (ou pirâmide trigonal).
  - A geometria molecular angular da água se deve aos dois pares de elétrons não-ligantes do átomo de oxigênio.
  - A molécula de metano ( $CH_4$ ) é apolar, mas a molécula de  $BeH_2$  é polar.
  - Os íons  $NO_2^-$  e  $NO_3^-$  não possuem a mesma geometria molecular.
08. (UEMS – MS) Inúmeras substâncias químicas são encontradas no dia-a-dia, tais como:  $NaCl$ ,  $O_2$ ,  $Ag^0$  e  $HCl$ . Essas substâncias apresentadas possuem, respectivamente, ligações:
- iônica, covalente polar, metálica e covalente polar.
  - iônica, covalente apolar, metálica e covalente polar.
  - covalente polar, metálica, covalente apolar e iônica.
  - covalente apolar, covalente polar, metálica e iônica.
  - covalente polar, metálica, iônica e covalente apolar.
09. (PUCPR) Observe as moléculas a seguir:  
 $NH_3$ ,  $CHCl_3$ ,  $SO_3$
- Sua geometria molecular e polaridade são respectivamente:
- tetraédrica/polar; tetraédrica/polar; trigonal plana/polar.
  - piramidal/ polar; tetraédrica/polar; trigonal plana/apolar.
  - trigonal plana/apolar; angular/polar; tetraédrica/apolar.
  - linear/polar; trigonal plana/polar; angular/polar.
  - piramidal/apolar; piramidal/ apolar; linear/apolar.



## AULA Nº 06

### FORÇAS INTERMOLECULARES

As ligações intermoleculares se dividem em dois tipos: interações por pontes de hidrogênio e interações do tipo Van der Waals. As interações de Van der Waals incluem as forças entre os dipolos (permanentes e/ou induzidos) e entre os dipolos e íons.

#### Ligação por pontes de hidrogênio

A água é uma substância interessante e que sempre tem chamado a atenção dos cientistas, seu comportamento é diferente do esperado para uma molécula tão pequena e leve como ela. A água é mais densa do que o esperado e se adere a muitas superfícies, além disso, dissolve muitas substâncias, mesmo que em quantidades reduzidas.



As pontes de hidrogênio fazem com que a água no estado sólido tenha uma densidade menor que a água no estado líquido.

As propriedades da água estão relacionadas a dois fatores fundamentais, o primeiro é a geometria da molécula, que é angular, que confere uma alta polaridade à molécula, como vemos na figura seguinte.



O segundo fator responsável pelas propriedades da água é o tipo de ligação intermolecular que ela apresenta as pontes de hidrogênio. As pontes de hidrogênio são associações entre átomos eletronegativos (flúor, oxigênio e nitrogênio) e o hidrogênio que ocorrem entre moléculas diferentes ou no interior da mesma molécula.

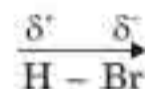
#### Interações de Van der Waals

Alguns autores consideram as interações de Van der Waals como sendo apenas as interações fracas entre as moléculas, ou seja, as interações de London. Porém, a IUPAC recomenda que as todas as interações **exclusivamente** intermoleculares sejam chamadas de forças de Van der Waals. As ligações por pontes de hidrogênio não se enquadram nesta categoria porque além de serem intermoleculares elas podem ocorrer também de forma intramolecular (dentro da mesma molécula).

##### Ligação dipolo-dipolo

As interações do tipo dipolo-dipolo ocorrem entre moléculas exclusivamente polares, ou seja, moléculas que apresentam pólos positivos e negativos.

A molécula de HBr é um exemplo de dipolo.

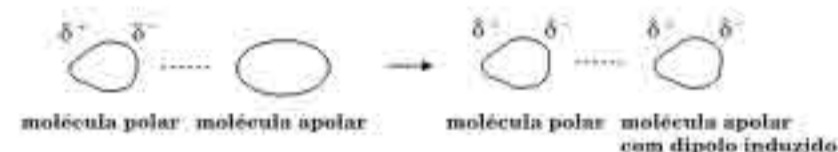


As interações entre as moléculas de HBr podem ser representadas como:



##### Ligação dipolo-dipolo induzido

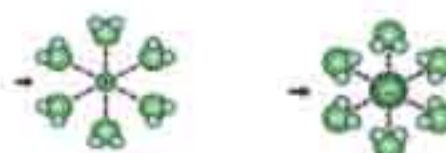
Algumas moléculas polares interagem com moléculas apolares quando misturadas. A molécula polar, que apresenta um dipolo, induz uma molécula apolar a formar um dipolo.



##### Ligação íon-dipolo

Íons são compostos que apresentam ligações de natureza iônica, formados pela união de cátions (que apresentam carga positiva) e ânions (com carga negativa). Quando um íon se dissolve em água ocorre uma separação entre os cátions e ânions. E essas cargas são balanceadas pelos dipolos do solvente.

Exemplo:



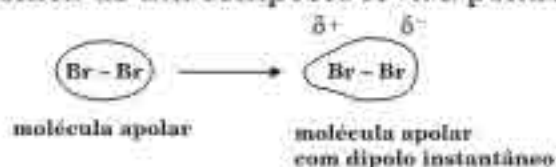


### Interações de London ou dipolo instantâneo-dipolo induzido

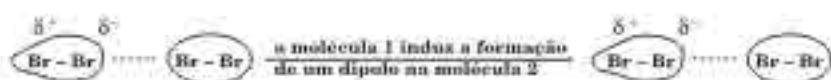
Moléculas apolares não possuem um dipolo próprio, e por isso não apresentam interações eletrostáticas, ou seja, as moléculas são sem carga.

As possíveis interações que podem ocorrer provêm da formação de um dipolo instantâneo na molécula, que induz a formação de outros dipolos, vamos acompanhar como isso ocorre:

- 1) uma pequena deformação na nuvem eletrônica de um composto leva à polarização:



- 2) este dipolo formado induz a formação de dipolos em outras moléculas do mesmo tipo, por esse motivo as interações são chamadas de dipolo instantâneo - dipolo induzido.



### ATIVIDADES

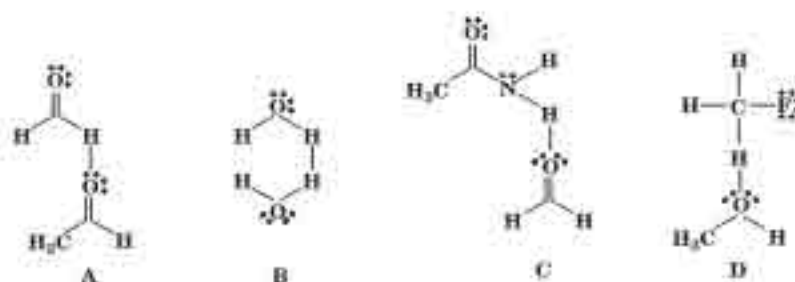
01. (UFC – CE) Recentemente, uma pesquisa publicada na revista Nature (Ano: 2000, vol.405, pg. 681,) mostrou que a habilidade das lagartixas (víboras) em escalar superfícies lisas como uma parede, por exemplo, é resultado de interações intermoleculares. Admitindo que a parede é recoberta por um material apolar e encontra-se seca, assinale a alternativa que classifica corretamente o tipo de interação que prevalece entre as lagartixas e a parede, respectivamente:

- a) íon-íon.
- b) íon-dipolo permanente.
- c) dipolo induzido-dipolo induzido.
- d) dipolo permanente-dipolo induzido.
- e) dipolo permanente-dipolo permanente.

02. (UFES) Os elevados pontos de ebulição e de fusão da água, quando comparados aos do  $H_2S$ , podem ser explicados

- a) pela formação de pontes de hidrogênio.
- b) pela sua elevada massa molecular.
- c) pelas forças de van der Walls.
- d) pela ação da força da gravidade sobre suas moléculas.
- e) pelo acúmulo de energia cinética de suas moléculas.

03. (PUC – MG) Qual das interações mostradas abaixo representa uma interação do tipo ligação de hidrogênio?



- a) A
- b) B
- c) C
- d) D

04. (UFPB) No preparo de uma feijoada, as carnes, antes de serem adicionadas ao feijão, são colocadas de molho em água, para remoção do excesso de sal ( $NaCl$ ). Com relação ao sal e à água, é correto afirmar que

- a) a dissolução do sal, na água, resulta de interações do tipo íon-dipolo.
- b) os íons, no sal, são atraídos por forças de dispersão de London.
- c) as forças intermoleculares, na água, são do tipo dipolo instantâneo-dipolo induzido.
- d) o sal é um composto iônico e a água é um solvente apolar.
- e) a dissolução do sal, na água, resulta de interações do tipo dipolo-dipolo.



05. (UFPE) A compreensão das interações intermoleculares é importante para a racionalização das propriedades físico-químicas macroscópicas, bem como para o entendimento dos processos de reconhecimento molecular que ocorrem nos sistemas biológicos. A tabela abaixo apresenta as temperaturas de ebulição (TE), para três líquidos à pressão atmosférica.

Líquido	Fórmula Química	TE (°C)
acetona	$(\text{CH}_3)_2\text{CO}$	56
água	$\text{H}_2\text{O}$	100
etanol	$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$	78

Com relação aos dados apresentados na tabela acima, podemos afirmar que:

- as interações intermoleculares presentes na acetona são mais fortes que aquelas presentes na água.
  - as interações intermoleculares presentes no etanol são mais fracas que aquelas presentes na acetona.
  - dos três líquidos, a acetona é o que apresenta ligações de hidrogênio mais fortes.
  - a magnitude das interações intermoleculares é a mesma para os três líquidos.
  - as interações intermoleculares presentes no etanol são mais fracas que aquelas presentes na água.
06. (UFPE) No tocante a ligações de hidrogênio, é correto afirmar que:
- ligações de hidrogênio ocorrem somente entre moléculas e nunca dentro de uma mesma molécula.
  - o ponto de fusão da água é menor que o do sulfeto de hidrogênio, por conta das ligações de hidrogênio, que são muito intensas na molécula de água.
  - ligações de hidrogênio têm a mesma energia que uma ligação covalente simples.
  - ligações de hidrogênio podem influenciar na densidade de uma substância.
  - átomos de hidrogênio ligados covalentemente a átomos de oxigênio não podem participar de ligações de hidrogênio.

07. (UNIFESP – SP) A geometria molecular e a polaridade das moléculas são conceitos importantes para prever o tipo de força de interação entre elas. Dentre os compostos moleculares nitrogênio, dióxido de enxofre, amônia, sulfeto de hidrogênio e água, aqueles que apresentam o menor e o maior ponto de ebulição são, respectivamente,

- $\text{SO}_2$  e  $\text{H}_2\text{S}$ .
- $\text{N}_2$  e  $\text{H}_2\text{O}$ .
- $\text{NH}_3$  e  $\text{H}_2\text{O}$ .
- $\text{N}_2$  e  $\text{H}_2\text{S}$ .
- $\text{SO}_2$  e  $\text{NH}_3$ .

08. (UEPG – PR) Com base nas características fundamentais das ligações químicas que se estabelecem entre átomos e das atrações que ocorrem entre moléculas, assinale o que for correto.

- Na molécula de gás hidrogênio, os átomos estão ligados covalentemente.
- O hidrogênio ( $Z = 1$ ) liga-se ao cloro ( $Z = 17$ ) na razão 1:1 por compartilhamento, formando uma molécula que apresenta polaridade.
- No hidreto de sódio, a atração entre os átomos de Na ( $Z = 11$ ) e H ( $Z = 1$ ) é do tipo eletrostática.
- Na água ( $\text{H}_2\text{O}$ ) e na amônia ( $\text{NH}_3$ ), a principal força que mantém unidas as moléculas é denominada ponte de hidrogênio.
- Moléculas apolares, como  $\text{CO}_2$ , apresentam interações intermoleculares do tipo forças de dispersão de London.



09. (PUC – PR) As festas e eventos têm sido incrementadas com o efeito de névoa intensa do “gelo seco”, o qual é constituído de gás carbônico solidificado.

A respeito do fato, pode-se afirmar:

- A névoa nada mais é que a liquefação do gás carbônico pela formação das forças intermoleculares.
- O gelo seco é uma substância composta e encontra-se na natureza no estado líquido.
- O gelo seco é uma mistura de substâncias adicionadas ao gás carbônico e, por essa razão, a mistura se solidifica.
- Na solidificação do gás carbônico ocorre a formação de forças intermoleculares dipolo-dipolo.
- Sendo a molécula de  $\text{CO}_2$  apolar, a atração entre as moléculas se dá por dipolo instantâneo-dipolo induzido.

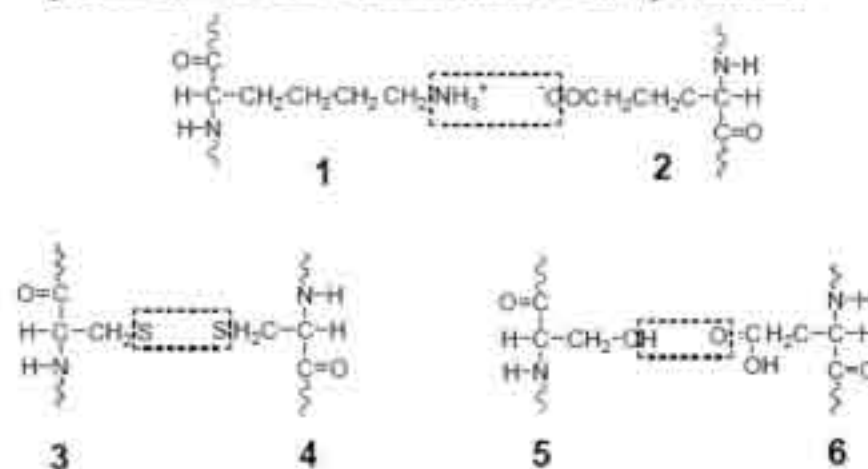
10. (UFG – GO) O quadro, a seguir, apresenta propriedades químicas e físicas da água e do tetracloreto de carbono.

Substância	Ponto de ebulição	Ligação	Geometria Molecular
Água	100,0 °C	O – H	angular
Tetracloreto de carbono	76,7 °C	C – Cl	tetraédrica

Analisando os dados do quadro, conclui-se que a água e o tetracloreto de carbono

- dissolvem substâncias iônicas.
- formam ligações de hidrogênio intermoleculares.
- possuem ligações químicas polares.
- possuem pressões de vapor diferentes no ponto de ebulição.
- são moléculas polares.

11. (UFC – CE) O cabelo humano é composto principalmente de queratina, cuja estrutura protéica varia em função das interações entre os resíduos aminoácidos terminais, conferindo diferentes formas ao cabelo (liso, ondulado, etc). As estruturas relacionadas abaixo ilustram algumas dessas interações específicas entre pares de resíduos aminoácidos da queratina.



Assinale a alternativa que relaciona corretamente as interações específicas entre os resíduos 1-2, 3-4 e 5-6, respectivamente.

- Ligação iônica, ligação covalente e ligação de hidrogênio.
- Ligação iônica, interação dipolo-dipolo e ligação covalente.
- Ligação covalente, interação íon-dipolo e ligação de hidrogênio.
- Interação dipolo-dipolo induzido, ligação covalente e ligação iônica.
- Ligação de hidrogênio, interação dipolo induzido-dipolo e ligação covalente.



## AULA Nº 07

### ÁCIDOS

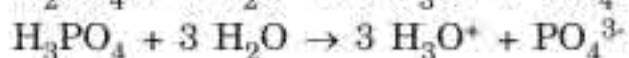
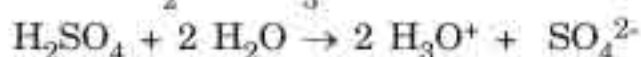
Ácidos de Arrhenius: são substâncias compostas que em solução aquosa liberam como único cátion o hidroxônio ( $H_3O^+$  ou  $H^+$ ).



#### Ionização de um Ácido

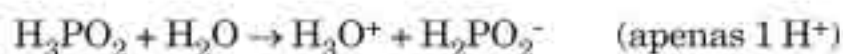
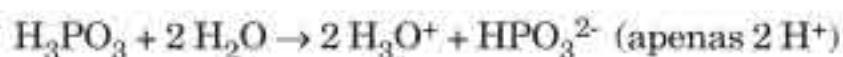
Consiste na reação entre o ácido e a água para formar íons:

Exemplos:



#### Importante

Os hidrogênios que fornecem  $H_3O^+$  são chamados de hidrogênios ionizáveis. São aqueles que se ligam ao oxigênio (quando presente). Geralmente a quantidade de hidrogênios do ácido é a mesma que pode ionizar, mas existem exceções:



#### Classificação dos Ácidos

##### Quanto à presença ou ausência de Oxigênio

Hidrácidos ( $HCl$ ,  $H_2S$ ,  $HBr$ )

Oxiácidos ( $H_2SO_4$ ,  $H_3PO_4$ ,  $HClO_4$ )

##### Quanto ao número de Hidrogênios Ionizáveis:

Monoácidos ( $HCl$ ,  $HI$ )

Diácidos ( $H_2SO_4$ ,  $H_2S$ ,  $H_3PO_3$ )

Triácidos ( $H_3PO_4$ ,  $H_3BO_3$ ,  $H_3BO_2$ )

Tetrácidos ( $H_4P_2O_7$ )

##### Quanto ao Grau de Ionização ( $\alpha$ )

Ácidos fracos:  $0 < \alpha < 5\%$

Ácidos moderados:  $5\% < \alpha < 50\%$

Ácidos fortes:  $50\% < \alpha < 100\%$

$$\alpha = \frac{N^\circ \text{ de Mol Ionizados}}{N^\circ \text{ Inicial de Mols}}$$

*Hidrácidos:*

Fortes:  $HCl$ ,  $HBr$ ,  $HI$

Moderado:  $HF$

Fracos: Os demais

*Oxiácidos:*  $H_xAO_y$  ( $x$  = número de hidrogênios ionizáveis e  $y$  = número de oxigênios)

Faz-se:  $y - x$ , se:

$y - x < 2 \rightarrow$  ácido fraco

$y - x \geq 2 \rightarrow$  ácido forte

#### Nomenclatura Oficial:

##### Hidrácidos

Seguem a seguinte regra:

Ácidos Radical do Elemento + ídrico

Exemplos:

$HCl$  – ácido clor + ídrico = ácido clorídrico

##### Oxiácidos

Seguem a seguinte regra:

Ácido Radical do Elemento +  
oso (- oxigênio)  
ico (+ oxigênio)

Exemplos:

$H_2SO_3$  – ácido sulfur + oso = ácido sulfuroso

$H_2SO_4$  – ácido sulfur + ico = ácido sulfúrico

##### Dica:

Os oxiácidos que contêm halogênios têm sua nomenclatura baseada na seguinte idéia:

Ácido Per....ico	Aumenta a quantidade de oxigênio
Ácido ....ico	
Ácido ....oso	
Ácido Hipo....oso	



Exemplo:

$\text{HClO}_4$  – ácido **perclórico**

$\text{HClO}_3$  – ácido **clórico**

$\text{HClO}_2$  – ácido **cloroso**

$\text{HClO}$  – ácido **hipocloroso**

### Características gerais dos ácidos

- Apresentam sabor azedo;
- Desidratam a matéria orgânica;
- Deixam incolor a solução alcoólica de fenolftaleína;
- Neutralizam bases formando sal e água;

### ATIVIDADES

01. Observando uma tabela de ânions, dê o nome para os seguintes ácidos:

- |                            |                            |
|----------------------------|----------------------------|
| a) $\text{HBr}$            | b) $\text{HI}$             |
| c) $\text{HF}$             | d) $\text{HClO}_4$         |
| e) $\text{H}_2\text{SO}_4$ | f) $\text{H}_2\text{SO}_3$ |
| g) $\text{H}_2\text{CO}_3$ | h) $\text{H}_3\text{PO}_4$ |
| i) $\text{HCN}$            | j) $\text{HCNO}$           |

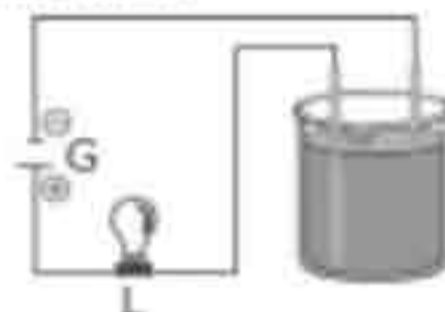
02. Escreva a fórmula dos seguintes ácidos:

- ácido sulfúrico
- ácido nítrico
- ácido iodídrico
- ácido cloroso
- ácido bórico

03. (UEPA) Refrigerantes que apresentam ácido fosfórico em suas composições têm recebido várias críticas devido à suspeita de que podem causar problemas ao estômago humano. Indique nas alternativas abaixo a fórmula deste ácido.

- |                                     |                            |
|-------------------------------------|----------------------------|
| a) $\text{HPO}_2$                   | b) $\text{HPO}_3$          |
| c) $\text{H}_3\text{PO}_3$          | d) $\text{H}_3\text{PO}_4$ |
| e) $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_5$ |                            |

04. (UEPB) A força de um ácido é medida pelo seu grau de ionização (a), ou seja, pela relação entre o número de moléculas ionizadas e o número total de moléculas dissolvidas. Em qual das soluções – de mesma concentração e na mesma temperatura - a lâmpada (L) do esquema apresenta maior brilho?



- |                             |                         |
|-----------------------------|-------------------------|
| a) $\text{HF}$              | b) $\text{HNO}_3$       |
| c) $\text{H}_3\text{PO}_4$  | d) $\text{H}_2\text{S}$ |
| e) $\text{H}_4\text{SiO}_4$ |                         |



05. (MACK – SP) Certos tipos de moluscos marinhos podem liberar ácido sulfúrico ( $H_2SO_4$ ) para se defenderem de seus predadores. Dessa substância, é incorreto afirmar que:
- ioniza na presença de água.
  - dissocia, liberando íons  $OH^-$ .
  - reage com óxido de cálcio formando sal e água.
  - forma íons  $H_3O^+$  em água.
06. (ACAFE – SC) O vinagre tem caráter ácido, pois nele encontra-se, predominantemente, o ácido:
- carbônico.
  - alicílico.
  - sulfúrico.
  - acético.
  - nítrico.
07. (UFF – RJ) De cada 1 000 moléculas de um ácido HA dissolvidas em água, 18 se ionizam. De cada 1 000 moléculas de um ácido HB, também dissolvidas em água, 75 sofrem ionização.
- Quais são as porcentagens de ionização dos ácidos HA e HB?
  - Qual destes ácidos é mais ionizável?
  - Quando quantidades iguais de cada ácido são dissolvidas separadamente em volumes iguais de água, qual das soluções resultantes conduzirá melhor a corrente elétrica?
08. (ACAFE – SC) A alternativa que apresenta dois produtos com propriedades ácidas é:
- detergente e água de cal
  - sal de cozinha e coalhada
  - leite de magnésia e sabão
  - açúcar e bicarbonato
  - refrigerante e suco de laranja
09. (ACAFE – SC) Indivíduos que têm pirose (azia) com grande frequência devem procurar um médico, pois pode estar ocorrendo refluxo gastroesofágico. A fórmula e o nome do ácido que, nesse caso, provoca azia, é:
- $HCl$  - ácido clórico
  - $HCl$  - ácido clorídrico
  - $HClO_3$  - ácido cloroso
  - $HClO_2$  - ácido clorídrico
  - $HClO$  - ácido clórico



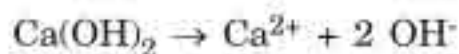
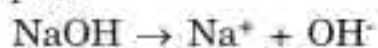
## AULA Nº 08

### BASES E SAIS

#### Bases

De acordo com Arrhenius, base ou hidróxido é toda substância que, dissolvida em água, dissocia-se fornecendo como ânion exclusivamente OH<sup>-</sup> (hidroxila ou oxidrila).

Exemplos:



#### Nomenclatura

Hidróxido de Nome do Elemento

Exemplos

NaOH – hidróxido de sódio

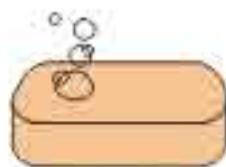
Fe(OH)<sub>2</sub> – hidróxido de ferro II

Fe(OH)<sub>3</sub> – hidróxido de ferro III

#### Classificação

Quanto ao Número de Hidroxilas:

- Monobases: NaOH; NH<sub>4</sub>OH
- Dibases: Ca(OH)<sub>2</sub>; Mg(OH)<sub>2</sub>
- Tribases: Al(OH)<sub>3</sub>; Fe(OH)<sub>3</sub>
- Tetrabases: Pb(OH)<sub>4</sub>; Sn(OH)<sub>4</sub>



O sabonete tem em sua composição uma base, o hidróxido de sódio.

Quanto ao Grau de Dissociação Iônica

**Fortes:** Os hidróxidos de metais alcalinos (Grupo 1) e metais alcalinos terrosos (Grupo 2).

**Fracas:** Nesse grupo incluem-se o hidróxido de amônio (NH<sub>4</sub>OH) e as demais bases.

Quanto à Solubilidade em Água

- **Totalmente solúveis:** os hidróxidos dos metais alcalinos e o hidróxido de amônio (NH<sub>4</sub>OH).
- **Parcialmente solúveis:** hidróxidos dos metais alcalino-terrosos, exceto Mg(OH)<sub>2</sub>.

- **Insolúveis:** todos os demais hidróxidos.

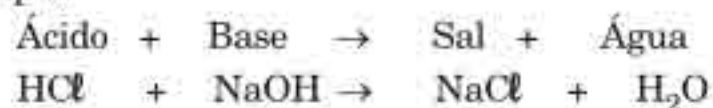
*Características das bases*

- Apresentam sabor caústico;
- Deixam vermelha a solução alcoólica de fenolftaleína;
- Neutralizam ácidos formando sal e água;

#### Sais

Sal é todo composto que em água dissocia liberando um cátion ≠ de H<sup>+</sup> e um ânion ≠ de OH<sup>-</sup>. A reação de um ácido com uma base recebe o nome de neutralização.

Exemplo:



Nomenclatura dos sais

Obedece à expressão:

(nome do ânion) de (nome do cátion)

Exemplo

CaSO<sub>4</sub> – Sulfato de cálcio

#### Classificação dos sais

Quanto à presença de hidrogênios ionizáveis

Se contiverem, além do cátion, um ou mais hidrogênios ionizáveis, chamamos o sal de hidrogenossal. A sua nomenclatura é obtida pela adição da palavra hidrogeno antes do nome do sal.



O bolo cresce graças à ação do sal hidrogeno carbonato de sódio.

Exemplos

NaHCO<sub>3</sub> – hidrogeno carbonato de sódio

KHSO<sub>4</sub> – hidrogeno sulfato de potássio

**Dica:**

Estes sais eram chamados de sais ácidos, pois o hidrogênio (H<sup>+</sup>) tem caráter ácido e a nomenclatura anterior era feita pela adição do prefixo bi ao nome do sal.

Ex.: NaHCO<sub>3</sub> – bicarbonato de sódio.



### Quanto à presença de íons hidróxidos

Se um sal contém dois ou mais ânions, onde um é o ânion hidróxido ele é classificado como hidróxissal.

#### Exemplos

$\text{Ca}(\text{OH})\text{Cl}$  – hidróxi cloreto de cálcio

$\text{Mg}_2(\text{OH})\text{PO}_4$  – hidróxi fosfato de magnésio

### Sais duplos

#### Exemplos

$\text{NaKSO}_4$  – Sulfato de sódio e potássio

$\text{CaMg}(\text{CO}_3)_2$  – Carbonato de cálcio e magnésio

$\text{AlBrCl}_2$  – Brometo cloreto de alumínio

## ATIVIDADES

01. (MACK – SP) Um aluno derrubou, acidentalmente, um frasco contendo solução de hidróxido de sódio na bancada do laboratório. Para que ninguém corresse risco, o preparador, antes de lavar a bancada, neutralizou o hidróxido com uma certa substância. Essa substância pode ter sido:

- água destilada.
- ácido acético diluído.
- detergente.
- hidróxido de magnésio.
- amoníaco.

02. (MACK – SP) Para o tratamento da gastrite, um médico prescreveu um medicamento que continha um hidróxido de metal M, da família do boro. A fórmula do hidróxido em questão é

- $\text{NaOH}$ .
- $\text{Fe}(\text{OH})_3$ .
- $\text{Al}(\text{OH})_3$ .
- $\text{Ca}(\text{OH})_2$ .
- $\text{NH}_4\text{OH}$ .

03. (MACK – SP) Embora as picadas de vespas e de formigas provoquem dor e lesão, na picada de vespa é injetada uma substância básica, enquanto na picada de formiga é injetada uma substância ácida. Para amenizar o edema provocado por essas picadas e neutralizar o veneno, pode-se colocar, no local picado por cada um dos insetos, uma gaze umedecida, respectivamente, com

- salmoura e suco de limão.
- vinagre e amoníaco.
- suco de laranja e salmoura.
- leite de magnésia e amoníaco.

04. (FUVEST – SP) Assinale a alternativa que apresenta dois produtos caseiros com propriedades alcalinas.

- detergente e vinagre.
- sal e coalhada.
- leite de magnésia e sabão.
- bicarbonato e açúcar.
- coca-cola e água de cal.

05. (PUC – MG) Urtiga é o nome genérico dado a diversas plantas da família das Urticáceas, cujas folhas são cobertas de pêlos finos, os quais liberam ácido fórmico ( $\text{H}_2\text{CO}_2$  ou  $\text{COOH}$ ) que, em contato com a pele, produz uma irritação.

Dos produtos de uso doméstico abaixo, o que você utilizaria para diminuir essa irritação é:

- vinagre.
- sal de cozinha.
- óleo.
- leite de magnésia.



06. (UEG – GO) Sobre a classificação dos sais considere as seguintes proposições:

- I.  $\text{AlBrCl}_2$  é um sal duplo quanto ao ânion.
- II.  $\text{Na}_2\text{KPO}_4$  é um sal duplo quanto ao cátion.
- III.  $\text{NaCl}$  é um sal ácido.
- IV.  $\text{Mg(OH)Cl}$  é um sal básico.
- V.  $\text{NaHCO}_3$  é um sal neutro.

Assinale a afirmativa correta:

- a) Apenas uma proposição é incorreta.
- b) Apenas as proposições I e II são corretas.
- c) Apenas as proposições III e IV são corretas.
- d) Apenas as proposições I, II e IV são corretas.
- e) Todas as proposições são corretas.

07. (UNIFEI – MG) Em um laboratório de química, foram encontradas as seguintes fichas com os nomes de reagentes químicos. Qual delas está incorreta?

- a)  $\text{CaCO}_3$  – carbonato de cálcio.
- b)  $\text{AlBr}_3$  – brometo de alumínio.
- c)  $\text{NaNO}_3$  – nitrato de sódio.
- d)  $\text{CuS}$  – sulfato de cobre.

08. (UFPR) A nomenclatura de um sal inorgânico pode ser derivada formalmente da reação entre um ácido e uma base. Assinale a coluna da direita (que contém os pares ácido e base) de acordo com sua correspondência com a da esquerda (que contém as fórmulas dos sais produzidos).

1. Ácido nítrico com hidróxido ferroso.
2. Ácido nítrico com hidróxido férrico.
3. Ácido nítrico com hidróxido de sódio.
4. Ácido nitroso com hidróxido de sódio.
5. Ácido nitroso com hidróxido férrico.

- ( )  $\text{NaNO}_3$
- ( )  $\text{Fe(NO}_3)_3$
- ( )  $\text{Fe(NO}_2)_3$
- ( )  $\text{Fe(NO}_3)_2$
- ( )  $\text{NaNO}_2$

Assinale a alternativa que apresenta a sequência correta da coluna da direita, de cima para baixo.

- a) 3, 1, 2, 5, 4.
- b) 5, 4, 1, 2, 3.
- c) 4, 5, 2, 1, 3.
- d) 3, 2, 5, 1, 4.
- e) 4, 3, 1, 5, 2.

09. (UDESC – SC) No suco gástrico existe **ácido clorídrico** que, quando em excesso, provoca azia (ardência no estômago). Nesse caso, a ingestão de leite de magnésia, uma suspensão de **hidróxido de magnésio**, ou de medicamentos à base de **hidróxido de alumínio** diminuem a acidez. Isso acontece, pois ocorre uma reação de neutralização do ácido existente no estômago com a substância ingerida.

- a) Represente a fórmula molecular dos compostos químicos citados no texto e indique a função química a que pertencem.
- b) Considerando que a reação de neutralização do ácido estomacal com os hidróxidos citados no texto seja total, represente-a para cada caso.

10. (PUC – RJ) A reação entre uma solução aquosa de ácido com uma solução aquosa de base, chamada de reação de neutralização, forma uma solução aquosa de sal. Escreva a reação química balanceada entre soluções aquosas de hidróxido de sódio e de ácido clorídrico.



## AULA Nº 09

### ÓXIDOS E PERÓXIDOS

#### Óxidos

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



Rochas e Minerais são formados por óxidos

#### Formulação e nomenclatura dos óxidos

Os óxidos podem ser divididos em duas categorias principais: óxidos formados a partir de metais e óxidos formado por não metais.

#### Óxidos metálicos

Nesta categoria incluem-se também os óxidos dos elementos semimetálicos, a fórmula geral desses óxidos pode ser escrita como  $E_2O_x$ , onde x é a carga do cátion formado pelo elemento E.

Exemplos:

Alumínio ( $Al^{3+}$ )	$Al_2O_3$
Sódio ( $Na^+$ )	$Na_2O$ ou simplesmente $Na_2O^1$
Cálcio ( $Ca^{2+}$ )	$Ca_2O_2$ simplificando CaO
Cromo ( $Cr^{3+}$ )	$Cr_3O_3$

A nomenclatura dos óxidos metálicos obedece a seguinte regra geral:

óxido de nome do elemento metálico

SrO	– óxido de estrôncio
$K_2O$	– óxido de potássio
$SiO_2$	– óxido de silício

#### Dica

Os sufixos ico e oso são usados para distinguir a carga dos elementos:

Exemplos:

$Fe^{2+}$  e  $Fe^{3+}$  - podemos chamar de ferro II ou ferroso e de ferro III ou férrico, respectivamente.

$Cu^+$  e  $Cu^{2+}$  - podemos chamar de cobre I ou cuproso e de cobre II ou cúprico, respectivamente.

Os óxidos destes elementos são:

$FeO$  – óxido de ferro II ou óxido ferroso

$Fe_2O_3$  – óxido de ferro III ou óxido férrico

$Cu_2O$  – óxido de cobre I ou óxido cuproso

$CuO$  – óxido de cobre II ou óxido cúprico

#### Óxidos não metálicos

A nomenclatura de óxidos não metálicos segue a seguinte regra:

(quantidade de oxigênio)-óxido + de + (quantidade do elemento)-nome do elemento

As quantidades são representadas por:

1	mon-
2	di-
3	tri-
4	tret-
5	pent-
6	hex-
7	hept-

Quando há apenas 1 átomo do elemento não se coloca o prefixo mon-.

Exemplos:

$N_2O$  – **mon**óxido de **di**nitrogênio

$CO_2$  – **di**óxido de carbono (e não de ~~mono~~carbono)

$Cl_2O_6$  – **hex**óxido de **di**cloro

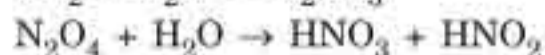
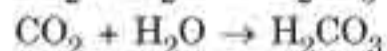
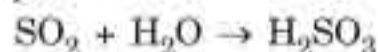
$P_4O_6$  – **hex**óxido de **tetra**fósforo

$SO_3$  – **tri**óxido de enxofre (e não de ~~mono~~enxofre)

#### Reações de óxidos com água

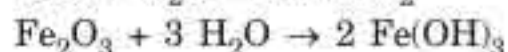
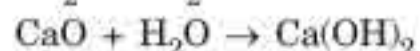
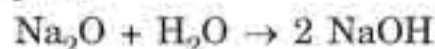
##### Óxidos ácidos

Exemplos:



##### Óxidos básicos

Exemplos:

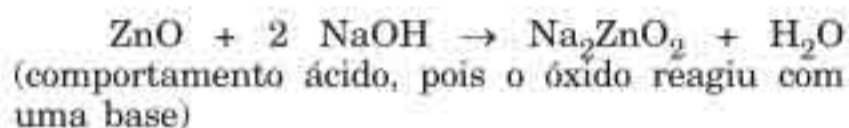
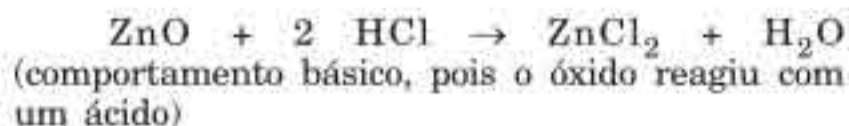




### Óxidos Anfóteros

São óxidos que, em geral, não reagem com água, mas podem reagir tanto com ácidos quanto com bases. São óxidos metálicos de elevada carga:

Exemplos:



### Óxidos neutros

São óxidos que não reagem com ácidos e bases, seu comportamento é neutro. Na natureza existem apenas três óxidos neutros: CO, N<sub>2</sub>O e NO.

### Peróxidos

São formados por metais alcalinos, alcalinos terrosos e hidrogênio e possuem oxigênio com Nox = -1.

Fórmulas:



Exemplos:

- Na<sub>2</sub>O<sub>2</sub> – peróxido de sódio
- Li<sub>2</sub>O<sub>2</sub> – peróxido de lítio
- CaO<sub>2</sub> – peróxido de cálcio
- MgO<sub>2</sub> – peróxido de magnésio

### Dica

H<sub>2</sub>O<sub>2</sub> – peróxido de hidrogênio (água oxigenada): Agente oxidante e bactericida

### ATIVIDADES

01. (UFRGS) Considere o texto abaixo sobre o vidro.
- O vidro comum, também conhecido como vidro de cal-soda, é produzido pela reação de areia (dióxido de silício), óxido de sódio, cal (óxido de cálcio) e óxido de alumínio. No entanto, na composição do vidro cristal, entram apenas a sílica e o dióxido de chumbo, cuja combinação confere mais brilho e maior massa ao produto.
- Assinale a alternativa que apresenta as fórmulas corretas para as substâncias químicas sublinhadas, na ordem em que aparecem no texto.
- NaOH, Ca(OH)<sub>2</sub>, Al(OH)<sub>3</sub>, Si(OH)<sub>2</sub> e Pb(OH)<sub>2</sub>
  - SiO<sub>2</sub>, Na<sub>2</sub>O, CaO, Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub> e PbO<sub>2</sub>
  - SiO, NaO, CaO, AlO e PbO
  - SO<sub>2</sub>, Na<sub>2</sub>O, Ca<sub>2</sub>O, Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub> e CuO
  - SiO<sub>2</sub>, NaOH, Ca<sub>2</sub>O, AlO<sub>3</sub> e PbO<sub>2</sub>
02. (UFES) A chuva ácida é um fenômeno regional. O caráter ácido das chuvas, nas áreas densamente industrializadas e povoadas, é causado por alguns óxidos lançados na atmosfera. A alternativa que contém somente óxidos que podem provocar esse fenômeno é
- CaO; Na<sub>2</sub>O
  - NO<sub>2</sub>; Na<sub>2</sub>O
  - SO<sub>3</sub>; CaO
  - CaO; CO<sub>2</sub>
  - SO<sub>3</sub>; NO<sub>2</sub>
03. (MACK – SP) Dentre as substâncias citadas abaixo, aquela que contribui para aumentar a acidez da água da chuva tem como fórmula molecular:
- SO<sub>2</sub>
  - NH<sub>3</sub>
  - CO
  - N<sub>2</sub>
  - CH<sub>4</sub>



04. (UECE) Um cozinheiro usa suco de limão na preparação de peixes devido à presença de substâncias, do grupo aminas, que possuem caráter básico, responsáveis pelo cheiro característico dos peixes. Apresenta também caráter básico:

- a)  $\text{CO}_2$                       b)  $\text{BF}_3$   
c)  $\text{CaO}$                         d)  $\text{SO}_3$

05. (UFES) O que é o efeito estufa?

A energia do Sol, ao atingir a superfície da Terra, transforma-se em calor. Ele é irradiado, mas não se dissipa de todo. Uma parte não atravessa a camada de gases-estufa. Sem essa camada a envolver a Terra, a temperatura média na sua superfície seria de  $-19^\circ\text{C}$ . Graças ao efeito estufa, ela é de  $14^\circ\text{C}$ . A maioria dos gases estufa é produzida naturalmente, caso do metano ( $\text{CH}_4$ ), produto da decomposição da matéria orgânica. Outros são o vapor de água, o dióxido de carbono ( $\text{CO}_2$ ), o ozônio ( $\text{O}_3$ ) e o óxido nitroso ( $\text{N}_2\text{O}$ ); eles retêm calor. Quando são acrescentados à camada, aumenta a retenção, e a temperatura sobe. Tudo indica que esse fenômeno está ligado à industrialização. A queima de derivados de petróleo, carvão e gás natural aumenta a concentração de gases estufa. A elevação da temperatura no século XX foi de  $0,6^\circ\text{C}$ , com margem de erro de  $0,2^\circ\text{C}$ .

(ATUALIDADES vestibular 2004. *Almanaque Abril*. São Paulo: Ed. Abril, 2004, p. 91.)

Os gases  $\text{CO}_2$  e  $\text{N}_2\text{O}$ , mencionados no texto, são classificados, respectivamente, como óxidos

- a) ácido e neutro.  
b) básico e ácido.  
c) ácido e ácido.  
d) neutro e básico.  
e) ácido e básico.

06. (UFSJ – MG) O fenômeno conhecido como “chuva ácida” é responsável por inúmeros problemas, tais como prejuízos à agricultura (por tornar o solo ácido), corrosão do mármore e do ferro (usados em monumentos e construções) e agravos à saúde humana.

A chuva ácida é originada, principalmente, pela reação de óxidos de enxofre e nitrogênio com a água da chuva, gerando os ácidos fortes:

- a) cianídrico e nítrico.  
b) sulfúrico e nítrico.  
c) sulfúrico e nitroso.  
d) sulfídrico e nítrico.

07. (UEPA – PA) A grande emissão de gás carbônico causada pelo uso abusivo de combustíveis fósseis, além de aumentar a temperatura do planeta, causa alterações na atmosfera quando o mesmo reage com a umidade do ar, tornando o vapor de água \_\_\_\_\_ no ar atmosférico das cidades.

Complete a lacuna com a alternativa correta:

- a) básico  
b) ácido  
c) neutro  
d) salinizado  
e) oxigenado



08. (UESPI – PI) Um dos produtos formados na queima de um cigarro é o gás monóxido de carbono (CO). É um óxido neutro; sendo assim, não reage com água, ácidos ou bases. Qual dos itens abaixo apresenta somente óxidos neutros?

- a) CaO, P<sub>2</sub>O<sub>5</sub>, Li<sub>2</sub>O
- b) CO, NO, N<sub>2</sub>O
- c) MgO, N<sub>2</sub>O, K<sub>2</sub>O
- d) Cl<sub>2</sub>O<sub>7</sub>, BaO, N<sub>2</sub>O
- e) SO<sub>2</sub>, SO<sub>3</sub>, CO<sub>2</sub>

09. (UFRGS) Assinale, entre as reações abaixo, aquela em que um óxido metálico funciona como óxido ácido.

- a)  $\text{ZnO} + 2 \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{ZnO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- b)  $\text{CaO} + \text{CO}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3$
- c)  $\text{MgO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Mg(OH)}_2$
- d)  $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{H}^+ \rightarrow 2 \text{Fe}^{3+} + 3 \text{H}_2\text{O}$
- e)  $\text{SrO} + \text{SO}_3 \rightarrow \text{SrSO}_4$

10. (ITA – SP) Considere os seguintes óxidos (I, II, III, IV e V):

- I. CaO
- II. N<sub>2</sub>O<sub>5</sub>
- III. Na<sub>2</sub>O
- IV. P<sub>2</sub>O<sub>5</sub>
- V. SO<sub>3</sub>

Assinale a opção que apresenta os óxidos que, quando dissolvidos em água pura, tornam o meio ácido.

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



## AULA Nº 10

### REAÇÕES INORGÂNICAS E ACERTO DOS COEFICIENTES

#### Classificação das reações inorgânicas

##### Adição ou síntese

Uma reação de adição é aquela, onde dois ou mais reagentes se unem para formar apenas um produto. Exemplo:



##### Decomposição ou análise

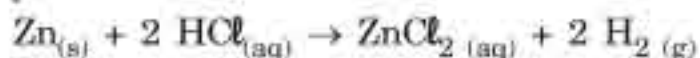
A decomposição ocorre quando apenas um reagente é decomposto em mais de um produto. Exemplo:



##### Simple troca ou deslocamento

Uma reação de simples troca é aquela que ocorre com a troca de um elemento de uma molécula por uma **substância simples**.

Exemplos:



Para verificarmos se uma reação ocorre ou não é necessário conhecermos as filas de reatividade de metais e não metais. Abaixo temos os principais metais e não metais.

##### Reatividade de metais:

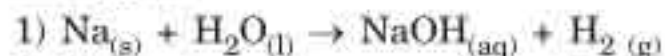
Cs, K, Na, Ba, Ca, Mg, Al, Zn, Fe, H, Cu, Hg, Ag, Au, Pt  
 ← Reatividade crescente

##### Reatividade de não-metais

F, O, Cl, Br, I, S  
 ← Reatividade crescente

A reação só irá ocorrer se a substância simples for mais reativa que o elemento pelo qual supostamente será substituído.

Exemplos:



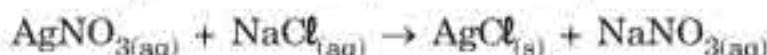
O Na é mais reativo que o H, então a reação ocorre.



O cobre é menos reativo que o zinco, logo a reação não ocorre.

##### Dupla troca

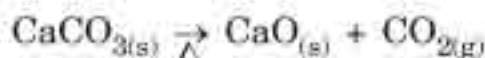
As reações de dupla troca ocorrem quando trocamos os ânions e os cátions de uma reação química. Ela obedece as regras de reatividade para metais e não metais apresentadas em reações de simples-troca. Exemplos:



#### Principais reações inorgânicas

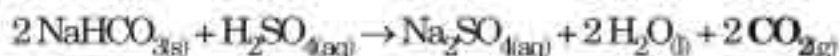
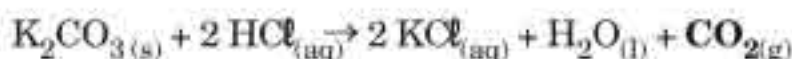
##### Pirólise (aquecimento)

Exemplo:



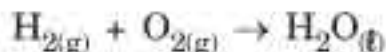
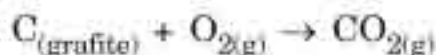
##### Carbonatos com ácidos (liberação de CO<sub>2</sub> e água)

Exemplos:



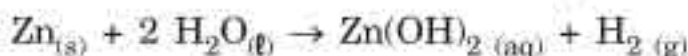
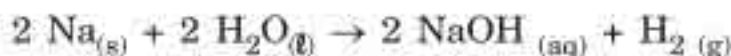
##### Combustão (reação com oxigênio)

Exemplos:



##### Metais com a água

Exemplos:



#### Balanceamento de reações químicas

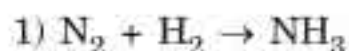
Balancear uma reação química significa igualar as quantidades de reagentes e produtos. O balanceamento pelo método das tentativas consiste na substituição e comparação entre os coeficientes até as proporções estarem corretas.



**Dica**

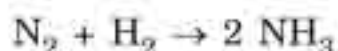
São trabalhadas somente as quantidades das substâncias, mas suas fórmulas químicas não são modificadas.

Exemplos:

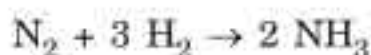


Precisamos verificar que as quantidades de elementos sejam iguais no dois lados da equação

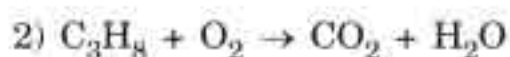
Vamos começar pelo N, tem dois no lado dos reagentes e apenas um do lado dos produtos; devemos então colocar um número 2 como coeficiente no lado dos produtos.



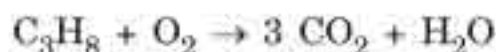
Vamos verificar o H, tem dois no lado dos reagentes ( $\text{H}_2$ ) e 6 no lado dos produtos ( $2 \cdot \text{NH}_3$ ), então, colocamos o 3 como coeficiente no reagente.



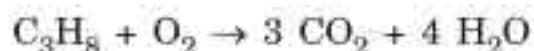
Verificarmos que a equação está balanceada.



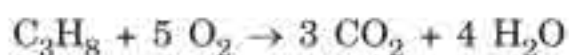
1º) Acerta-se a quantidade de C (3 no reagente e 1 no produto);



2º) acerta-se a quantidade de H (8 no reagente e 2 no produto);



3º) acerta-se a quantidade de O (2 no reagente e 10 no produto);


**ATIVIDADES**

01. (UFLA – MG) – Faça a associação entre a primeira e segunda colunas.

**1ª coluna**

- I.  $\text{CaCO}_{3(s)} \rightarrow \text{CaO}_{(s)} + \text{CO}_{2(g)}$
- II.  $\text{HCl}_{(aq)} + \text{AgNO}_{3(aq)} \rightarrow \text{AgCl}_{(s)} + \text{HNO}_{3(aq)}$
- III.  $\text{N}_{2(g)} + \text{O}_{2(g)} \rightarrow 2\text{NO}_{(g)}$

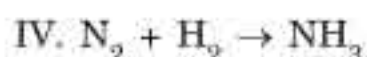
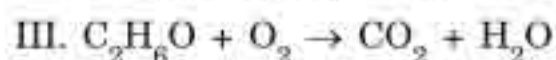
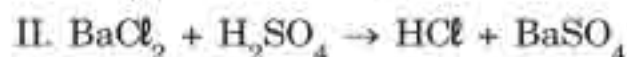
**2ª coluna**

- ( ) Dupla troca
- ( ) Decomposição
- ( ) Síntese

Assinale a alternativa que apresenta a associação na ordem correta de classificação das reações.

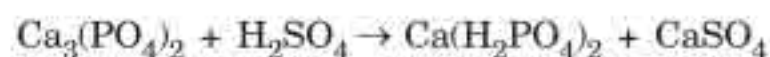
- a) I ; III ; II
- b) III ; II ; I
- c) II ; III ; I
- d) I ; II ; III
- e) II ; I ; III

02. (UFPR) – Das equações abaixo, qual(uais) está(estão) balanceada(s) corretamente?



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

03. (UDESC – SC) – Uma característica essencial dos fertilizantes é a sua solubilidade em água. Por isso, a indústria de fertilizantes transforma o fosfato de cálcio, cuja solubilidade em água é muito baixa, em outro composto muito mais solúvel que é o superfosfato de cálcio, segundo a reação abaixo:



A alternativa que indica corretamente, na sequência apresentada, os 4 coeficientes estequiométricos dessa reação química, é:

- a) 1 - 1 - 1 - 2
- b) 1 - 2 - 2 - 1
- c) 2 - 1 - 5 - 1
- d) 2 - 2 - 5 - 2
- e) 1 - 2 - 1 - 2



04. (UFLA – MG) – Apresentam-se a seguir cinco reações químicas. Assinale a alternativa que apresenta a classificação incorreta.

- I.  $P_2O_5 + 3 H_2O \rightarrow 2 H_3PO_4$
- II.  $2 F_2 + 2 H_2O \rightarrow 4 HF + O_2$
- III.  $4 HNO_3 \rightarrow 2 H_2O + 4 NO_2 + O_2$
- IV.  $CaO + H_2SO_4 \rightarrow CaSO_4 + H_2O$
- V.  $2 Al + 3 H_2SO_4 \rightarrow Al_2(SO_4)_3 + 3 H_2$

- a) A reação II é uma reação de análise ou decomposição.
- b) A reação I é uma reação de síntese.
- c) A reação IV é uma reação de dupla troca.
- d) A reação III é uma reação de decomposição.
- e) A reação V é uma reação de deslocamento ou simples troca.

05. (UFPB) – Os óxidos de silício, que compreendem mais de 90% da crosta terrestre, dependendo da proporção de oxigênio e silício, podem ter as mais diversas aplicações. Os silicões são usados como lubrificantes; o amianto é um isolante térmico; as zeólitas (aluminossilicatos) são empregadas como catalizadores, agentes secantes, abrandadores da dureza da água etc.

As equações a seguir representam transformações químicas, envolvendo dióxido de silício e aluminossilicatos:

- I.  $2 KAlSi_3O_8(s) + 2 H_2O(l) + CO_2(g) \rightarrow K_2CO_3(aq) + Al_2Si_2O_5(OH)_4(s) + 4 SiO_2(s)$
- II.  $SiCl_4(l) + 2 H_2O(l) \rightarrow SiO_2(s) + 4 HCl(aq)$
- III.  $CaO(s) + SiO_2(s) \rightarrow CaSiO_3(s)$
- IV.  $Si(s) + 2 H_2O(l) \rightarrow SiO_2(s) + 2 H_2(g)$

As reações representadas pelas equações II, III e IV são classificadas, respectivamente, como:

- a) Dupla troca, adição e deslocamento.
- b) Dupla troca, deslocamento e síntese.
- c) Simples troca, deslocamento e substituição.
- d) Substituição, síntese e adição.
- e) Substituição, síntese e dupla troca.

06. (PUC – PR) Dadas as reações:

- I.  $Cl_2O_5 + H_2O \rightarrow 2 HClO_3$
- II.  $Cl_2 + 2KBr \rightarrow 2KCl + Br_2$
- III.  $BaCl_2 + 2 KOH \rightarrow 2 KCl + Ba(OH)_2$
- IV.  $2 KBrO_3 \rightarrow 2KBr + 2 O_2$

Representam, respectivamente, reações de:

- a) deslocamento, dupla-troca, análise e síntese.
- b) síntese, deslocamento, dupla-troca e análise.
- c) dupla-troca, simples-troca, análise e síntese.
- d) simples-troca, análise, síntese e dupla-troca.
- e) síntese, simples-troca, análise e dupla-troca.

07. (PUC – PR) – Fazendo-se a classificação das reações abaixo:

- I.  $CuSO_4 + 2 NaOH \Rightarrow Cu(OH)_2 + Na_2SO_4$
- II.  $Cu(OH)_2 \Rightarrow CuO + H_2O$
- III.  $Zn + 2AgNO_3 \Rightarrow 2Ag + Zn(NO_3)_2$
- IV.  $NH_3 + HCl \Rightarrow NH_4Cl$

A ordem correta é:

- a) Dupla troca, análise, deslocamento, síntese.
- b) Dupla troca, adição, simples troca, análise.
- c) Dupla troca, decomposição, síntese, simples troca.
- d) Deslocamento, análise, dupla troca, adição.
- e) Decomposição, simples troca, dupla troca, adição.

08. (MACK – SP) – Analisando a fila de reatividade dada a seguir, pode-se afirmar que a reação que não ocorrerá é:

Cs, K, Na, Ba, Ca, Mg, Al, Zn, Fe, H, Cu, Hg, Ag, Au, Pt

← Reatividade crescente

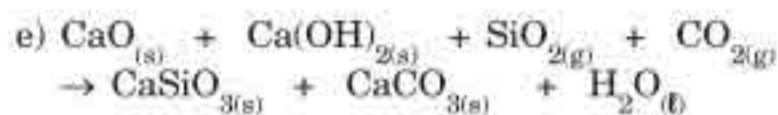
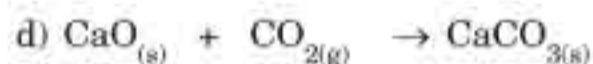
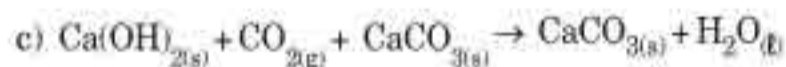
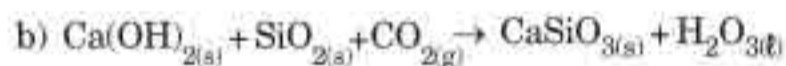
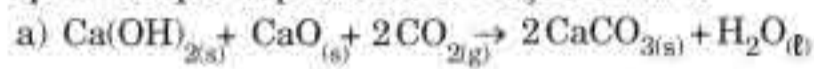
- a)  $AgNO_3 + Cu \rightarrow$  \_\_\_\_\_
- b)  $HCl + Mg \rightarrow$  \_\_\_\_\_
- c)  $H_2SO_4 + Fe \rightarrow$  \_\_\_\_\_
- d)  $HNO_3 + Zn \rightarrow$  \_\_\_\_\_
- e)  $ZnSO_4 + Cu \rightarrow$  \_\_\_\_\_



09. (UFRGS) Quando cloreto de potássio reage com uma solução aquosa de nitrato de prata, forma-se um precipitado branco de

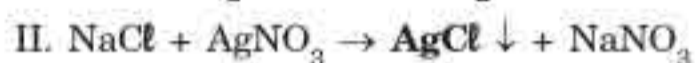
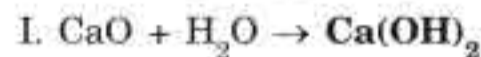
- $K_2O$
- $Ag$
- $AgCl$
- $KNO_3$
- $Ag_2O$

10. (UEL – PR) Para a construção de templos, em algumas culturas do Mundo Antigo, utilizava-se a argamassa, uma mistura com uma parte de cal e três partes de areia com água suficiente para constituir uma pasta trabalhável e espessa. Nessa mistura a primeira reação que ocorre é a “extinção” completa da cal viva (óxido de cálcio), formando a cal extinta (hidróxido de cálcio). Quando a argamassa é assentada entre os tijolos ou blocos de pedra, o gás carbônico da atmosfera é absorvido lentamente pela cal e forma-se o carbonato de cálcio. A equação química que representa a reação final é:



11. (UEG – GO) – As reações químicas podem ser classificadas segundo vários critérios. Mais comumente, são classificadas em reações de dupla troca, reações de deslocamento ou substituição, reações de análise ou decomposição e reações de síntese ou de adição.

Considerando o texto acima, observe atentamente as reações representadas pelas equações abaixo e faça o que se pede:



- Classifique as reações químicas representadas em I e em II.
- Dê o nome dos compostos destacados em negrito e caracterize-os quanto à solubilidade em água.



## AULA Nº 11

### TEORIA ATÔMICO MOLECULAR

Um átomo, uma molécula, um íon, por serem espécies químicas extremamente pequenas, quando suas massas são expressas em unidade usuais como grama, temos valores muito baixos.

Exemplos:

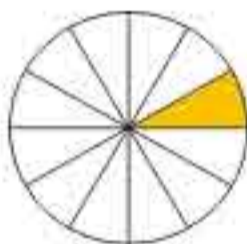
$$1 \text{ átomo de Hidrogênio} = 1,6 \cdot 10^{-24} \text{g}$$

$$1 \text{ cátion de Magnésio} = 4 \cdot 10^{-23} \text{g}$$

$$1 \text{ molécula de SO}_3 = 1,34 \cdot 10^{-22} \text{g}$$

Por isso houve a necessidade de se adotar uma unidade especial para medir tais massas, A unidade de massa atômica (u) que corresponde

$$A \frac{1}{12} C^{12}$$



$$C^{12} = 1 \text{ unidade de massa atômica}$$

$$Al = 27u = 27 \cdot \frac{1}{12} C^{12}$$

$$H_2O = 18 u = 18 \cdot \frac{1}{12} C^{12}$$

$$Na^+ = 23 u = 23 \cdot \frac{1}{12} C^{12}$$

### Massa atômica de um elemento

Um elemento químico é o conjunto de isótopos (átomos com mesmo Z), portanto contém átomos com diferentes massas.

**Exemplo:**

Isótopos do oxigênio ( ${}_8O$ )

	Porcentagem	Massa Atômica
$O^{16}$	99,76	15,99 u
$O^{17}$	0,04	16,999 u
$O^{18}$	0,20	17,999 u

Quando temos um elemento, todos os seus isótopos estão presentes, para representar a massa desse elemento utiliza-se a Média Ponderada.

$$M.A. = \frac{(99,76 \cdot 16) + (0,04 \cdot 17) + (0,20 \cdot 18)}{100}$$

$$M.A = 16,00 \text{ u}$$

Isso significa que um átomo de oxigênio pesa em média 16,00 u

### Massa Molecular (MM)

É a somatória das massas atômicas que cada átomo contribui na formação dessa substância.

exemplos:

$$\begin{array}{l}
 H_2O \left\{ \begin{array}{l} 2 \cdot 1u = 2u \\ 1 \cdot 16u = 16u \end{array} \right. \\
 \qquad \qquad \qquad 18u
 \end{array}
 \quad
 \begin{array}{l}
 C_6H_{12}O_6 \left\{ \begin{array}{l} 6 \cdot 12u = 72u \\ 12 \cdot 1u = 12u \\ 6 \cdot 16u = 96u \end{array} \right. \\
 \qquad \qquad \qquad 180u
 \end{array}$$

$$\begin{array}{l}
 H = 1u \\
 O = 16u \\
 C = 12u
 \end{array}$$

No cálculo das massas moleculares são usadas as massas dos elementos, ou seja, as massas médias, portanto:

$H_2O = 18 u$  (em média, cada molécula de água pesa 18 u)

### Mol

É impossível trabalhar com um átomo, uma molécula ou um íon, por isso houve a necessidade de fazer agrupamentos dessas espécies.

Esse agrupamento é chamado de mol e corresponde a  $6,023 \cdot 10^{23}$  partículas ( $6 \cdot 10^{23}$  para efeito de cálculos)

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

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

$$1 \text{ mol de íons} = 6 \cdot 10^{23} \text{ íons}$$

$$6 \cdot 10^{23} = \text{número de avogadro ou constante de avogadro}$$



## MASSA MOLAR (massa de 1 mol, expressa em g/mol)

É a massa em gramas de 1 mol ( $6 \cdot 10^{23}$ ) de partículas (átomos, moléculas, íons, etc.). A massa molar  $M$  é numericamente igual da massa da espécie química em unidade de massa atômica.

Exemplo:

$$\text{Massa Atômica do Na} = 23 \text{ u} = 23 \cdot \frac{1}{12} \text{ C}^{12}$$

Massa Molar do Na = 23 g/mol  $23\text{g} = 6 \cdot 10^{23}$  átomos Na

$$\text{Massa Molecular da H}_2\text{O} = 18 \text{ u} = 18 \cdot \frac{1}{12} \text{ C}^{12}$$

Massa Molar da H<sub>2</sub>O = 18 g/mol  $\Rightarrow 18 \text{ g} = 6 \cdot 10^{23}$  moléculas H<sub>2</sub>O

## Quantidade de matéria – número de mols (n)

O N<sup>o</sup> de mols de partículas existente numa certa massa da substância pode ser calculada pela expressão:

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

massa da substância (g)
massa molar (g/mol) da substância (g)

N<sup>o</sup> de mols

### Nota:

A IUPAC (órgão Internacional que determina todas as normas da Química) deliberou que:

– Mol é a quantidade de matéria que contém tantas entidades elementares quantos são os átomos de carbono-12 contidos em 0,012 kg de carbono-12.

– Constante de Avogadro é o número de átomos de carbono-12 contidos em 0,013 kg de carbono-12 cujo valor é  $6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$ .

## EXERCÍCIOS

01. Para uma amostra de 22 g de CO<sub>2</sub>, calcule:  
Dado: C = 12, O = 16

- o número de mols.
- O número de molécula.
- O número de átomos de carbono.
- O número de átomos de oxigênio.

02. (UEL – PR) –  $3,0 \cdot 10^{23}$  moléculas de certa substância A têm massa igual a 14 g. A massa molar (g/mol) de A é:

- 56
- 28
- 26
- 14
- 7,0

03. (FUVEST – SP) – Dadas as massas **molares**:

$$M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98 \text{ g/mol}; M(\text{NaOH}) = 40 \text{ g/mol};$$

$$M(\text{NH}_3) = 17 \text{ g/mol}$$

O Brasil produz, por ano, aproximadamente,  $5,0 \cdot 10^6$  toneladas de ácido sulfúrico,  $1,2 \cdot 10^6$  toneladas de amônia e  $1,0 \cdot 10^6$  toneladas de soda cáustica. Transformando-se toneladas em mols, a ordem decrescente de produção dessas substâncias será:

- H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> NH<sub>3</sub> NaOH
- H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> NaOH NH<sub>3</sub>
- NH<sub>3</sub> H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> NaOH
- NH<sub>3</sub> NaOH H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>
- NaOH NH<sub>3</sub> H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>



04. (MACK – SP) – O peso de um diamante é expresso em quilates. Um quilate, que é dividido em 100 pontos, equivale a 200 mg. O número de átomos de carbono existente em um diamante de 25 pontos é de:

(Dado  $^{12}_6\text{C}$ . Usar o  $N_A = 6,0 \cdot 10^{23}$ )

- a)  $25 \cdot 10^{20}$
- b)  $50 \cdot 10^{23}$
- c)  $50 \cdot 10^{20}$
- d)  $200 \cdot 10^{23}$
- e)  $25 \cdot 10^{23}$

05. (UEL – PR) – Dose diária recomendada para um adulto:

Mg .....  $1,20 \times 10^{-2}$  mol

Ca .....  $1,95 \times 10^{-2}$  mol

P .....  $2,60 \times 10^{-2}$  mol

Um indivíduo que toma diariamente um suplemento alimentar com  $6,5 \times 10^{-3}$  mol de  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$  e  $6,5 \times 10^{-3}$  mol de  $\text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2$  está ingerindo

- a) a dose correta de Mg e excesso de Ca e P.
- b) a dose correta de Ca e excesso de Mg e P.
- c) excesso de Mg, Ca e P.
- d) excesso de Mg e escassez de Ca e P.
- e) a dose correta de P e Ca e excesso de Mg.

06. (UEL – PR) – Dados:

- I. 10,0 g de  $\text{N}_2$
- II. 5,0 mol de  $\text{H}_2$
- III.  $6,0 \times 10^{23}$  moléculas de  $\text{O}_3$
- IV. 1,0 mol de CO
- V. 32,0 g de  $\text{O}_2$

Massas molares em g/mol:

H = 1; C = 12; O = 16; N = 14.

Apresentam massas iguais somente:

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

07. (UEL – PR) – Em relação aos dados da questão anterior, há maior quantidade de moléculas em:

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



08. (FUVEST – SP) – A impressão desta página consumiu cerca de 8 mg de tinta. Calcule a massa e o número de átomos de carbono utilizados para imprimir esta página, supondo que 90% da massa da tinta seja constituída pelo elemento carbono. (Dados: constante de Avogadro =  $6,0 \cdot 10^{23}$  unidades/mol; massa atômica do carbono 12).

09. (UFCE) – Um formigueiro é composto por 2 mil formigas. Cada formiga consome, por dia, 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 estas formigas em um dia?

10. (UNICAMP – SP) – Tem-se uma amostra de 560 g de ferro metálico e outra de lítio metálico de mesma massa. Em qual delas há maior número de átomos? Justifique.

Dado: Fe = 56, Li = 7

11. (FUVEST – SP) – Linus Pauling, Prêmio Nobel de Química e da Paz, faleceu recentemente aos 93 anos. Era um ferrenho defensor das propriedades terapêuticas da vitamina C. Ingeria diariamente cerca de  $2,1 \cdot 10^{-2}$  mol dessa vitamina.

Dose diária recomendada de vitamina C ( $C_6H_8O_6$ ) ... 62 mg

Quantas vezes, aproximadamente, a dose ingerida por Pauling é maior que a recomendada? (Dado  $M(C_6H_8O_6) = 176$  g/mol)

- a) 10
- b) 60
- c)  $1,0 \cdot 10^2$
- d)  $1,0 \cdot 10^3$
- e)  $6,0 \cdot 10^4$



## AULA Nº 12

### CÁLCULOS ESTEQUIOMÉTRICOS

#### Relação massa x massa

Depois de estabelecida a proporção entre os átomos determinados pelas equações químicas, pode relacionar as quantidades, em massa, das substâncias químicas.

Exemplo:



Balaceando a equação temos:



Calculando as massas moleculares:

$$\text{N}_2 = 28 \text{ u} \quad \text{H}_2 = 2 \text{ u} \quad \text{NH}_3 = 17 \text{ u}$$

Podemos, então estabelecer as relações:

$\text{N}_2$	+	$3 \text{H}_2$	=	$2 \text{NH}_3$
28 u		3 . 2 u		2 . 17 u
28 g		3 . 2 g		2 . 17 g
28 t		3 . 2 t		2 . 17 t
5 . 28 g		5 . 3 . 2 g		5 . 2 . 17 g
1,5 . 28 kg		1,5 . 3 . 2 kg		1,5 . 2 . 17 kg

#### Porcentagem em massa

A porcentagem em massa de um elemento indica a quantidade correspondente à este elemento dentro da amostra. Para amostras puras, a porcentagem em massa é apenas uma relação massa x massa, ou seja, basta calcular com base nas massas atômicas da seguinte forma:

$$\% \text{ massa} = \frac{\text{massa do elemento na amostra}}{\text{massa da amostra}} \cdot 100$$

Exemplo:

Qual a porcentagem em massa do carbono na glicose ( $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ )?

$M(\text{C}) = 12 \text{ g}$ ; como há 6 carbonos então,  $M_{\text{total}}(\text{C}) = 72 \text{ g}$

$$M(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) = 180 \text{ g}$$

Logo:

$$\% \text{ massa C} = \frac{72}{180} \cdot 100$$

$$\% \text{ massa C} = 40\%$$

#### Cálculos envolvendo mol e volume molar

Exemplos:

(UFG – GO) O corpo humano necessita diariamente de 12 mg de ferro. Uma colher de feijão contém cerca de  $4,28 \times 10^{-6}$  mol de ferro. Quantas colheres de feijão, no mínimo, serão necessárias para que se atinja a dose diária de ferro no organismo?

- 1
- 2
- 3
- 4
- 5

$$\begin{array}{rcl} 1 \text{ mol de Fe} & - & 56 \text{ g de Fe} \\ 4,28 \cdot 10^{-6} \text{ mol de Fe} & - & x \end{array}$$

$$x = 24 \cdot 10^{-3} \text{ g de Fe (ou 24 mg de Fe)}$$

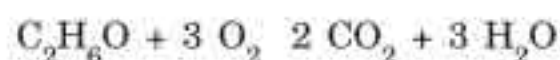
$$\begin{array}{rcl} 1 \text{ colher de feijão} & - & 12 \text{ mg} \\ y & - & 24 \text{ mg} \\ y & = & 2 \text{ colheres} \end{array}$$

Volume molar = volume de 1 mol de gás = **22,4 L (0°C e 1 atm) ou 22,7 L (0°C e 1 bar)**

1 mol de qualquer gás, nas mesmas condições de T e P terá o mesmo volume, sempre.

Exemplo:

Qual o volume de  $\text{CO}_2$  (gás carbônico) produzido na queima de 5 mols de  $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$  (álcool etílico), produzido nas condições de 1 atm e 0°C.



$$1 \text{ mol de } \text{C}_2\text{H}_6\text{O} \quad - \quad 2 \cdot 22,4 \text{ L}$$

$$5 \text{ mols} \quad - \quad x$$

$$x = 224 \text{ L}$$



## Impureza e rendimento de uma reação Química

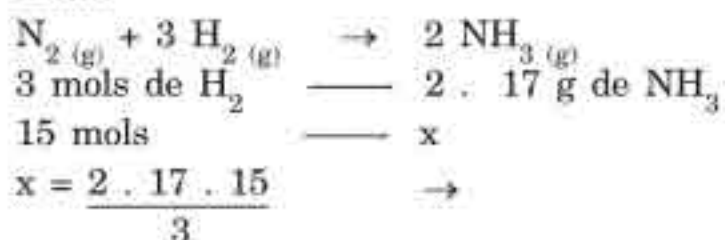
### Exemplo

A reação de produção da amônia possui um rendimento de 60% em determinadas condições de temperatura de pressão. Qual a massa de amônia produzida a partir de 15 mols de hidrogênio



$$M(\text{NH}_3) = 17 \text{ g}$$

Então



$x = 170 \text{ g de NH}_3$ , valor teórico para a reação, ou seja,

$$\begin{array}{l} 170 \text{ g de NH}_3 \quad \text{---} \quad 100\% \\ y \quad \quad \quad \text{---} \quad 60\% \end{array}$$

$$y = \frac{170 \cdot 60}{100}$$

$y = 102 \text{ g de NH}_3$  são produzidos

### EXERCÍCIOS

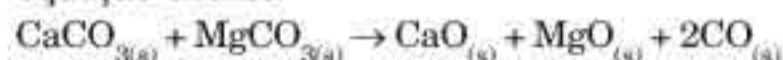
01. (UFPE) – A ferrugem é composta principalmente por  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ . Após o balanceamento da equação:  $\text{Fe}_{(s)} + \text{O}_{2(g)} \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_{3(s)}$ , a proporção de ferro e oxigênio necessária para formar 2 mol de óxido de ferro (III) será:
- 1 mol de Fe para 1 mol de  $\text{O}_2$
  - 1 mol de Fe para 3 mol de  $\text{O}_2$
  - 2 mol de Fe para 3 mol de  $\text{O}_2$
  - 4 mol de Fe para 3 mol de  $\text{O}_2$
  - 3 mol de Fe para 2 mol de  $\text{O}_2$
02. (UFC – CE) – A porcentagem de  $\text{TiO}_2$  em um minério pode ser determinada através da seguinte reação:
- $$3 \text{TiO}_{2(s)} + 4 \text{BrF}_{3(l)} \rightarrow 3 \text{TiF}_{4(s)} + 2 \text{Br}_{2(l)} + 3 \text{O}_{2(g)}$$
- Se 12,0 g do minério produzem 0,96 g de  $\text{O}_2$ , a porcentagem aproximada de  $\text{TiO}_2$  nesse minério é de:
- 10%
  - 20%
  - 30%
  - 40%
  - 50%
03. (UEA – MA) – Quase todo o estanho produzido atualmente no mundo é destinado à fabricação de latas de conservas. Considerando que foram fabricadas 200 latas de conserva contendo, cada uma delas, uma massa de estanho igual a 11,87 g, o número de moles de átomos de estanho utilizado nessa remessa foi de:
- 10 moles
  - 20 moles
  - 100 moles
  - $6,0 \times 10^{24}$  moles
  - $1,2 \times 10^{25}$  moles
04. (PUC – PR) – 39,2 g de ácido sulfúrico reagem com quantidade suficiente de hidróxido de cálcio produzindo quantos gramas de sulfato de cálcio, sabendo que o rendimento desta reação é de 90%?
- Dados:
- H = 1,00 g/mol; O = 16,00 g/mol;  
S = 32,00 g/mol; Ca = 40,00 g/mol
- $$\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Ca(OH)}_2 \rightarrow \text{CaSO}_4 + 2 \text{H}_2\text{O}$$
- 61,44 g
  - 54,40 g
  - 59,84 g
  - 48,96 g
  - 41,09 g



05. (Unifesp – SP) – Pessoas com pressão arterial elevada precisam reduzir o teor de sódio de suas dietas. Um dos meios de se conseguir isto é através do uso do chamado “sal light”, uma mistura de cloreto de sódio e cloreto de potássio sólidos. Num frasco de “sal light” pode-se ler a informação: “Cada grama de sal light contém 195 miligramas de sódio e 260 miligramas de potássio”. Comparando o “sal light” com o sal comum, a redução no teor de sódio (massas molares, em g/mol: Na = 23,0, K = 39,1 e Cl = 35,5) é de, aproximadamente,

- a) 20%.
- b) 40%.
- c) 50%.
- d) 60%.
- e) 80%.

06. (UFES) – Uma amostra de calcário dolomítico, contendo 60% de carbonato de cálcio e 21% de carbonato de magnésio, sofre decomposição quando submetida a aquecimento, segundo a equação abaixo:



A massa de óxido de cálcio e a massa de óxido de magnésio, em gramas, obtidas com a queima de 1 quilograma de calcário são, respectivamente:

- a) 60 ; 21
- b) 100 ; 84
- c) 184 ; 96
- d) 336 ; 100
- e) 600 ; 210

07. (FUVEST – SP) – O Brasil produz, por ano, aproximadamente,  $5,0 \times 10^6$  toneladas de ácido sulfúrico,  $1,2 \times 10^6$  toneladas de amônia e  $1,0 \times 10^6$  toneladas de soda cáustica. Transformando-se toneladas em mols, a ordem decrescente de produção dessas substâncias será:

- a)  $\text{H}_2\text{SO}_4 > \text{NH}_3 > \text{NaOH}$
- b)  $\text{H}_2\text{SO}_4 > \text{NaOH} > \text{NH}_3$
- c)  $\text{NH}_3 > \text{H}_2\text{SO}_4 > \text{NaOH}$
- d)  $\text{NH}_3 > \text{NaOH} > \text{H}_2\text{SO}_4$
- e)  $\text{NaOH} > \text{NH}_3 > \text{H}_2\text{SO}_4$

08. (PUC – PR) – Dados:

$$\begin{aligned} M(\text{Na}) &= 23,00 \text{ g/mol} & M(\text{S}) &= 32,00 \text{ g/mol} \\ M(\text{O}) &= 16,00 \text{ g/mol} & M(\text{H}) &= 1,00 \text{ g/mol} \end{aligned}$$

As quantidades de hidróxido de sódio e ácido sulfúrico necessárias para a obtenção de 72,5 g de sulfato de sódio são, respectivamente:

- a) 38,7 g e 33,8 g
- b) 40,8 g e 50,0 g
- c) 20,4 g e 60,0 g
- d) 36,2 g e 54,0 g
- e) 30,0 g e 42,5 g



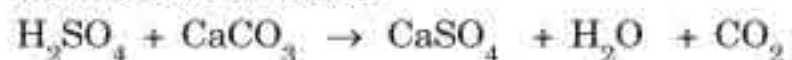
09. (PUC – PR) – Qual a porcentagem mais aproximada de fósforo e nitrogênio no fosfato de amônio?

(Massas atômicas:

H = 1, O = 16, P = 31, N = 14,  $\text{NH}_4^+$   $\text{PO}_4^{3-}$ )

- a) 29,5 e 10,1
- b) 30,2 e 7,3
- c) 20,8 e 28,2
- d) 30,7 e 11,2
- e) 50,1 e 20,2

10. (ENEM) – Em setembro de 1998, cerca de 10.000 toneladas de ácido sulfúrico ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ ) foram derramadas pelo navio Bahamas no litoral do Rio Grande do Sul. Para minimizar o impacto ambiental de um desastre desse tipo, é preciso neutralizar a acidez resultante. Para isso pode-se, por exemplo, lançar calcário, minério rico em carbonato de cálcio ( $\text{CaCO}_3$ ), na região atingida. A equação química que representa a neutralização do  $\text{H}_2\text{SO}_4$  por  $\text{CaCO}_3$ , com a proporção aproximada entre as massas dessas substâncias é:



I tonelada reage com I tonelada de sódio gáseo sedimentado

Pode-se avaliar o esforço de mobilização que deveria ser empreendido para enfrentar tal situação, estimando a quantidade de caminhões necessária para carregar o material neutralizante. Para transportar certo calcário que tem 80% de  $\text{CaCO}_3$ , esse número de caminhões, cada um com carga de 30 toneladas, seria próximo de

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







