

$$\text{Al} \rightarrow \begin{array}{r} 133,5 - 27 \\ 100 - 0 \end{array} \quad \varphi = \frac{100 \times 27}{133,5} = \frac{2700}{133,5} = 20,2\%$$

$$\text{CaCl}_2 \quad \begin{array}{r} \text{Ca} \{ 40 \\ \text{Cl}^2 \{ 71 \\ \hline 111 - 40 \\ 100 - 0 \end{array} \quad \varphi = \frac{100 \times 40}{111} = \frac{4000}{111} = 30,6\%$$

$$\text{Na}_3\text{PO}_4 \quad \begin{array}{r} \text{Na} = 23 \quad 69 \\ \text{P} = 31 \quad 31 \\ \text{O} = 16 \quad 64 \\ \hline \text{Md} = 164 \end{array}$$

$$\begin{array}{r} 164 - 69 \\ 100 - 0 \end{array} \quad \varphi = \frac{100 \times 69}{164} = \frac{6900}{164} = 42\%$$

$$\begin{array}{r} 164 - 31 \\ 100 - 0 \end{array} \quad \varphi = \frac{100 \times 31}{164} = \frac{3100}{164} = 18,9\%$$

$$\begin{array}{r} 164 - 64 \\ 100 - 0 \end{array} \quad \varphi = \frac{6400}{164} = 39,1\%$$

$$\text{Al}^2(\text{SO}_4)^3 \quad \begin{array}{r} \text{Al} = 27 \therefore 2 \times 27 = 54 \\ \text{S} = 32 \therefore 3 \times 32 = 96 \\ \text{O} = 16 \therefore 12 \times 16 = 192 \\ \hline \text{Md} = 342 \end{array} \quad \begin{array}{r} \text{Ca}^3(\text{PO}_4)^2 \\ \text{Ca} = 40 \therefore 3 \times 40 = 120 \\ \text{P} = 31 \therefore 2 \times 31 = 62 \\ \text{O} = 16 \therefore 8 \times 16 = 128 \\ \hline 310 \end{array}$$

$$\text{Ca} \rightarrow \begin{array}{r} 310 - 120 \\ 100 - 0 \end{array} \quad \varphi = \frac{100 \times 120}{310} = \frac{1200}{31} = 38,7\%$$

$$\text{P} \rightarrow \begin{array}{r} 310 - 62 \\ 100 - 0 \end{array} \quad \varphi = \frac{100 \times 62}{310} = \frac{6200}{31} = 20\%$$

14-5-62.

Calcular a massa:

1) conhecendo o mol.

2) não conhecendo o mol.

$$\text{H} \{ 11,1\%$$

$$\text{O} \{ 88,9\%$$

$$\text{Md} = 18$$

$$\text{H} \rightarrow 100 - 11,1$$

$$\varphi = \frac{18 \times 11,1}{10050} = \frac{199,8}{50} = 1,998$$

$$\text{O} \rightarrow 100 - 88,9$$

$$\varphi = \frac{18 \times 88,9}{10050} = \frac{1600,2}{50} = 16$$

$$\text{O} = 16$$

$$\text{O} = \frac{16}{16} = 1 \quad 1 \text{ mol.}$$

$$\text{H} = 2,04\%$$

$$100 - 98$$

$$\text{S} = 32,6\%$$

$$2,04 - 0$$

$$\text{O} = 65,3\%$$

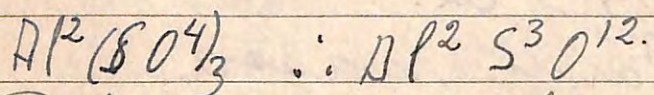
$$\varphi = \frac{2,04 \times 98,49}{10050} = \frac{200,9196}{50} = 1,9992$$

$$\text{H} = \pm 1,999,2$$

$$\text{H} = 2.$$

$$100 - 65,3 \\ 98 - 4 \quad w = \frac{49}{98 \times 65,3} = \frac{3199,7}{10050} = 63,994$$

$$100 - 32,6 \\ 98 - 6 \quad w = \frac{49 \times 15,8}{98 \times 32,6} = \frac{7742}{39968} = 39,968$$



Determinar a fórmula de um composto conhecendo a composição centesimal.

$$K = 24,7\%$$

$$K = 39$$

$$Mn = 34,8\%$$

$$Mn = 55$$

$$O = 40,5\%$$

$$O = 16$$

(Divide-se a percentagem pelo peso atômico)

$$K = \frac{24,7}{39} = 0,63 \dots \quad K = \frac{0,63}{0,63} = 1$$

$$Mn = \frac{34,8}{55} = 0,63 \dots \quad Mn = \frac{0,63}{0,63} = 1$$

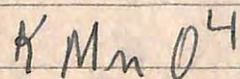
$$O = \frac{40,5}{16} = 2,53 \quad O = \frac{2,53}{0,63} = 4$$

39

55

64

158



$$Mol = 158$$

15-5-62.

Leis das combinações

1º Ponderais (1)

2º Volumétrica (2)

1) Lavoisier, Proust, Dalton, Richter

2) Gay Lussac

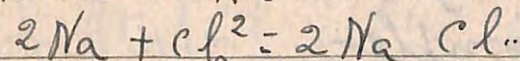
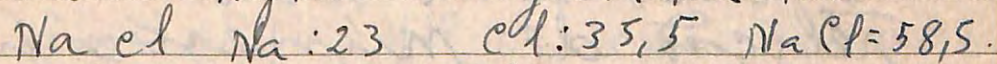
Lei de Lavoisier ou Homôlogia.

SnO^2 = óxido de estanho

HgS = sulfeto de mercúrio.

Num sistema químico isolado, as operações verificadas não alteram a massa total do mesmo sistema.

O peso de um componente é igual a soma dos componentes.



Lei de Proust. ou das proporções

A espécie química definida.

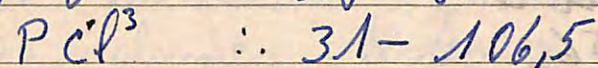
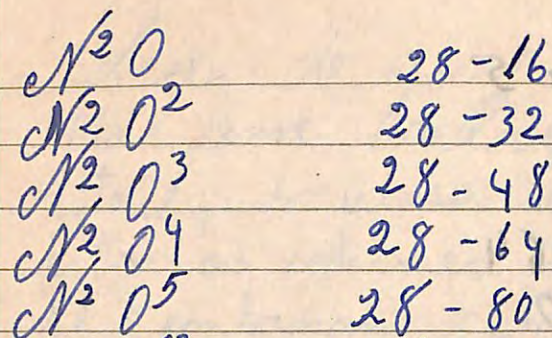
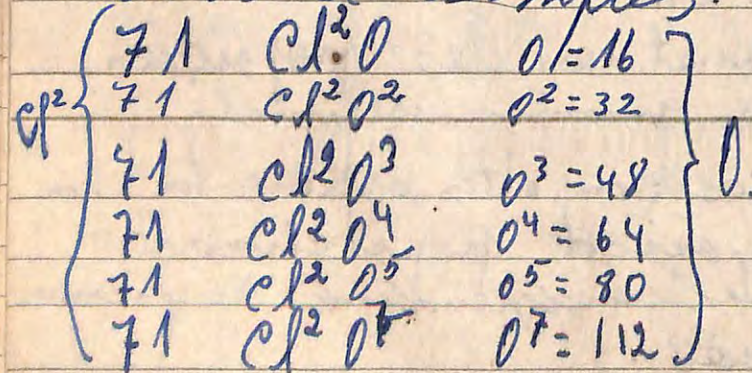
Substância composta apresenta em peso. Composição proporcional invariável, independente do processo de obtenção.

2) Duas substâncias que se combinam quimicamente, para formar determinado composto ou compostos; fazem-no em proporções definidas e invariáveis.

18-5-62.

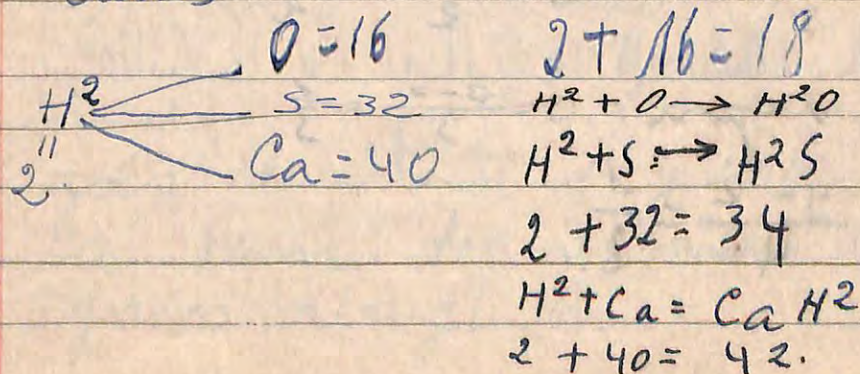
Lei de Dalton ou das proporções múltiplas:

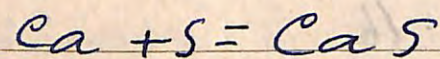
Quando um mesmo peso p de uma substância química A , combina-se com pesos p' , p'' , p''' de uma substância química B , originando compostos diversos, os pesos das substâncias B estão entre si numa relação de números inteiros e simples.



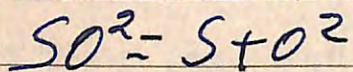
Lei de Wenzel e Richter ou das proporções recíprocas ou lei das equivalentes.

Quando um mesmo peso p de uma substância química A , combina-se com pesos p' , p'' , p''' de substância química B , C , D respectivamente, se estas substâncias forem combináveis entre si ou se o o com os mesmos pesos p' , p'' , p''' ou com pesos múltiplos ou submúltiplos destes

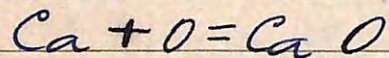




$$40 + 32 = 72.$$



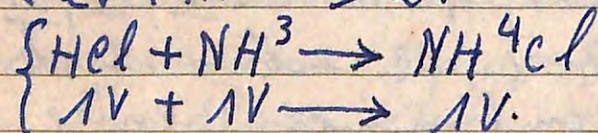
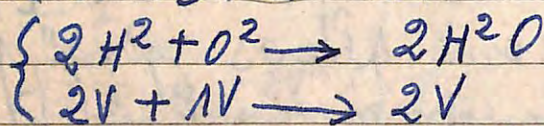
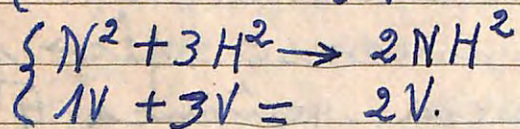
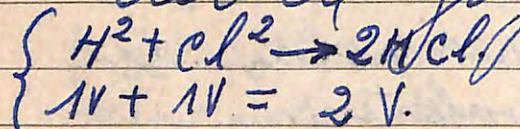
$$32 + 32 = 64$$



$$40 + 16 = 56$$

22-5-62.

Lei de Gay Lussac.



C = Contração

V = Volume

S = soma dos volumes dos reagentes.

$$C = \frac{S - V}{S} \quad C = \frac{2 - 1}{2} = \frac{1}{2}$$

$$\text{Vapor d'água: } C = \frac{3 - 2}{3} = \frac{1}{3}$$

$$C = \frac{4 - 2}{4} = \frac{1}{2}$$

Lei de Gay
Há uma relação simples, isto é, expressa em números, entre os volumes dos gases que se combinam e também entre os volumes destes e o do gás resultante.

Corolários: a) quando os gases, substâncias simples combinam-se em volumes iguais, o volume do gás resultante é igual a soma dos volumes dos gases reagentes.

b) no caso de gases, substâncias simples combinarem-se com volume diferente, o volume do gás resultante é menor do que a soma dos volumes dos gases reagentes.

c) no caso de se combinarem volume a volume gases, substâncias compostas, o volume do gás resultante é menor do que a soma dos volumes dos gases reagentes.

Nestes dois últimos casos, ocorre uma contração de volume, expressa pela seguinte fórmula:

$$C = \frac{S - V}{S}$$

S = soma dos Vol. reagentes

V = volume resultante

C = contração

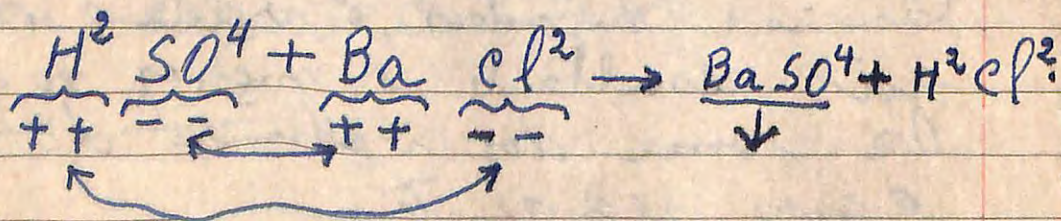
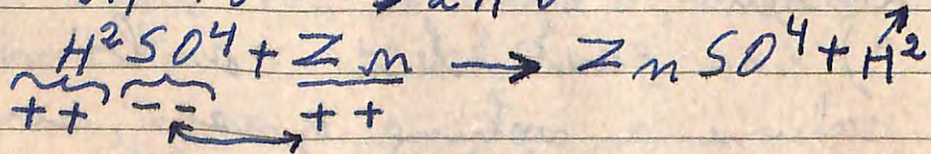
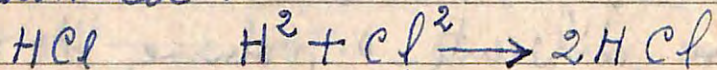
$$S = 4$$

$$V = 2$$

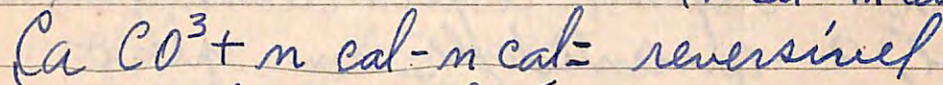
$$C = \frac{4 - 2}{4} = \frac{1}{2}$$

24-5-62.

Equações químicas: é a representação qualitativa e quantitativa de uma reação química.



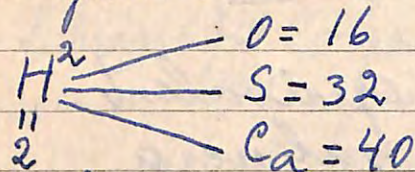
(m cal = m caloria)



(em ambiente fechado)



Equivalente químico e equivalente grama.



Chamam-se de equivalente químico as quantidades em peso das substâncias químicas que se podem substituir mutuamente nas reações.

Assim como há um padrão para medir as massas atômicas e moleculares, há também um padrão para medir os equivalentes químicos.

Foi escolhido inicialmente como padrão o átomo grama de H e posteriormente adotou-se como padrão $\frac{1}{2}$ átomo grama de O ou sejam 8 gms de O.

sendo assim podemos melhor definir equivalente grama: é a quantidade, em peso de uma substância química capaz de combinar-se ou de substituir um átomo grama de H ou 8 gm de O

$$E = \frac{Ma}{V}$$

E = equivalente

V = valência

$$Na^+ = 23$$

$$K^+ = 39$$

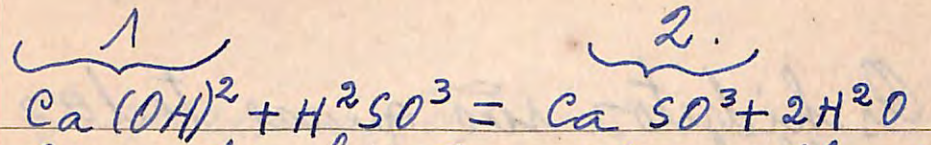
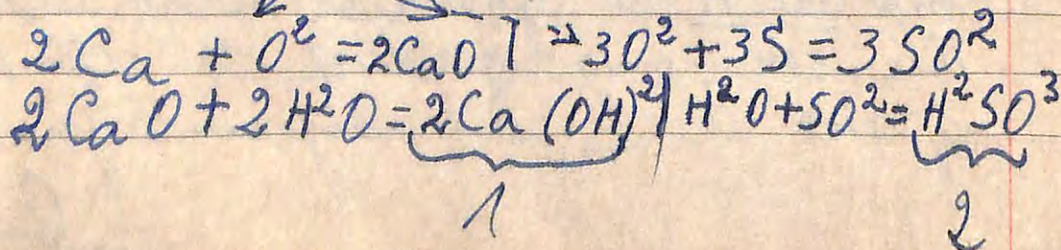
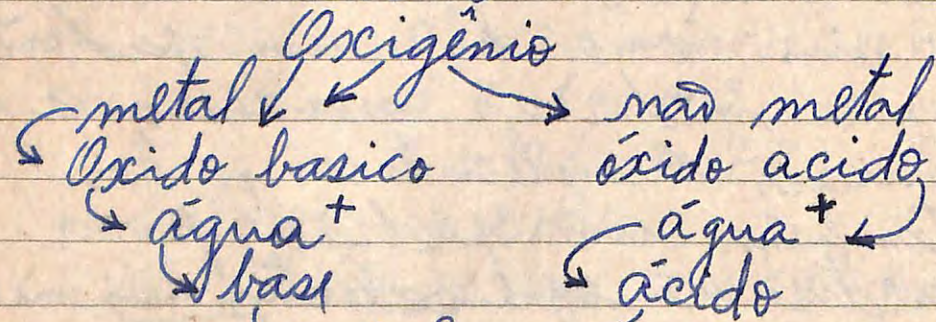
$$Ca^{++} = 40$$

$$Al^{+++} = 27$$

Ma = Massa atômica

$$S = \frac{-2 \cdot 32}{2} = 16$$

25-5-62.



Composto binário é aquele em cuja constituição intervêm dois elementos:

HCl, H²O, NH³, CH⁴, CaO, MgO, NaCl, CO², AlCl³, Al²O³, PCl³, PCl⁵, (C₃H₈)

Composto (1) compostos binário hidrogenado binário (2) compostos binário oxigenado (3) compostos não oxigenado e nem hidrogenados.

Notação, nomenclatura e classificação.

1º) Classificação: pode ser:

Oxigenada, hidrogenada, não oxigenada e nem hidrogenada

São de dois tipos fundamentais:

Hidretos { metálicos
 não metálicos

Compostos hidrogenados metálicos: compostos por eletrovalência NaH, MgH², CaH², AlH³

(C₃H₈ = gás engarrafado)

Os hidretos são quase todos sólidos.

Compostos: hidrogenados não metálicos

$HCl + \text{água} = \text{ácido clorídrico}$

$HBr + \text{água} = \text{ácido bromídico}$

$HI + \text{água} = \text{ácido iodídico}$

$HF + \text{água} = \text{ácido fluorídico}$

$H_2S + \text{água} = \text{ácido sulfídrico}$

$NH_3 = \text{Amônia} + \text{água} = \text{base}$

$CH_4 = \text{Metano}$

$SbH_3 = \text{hidrogênio antimoniado}$

$PH_3 = \text{hidrogênio fosforado}$

$AsH_3 = \text{hidrogênio arseniado}$

$SiH_4 = \text{hidrogênio de silício}$

→ não se combinam com água.

28-5-62.

Compostos binários oxigenados são os óxidos.

São os seguintes tipos:

1) básicos: iônicos (eletrovalência)

2) óxidos ácidos: moleculares

(formados por covalência)

3) neutros ou indiferentes

4) anfíteros

5) peróxidos

6) salinos ou mistos

7) polióxidos

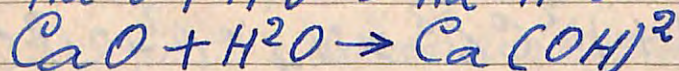
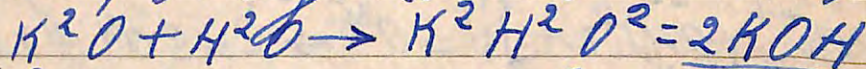
1) CaO , 2) CO_2 , 3) NO , 4) ZnO ,

5) BaO_2 , 6) Pb_3O_4 , 7) CaO_4

Óxido básico resulta da combinação do oxigênio com um metal: H_2O , Na_2O , CaO , BaO , Al_2O_3 ; são todos iônicos.

I) são sólidos e iônicos

II) combinam-se com a água, originando bases.



29-5-62.

Compostos binários oxigenados não metálicos:

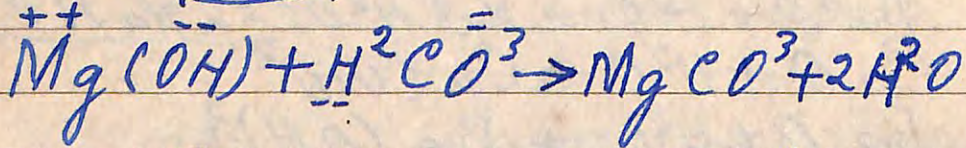
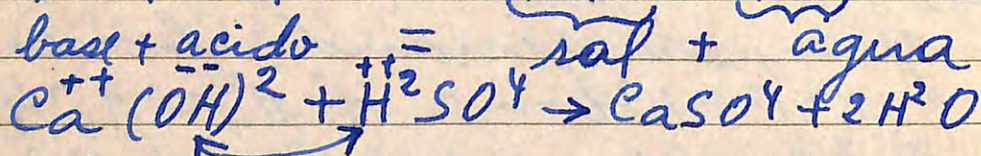
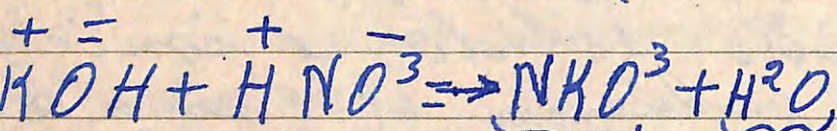
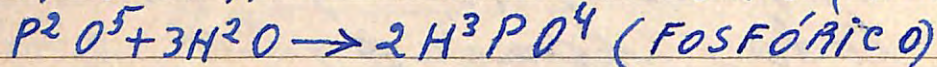
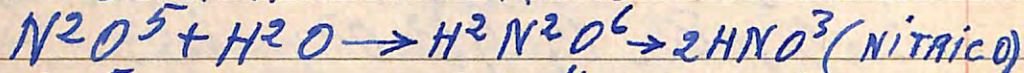
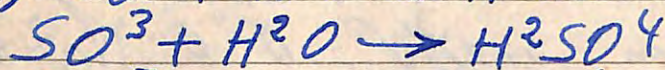
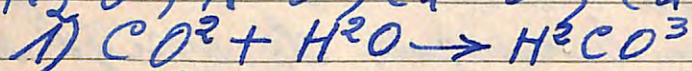
(anidridos = óxido ácido)

Oxigênio + ametal = anidrido

Caracteres os óxidos ácidos

ou anidridos, são compos-
tos moleculares formados
por covalência, geralmente
gasosos. (covalência sim-
ples ou coordenada)

EX: $CO_2, SO_2, SO_3, P_2O_3, P_2O_5,$
 $N_2O_3, N_2O_5, Cl_2O_7, Cl_2O_3,$



FeO Da-se o nome de oxi-
 Fe_2O_3 do antepondo o número
 Fe_3O_4 de base do oxigênio.
 P_2O_4 Da-se o nome de metal
 P_2O_3 antepondo o número
 P_2O_5 de base do metal.
 CO bi, tri, tetra, penta, hexa,
 CO_2 epta, octa,

1º-6-62.

Compostos binários não
oxigenados e nem hi-
drogenados.

A) Salinos

$NaCl, KBr, CaI, AlF_3, K_2S,$
 $CaCl_2$

Combinação de um
metal com um não
metal, por eletrovalência;
menos oxigênio e hidrogênio.

b) Compostos salinos não
hidrogenados e nem oxi-
genados e formados pe-
la ligação de dois não
metais, em que o elemento
menos eletronegativo
funciona como positivo
(covalência)

$PCl_3, PCl_5, AsI_3, SbBr_3,$
Stöckl Werner (criou a

nova nomenclatura)

CO : óxido de carbono.

CO_2 : dióxido de carbono.

SO_2 : dióxido de monóxido de enxofre.

4-6-62.

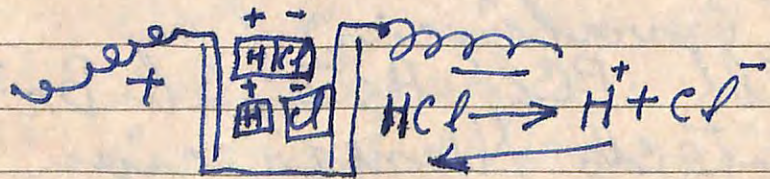
Introdução aos estudos eletrólitos.

Teoria de Svante Arrhenius
Funções: Ácidos, bases, sais,
óxido.

Eletrólitos: (bases, sais, ácidos)
é um composto químico,
que conduzem a corrente
elétrica (são formados por
eletrovalência "ions")

Electrólise é a decomposição
do condutor (ácido, base,
sal) ao passar a corrente
elétrica.

Teoria de dissociação
eletrolítica ~~ou~~ ou de
Arrhenius.



Antes de aplicar a corrente
elétrica as moléculas se
transformam em ions.

grau de dissociação = a .
 $a = \frac{m}{N}$ m = número de molé-
culas dissociada
 N = Número de Moléculas
^{TOTAL}
contida na solução.

5-6-62.

Introdução ao estudo eletrólitos
Nas substâncias sólidas
existem algumas como os
metais que são bons condu-
tores de electricidade.

Outras são más condutoras,
os compostos químicos em
fusão ou em solução também
podem ser bons condutores
de electricidade ou más
condutores.

Chamam-se de eletrólitos,
substâncias químicas
que em fusão ou em
solução aquosa condu-
zem a corrente elétrica.

Há exceção dos ácidos, das bases, e dos sais.

Estes compostos são geralmente iônicos, isto é, de estrutura eletrovalente, e podem ser: ácidos binários ou ternários, bases ou sais binários e ternários ou mesmo quaternários.

Procurando explicar o fenômeno da passagem da corrente elétrica através dos eletrólitos, o grande químico Svante Arrhenius, sua teoria também chamada teoria da dissociação eletrolítica.

Já sabemos o que seja um íon, isto é, um átomo carregado de eletricidade positiva (cation) ou negativa (anion).

Arrhenius assim explica a dissociação

eletrolítica. As moléculas de qualquer eletrólito dissolvidas em água sofrem uma dissociação em seus íons positivos e negativos. Esta dissociação de moléculas é em número variável e é chamado grau de dissociação.

$a = \frac{\text{relação entre o nº de mol. dissociados}}{\text{nº total de mol. contida na solução}}$

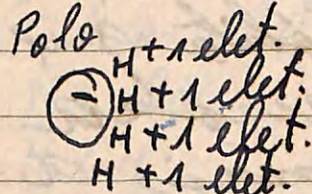
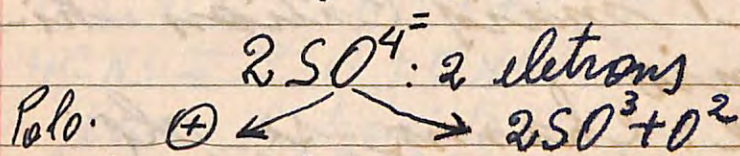
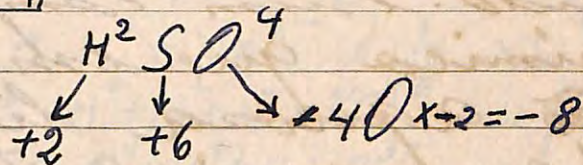
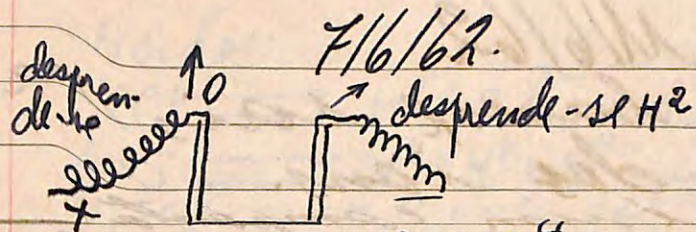
$$a = \frac{n}{N}$$

Quanto mais diluída for a solução maior será o grau de dissociação. Consequentemente maior a condutibilidade elétrica da solução.

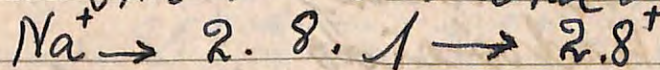
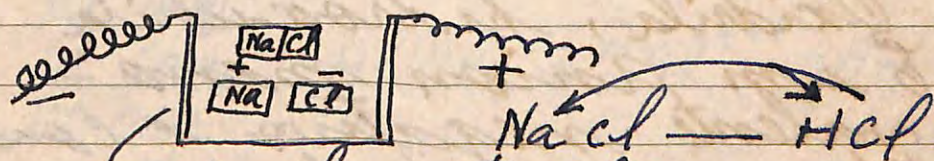
Afirmamos pela (seguinte) simples demonstração em água ou em fusão já as moléculas sofrem dissociação, independentemente da passagem da corrente elétrica.

Imaginemos uma cuba
eletrolítica contendo so-
lução de HCl. Antes de
ligar a cuba a um
gradador de corrente elétrica
já as moléculas estão
parcialmente dissociadas
nos íons.

Estabelecida a ligação, os
íons, conforme o sinal, dirigem-
se para o cátodo ou
para o ânodo, polo positivo.
Neutralizados os íons
pelo contato com os polos
positivos e negativos, a-
grupam-se e como átomos neu-
tros, dois a dois formando
moléculas que se despreendem.
A esta decomposição do ele-
trólito dissolvido, pela cor-
rente elétrica chamamos
de eletrólise.



3/6/62.



11/6/62.

Ácidos, bases e sais na teoria dos íons.

Ácido: é um composto químico que em solução aquosa libera 1 ou mais cation hidrogênio.

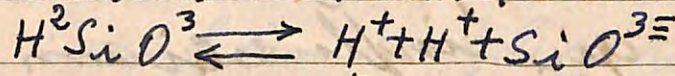
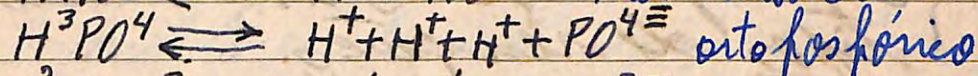
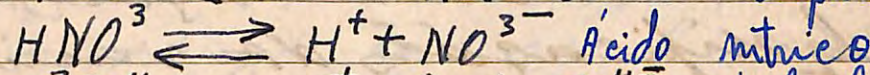
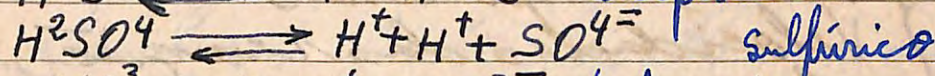
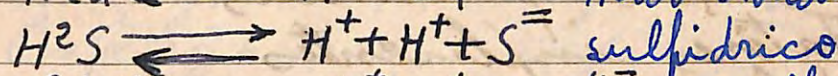
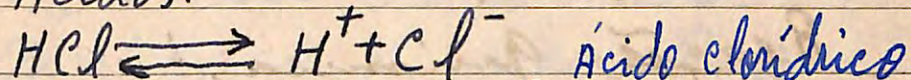
Base: chama-se de base a todo eletrólito que em solução aquosa libera 1 ou mais anions oxidrila.

Oxidrila, hidroxidrila é um anion mono-valente negativo e constitui o agente funcional comum a todas as bases.

Base - Hidróxido

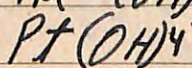
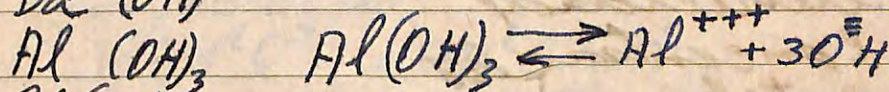
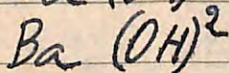
Sal: chama-se de sal na teoria dos íons ao eletrólito que em solução aquosa libera cation ou cations diferentes do hidrogênio e anions diferentes da oxidrila.

Ácidos:



Base = hidróxido

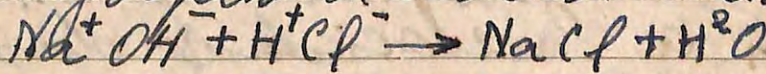
(todo o eletrólito que tem (OH))



Sal.



fosfato de sódio / ácido fosfórico



12/6/62.

Reações químicas:
Fatores influentes
Velocidades das reações.
Classificações dos vários tipos de reações.
Fatores que influenciam na velocidade da reação.

1) Afinidade

2) Contato

3) Estado nascente.

4) Calor

5) Pressão

6) Iluminação

7) Concentração

8) Catalise

1) Catalise: É um fenômeno em virtude do qual certas substâncias chamadas catalizadoras influenciam a velocidade das reações aumentando-a ou diminuindo-a.

No 1º caso é positiva.

No 2º caso é negativa.

Catalizadores: esponja de platina, bixido de manganês e em geral os metais muito divididos. Citemos também a glicerina e outras substâncias orgânicas.

Os ácidos fracos, por exemplo: são catalizadores negativos no caso da decomposição da água oxigenada

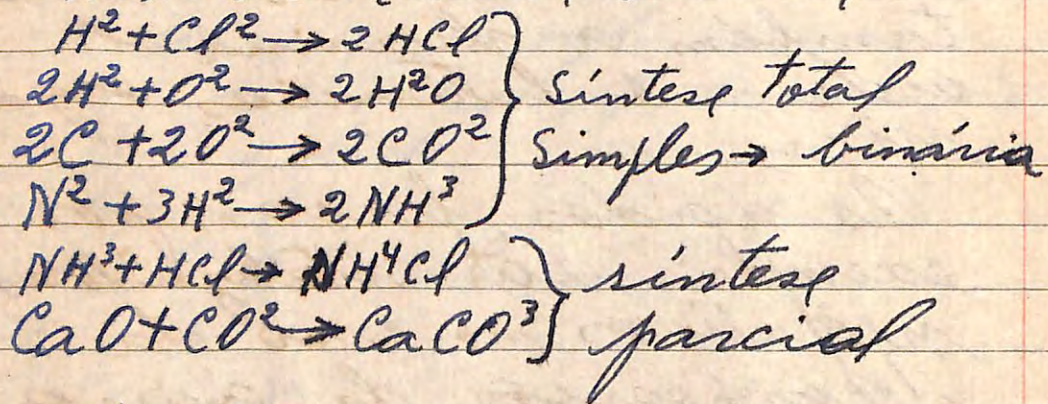


Classificações das reações:
1º) reações de complicações molecular, ou de síntese ou de combinação
2º) reações de simplificação molecular, de análise ou de decomposição.
3º) reação de deslocamento ou de simples troca.
4º) reação de dupla decom-

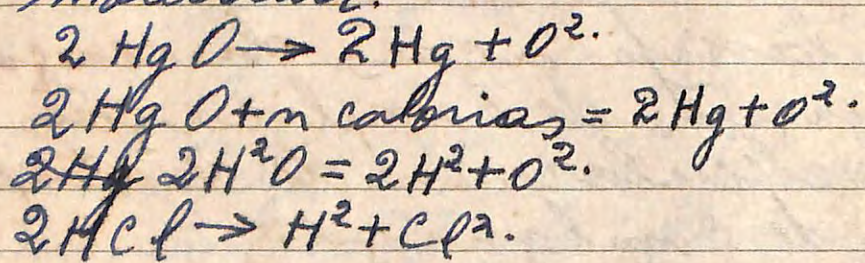
posição ou de dupla troca.
15) Reações de oxidação-redução.

14/6/62.

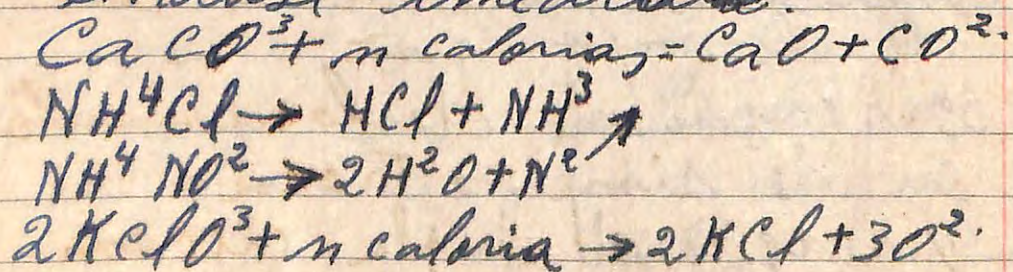
Reações de complicação molecular ou de síntese.



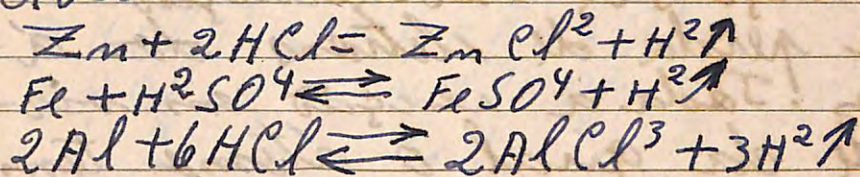
Análise e a simplificação molecular.



Análise imediata:

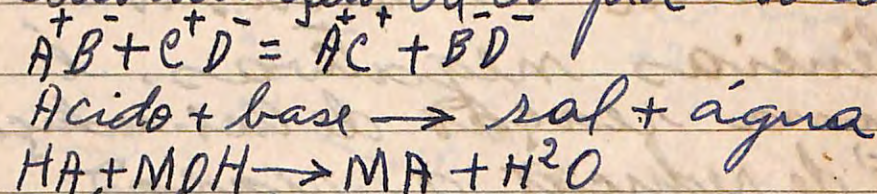


Deslocamento de simples troca.



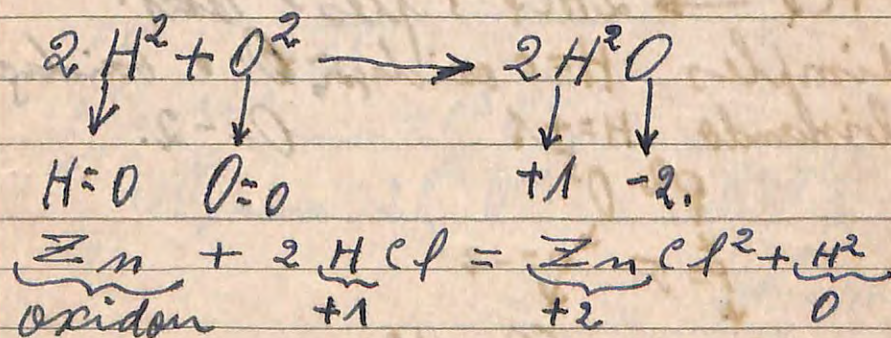
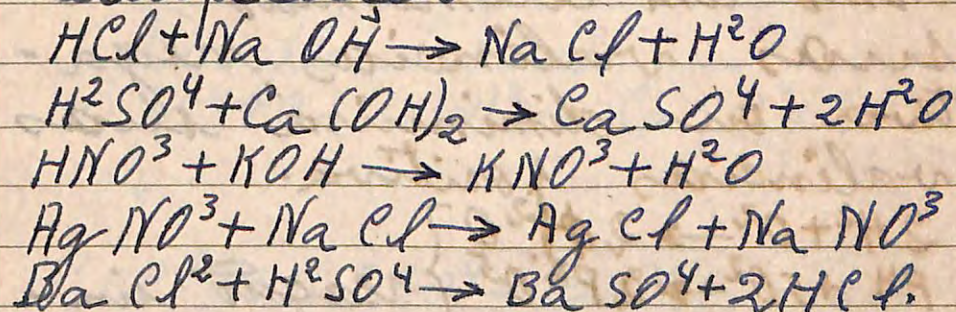
15/6/62.

Substituição de dupla troca.



Neutralização

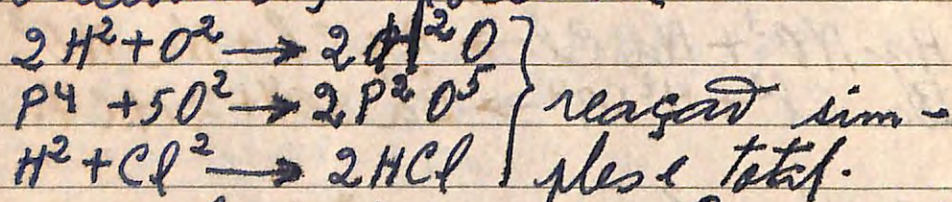
Salificação



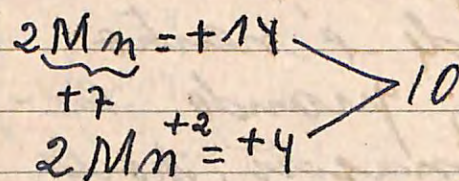
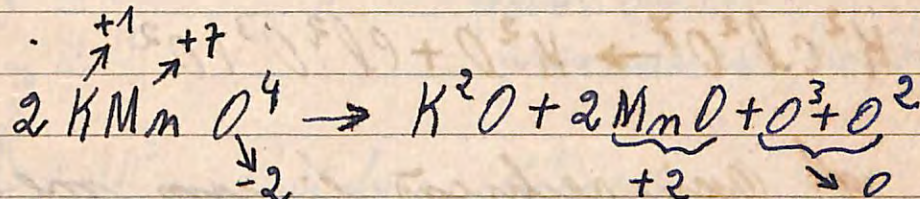
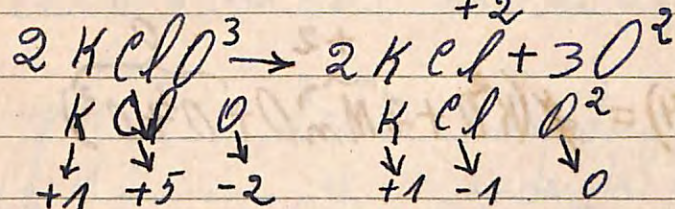
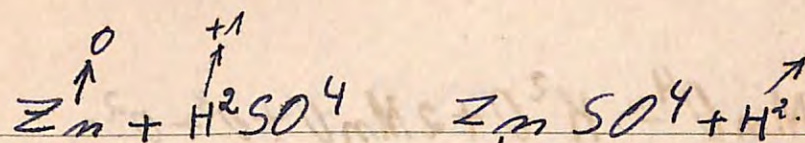
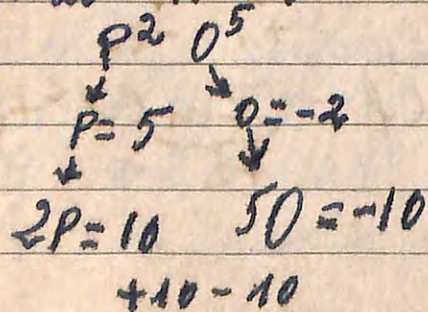
18/6/62.

Reações de Oxir-redução.

a perda de elétrons dos átomos. Toda a reação em virtude da qual o átomo tem aumentado as suas valências positivas ou diminuída as suas valências negativas, é uma reação de oxir-redução. É de redução a reação em virtude da qual o átomo tem aumentado as suas valências negativa ou diminuirá suas valências positiva.

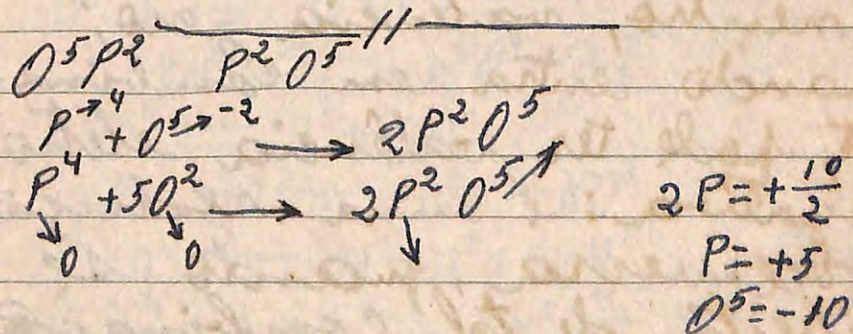
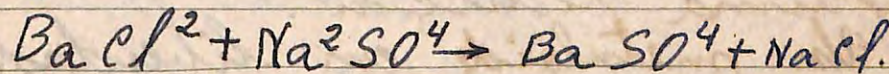
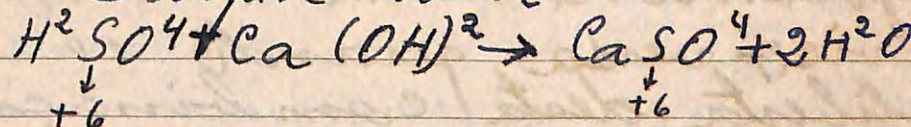


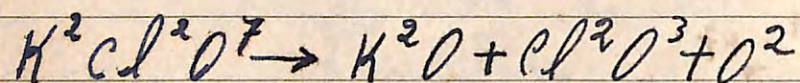
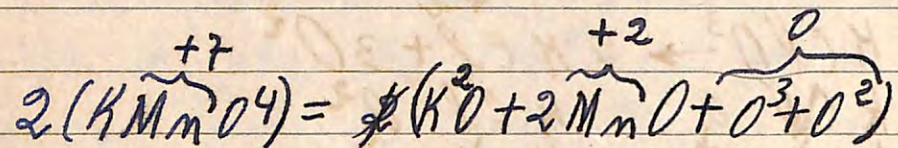
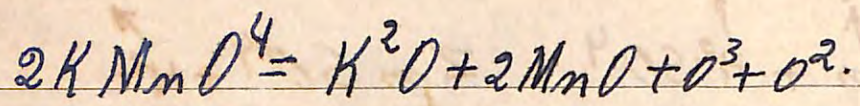
simples H=0 oxidação, O=0 oxidações.
Combinando H=+1 O=-2.



19/6/62.

Dupla troca.





A oxidação é: um metal em liberdade é neutro, valência zero; quando entra em combinação, pode adquirir valência eletropositiva: é uma oxidação; vice-versa, quando se liberta desta combinação, é uma redução.

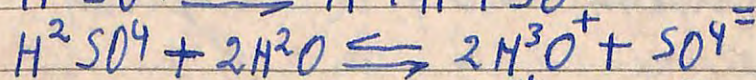
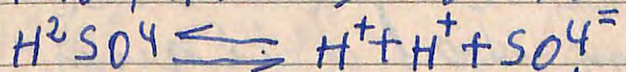
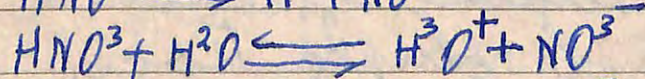
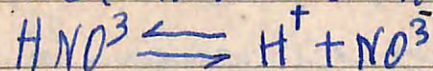
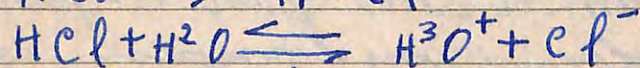
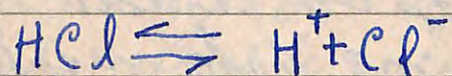
Um metaloide em liberdade é neutro, valência zero; quando entra em combinação, pode ter valência eletro-negativa: é uma redução; vice-versa, quando se liberta de tal combinação, é uma oxidação.

22/6/62.

Introdução ao estudo dos ácidos.

hidrogênio catiônico	HCl	ácido clorídrico	
	HI	" iodídrico	
	HF	" fluorídrico	
	HBr	" bromídrico	
	HNO^3	ácido nítrico	
	H^2SO^4	" sulfúrico	
	H^3PO^4	" fosfórico	
	H^4SiO^4	" silício	

Ácido é um composto que em solução aquosa liberta cation hidrogênio, ou melhor cation hidrônio



Caracteres funcionais

- 1) Libertar em solução aquosa um ou mais cation.
- 2) Mudam a cor dos indicadores coloridos coloridos a saber:
 - a) tornassol (papel ou tintura) vira de azul para vermelho.
 - b) Fenolftaleína (solução alcoólica) vira de vermelho a incolor.
 - c) Alaranjado de metila (solução aquosa) vira de amarelo para vermelho.
 - d) Vermelho do Congo vira de vermelho a pardo.
- 3) Por eletrólise os ácidos libertam H. no polo negativo.
- 4) Os ácidos combinam-se com as bases e numa reação de dupla troca originam sal e água.

- 5) Os ácidos atuam, geralmente, sobre os metais dependendo do hidrogênio.
 - 6) Os ácidos atuam sobre os óxidos básicos formando sal e água.
- 25/6/62.

Classificação geral dos ácidos:

Quanto a presença ou não de oxigênio nas moléculas:

- 1) Hidrácidos, não contém oxigênio na molécula.
- 2) Oxi-ácidos contém oxigênio na molécula.

- | | |
|--------------------------------------|------------------------|
| 1) HCl: | ácido clorídrico |
| HBr: | ácido bromídrico |
| HI: | ácido iodídrico |
| HF: | ácido fluorídrico |
| H ² S: | ácido sulfídrico |
| H(CN) | ácido cianídrico |
| HCNS | ácido ciano sulfídrico |
| { H ⁴ Fe(CN) ⁶ | ácido ferro cianídrico |
| { H ³ Fe(CN) ⁶ | ácido ferricianídrico |
- atacam o vidro.

2) Exi. ácidos

H^2SO_4 : ácido sulfúrico

HNO_3 : ácido nítrico

H^3PO_4 : ácido fosfórico

H^2CO_3 : ácido carbônico

H^4SiO_4 : ácido silicioso

$HClO$: ácido hipocloroso

$HClO^2$: ácido cloroso

$HClO^3$: ácido clórico

$HClO^4$: ácido perclórico

Quanto ao número de elementos constituintes da molécula.

binários: molécula de dois elementos diferentes

ternários: molécula de três elementos diferentes

quaternários: molécula de quatro elementos diferentes

Quanto ao número de hidrogênio catiônico que possuem:

Monoácidos: HCl , HI , HNO_3

Biácidos: H^2S

Triácidos: H^3PO_4

Tetrácidos: H^4SiO_4

Quanto a presença ou não de carbono na molécula dividem-se em duas classes:

1º) minerais

2º) orgânicos

1) geralmente não tem carbono na molécula → (minerais)

2) Sempre tem carbono na molécula (orgânicos)

Quanto a estabilidade:

Os ácidos podem ser de 2 tipos:

Estáveis ou fixos:

H^2SO_4 , H^3PO_4 , H^4SiO_4

Instáveis ou voláteis:

H^2S , HNO_3 , HCl , HB_2

CH_3COOH (ácido acético).

CH_3COO^- : carboxila: orgânicos

Sabão: $C_{12}H_{25}COOK$.

Quanto a energia de aqad.

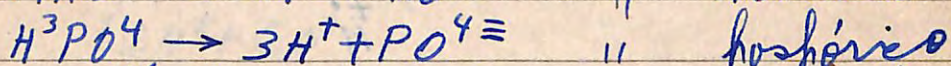
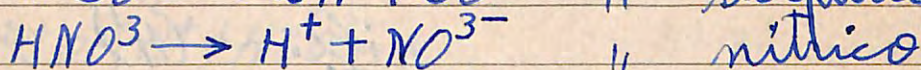
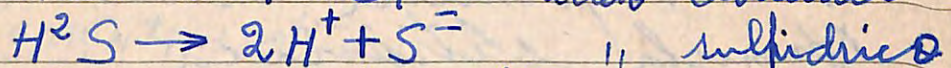
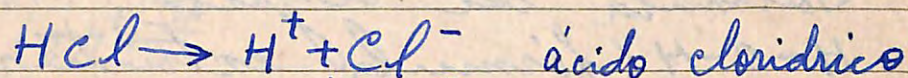
"Maior ou menor grau de dissociação" podem ser:

fortes, médios e fracos.

30/7/62.

Ácidos

São aqueles compostos que em solução aquosa libertam cation (hidrogênio)



Modernamente não se admite ácido sem água.

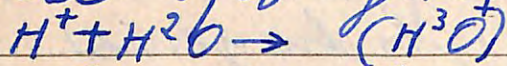
Logo há ácido quando em solução aquosa.

Modernamente, admite-se a seguinte dissociação iônica



O cation hidrogênio é um próton.

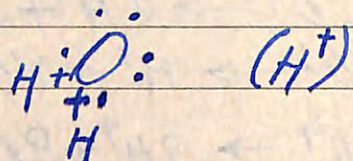
Ácido é uma substância protogênica



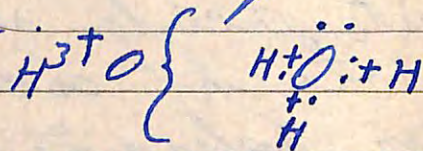
Fórmula da água

H-O-H (fórmula estrutural)

Fórmula eletrônica



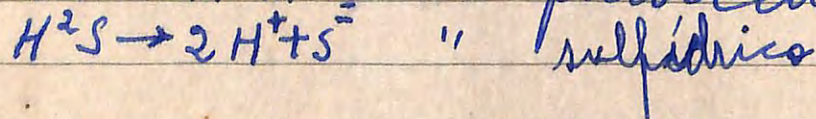
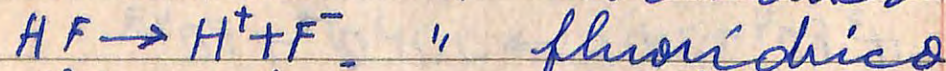
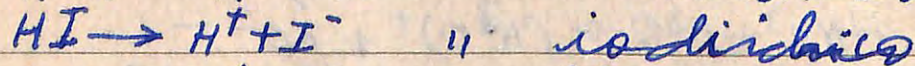
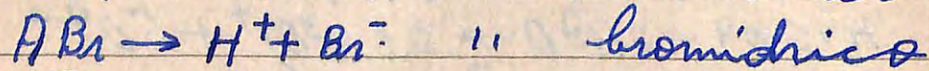
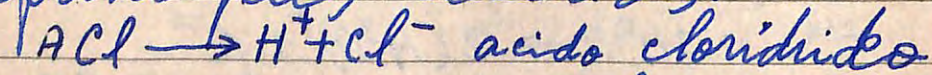
H³O é constituído por covalência



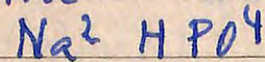
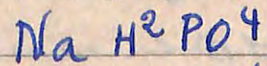
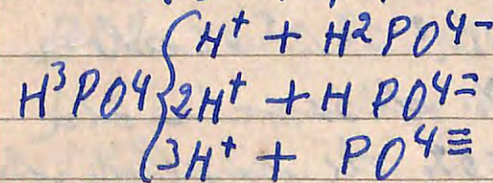
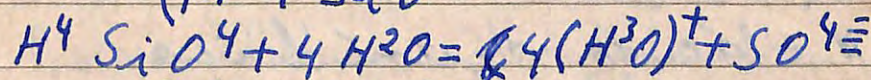
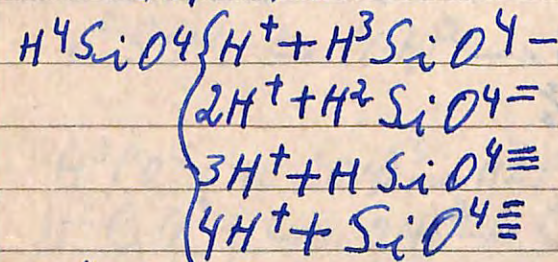
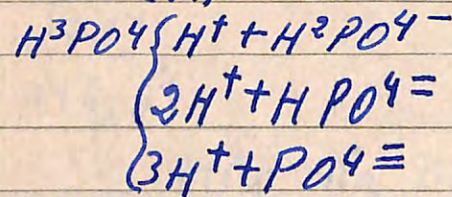
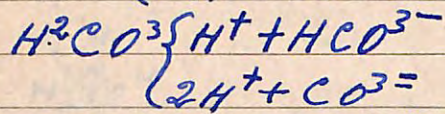
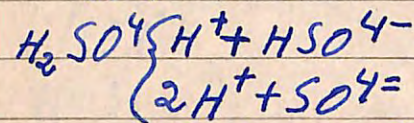
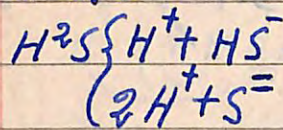
3/17/62.

Ácidos:

Dissociação iônica dos principais ácidos.



H ₂ SO ₄		ácido sulfúrico
HNO ₃	H ⁺ + NO ₃ ⁻	" nítrico
H ₂ CO ₃		" carbônico
H ₃ PO ₄		" fosfórico
H ₄ SiO ₄		" silícico



2/8/62.

Energia de ação
dos ácidos, grau de
dissociação,
ácidos fortes, médios e fracos.

HI - 95%

HBr - 93,5%

HCl - 92%

HNO₃ - 92%

H₂SO₄ - 61%

H₂CO₃ - 50%

H₂SO₃ - 30%

H₃PO₄ - 27%

HF - 8,5%

CH₃COOH - 1,36%

H₂S - 0,0076%

H₃BO₃ - 0,075%

HCN 0,008

HCN = ácido cianídrico

HCN → mata Na₂S₂O₅ → saba.

Fortes: a > 50% dissociada

Médios: a = 5 → 50% de moléculas

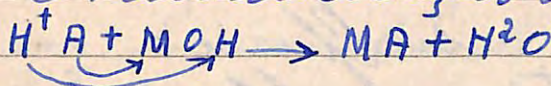
Fracos: a < 5% dissociada

3/8/62.

Reação química dos ácidos
sobre as bases:



Neutralização ou salificação



HCl

H₂S

HNO₃

H₂SO₄

H₃PO₄

H₄SiO₄

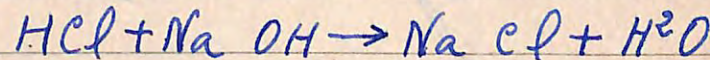
M⁺(OH)_n

Na OH

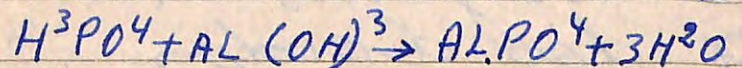
Ca⁺⁺(OH)₂

Al⁺⁺⁺(OH)₃

Pt (OH)₄



gesso.



Nomenclatura dos ácidos

HCl: ácido clorídrico

HI: " iodídrico

HBr: " bromídrico

HF: " fluorídrico

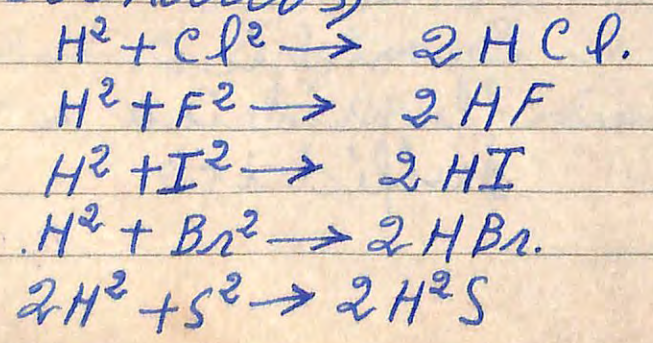
H₂S: " sulfídrico

H_4SiO_4 :	silicioso
H^3PO_4 :	fosfórico
H^3SO_4 :	sulfúrico
H^2SO_4 :	ácido sulfúrico
H^2SO_3 :	sulfuroso.
H^2SO_4 :	sulfúrico
$H^2S_2O_3$:	tio sulfúrico
HNO^3 :	nítrico
HNO^2 :	nitroso
$HClO$:	hipocloroso
$HClO^2$:	cloroso
$HClO^3$:	clórico
$HClO^4$:	perclórico

6/8/62.

Processos gerais de obtenção dos ácidos

1) Processo de síntese: empregado na obtenção dos hidrácidos (ácidos binários)



2) Processo de hidratação do óxido ácido.

CO^2 : combinação de oxigênio com bióxido de carbono.

NO^2 : combinação de oxigênio com bióxido de nitrogênio.

~~PO^3~~

P^2O^3 :

P^2O^5 :

N^2O^5 :

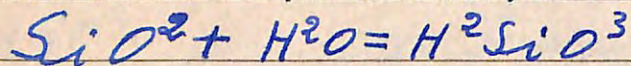
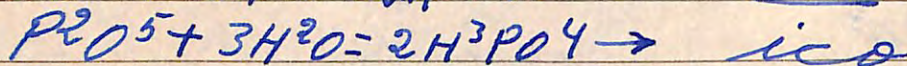
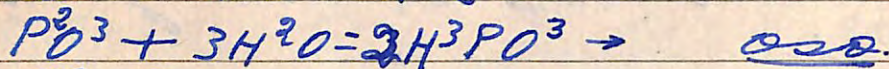
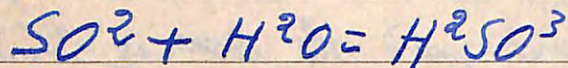
N^2O^3 :

SO^3 :

SiO^2 :

Processo de hidratação do óxido é empregado na obtenção dos ácidos oxigenados. Óxido ácido.

3) Processo de deslocamento.



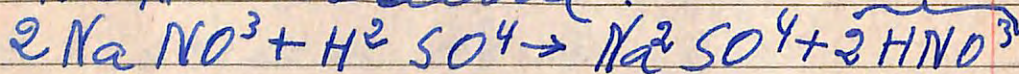
HCl H_2 é volátil

H_2SO_4 : é fixo

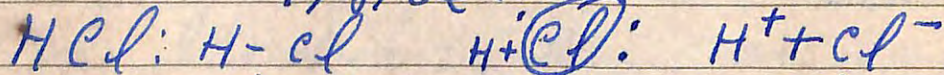
Processo de Blanc para
se obter ácido clorídrico



NaNO_3 = salitre



7/8/62.

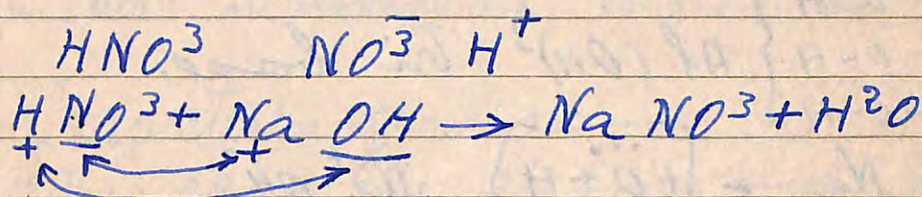
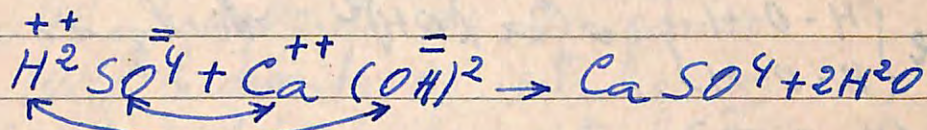
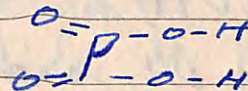
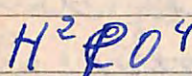
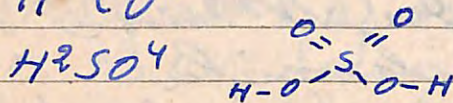
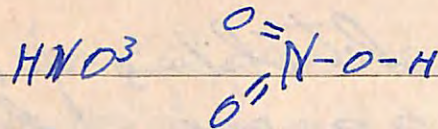


HBr .

HI

HF

H_2S



13/8/62.

Bases.

A função base pertencem os
eletrólitos

- 1) Definição e conceito
- 2) Caracteres gerais
- 3) Notação e nomenclatura.
- 4) Obtenção das bases.
- 5) classificação das bases.
- 6) Dissociação iônica das bases.

Bases: são eletrólitos que em solução aquosa liberam um ou mais anions hidroxila.

$\boxed{OH^-}$ $M(OH)_n =$ fórmula da base.

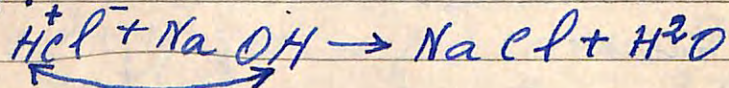
$H-O-H \rightarrow NaOH$ mono base.

$2 \left\{ \begin{array}{l} H-O-H \\ H-O-H \end{array} \right\} \rightarrow Ca(OH)_2$ di base.

$3 \left\{ \begin{array}{l} H-O-H \\ H-O-H \\ H-O-H \end{array} \right\} Al(OH)_3$ tri base.

$Na \rightarrow \boxed{+ \overset{\cdot\cdot}{O} + H} Na^+ OH^-$

$O \overset{\cdot\cdot}{\underset{\cdot\cdot}{S}} \overset{\cdot\cdot}{\underset{\cdot\cdot}{O}}$



Notação e nomenclatura:

Designa-se as bases pelo termo genérico "hidróxido" seguido da partícula "de" e do nome do metal ou do radical eletropositivo que se prende à base hidroxila.

A notação consiste em escrever as oxidilas à direita e o radical eletropositivo à esquerda da fórmula.

Ex.: $NaOH =$ hidróxido de sódio

$Ca(OH)_2 =$ hidróxido de cálcio

$Bi(OH)_3 =$ hidróxido de bismuto

$NH_4 \cdot OH =$ hidróxido de amônia

$Sn(OH)_2 =$ hidróxido de estanho II

$Sn(OH)_4 =$ hidróxido de estanho IV.

Caracteres gerais.

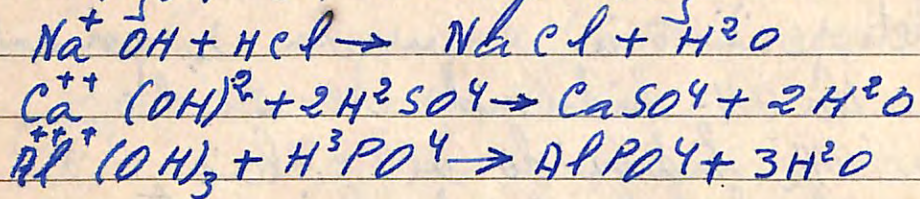
1) tem sabor de lixívia: semelhante a bicarbonato.

2) ação sobre os indicadores: torna azul o papel de tornasol. A fenolftaleína torna-se vermelha ou violeta.

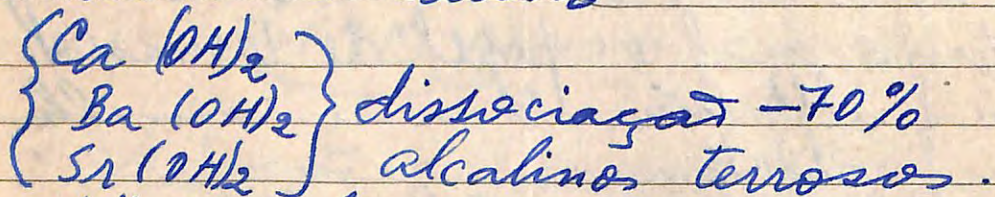
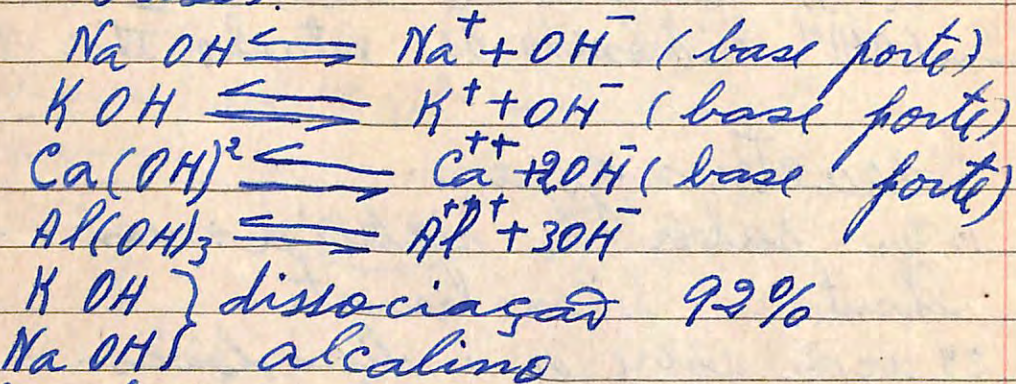
Aranjado de metila torna-se amarelo.

14/8/62.

Ação de salificação



Dissociação iônica das bases:



NH⁴ OH = dissociação 14%
→ alcali volátil: hidróxido de amônio.

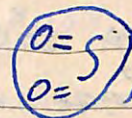
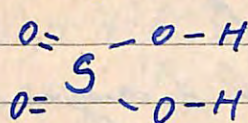
NH³: amônia.
NH⁴: amônio.
NH⁴ OH → amoníaco.

Introdução ao estudo dos sais.

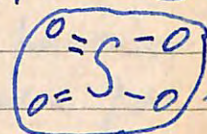
17/8/62.

Cation hidrônio:

H³O carga positiva: é a ligação da molécula de água.

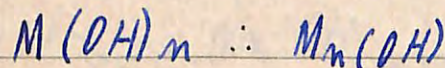


radical ácido



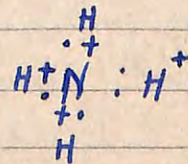
radical alogênico

Sub. Definição de base:



4) Amônia NH³ →

Amônio NH⁴⁺ funciona como metal alcalino:



$H^2 O^2$.

Metal + $O^2 \rightarrow$ óxido base CaO.

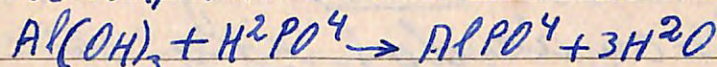
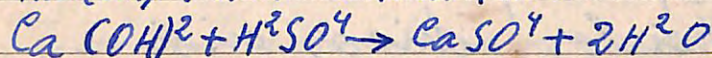
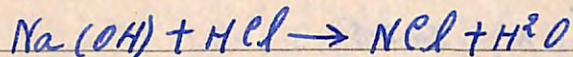
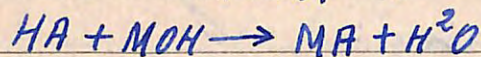
ametal + $O^2 \rightarrow$ óxido ácido SO^3

$CaO + H^2O \rightarrow$ base.

$SO^3 + H^2O \rightarrow$ ácido

Ácido + base = sal e água.

20/8/62.



Sal resulta de uma substituição total ou parcial (das oxidrilas das bases por um radical alogênico)



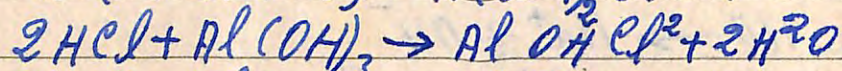
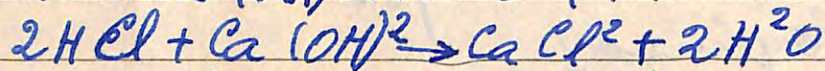
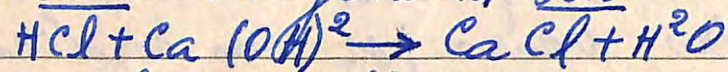
Um sal qualquer liberta, em solução aquosa, cations diferentes do hidrogênio e anions diferentes da oxidrila.



Os ácidos têm as seguintes designações:

ídrico, íco, oso.

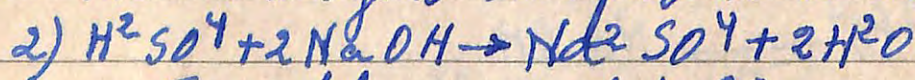
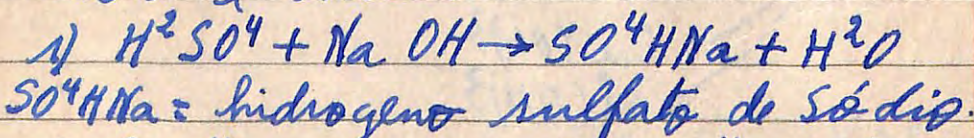
Os ácidos ídricos originam eto, os ácidos ícos originam ato, os ácidos osos originam ito.



Sal é um eletrólito que em solução aquosa libera ^{diferente} cationes do hidrogênio e anions diferentes das oxidulas.

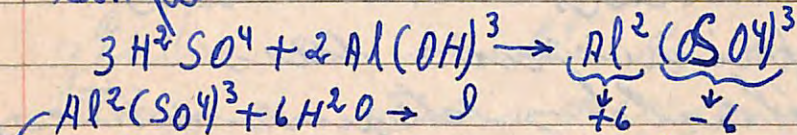
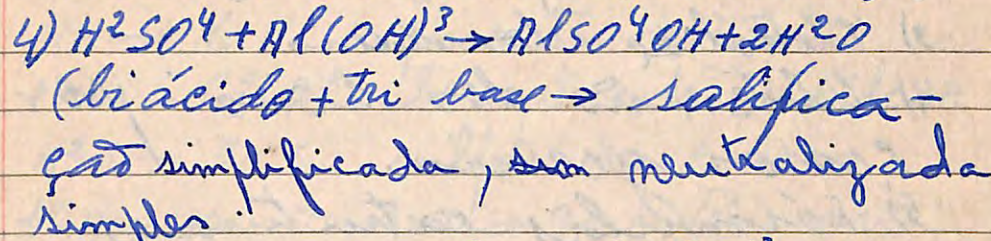
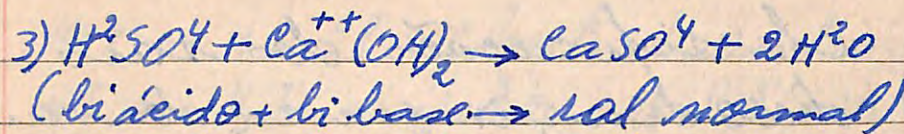
22/8/62.

Reações entre um bi-ácido e bases.



(salificação total.)

Na_2SO_4 : sulfato de sódio.

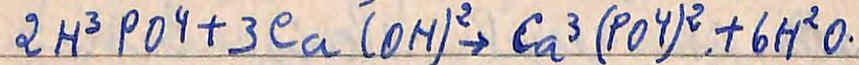
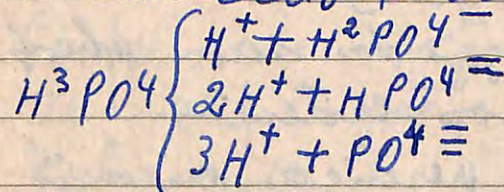


hidrossulfato de alumínio.
salificação simples, neutralizada simples.
27/8/62.



28/8/62.

Triácido + bibase



Triácido + tribase.



Fosfato de alumínio

- 1) Classificações dos sais
- 2) Dissociação iônica dos sais
- 3) Eletrolise dos sais.
- 4) Obtenção dos sais: processos gerais.
- 5) Fórmulas estruturais dos principais sais.
- 6) Cálculos estequiométricos sobre os sais.

Montagem ou armazém das fórmulas dos diversos tipos de sais de acordo com a tabela de cations e anions.

30/8/62.

Classificações dos sais:

A classificação dos sais obedece a diversos critérios.

- 1) Quanto a presença ou não de oxigênio na molécula.
- 1) Halóides ou halogenados. são em geral sais binários derivados dos hidrácidos pela substituição do hidrogênio por um metal.

$HCl - NaCl$: Cloreto de sódio
 $HI - KI$: Iodeto de Potássio.
 $HF - NaF$: fluoreto de sódio
 $2HBr - Ca^{+} Br^{-2}$: brometo de cálcio
 $H^2S - CaS$: sulfeto de cálcio

2º grupo: os sais que têm oxigênio na molécula ou oxisais, ou sais oxigenados. São oriundos dos óxidos ácidos pela substituição dos hidrogênios pelo metal.

$HNO^3 - KNO^3$: nitrato de potássio
 $H^2SO^3 - CaSO^3$: sulfato de cálcio
 $H^2SO^4 - Na^2SO^4$
 $H^2CO^3 - Na^2CO^3$
 $H^2PO^4 - H^2PO^4$

Conforme se originem de reações de salificações com ou sem neutralização:

- 1) Sais normais → oriundos de reações de salificação com neutralização
- 2) Hidrogenossais ou sais ácidos → oriundos de salificação sem neutralização.

Derivam da reação entre um ~~poli~~ácido e uma ~~mono~~base.

Possuem hidrogênio ionizável na molécula.

1) hidrogenossais: possuem hidroxila ionizável na molécula.

2) Hidrossais: ou sais básicos → oriundos de salificação sem neutralização.

Derivam da reação entre uma polibase e um monoácido.

Possuem hidrogênio ionizável na molécula.

4/9/62.

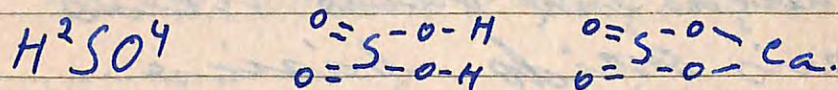
Sais halóides: sais halóides, ou sais não oxigenados, são os que derivam dos hidrácidos

Hidrácidos	Sais halóides
HNO_2	KNO_2
HNO_3	KNO_3
HCl	KCl , NaCl , etc.
H_2S	K_2S , FeS .

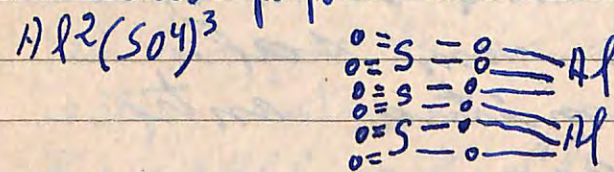
HClO_3 ácido clórico:

H_2SO_3 ácido sulfuroso: CaSO_3 sulfito de cálcio

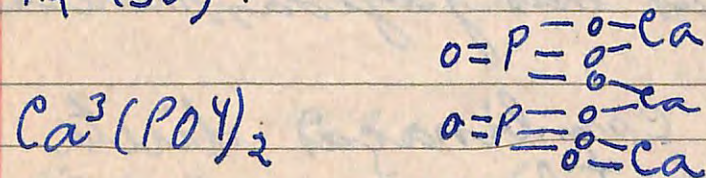
H_2SO_4 ácido sulfúrico: CaSO_4 sulfato de cálcio



H_3PO_4 ácido fosfórico: NaPO_4 fosfato de sódio



$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$:



Radical halogênico é a parte negativa do ácido.

(halogênicos = formadores de sais)

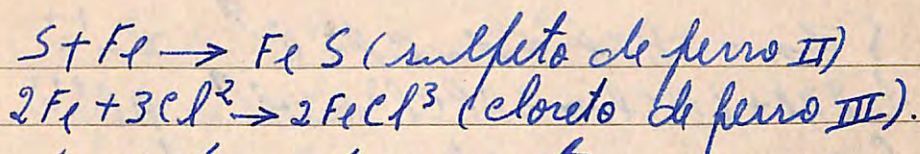
6/9/62.

Processos gerais de obtenção dos sais.

- 1) extração natural.
- 2) Síntese
- 3) Neutralização
- 4) Reação entre ácido mais metal.
- 5) Reação entre hidróxido (base) mais metal.
- 6) Reação entre ácido e óxido básico.
- 7) Reação entre óxido ácido mais óxido básico.
- 8) Reação entre um metal mais um sal.
- 9) Reação mútua entre dois sais.
- 10) Extração das jazidas minerais.

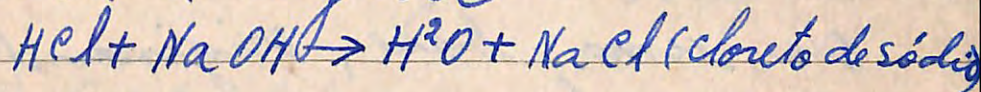
2) Síntese: Combinação direta de um metal com um não metal.

A síntese pode ser mais ou menos direta, requer, geralmente o auxílio do calor.



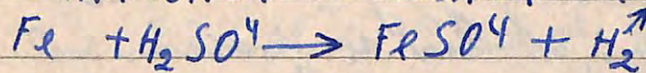
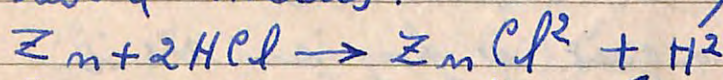
A síntese é espontânea, sem auxílio de calor, em certos casos, por exemplo na combinação do cloro com o potássio

3) Neutralização: é a combinação de um ácido com uma base donde resulta sal e água.



4) Reação entre ácido mais metal.

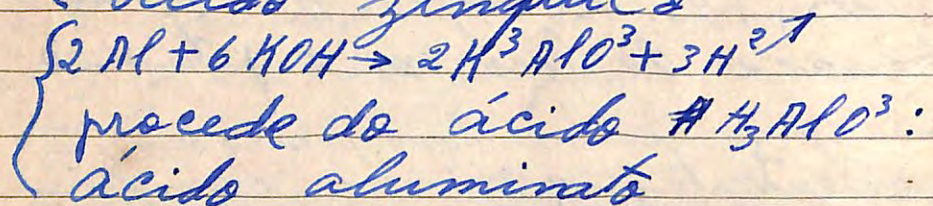
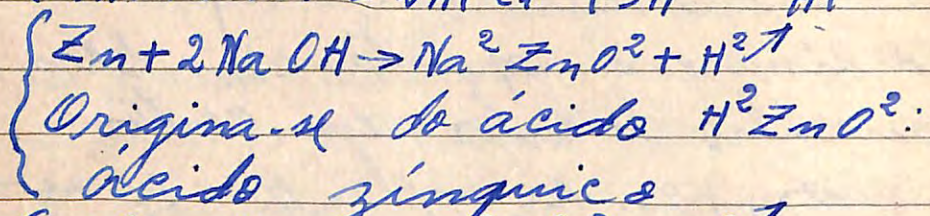
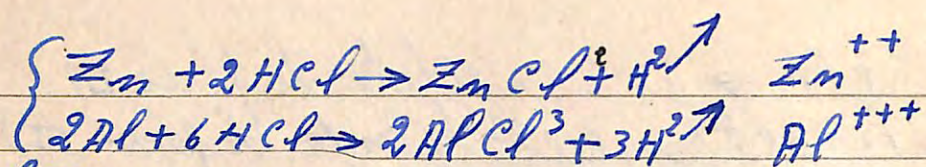
Pela reação de ácidos fortes sobre metais:



10/9/62.

5) Ação dos hidróxidos sobre os metais.

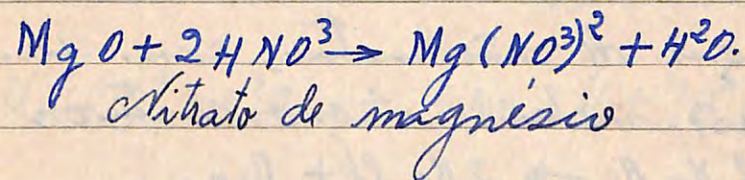
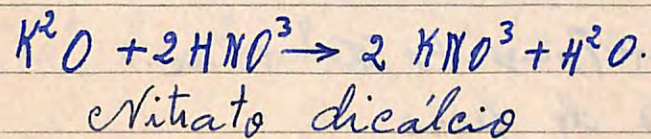
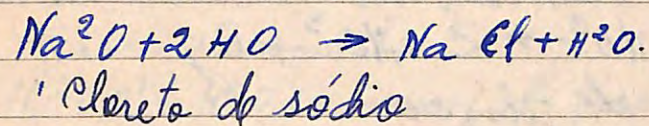
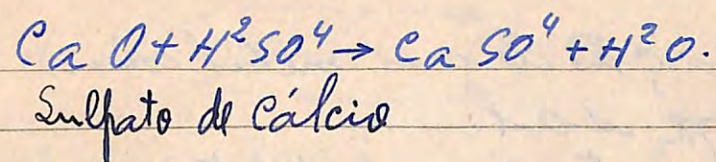
Existem alguns metais que formam sais tanto com ácido ou com base.



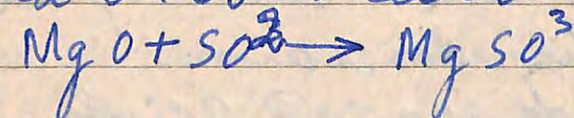
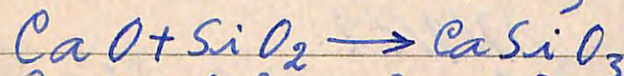
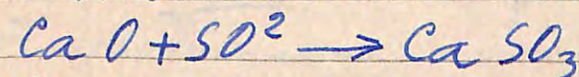
Metalo anfótero: é aquele que se combina com um ácido ou uma base, originando um sal.

b) reação do ácido sobre um óxido ou hidróxido.

A reação se faz em meio aquoso; obtém-se assim o sal em solução aquosa; por evaporação da água obtém-se o sal cristalizado. É um método largamente empregado em laboratório e na indústria.

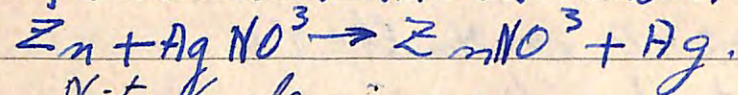


7) Óxido básico mais óxido ácido.
a) reação de um óxido ácido com um óxido básico.



8) reação de um metal mais
um sal.

a) Reação de metais com sais de metais menos reativos.

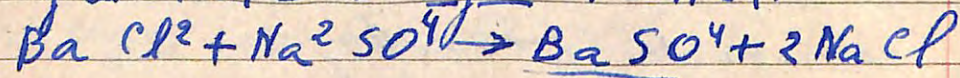


Nitrato de zinco



Sulfato de ferro.

b) Reação de um metal com sais
de metais menos reativos.



13/9/62.

Ácido + base = Sal + água
Hidrólise dos sais.

Sais de reação ácida.

Sais de reação neutra

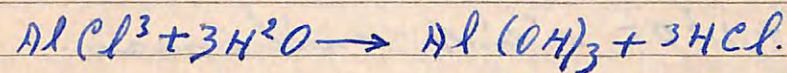
Sais de reação básica

$\text{NaCl} + \text{OH}^-$: tratando com tornesol
o tornesol não muda a cor.



$\text{AlCl}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$ (o tornesol muda a cor
para vermelho).

$\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ (o tornesol fica azul, alcalino)



1) Por hidrólise: a solução aquosa
de sal, procedente de bases
e ácidos fortes apresentam reação
neutra.

2) Por hidrólise: a solução aquosa
de sal procedente de ácido
forte e base fraca apresenta
reação ácida.

3) Por hidrólise: a solução
aquosa de sal procedente de
bases fortes e ácidos fracos
apresentam uma reação alcalina.

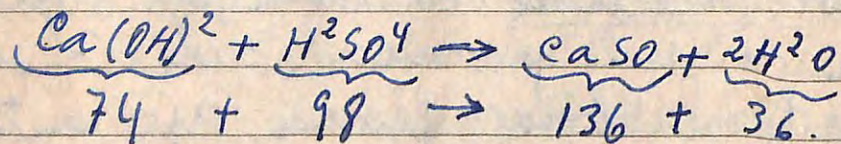
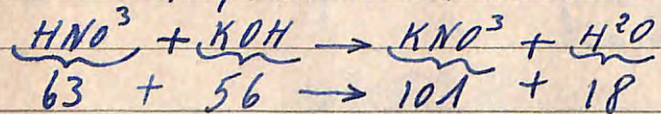
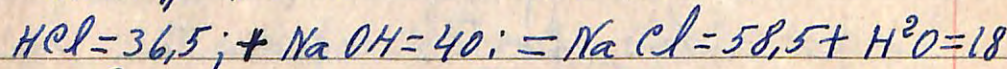
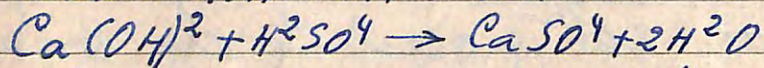
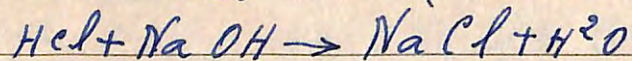
4) Por hidrólise a solução aquosa de sal procedente de ácido fraco e base fraca apresenta reação neutra.

$Al_2(SO_4)_3$ = sulfato de alumínio

$CO_2 + H_2O$ = ácido carbônico.

17/9/62.

Problemas sobre neutralização



Quantas grms de hidróxido de Sódio (NaOH) são necessárias para neutralizarem 150 grms de ácido clorídrico (HCl).

$$HCl = 36,5$$

$$NaOH = 40$$

$$36,5 - 40$$

$$x = \frac{150 \times 40}{36,5} = \frac{6000}{36,5} = 164,3$$

$$150 - x$$

$$x = 164,3$$

Para obter 250 gm. de NaCl.

Quantas grms. de NaOH e HCl são necessárias.

$$HCl = 36,5$$

$$NaCl = 58,5$$

$$NaOH = 40$$

$$\begin{array}{l} HCl \left\{ \begin{array}{l} 36,5 - 58,5 \\ x - 250 \end{array} \right. \end{array}$$

$$x = \frac{250 \times 36,5}{58,5} = 155,9$$

$$x = 155,9$$

$$\begin{array}{l} NaOH \left\{ \begin{array}{l} 40 - 58,5 \\ x - 250 \end{array} \right. \end{array}$$

$$x = \frac{250 \times 40}{58,5} = 170,9$$

$$NaOH = 170,9$$

Quantas gm de KOH são necessárias para neutralizar 189 gm de HNO_3 .

$$KOH = 56$$

$$HNO_3 = 63$$

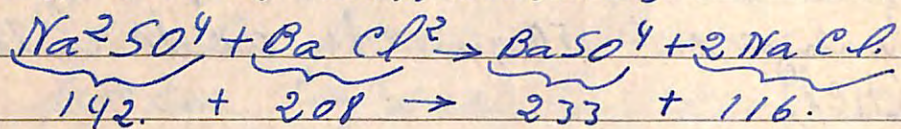
$$56 - 63$$

$$x - 189$$

$$x = \frac{56 \times 189}{63} = 168$$

$$KOH = 168 \text{ gm.}$$

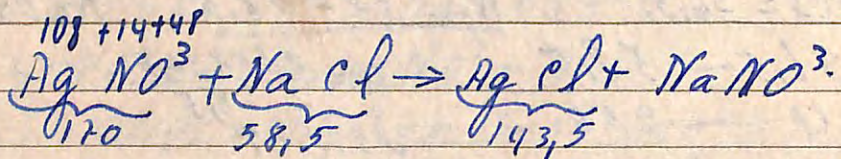
Problemas sobre obtenção de sais insolúveis.



Para obter 350 gm de BaSO_4 , quantas gramas de BaCl_2 são necessárias?

$\text{Na} = 23$ $\text{Ba} = 137$ $208 \rightarrow 233$
 $\text{S} = 32$ $\text{Cl} = 35,5$ $0 \rightarrow 350$
 $\text{O} = 16$

$$x = \frac{350 \times 208}{233} = 312,4$$



Quantas gm de AgCl são produzidas (produzidas) pela reação de NaCl com 250 gm de AgNO_3 .

$$170 \rightarrow 143,5$$

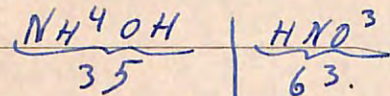
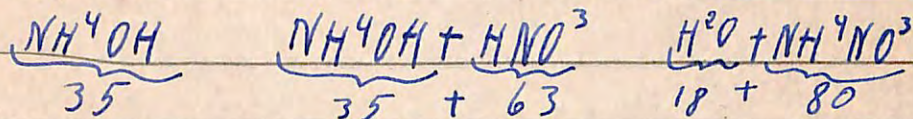
$$250 \rightarrow x \quad x = \frac{250 \times 143,5}{170} = 211$$

são necessárias 211 gm de AgCl .

18/9/62.

Para neutralizar 125 gm de hidróxido de amônio, quantas gm de ácido nítrico são necessários?

$\text{N} = 14$ $\text{H} = 1$ $\text{O} = 16$.

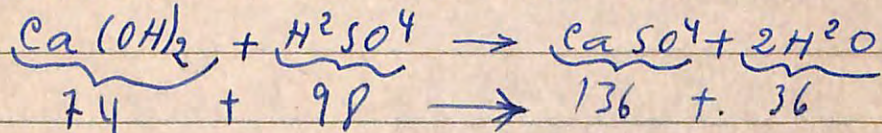


$35 - 63$
 $125 - x$
 $x = \frac{25 \times 125 \times 63}{35} = 225$

São necessárias 225 gm de HNO_3 .

Quantas gm de hidróxido de cálcio, e de ácido sulfúrico neutralizam - e mutuamente.

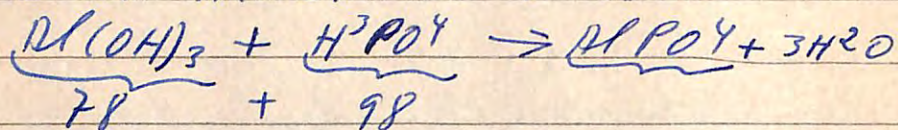
$\text{Ca} = 40$ $\text{S} = 32$ $\text{O} = 16$ $\text{H} = 1$.



reagem com 74 (Ca(OH)_2) e 98 (H_2SO_4).

Para neutralizar 220 gm. de $Al(OH)_3$, quantas gm. de H^3PO_4 são necessárias

P=31 Al=27 O=16 H=1.



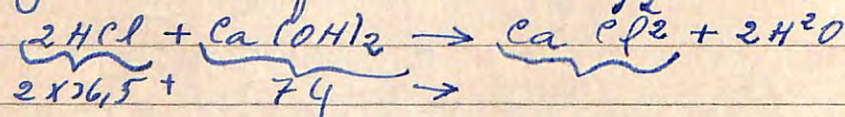
220 — $Al(OH)_3$ 780 — 98

Q — H^3PO_4 5540 — 220 — Q

$$Q = \frac{220 \times 98 \times 49}{7236} \quad Q = \frac{55 \times 49}{9} = 299,3$$

São necessárias 299,3 gm de H^3PO_4 .

Quantos gm. de HCl neutralizam 250 gm de $Ca(OH)_2$.



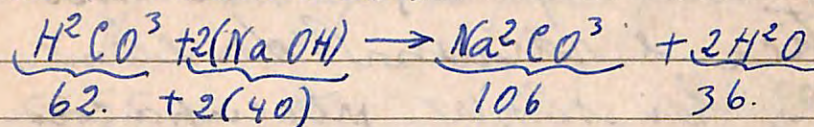
2x36,5 — 74

Q — 250

$$Q = \frac{73 \times 250}{74} = 246,6$$

São necessárias 246,6 gm de HCl.

Para obtermos 500 gm. de Carbonato de sódio (Na^2CO_3), quantas gm. de hidróxido de sódio ($NaOH$) e de ácido carbônico (H^2CO_3) são necessárias?



(a) com ácido carbônico.

$$62 - 106 \quad Q = \frac{62 \times 500}{106} = 292,4$$

Q — 500

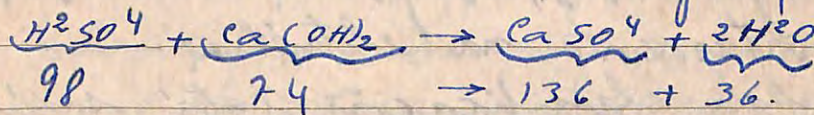
São necessárias 292,4 gm de H^2CO_3 .

(b) hidróxido de Sódio.

$$80 - 106 \quad Q = \frac{500 \times 80}{106} = 377,3$$

Q — 500

São necessárias 377,3 gm de 2NaOH.



Quantas gm. de ácido sulfúrico e hidróxido de cálcio são necessárias para a obtenção de 450 gm. de sulfato de cálcio.

(a) 98 — 136 Q = $\frac{450 \times 98}{136} = 324,3$

Q — 450 São necessárias 324,3 gm de ácido sulfúrico.

(b) 74 — 136 Q = $\frac{74 \times 450}{136} = 245,5$

Q — 450 São necessárias 245,5 gm de hidróxido de cálcio

25/9/62.

Classificação periódica
dos elementos:

A classificação sistemá-
tica e racional dos elemen-
tos foi sempre preocupação
fundamental dos químicos.

Historicamente podemos
anotar as seguintes tentati-
vas de classificação:

1.) Classificação de Berzelius:

Os elementos eram considera-
dos eletropositivos ou eletro-
negativos, conforme seu com-
portamento na eletrólise.

Esta classificação está super-
rada e tem valor, apenas,
histórico.

2.) Classificação de Dumas:

Os elementos eram classifica-
dos segundo o critério posi-
tivo ou negativo e segundo
a valência.

Assim teríamos elementos
mono, bi, tri, etc. valentes.

positivos ou negativos.

Também é classificação
de valor histórico.

Classificações periódicas

Cl	Br	I	$\frac{35,5 + 127}{2} = 81$
35,5	80	127	

Li	Na	K	$\frac{39 + 7}{2} = 23$
7	23	39	

Triades de Döbereiner
verificou que agrupando
certos elementos em número de
três, de acordo com o peso
atômico crescente, o elemento central
tinha o peso atômico num valor
que é a média aritmética, que
é o valor do peso atômico dos
outros.

Além disso verificou que
certas semelhanças no comporta-
mento químico nos elementos
das triades (três elementos).

Foi ele assim o primeiro que
correlacionou as propriedades
químicas dos elementos com as

respectivas massas atômicas.

Chancourtois:

Parafuso teórico de

Chancourtois:

Consiste num cilindro no-
deado por uma linha heli-
coidal inclinada de 45° ,
em torno do cilindro, foram
traçadas linhas verticais
equidistantes.

Nos pontos de intersecção
das linhas com a helicoidal
foram colocados os símbolos
dos elementos, de acordo
com a massa atômica cres-
cente.

Foram assim configurados
agrupamentos verticais.

Verificou que os elementos
dispostos numa mesma
vertical possuíam proprieda-
des semelhantes.

Lei das citaras de Newlands.
Quando agrupamos as mas-
sas atômicas em escala
crescente, verificamos então
que a partir do 8º elemento,
ocorria elementos de propriedades
com algumas semelhança com
a propriedade do primeiro elemento.

Ele organizou um quadro
de 56 quadradinhos.

H. F. Cl. Co. Br. Pd. I. Pt.

^{Li} ^{Na} ^K ^{Cu} ^{Ag}
Classificação periódica de
Mendelejeff e Meyer.

Mais ou menos em 1869 Mendele-
jeff, químico russo e Meyer,
físico alemão, sem o conhecimen-
to prévio dos trabalhos, um do
outro, chegaram a estabelecer
as bases da classificação pe-
riódica "afirmando" que as
propriedades dos elementos eram
funções periódicas de suas
massas atômicas.

Devemos destacar do ponto
de vista químico o nome

de Mendelejeff que es-
tudou o periodismo das
propriedades químicas,
enquanto Meyer estudou
mais o periodismo das
propriedades físicas.

Mendelejeff, no seu
quadro estabeleceu 12
linhas horizontais e 8
colunas verticais.

O agrupamento horizon-
tal, chamava-se, série
heterolonga, era consti-
tuída de elementos de mas-
sa atômica crescente.

Os agrupamentos verti-
cais, chamava-se, séries
homólogas, constituídas de
elementos de propriedades
químicas semelhantes.

Cada série homóloga era sub-di-
vidida em sub-grupos ou famílias (A, B)
conforme se a massa atômica fosse
par ou ímpar.

1º/10/62.

A Classificação atualizada
de Bayley, é uma das mais
usadas.

Nela figuram todos os
elementos, atualmente, conhe-
cidos que eram ignorados,
quando Mendelejeff organi-
zou o seu quadro.
(a sua tabela)

Sendo assim figuram no
quadro atual todos os gases
nobres e os elementos de
transição, excluídos os trans-
urânicos. O comentário e a
interpretação do quadro atual
será feito objetivamente
examinando-se o quadro que
será mostrado.

2/10/62.

A tabela atualizada, mais
usual constitui-se de 9 gru-
pos verticais, sendo que os pri-
meiros 7 estão subdivididos
em dois sub-grupos A e B.

Apartir do 4º período,
começa-se reunir elementos de
propriedades semelhantes.

O 8º grupo, nos períodos
4, 5 e 6 contém triades de
elementos de valências vá-
riáveis e de peso muito
aproximado.

O 9º grupo que não exis-
tia na classificação de
Mendelejeff constitui-se
nos gases nobres.

Horizontalmente o quadro
atualizado compreende 7
períodos. Sendo os 3
primeiros chamados períodos
curtos e os 4 restantes perío-
dos longos.

O 1º período tem 2 elementos.

2º período tem 8 elementos.

3º período tem 8 elementos.

4º período tem 18 elementos.

5º período tem 18 elementos.

6º período tem 32 elementos.

7º período compreende os el-

mentos rádio-ativos, este
período tem também 32 el-
mentos.

à esquerda e acima caracteres ameta-
lísticos

à direita e abaixo caracteres metálicos.

Valência

Em relação ao oxigênio,
no quadro cresce do grupo
um ao número sete sete

Em relação ao hidrogênio
cresce do grupo um ao quarto
e decresce do quinto ao sétimo.

5/10/62.

Introdução ao estudo dos óxidos

Óxido é todo o composto binário oxigenado.

I) Classificação quanto ao comportamento químico: ácidos, bases, água.

- 1) Óxido ácido
- 2) Óxido básico
- 3) Óxido neutro
- 4) Óxido anfótero
- 5) Óxido salino ou misto

Peróxidos e polióxidos

II) Quanto a estrutura podem ser óxidos iônicos (formados por eletrovalência)

Óxidos moleculares:

(formados por covalência)

Nomenclatura e notação

Notação: escreve-se a fórmula dos óxidos colocando inicialmente o símbolo do metal e seguido do símbolo do oxigênio

Os índices são dados pelas respectivas valências trocadas:

Na_2O :

Al_2O_3 :

HgO : óxido de mercúrio

Nomenclatura geral dos óxidos:

Dá-se ao composto o nome de óxido seguido da preposição de e o nome do metal.

CO_2 : dióxido de carbono.

FeO : Óxido de ferro

Fe_2O_3 : trióxido de ferro

SnO : óxido de estanho

SnO_2 : dióxido de estanho

P_2O_3 : trióxido de difósforo

P_2O_5 : pentóxido de difósforo

Cl_2O : óxido de dicloro

Cl_2O_2 : dióxido de dicloro

Cl_2O_3 : trióxido de dicloro

Cl_2O_4 : tetraóxido de dicloro

Cl_2O_5 : pentóxido de dicloro

Cl_2O_7 : heptóxido de dicloro

N_2O_5 : pentóxido de dinitrogênio

N_2O_3 : trióxido de dinitrogênio

zarcão: Pb^3O_4 : tetraóxido de trichumbo

9/10/62.

H^2O : Óxido

CaO : óxido de cálcio (cálcio)

Al^2O_3 : trióxido de alumínio

As^2O^3 : trióxido de diarsênio

P^2O^5 : pentóxido de difósforo

FeO : óxido de ferro.

Fe^2O^3 : trióxido de diferro

Todo o óxido no qual o número de oxidação do elemento ligado ao oxigênio for maior de quatro é um óxido molecular.

11/10/62.

Classificação geral dos óxidos quanto a estrutura

X	Moleculares	}	são todos formados por covalência: óxidos ácido, neutros, anfóteros	
			Yô	}
0	ni			
5	cos			

1)	MOLECULARES	}	$SO^2, SO^3, N^2O^5, Mn^2O^7$: óxi. ácido
			CO, N^2O : óxido neutro
			As^2O^3, Sb^2O^3 : óxido anfótero

1)	MOLECULARES	}	Na^2O, CaO, K^2O : óxido básico
			ZnO, Al^2O^3 : " anfótero
			Cu^2O^4, Fe^3O^4 : óxido misto
			Na^2O^2, CaO^2 : óxido peróxido
			Na^2O^4, CaO^4 : óxido polióxido

12/10/62.

Classificação dos óxidos quanto as propriedades químicas. Esta classificação está baseada no comportamento químico dos óxidos em relação a água, aos ácidos e as bases.

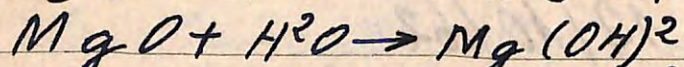
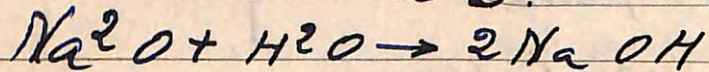
Podem ser classificadas:

- 1) Óxidos básicos
- 2) Óxidos ácidos ou anidridos
- 3) Óxidos neutros
- 4) Óxidos anfóteros
- 5) Óxidos mistos ou salinos
- 6) peróxidos
- 7) polióxidos

Oxidos básicos:

Características fundamentais.

- 1) São oxidos iônicos, e metal perde elétrons.
- 2) São sólidos (em geral)
- 3) São estáveis.
- 4) Reagem com a água originando base ou hidróxido.

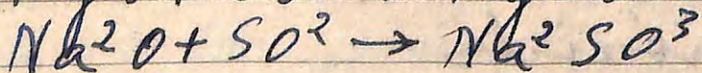


Reagem com os ácidos

originando sal e água



Eles reagem com os oxidos ácidos, e nos dá sal.



Os oxidos ácidos são geralmente gasosos e instáveis: formados por covalência (compostos moleculares).

16-I-62.

Oxidos anfóteros:

ZnO: óxido de zinco.

Al₂O₃: trióxido de alumínio

1) Óxido anfótero reagindo com um ácido dá sal e água.

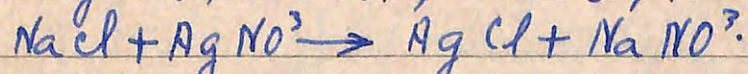
2) Óxido anfótero reagindo com uma base dá sal e água.

1) Metal anfótero pode ser o cation ou constituir o anion.

18-I-62.

Quantas gramas de cloreto de prata são formadas pela reação entre uma molécula grama de nitrato de prata e uma molécula grama de cloreto de sódio.

Ag = 108, Cl = 35,5, Na = 23, N = 14, O = 16



25-10-62.

Na Cl PO₄: fosfato de cálcio e sódio



Fe = 56 gm S = 32 gm.
sulfato de ferro.

Al SO₄ Cl: cloreto sulfato alumínio

26/10/62.

Série de tensões

Escala de nobreza ou
escala de reatividade química

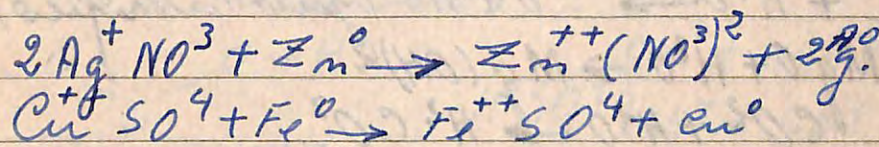
Cs	Ca	Fe	Sb	
Rb	Mg	Co	Bi	Pt
K	Al	Ni	Cu	Ag
Na	Mn	Sn	Hg	
Ba	Zn	Pb	As	
Sr	Cr	H	Pd	



30/10/62.

gran crescente de nobreza
dos ametais.

- F: fluor.
- O: oxigênio
- Cl: cloro
- Br: bromo.
- I: iodo
- S: enxofre
- N: nitrogênio
- P: fósforo
- C: carbono



5/11/62.

Estudo descritivo da água
(Atahualpa Jg. Cíbils. pag 107).

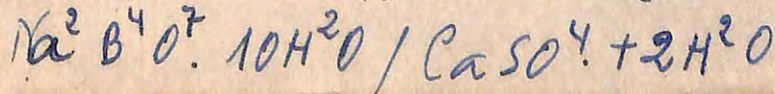
Ponte de hidrogênio

Água de interposição:

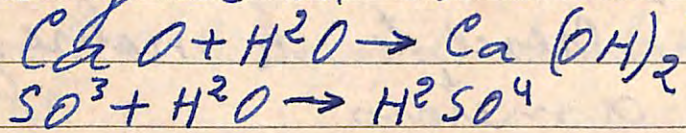
(acha-se no interior do sal)

Água de cristalização:

Na⁺ CO₃⁻ · 10H₂O } não integrada na
 Cu SO₄ · 5H₂O } molécula.

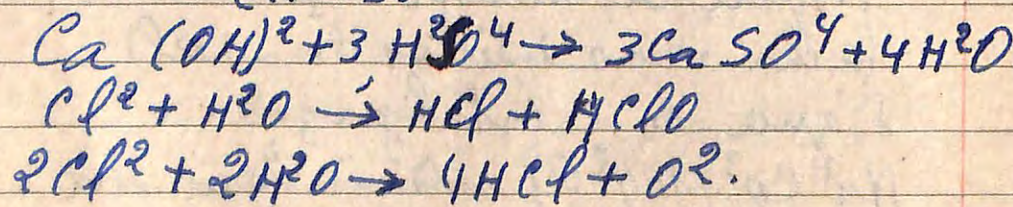
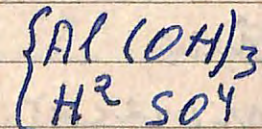
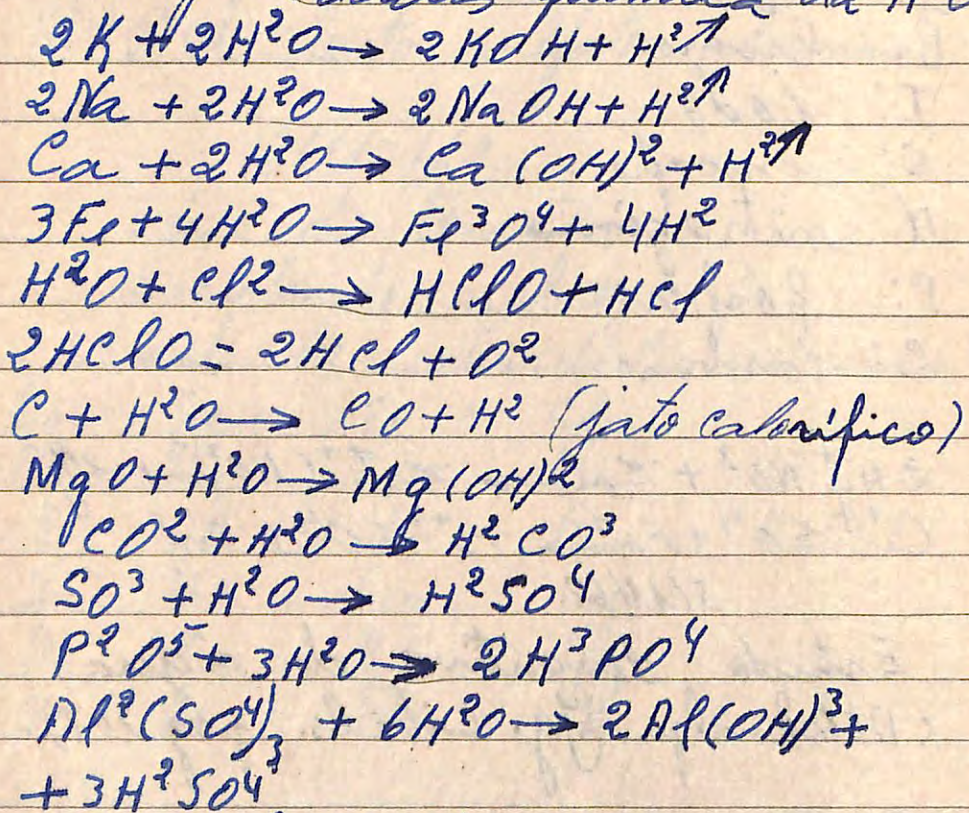


Água de constituição



6/11/62.

Propriedades químicas da H_2O



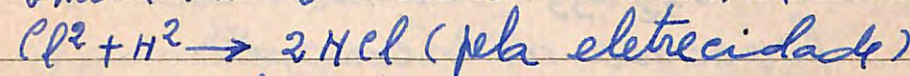
9/11/62.

Ácido clorídrico HCl.

(H^+) cation hidrogênio na molécula
ácido clorídrico: $\text{HCl} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^-$

HCl: grau de dissociação 90%

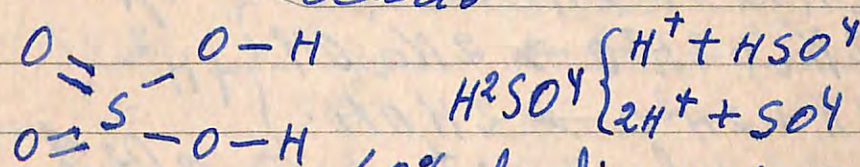
Produção: Processo Leblanc.



Atua sobre todos os metais.



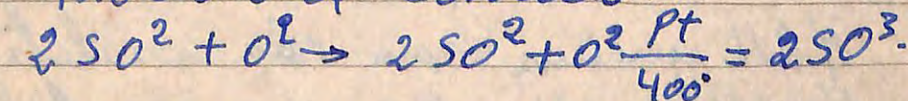
H_2SO_4 biácido



60% de dissociação



Processo de contacto:



12/11/62.

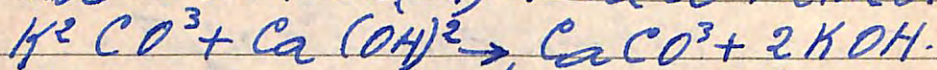
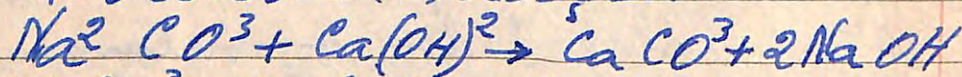
Bases:

NaOH	KOH	Ca(OH) ₂	NH ⁴ OH
solúvel	solúvel	pouco sol.	solúvel
Dissoc: 80%	80%	10%	1%

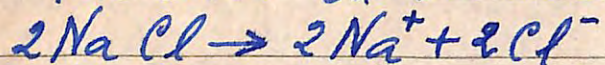
Característica $\boxed{OH^-}$ sempre.

H²O + C₁₂H₃₅COONa : sabão.

Processo de reação.



Processo de obtenção: eletrólise:



ao polo positivo \oplus Cl² ↑
ao polo negativo \ominus H² ↑

Propriedades químicas

Reagem com os ácidos

formando sais

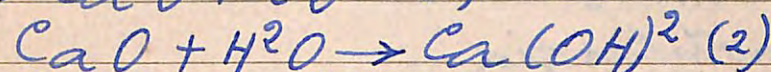
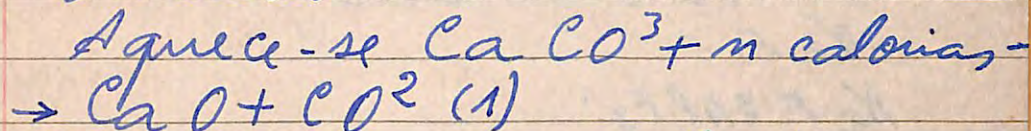
KOH: queima com cor violeta

NaOH: queima com cor amarela.

Ensaio piroprótico

Ca(OH)².

Obtenção:



gasolina: C₁₂H₂₆

Carbureto: cal + carvão + m calorías

13/11/62.

Estudo descritivo dos Alógenos:

	F: gas	Cl: gas	Br: líquido	I sólido
M. Atom.	19	35,5	80	127
Nº Atom.	9	17	35	53
Extint. eletr.	2.7	2.8.7	2.8.18.7	2.8.18.18.7

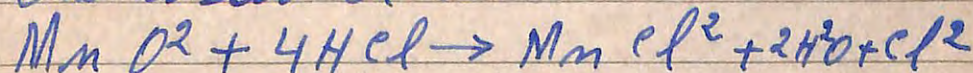
Cl: o mais importante

Alógenos: monovalentes negativos, cresce de fluor ao iodo

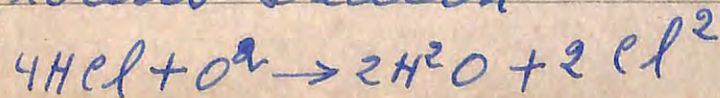


água de cloro.

Obtenção de Cl.



Processo Deacon



Fluor: gas venenoso.
ataca o vidro

Na F .

Na F e Al F_3 :

Import 1) metalurgia

2) Evita a cárie

Alógenos: guardou de sal.

