

FUNÇÕES INORGÂNICAS



PROF. AGAMENON ROBERTO



FUNÇÕES INORGÂNICAS

INTRODUÇÃO

As substâncias químicas podem ser agrupadas de acordo com suas propriedades comuns. Estas propriedades comuns são chamadas de **propriedades funcionais**.

Em função dessas propriedades podemos agrupar as substâncias em grupos aos quais chamaremos de **funções inorgânicas**.

As principais funções inorgânicas são:

- . **Função ácido.**
- . **Função base ou hidróxido.**
- . **Função sal.**
- . **Função óxido.**

DISSOCIAÇÃO E IONIZAÇÃO

Para compreender os conceitos das funções deveremos distinguir os fenômenos de ionização e dissociação.

Observe o fenômeno:



Devido à diferença de eletronegatividade entre os átomos de hidrogênio e cloro **a ligação covalente é quebrada produzindo íons**. Este fenômeno chama-se **ionização**.

A ionização ocorre com **alguns compostos moleculares**.

Veja agora o fenômeno:



Neste fenômeno **os íons apenas são separados**. O fenômeno será denominado de **dissociação**.

A dissociação ocorre com **os compostos iônicos**.

GRAU DE IONIZAÇÃO OU DISSOCIAÇÃO (α)

Quando as espécies químicas estão em solução aquosa, nem todas sofrem ionização ou dissociação. A porcentagem de espécies que sofrem estes fenômenos é dada pelo grau de ionização ou dissociação.

$$\alpha = \frac{\text{n}^\circ \text{ de moléculas ionizadas (n}_i\text{)}}{\text{n}^\circ \text{ de moléculas dissolvidas (n)}}$$

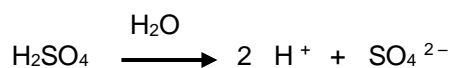
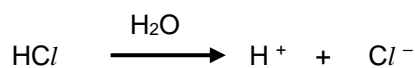
Testando conhecimentos

- 01) Adicionam-se 600 moléculas de HCl à água. Sabendo que 540 moléculas estarão ionizadas, podemos afirmar que o grau de ionização desta espécie química é:
- 11,4 %.
 - 10,0 %.
 - 11,1 %.
 - 60,0 %.
 - 90,0 %.
- 02) Adicionando 800 moléculas de HNO₃ à água, quantas ficarão inteiras sabendo que o grau de ionização é 0,8?
- 800.
 - 80.
 - 8.
 - 640.
 - 160.
- 03) Adicionando-se 500 moléculas de um certo eletrólito à água, teremos, para um grau de ionização igual a 0,9, quantas moléculas ionizadas?
- 90.
 - 50.
 - 450.
 - 45.
 - 250.

FUNÇÃO ÁCIDO (CONCEITO DE ARRHENIUS)

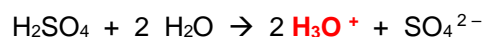
Segundo Arrhenius **toda substância que em solução aquosa sofre ionização produzindo como cátion, apenas o íon H⁺, é um ácido**.

Exemplos:

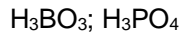
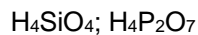


Hoje, sabemos que o íon H⁺ liga-se à molécula de água formando íon **H₃O⁺**, chamado de **hidrônio ou hidroxônio**.

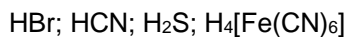
Exemplo:



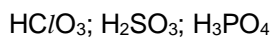
Os ácidos podem ser classificados seguindo vários critérios.

a) Quanto ao nº de hidrogênios ionizáveis**Monoácidos:** Possuem 1 H⁺**Diácidos:** Possuem 2 H⁺**Triácidos:** Possuem 3 H⁺**Tetrácidos:** Possuem 4 H⁺**b) Quanto à presença do oxigênio****Hidrácidos:** Não possuem oxigênio

Exemplos:

**Oxiácidos:** Possuem oxigênio

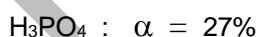
Exemplos:

**c) Quanto ao nº de elementos****Binários:** Possuem 2 elementosExemplos: HBr; H₂S; HCl**Ternários:** Possuem 3 elementosExemplos: HCN; HNO₂; HClO₄**Quaternários:** Possuem 4 elementosExemplo: H₄[Fe(CN)₆]**d) Quanto ao grau de ionização****Fracos** : Possuem $\alpha \leq 5\%$.

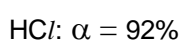
Exemplo:

**Médio** : Possuem $5\% < \alpha < 50\%$

Exemplo:

**Fortes** : Possuem $\alpha \geq 50\%$

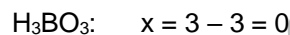
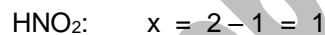
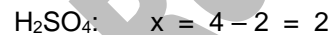
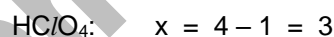
Exemplo:



Quando **não conhecemos o grau de ionização** podemos aplicar as seguintes observações para classificar o ácido.

Para os **hidrácidos**:**Fortes:** HCl; HBr e HI**Médio:** HF**Fracos:** Todos os demais.Para os **oxiácidos**:

Fazemos a **diferença (x) entre o nº de átomos de oxigênio e o nº de hidrogênios ionizáveis**. Se:

x = 0 → Fraco**x = 1 → Médio****x = 2 → Forte****x = 3 → Muito forte**

Testando conhecimentos:

01) O ácido de fórmula HCN é:

- forte.
- oxiácido.
- binário.
- possui 3 hidrogênios ionizáveis.
- tem grau de ionização menor que 5%.

02) Dentre as espécies químicas, citadas, é classificado como ácido de Arrhenius:

- Na₂CO₃.
- KOH.
- Na₂O.
- HCl.
- LiH.

03) A equação correta da ionização do ácido sulfúrico é:

- H₂SO₄ + H₂O → HSO₄²⁻ + H₃O⁺.
- H₂SO₄ + 2 H₂O → SO₄¹⁻ + 2 H₃O⁺.
- H₂SO₄ + 2 H₂O → SO₄²⁻ + 2 H₃O²⁺.
- H₂SO₄ + H₂O → HSO₄²⁻ + H₃O²⁺.
- H₂SO₄ + 2 H₂O → SO₄²⁻ + 2 H₃O⁺.

04) O ácido que corresponde à classificação monoácido, oxiácido e ternário é:

- HNO₃.
- HCl.
- H₂SO₄.
- HCNO.
- H₃PO₄.

05) Sejam os seguintes ácidos, com seus respectivos graus de ionização:

- HClO_4 (97%)
 H_2SO_4 (61%)
 H_3BO_3 (0,025%)
 H_3PO_4 (27%)
 HNO_3 (92%) .

Assinale a alternativa correta:

- a) H_3PO_4 é mais forte que H_2SO_4 .
 b) HNO_3 é um ácido moderado.
 c) HClO_4 é mais fraco que HNO_3 .
 d) H_3PO_4 é um ácido forte.
 e) H_3BO_3 é um ácido fraco.

PROPRIEDADES DOS ÁCIDOS

Os ácidos possuem algumas propriedades características: **sabor, condutibilidade elétrica, ação sobre indicadores e ação sobre as bases.**

Sabor:

Apresentam sabor azedo.

Condutibilidade elétrica:

Em solução conduz a corrente elétrica.

Ação sobre indicadores:

Algumas substâncias adquirem colorações diferentes quando estão na presença dos ácidos, estas substâncias são chamadas de indicadores.

Indicador	Cor na presença do ácido
Fenolftaleína	Incolor
Tornassol	Róseo
Metilorange	Vermelho

Ação sobre bases

Reagem com as bases produzindo sal e água.

NOMENCLATURA DOS ÁCIDOS

HIDRÁCIDOS:

Ácido + elemento formador + ÍDRICO

Exemplos:

HCl : ácido clorídrico

H_2S : ácido sulfídrico

HCN : ácido cianídrico

H_2Se : ácido selenídrico

HBr : ácido bromídrico

OXIÁCIDOS:

Usamos os prefixos **hipo** e **per** e os sufixos **oso** e **ico**, que dependem do **Nox do elemento central**, de acordo com a tabela abaixo.

Ácido hipo	ELEMENTO CENTRAL	oso
Ácido		oso
Ácido		ico
Ácido per		ico

Seguindo, de cima para baixo, a ordem crescente do Nox.

Exemplos:

HClO : ácido hipocloroso

HClO_2 : ácido cloroso

HClO_3 : ácido clórico

HClO_4 : ácido perclórico

Testando conhecimentos:

- 01) Os ácidos de fórmulas H_2SO_4 e H_2SO_3 são chamados, respectivamente, de:
- a) sulfídrico e sulfúrico.
 b) sulfuroso e sulfúrico.
 c) sulfídrico e sulfuroso.
 d) sulfúrico e sulfídrico.
 e) sulfúrico e sulfuroso.
- 02) Os ácidos perclórico, fosfórico, nitroso e sulfuroso possuem, respectivamente, as fórmulas moleculares:
- a) HClO_4 , H_3PO_4 , HNO_2 e H_2SO_3 .
 b) HClO_4 , H_2PO_3 , HNO_3 e H_2SO_4 .
 c) HClO_3 , H_2PO_2 , HNO_2 e H_2SO_4 .
 d) HClO_3 , H_2PO_3 , HNO_3 e H_2S .
 e) HClO_2 , H_2PO_4 , HNO_2 e H_2S .
- 03) A respeito do ácido fosfórico podemos afirmar que:
- a) é um hidrácido.
 b) é um ácido forte.
 c) possui dois hidrogênios ionizáveis.
 d) é mais forte que o ácido nítrico.
 e) é ternário.
- 04) O ácido cianídrico é um gás de ação venenosa muito rápida e é usado na câmara de gás, em locais que possuem pena de morte. A fórmula molecular do ácido cianídrico é:
- a) HCN .
 b) HCOOH .
 c) $\text{H}_4\text{Fe}(\text{CN})_6$.
 d) HCNO .
 e) HCNS .

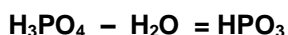
Existem casos em que o mesmo elemento central forma ácidos diferentes, porém com o mesmo Nox. Nestes casos, a diferença se encontra no **grau de hidratação** e usamos os prefixos **orto, meta e piro**.

O prefixo **orto** é usado para o ácido com o **maior grau de hidratação**.



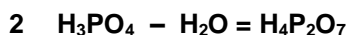
Ácido ortofosfórico.

O prefixo **meta** é usado para o ácido **obtido de uma molécula do "orto" pela retirada de uma molécula de água**.



Ácido metafosfórico.

O prefixo **piro** é utilizado quando **de duas moléculas do "orto" retiramos apenas uma de água**.



Ácido pirofosfórico.

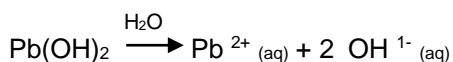
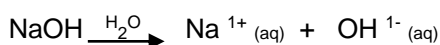
Testando conhecimentos:

- 1) A fórmula do ácido pirocrômico apresenta fórmula $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$. Qual a fórmula do ácido ortocrômico?
- 2) Se a fórmula do ácido sulfúrico é H_2SO_4 , qual será a fórmula do ácido pirossulfúrico?

FUNÇÃO BASE OU HIDRÓXIDO (CONCEITO DE ARRHENIUS)

Para Arrhenius base ou hidróxido **é todo composto que em solução aquosa sofre dissociação iônica, libertando como ânion, apenas o íon OH^- , denominado de oxidrila ou hidroxila**.

Exemplos:



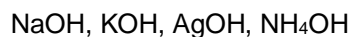
Estas equações recebem o nome de **equações de dissociação** da base.

As bases podem ser classificadas seguindo vários critérios.

a) Quanto ao n.º de oxidrilas

Monobases: Possuem apenas uma oxidrila.

Exemplos:



Dibases: Possuem duas oxidrilas.

Exemplos:



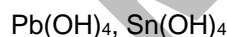
Tribases: Possuem três oxidrilas.

Exemplos:



Tetrabases: Possuem quatro oxidrilas.

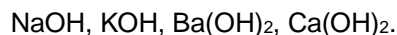
Exemplos:



b) Quanto à força

Fortes: São as bases em que a oxidrila se liga a um metal alcalino ou alcalino terroso.

Exemplos:



Fracas: São as demais bases.

Exemplos:



c) Quanto à solubilidade em água

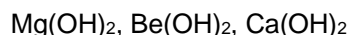
Solúveis: São as bases constituídas pelos metais alcalinos e o NH_4OH .

Exemplos:



Pouco solúveis: São as bases dos metais alcalinos terrosos.

Exemplos:



Praticamente insolúveis: São todas as demais bases.

Exemplos:



Testando conhecimentos:

01) A base LiOH pode ser classificada como :

- monobase, forte e insolúvel.
- monobase, fraca e insolúvel.
- dibase, forte e solúvel.
- tribase, fraca e insolúvel.
- monobase, forte e solúvel.

02) A base mais forte entre as citadas abaixo é:

- AgOH.
- NH₄OH.
- Fe(OH)₃.
- KOH.
- Zn(OH)₂.

03) Qual das espécies abaixo é uma base?

- HCN.
- NaCl.
- CaO.
- NH₄OH.
- HNO₂.

04) (Osec-SP) Uma base forte deve ter o grupo OH⁻ ligado a um:

- elemento muito eletropositivo.
- elemento muito eletronegativo.
- semimetal.
- metal que forneça 3 elétrons.
- ametal.

NOMENCLATURA DAS BASES

A nomenclatura de uma base **depende da valência do cátion**.

Quando o cátion **possui uma única valência** devemos colocar a palavra **hidróxido** seguida do **nome elemento** que originou o cátion.

Exemplos:

KOH: hidróxido de potássio.

LiOH: hidróxido de lítio.

Zn(OH)₂: hidróxido de zinco.

Al(OH)₃: hidróxido de alumínio.

NH₄OH: hidróxido de amônio.

Ca(OH)₂: hidróxido de cálcio.

Ba(OH)₂: hidróxido de bário.

Se o cátion **possui duas valências diferentes** devemos acrescentar os sufixos **oso** e **ico**, **respectivamente**, para a **menor ou maior valência**.

Exemplos:

Fe(OH)₂ : hidróxido ferroso.

Fe(OH)₃ ; hidróxido férrico.

Pb(OH)₂ : hidróxido plumboso.

Pb(OH)₄ : hidróxido plúmbico.

Para as bases constituídas por **cátions com duas valências diferentes**, podemos substituir as terminações **oso** ou **ico** pelas suas **valências em algarismos romanos**.

Exemplos:

Fe(OH)₂ hidróxido de ferro II.

Fe(OH)₃ hidróxido de ferro III.

AuOH hidróxido de ouro I.

Au(OH)₃ hidróxido de ouro III.

Testando conhecimentos:

01) Uma das bases mais importantes no nosso cotidiano é a soda cáustica, que possui fórmula e nome, respectivamente, iguais a:

- KOH e hidróxido de potássio.
- LiOH e hidróxido de lítio.
- Ca(OH)₂ e hidróxido de cálcio.
- NaOH e hidróxido de sódio.
- Au(OH)₃ e hidróxido aúrico.

02) Sobre o hidróxido plumboso pode-se afirmar que:

- é uma base forte e solúvel em água.
- não reage com o ácido clorídrico.
- tem uma solubilidade grande em água.
- a valência do chumbo nesta base é +2.
- é uma tetrabase praticamente insolúvel em água.

03) É uma base forte e pouco solúvel em água:

- hidróxido de níquel III.
- hidróxido de alumínio.
- hidróxido de potássio.
- hidróxido de ouro III.
- hidróxido de bário.

04) Escreva a equação de dissociação iônica das bases abaixo:

Hidróxido cobaltoso.

Hidróxido de zinco.

Hidróxido estânico.

Hidróxido de rádio.

PROPRIEDADES DAS BASES

As bases de Arrhenius apresentam características referentes aos íons OH^{1-} , entre elas podemos citar: **sabor**, **condutibilidade elétrica**, **ação sobre indicadores e ação sobre ácidos**.

Sabor:

Apresentam um sabor cáustico, lixívia ou adstringente.

Condutibilidade elétrica:

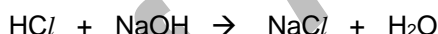
As soluções básicas, por possuírem íons livres, **conduzem a corrente elétrica**.

Ação sobre indicadores:

Indicador	Cor na presença da base
Fenolftaleína	Vermelho
Tornassol	Azul
Metilorange	Amarelo

Ação sobre os ácidos:

Reagem com os ácidos produzindo sal e água.

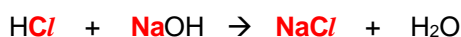


FUNÇÃO SAL

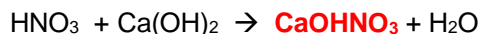
Sal é todo **composto que em solução aquosa possui pelo menos um cátion diferente do H^+ , e pelo menos um ânion diferente do OH^{1-}** .

Podemos também afirmar que sal é um composto obtido pela neutralização de um ácido por uma base.

Exemplos:



onde o **NaCl** possui o **Na⁺**, que é **diferente do H^+** , e o **Cl⁻**, que é diferente do **OH⁻**.



onde o **CaOHNO₃** possui o **Ca²⁺**, que é **diferente do H^+** , e o **NO₃⁻**, que é **diferente do OH^-** .

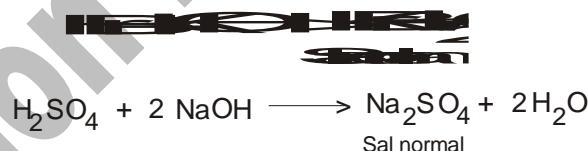
A reação entre um ácido e uma base recebe o nome especial de **neutralização ou salificação**.

A neutralização entre um ácido e uma base pode ser **total** ou **parcial**.

Neutralização total

É quando o **total de hidrogênios ionizáveis do ácido é igual ao total de oxidrilas da base**, neste caso o sal formado é classificado como um **sal normal**.

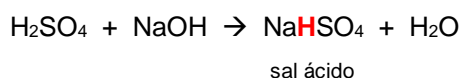
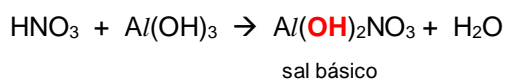
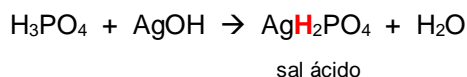
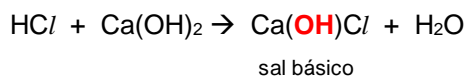
Exemplos:



Neutralização parcial

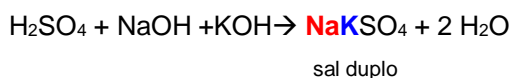
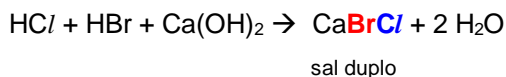
Ocorre quando **o número de hidrogênios ionizáveis do ácido for diferente do número de oxidrilas da base**.

Exemplos:



Podemos também efetuar a **reação entre dois ácidos diferentes e uma única base** ou, **entre duas bases diferentes e um único ácido**, formando nestes casos **sais duplos**.

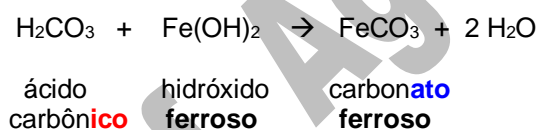
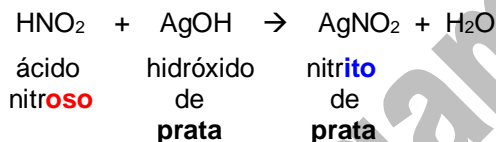
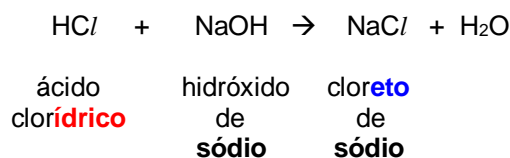
Exemplos:



A nomenclatura dos sais normais é feita citando-se **o nome do ânion, proveniente do ácido (mudando-se a terminação) seguido do nome do cátion, proveniente da base**.

Terminações dos ácidos e sais

ACIDO	SAL
IDRICO	ETO
OSO	ITO
ICO	ATO

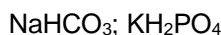


Os sais obtidos pela neutralização parcial de um ácido por uma base são classificados como:

Sais ácidos ou hidrogenossais

Restaram hidrogênios ionizáveis do ácido

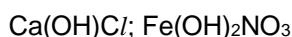
Exemplos:



Sais básicos ou hidróxissais

Restaram oxidrilas da base.

Exemplos:



A nomenclatura desses sais é feita **citando-se a presença do H⁺ ou da OH⁻, pelos termos hidrogeno ou hidroxido ao nome do sal normal, respectivamente**.

Exemplos:



Para os **sais duplos devemos citar o nome dos dois cátions ou dos dois ânions**.

Exemplos:



Testando conhecimentos

01) O sal bicarbonato de sódio é usado como antiácido, além de entrar na composição do fermento químico; ele também recebe o nome de hidrogenocarbonato de sódio. A fórmula química desse composto é:

- NaHCO_3 .
- Na_2CO_3 .
- $\text{Na}(\text{HCO}_3)_2$.
- NaCO_3 .
- NaH_2CO_3 .

02) A chuva ácida causa sérios problemas às estátuas de mármore, pois este é transformado em gesso, conforme a equação:



mármore

gesso

O mármore e o gesso pertencem a que funções, respectivamente:

- ácido e sal.
- sal e sal.
- óxido e óxido.
- base e base.
- sal e óxido.

03) O sulfito ácido de sódio ou hidrogeno sulfito de sódio tem fórmula:

- NaHSO_4 .
- NaSO_4 .
- NaS_2O_3 .
- NaHSO_3 .
- Na_2SO_3 .

04) O papel sulfite, ou sulfito tem esse nome porque o tratamento final do papel envolve o sulfito de sódio, cuja fórmula molecular é:

- $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$.
- Na_2SO_4 .
- Na_2SO_3 .
- $\text{Na}_2\text{S}_4\text{O}_6$.
- Na_2S .

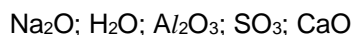
05) Os nomes dos compostos NaHSO_3 e $\text{Fe}_3(\text{PO}_4)_2$ são, respectivamente:

- sulfato de sódio e fosfato de ferro III.
- sulfito de sódio e fosfite ferroso.
- di-hidrogenossulfato de sódio e fosfato de ferro III.
- sulfeto de sódio e fosfite férrico.
- hidrogenossulfito de sódio e fosfato de ferro II.

FUNÇÃO ÓXIDO

É o conjunto de **compostos binários onde o oxigênio é o elemento mais eletronegativo.**

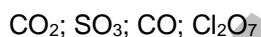
Exemplos:



Podemos dividir os óxidos em dois grupos:

Os **óxidos moleculares**: O elemento ligado ao oxigênio é ametal.

Exemplos:



Os **óxidos iônicos**: O elemento ligado ao oxigênio é um metal.

Exemplos:



NOMENCLATURA DOS ÓXIDOS

Para os óxidos moleculares:

óxido + de + nome do elemento

Antes da palavra óxido e do nome do elemento colocamos os prefixo **mono, di, tri, tetra, etc.**, para indicar a quantidade de átomos de cada elemento na fórmula.

Exemplos:

Cl_2O_7 : **heptóxido de dicloro.**

CO_2 : **dióxido de carbono.**

Para os compostos iônicos:

óxido + de + nome do elemento

Exemplos:

Na_2O : **óxido de sódio**

ZnO : **óxido de zinco**

Al_2O_3 : **óxido de alumínio**

Se o elemento forma **dois cátions diferentes**, devemos **indicar a valência em algarismos romanos ou com as terminações oso e ico.**

Exemplos:

FeO : **óxido de ferro II**
ou
óxido ferroso

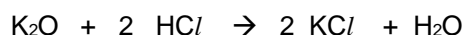
Fe_2O_3 : **óxido de ferro III**
ou
óxido férrico

CLASSIFICAÇÃO DOS ÓXIDOS

Podemos classificar os óxidos em:

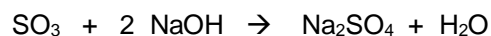
Básicos: Reagem com água, formando uma base, e reagem com ácidos, formando sal e água.

Exemplos:



Ácidos ou anidridos: Reagem com água formando ácido, e reagem com bases, formando sal e água.

Exemplos:



Neutros ou indiferentes: São óxidos moleculares que não reagem com água, nem com base ou ácidos.

Os mais importantes são **CO, NO e N₂O**

Anfóteros: São óxidos que comportam tanto como óxidos ácidos quanto como óxidos básicos.

Exemplos:



Duplos ou mistos: São os óxidos que se comportam como se fossem formados por dois outros óxidos de um mesmo elemento.

Exemplo:



Testando conhecimentos:

01) A alternativa que apresenta um óxido ácido, óxido básico, óxido neutro e óxido duplo, respectivamente, é:

- CO, CaO, SO₃, Na₂O₄.
- N₂O₅, BaO, NO, Pb₃O₄.
- CO₂, Al₂O₃, Fe₃O₄, Cl₂O.
- N₂O, MgO, CO₂, Mn₃O₄.
- SO₂, K₂O, CO, K₂O₂.

02) O anidrido sulfuroso tem fórmula molecular:

- H₂SO₃.
- H₂SO₄.
- H₂S.
- SO₃.
- SO₂.

03) Nos últimos anos, a cidade de São Paulo vem sofrendo os efeitos da chuva ácida. O caráter ácido da chuva é causado pela presença de:

- monóxido de carbono.
- amônia.
- óxidos de enxofre.
- sais de fósforo.
- partículas de carvão.

04) Sobre o composto CO₂ podemos afirmar que:

- é um óxido básico.
- não reage com água.
- chama-se óxido de carbono.
- é um sal.
- reage com base produzindo sal e água.

PERÓXIDOS

São compostos que possuem em sua estrutura o grupo (O₂)²⁻.

Os peróxidos mais comuns são formados por **hidrogênio, metais alcalinos e metais alcalinos terrosos**.

Sua nomenclatura é feita usando-se a palavra **peróxido** seguida do **nome do elemento** ligado ao grupo (O₂)²⁻.

Exemplos:

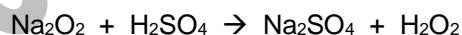
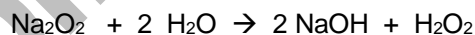
Na₂O₂ : peróxido de sódio

CaO₂ : peróxido de cálcio

H₂O₂ : peróxido de hidrogênio

Os peróxidos reagem com a água, produzindo uma base e água oxigenada, e reagem com os ácidos, produzindo um sal e água oxigenada.

Exemplos:



O **peróxido de hidrogênio** é líquido e molecular. Quando está dissolvido em água, produz uma solução conhecida como **água oxigenada**, muito comum no nosso dia-a-dia.

Revisando as funções

01) Qual dos itens abaixo representa o eletrólito mais forte?

- Grau de ionização igual a 40%.
- Grau de ionização igual a 0,85%.
- Tem 40 moléculas dissociadas em cada 200 moléculas totais.
- 3/4 de moléculas estão dissociadas.
- Metade das moléculas está dissociada.

02) Quando o solo é bastante ácido, agricultores procuram diminuir a acidez por meio da adição de substâncias com propriedades alcalinas. Com essa finalidade, um dos produtos utilizados é o:

- NaCl.
- CaO.
- Na₂SO₄.
- NH₄NO₃.
- KClO₄.

- 03) Cal viva é o óxido de cálcio (CaO).
- Escreva a equação da reação da cal viva com a água.
 - Por que, na agricultura, a cal viva é adicionada ao solo?
- 04) Considerando a equação química abaixo, os reagentes e produtos, respectivamente, pertencem às funções:
- $$\text{Cl}_2\text{O}_7 + 2 \text{NaOH} \rightarrow 2 \text{NaClO}_4 + \text{H}_2\text{O}$$
- óxido, base, sal e óxido.
 - ácido, sal, óxido e hidreto.
 - ácido, sal, óxido e hidreto.
 - óxido, base, óxido e hidreto.
 - base, ácido, óxido e óxido.
- 05) O ânion e o cátion mais comuns nas águas oceânicas são:
- cálcio e magnésio.
 - sódio e sulfato.
 - sulfato e cloreto.
 - cloreto e sódio.
 - magnésio e sulfato.
- 06) A areia é constituída basicamente de SiO_2 . Ao aquecer areia a altas temperaturas, obtêm-se:
- sílica - gel.
 - cimento.
 - cal.
 - vidro.
 - argila.

PRINCIPAIS ÂNIONS

ÂNIONS MONOVALENTES

Nome no ácido	Nome no sal	Radical
acético	acetato	$\text{CH}_3\text{COO}^{1-}$
alumínico	aluminato	AlO_2^{1-}
bismútico	bismutato	BiO_3^{1-}
brômico	bromato	BrO_3^{1-}
bromídrico	brometo	Br^{1-}
ciânico	cianato	OCN^{1-}
cianídrico	cianeto	CN^{1-}
clórico	clorato	ClO_3^{1-}
clorídrico	cloreto	Cl^{1-}
cloroso	clorito	ClO_2^{1-}
fluorídrico	fluoreto	F^{1-}
hipobromoso	hipobromito	BrO^{1-}
hipocloroso	hipoclorito	ClO^{1-}
hipoiódoso	hipoiódito	IO^{1-}
iódico	iodato	IO_3^{1-}
iodrídrico	iodeto	I^{1-}
metafosfórico	metafosfato	PO_3^{1-}
nítrico	nitrito	NO_3^{1-}
nitroso	nitrito	NO_2^{1-}
perclórico	perclorato	ClO_4^{1-}
permangânico	permanganato	MnO_4^{1-}
tiociânico	tiocianato	SCN^{1-}

ÂNIONS BIVALENTES

Nome no ácido	Nome no sal	Radical
carbônico	carbonato	CO_3^{2-}
crômico	cromato	CrO_4^{2-}
dicrômico	dicromato	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$
estânico	estanato	SnO_3^{2-}
estansoso	estanito	SnO_2^{2-}
fosforoso	fosfito	HPO_3^{2-}
mangânico	manganato	MnO_4^{2-}
metassilícico	metassilicato	SiO_3^{2-}
oxálico	oxalato	$\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$
sulfídrico	sulfeto	S^{2-}
sulfúrico	sulfato	SO_4^{2-}
sulfuroso	sulfito	SO_3^{2-}
tiossulfúrico	tiossulfato	$\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$
zíncico	zincato	ZnO_2^{2-}

ÂNIONS TRIVALENTES

Nome do ácido	Nome do sal	Radical
antimônico	antimonato	SbO_4^{3-}
antimonioso	antimonito	SbO_3^{3-}
arsênico	arsenato	AsO_4^{3-}
arsenioso	arsenito	AsO_3^{3-}
bórico	borato	BO_3^{3-}
ferricianídrico	ferricianeto	$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$
ortofosfórico	ortofosfato	PO_4^{3-}

ÂNIONS TETRAVALENTES

Nome do ácido	Nome do sal	Radical
ferrocianídrico	ferrocianeto	$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$
ortossilícico	ortossilicato	SiO_4^{4-}
piroantimônico	piroantimoniato	$\text{Sb}_2\text{O}_7^{4-}$
piroarsênico	piroarseniato	$\text{As}_2\text{O}_7^{4-}$
pirofosfórico	pirofosfato	$\text{P}_2\text{O}_7^{4-}$

PRINCIPAIS CÁTIONS

Monovalentes	Bivalentes	Trivalentes	Tetravalentes
H ⁺	Be ²⁺	B ³⁺	
NH ₄ ⁺	Mg ²⁺	Al ³⁺	
Li ⁺	Ca ²⁺	Bi ³⁺	
Na ⁺	Sr ²⁺	Cr ³⁺	
K ⁺	Ba ²⁺		
Rb ⁺	Ra ²⁺		
Cs ⁺	Zn ²⁺		
Ag ⁺	Cd ²⁺		
Cu ⁺	Cu ²⁺		
Hg ₂ ²⁺	Hg ²⁺		
Au ⁺		Au ³⁺	
	Fe ²⁺	Fe ³⁺	
	Co ²⁺	Co ³⁺	
	Ni ²⁺	Ni ³⁺	
	Sn ²⁺		Sn ⁴⁺
	Pb ²⁺		Pb ⁴⁺
	Mn ²⁺		Mn ⁴⁺
	Pt ²⁺		Pt ⁴⁺
		As ³⁺	
		Sb ³⁺	

SOLUBILIDADE DOS SAIS NORMAIS EM ÁGUA

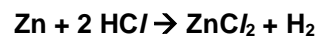
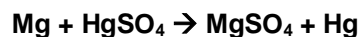
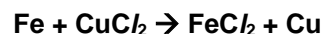
Sal	Solubilidade	Exceções
nitratos cloratos acetatos	solúveis	
cloretos brometos iodetos	solúveis	Ag ¹⁺ , Hg ₂ ²⁺ , Pb ²⁺
sulfatos	solúveis	Ca ²⁺ , Sr ²⁺ , Ba ²⁺ , Pb ²⁺
sulfetos	insolúveis	Li ¹⁺ , Na ¹⁺ , K ¹⁺ , Cs ¹⁺ , NH ₄ ¹⁺ , Ca ²⁺ , Sr ²⁺ , Ba ²⁺
outros sais	insolúveis	Li ¹⁺ , Na ¹⁺ , K ¹⁺ , Rb ¹⁺ , Cs ¹⁺ , NH ₄ ¹⁺

PREVISÃO DE OCORRÊNCIA DE UMA REAÇÃO

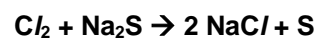
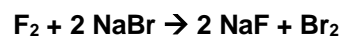
REAÇÕES DE DESLOCAMENTO

A previsão é feita com a fila de reatividade

METAIS:



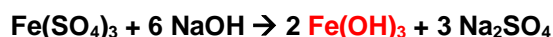
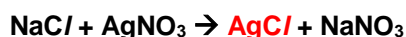
AMETAIS:



REAÇÕES DE DUPLA TROCA

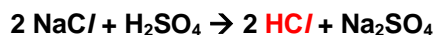
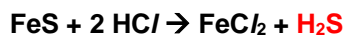
- Quando um dos produtos for menos solúvel que os reagentes

- Os ácidos são, em geral, solúveis em água.
→ As bases dos alcalinos e o NH_4OH são solúveis
→ Para os sais, seguimos a tabela de solubilidade anterior.



- Quando um dos produtos for mais volátil que os reagentes

- Os principais ácidos voláteis são HF, HCl, HBr, HI, H_2S , HCN, HNO_3 e HNO_2



- Quando um dos produtos for menos ionizado (mais fraco) que os reagentes



ácido forte

ácido fraco

EXPERIÊNCIAS

1ª experiência:

CONDUTIBILIDADE ELÉTRICA E FUNÇÕES INORGÂNICAS

Objetivo: Demonstrar a condutividade elétrica de soluções aquosas obtidas utilizando compostos iônicos e moleculares.

Material:

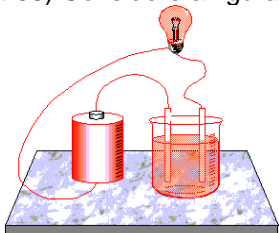
- 1 aparato para testar condutividade.
- 8 copos
- Açúcar comum.
- Sal comum.
- Solução aquosa de ácido acético bem diluída (vinagre branco).
- Solução aquosa de hidróxido de amônio bem diluída (NH_4OH).
- Solução aquosa de ácido clorídrico (HCl).
- Solução aquosa de hidróxido de sódio (NaOH).
- Álcool comum
- 10) Suco de laranja.

Procedimento:

- a) Coloque, nos 7 copos, volumes iguais de água e identifique com etiquetas numeradas.
- b) Nos copos de 2 a 7 adicione, separadamente, pequenas quantidades de açúcar, sal, HCl, CH_3COOH , NH_4OH , álcool comum e NaOH.
- c) A seguir, teste a condutividade de cada sistema, separadamente, analisando o brilho da lâmpada. Lave com água os eletrodos antes de cada teste.

Aplicações:

01) (Covest-98) Considere a figura abaixo:



e as seguintes possibilidades para o líquido existente no interior do copo:

- I. H_2O
- II. H_2O + glicose
- III. H_2O + sal de cozinha

Qual alternativa que melhor descreve a condição da lâmpada?

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

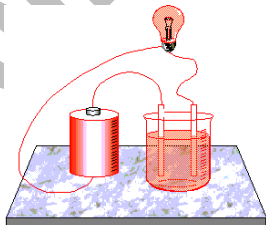
02) Dos seguintes sólidos:

- I. glicose ($C_6H_{12}O_6$).
- II. dióxido de silício (SiO_2).
- III. óxido de magnésio (MgO).
- IV. acetato de sódio ($H_3CCOO^-Na^+$).

Conduzem corrente elétrica no estado de fusão.

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

03) Observe a figura. Ela representa um circuito elétrico. O béquer contém água pura, à qual adiciona-se uma das seguintes substâncias: $KOH_{(s)}$, $C_6H_6_{(l)}$, $HCl_{(g)}$, $Fe_{(s)}$, $NaCl_{(s)}$



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

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

04) Duas substâncias que, em solução aquosa, apresentam íons são:

- a) cloreto de sódio ($NaCl$) e álcool etílico (C_2H_6O).
- b) sacarose ($C_{12}H_{22}O_{11}$) e álcool etílico (C_2H_6O).
- c) sacarose ($C_{12}H_{22}O_{11}$) e ácido sulfúrico (H_2SO_4).
- d) ácido sulfúrico (H_2SO_4) e cloreto de sódio ($NaCl$).
- e) sacarose ($C_{12}H_{22}O_{11}$) e cloreto de sódio ($NaCl$).

2ª experiência:**INDICADOR FENOLFTALEÍNA E AZUL DE BROMOTIMOL**

OBJETIVO: Produzir os indicadores de fenolftaleína e do azul de bromotimol para identificar os meios ácido e básico.

MATERIAIS:

- Álcool.
- Dois copos e uma colher.
- Fenolftaleína e azul de bromotimol.

COMO FAZER:

- a) Coloque o pó dos indicadores em um copo e acrescente cerca de 50 mL de álcool. Mexa bem.
- b) Filtre ou despeje o líquido sobrenadante em outro recipiente.

COMENTÁRIOS:

Você pode utilizar gotas das soluções de fenolftaleína e azul de bromotimol para testar a acidez ou basicidade de alguns líquidos, tais como:

- ❖ Suco de limão.
- ❖ Água com sabão.
- ❖ Água com pasta dental.
- ❖ Vinagre.
- ❖ Soluções de produtos de limpeza.

3ª experiência:**INDICADORES NATURAIS**

OBJETIVO: Fazer indicador com produtos naturais.

MATERIAIS: Beterraba e repolho – roxo.

COMO FAZER:

- ❖ Corte uma fatia de beterraba, ou uma folha do repolho em pequenos pedaços.
- ❖ Ferva os pedaços cortados em dois copos de água durante 10 min.
- ❖ Filtre o líquido com um coador comum.

COMENTÁRIOS:

- a) O extrato assim obtido deve ser guardado em geladeira.
- b) A tabela abaixo mostra as cores dos indicadores em presença de soluções de caráter ácido ou básico:

	Solução ácida	Solução básica
Extrato de repolho – roxo	Vermelho	Verde amarelado
Extrato de beterraba	Vermelho	Amarela

- ❖ Também funcionam como indicadores naturais: suco de amora, vinho tinto e extratos alcoólicos de casca de cebola e de pétalas de flores coloridas.

4ª experiência:**SANGUE DO DIABO**

OBJETIVO: Verificar a atividade do indicador.

MATERIAIS:

- ❖ Hidróxido de amônio,
- ❖ Fenolftaleína.
- ❖ Recipiente.
- ❖ Tecido branco

COMO FAZER:

- a) Coloque 500 mL de água destilada em um recipiente.
- b) Adicione o indicador à água do recipiente.
- c) Adicione 20 mL de NH_4OH a este recipiente.

COMENTÁRIOS:

- ❖ Coloque a solução em um tecido branco. Observe a cor. O que acontece com o tempo? Explique.
- ❖ Lave o tecido com sabão. O que acontece? Por quê?

5ª experiência:**NEUTRALIZAÇÃO ENTRE ÁCIDOS E BASES**

OBJETIVOS: Observar a tendência de neutralização entre ácidos e bases.

MATERIAIS:

- ❖ Solução aquosa de uma base.
- ❖ Solução aquosa de um ácido.
- ❖ Indicador.
- ❖ Tubos de ensaio.

COMO FAZER:

- ❖ Preparar a solução ácida e acrescentar o indicador.
- ❖ Adicionar um produto básico, de preferência em pequenas quantidades.
- ❖ Observar a mudança de cor do indicador.

COMENTÁRIOS:

- ❖ Repita a experiência com outras soluções básicas, tais como água com sabão ou creme dental.
- ❖ Use outros ácidos, tais como vinagre incolor, ácido muriático, etc.
- ❖ Troque o indicador e observe a mudança de cores.

6ª experiência:**ELEVADOR DE NAFTALINA****Material:**

- 10g de mármore em pequenos pedaços.
- 5g de sal comum.
- 20 mL de ácido muriático diluídos em 180 mL de água (na proporção de 1 parte de ácido para 9 partes de água).
- 3 bolinhas de naftalina
- 1 proveta de 100 mL.
- Água.

Procedimento:

Coloque na proveta os pedaços de mármore (10g), o sal (5g) e 25 mL do ácido muriático já diluído.

A seguir, adicione água até a marca superior da proveta (100mL).

Depois, acrescente as 3 bolinhas de naftalina.

Observe o que acontece e responda às questões:

Perguntas:

- a) Neste experimento ocorreu fenômeno químico ou físico? Justifique sua resposta pela observação visual.
- b) Da mistura do ácido muriático com o mármore, cujos principais componentes são, respectivamente, ácido clorídrico e o carbonato de cálcio, formam-se cloreto de cálcio, gás carbônico e água. Identifique os reagentes e produtos. Escreva a equação que representa a reação.
- c) Ao redor das bolinhas de naftalina podemos observar uma camada formada por pequenas bolhas. Qual a substância que constitui essas bolhas? Como denominamos a interação entre as bolhas e a naftalina?
- d) Como você explica o deslocamento das bolinhas de naftalina para a superfície do líquido quando surge a camada de pequenas bolhas? Ao alcançarem a superfície, as bolinhas começam a afundar. Por quê?

7ª experiência:**RECONHECENDO UM ÓXIDO BÁSICO****Material**

- Cinza de cigarro ou de madeira.
- Copo transparente.
- Indicador ácido-base (fenolftaleína).
- Água.
- Fita de magnésio ou disco (eletrodo de sacrifício usado em filtros de piscinas).

Procedimento 1:

- a) Coloque no copo transparente água.
- b) Adicione algumas gotas de fenolftaleína.
- c) Coloque certa quantidade de cinza e observe a mudança de cor.

Na cinza do cigarro ou da madeira existe o óxido de potássio (K_2O) que é um óxido básico que reage com a água, formando uma base.



Procedimento 2:

- Queime a fita de magnésio (Mg), obtendo assim, um óxido (MgO) que deve ser dissolvido em água, que irá produzir o hidróxido de magnésio $[Mg(OH)_2]$.
- Adicione à solução o indicador e observe a cor.

8ª experiência:

REAÇÃO DE UM ÓXIDO ÁCIDO COM UMA BASE

OBJETIVO: Verificar a reação entre um óxido ácido (CO_2) e uma base.

MATERIAS:

- Copo transparente.
- Solução de fenolftaleína.
- Copos de 50 mL (descartáveis).
- Canudinho.
- Solução de amônia (ou outra base).
- Água mineral com gás.
- Vinagre.
- Bicarbonato de sódio.
- Tubo plástico flexível.
- Garrafa PET e cola.
- Gelo seco.

MODO DE FAZER:

- Coloque água em quatro copos até a metade e acrescente fenolftaleína (ou azul de bromotimol) em cada um deles.
- Adicione a solução básica (amônia, etc.) em cada de modo a termos uma mudança de cor.

- Sopre com o canudinho dentro do primeiro copo até haver mudança de cor.
- Adicione água mineral com gás no segundo copo até haver mudança de cor.
- Faça um furo na tampa da garrafa PET e coloque o tubo plástico flexível (pode ser um canudinho de sanfona e recipiente de maionese). Adicione uma colher de sopa de bicarbonato de sódio na garrafa e meio copo de vinagre (ou outro ácido) e rapidamente feche a garrafa.
- Mergulhe a outra ponta do tubo flexível no terceiro copo e observe.
- Ao quarto copo adicione pedras de gelo seco e observe o que ocorre.

9ª experiência:

FORMAÇÃO DE UM PRODUTO MENOS SOLÚVEL OU INSOLÚVEL (FORMAÇÃO DE PRECIPITADO)

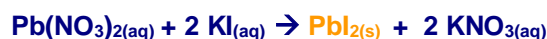
Material

- 2 copos de vidro.
- Solução aquosa de $Pb(NO_3)_2$ e de KI.
- Solução aquosa de $CuSO_4$ e NaOH.
- Solução aquosa de NaCl e $AgNO_3$.

Procedimento:

- a) Coloque a solução de KI dentro da solução de $Pb(NO_3)_2$ e observe a formação de um precipitado de cor amarela que é o PbI_2 , que é insolúvel em água.

A reação que ocorre é:



b) Em um tubo de ensaio coloque, coloque 5 mL de solução aquosa de CuSO_4 e 5 mL de solução aquosa de NaOH . Tampe e agite por inversão. Ocorre a formação de um precipitado azul $[\text{Cu}(\text{OH})_2]$.

A reação que ocorre é:

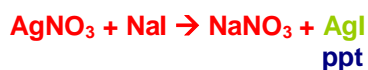


c) Em um tubo de ensaio coloque 5 mL de solução aquosa de nitrato de prata (AgNO_3) e 5 mL de solução aquosa de cloreto de sódio (NaCl). Agite e verifique a formação de um precipitado branco (AgCl).

A reação que ocorre é:



ATENÇÃO



10ª experiência:

REAÇÃO DE NEUTRALIZAÇÃO MOSTRANDO SUBSTÂNCIAS SOLÚVEIS e INSOLÚVEIS EM ÁGUA

OBJETIVO: Mostrar uma reação de dupla troca com substâncias solúveis e insolúveis em água.

MATERIAIS:

- Copo de béquer.
- Leite de magnésia.
- Solução de ácido clorídrico.

MODO DE FAZER:

- Colocar em copo de béquer leite de magnésia, que contém hidróxido de magnésio, uma base insolúvel em água.
- Adicionar ácido clorídrico, que reage com o hidróxido de magnésio, neutralizando-o e produzindo o cloreto de magnésio, que é um sal solúvel em água.



Prof. Agamenon Roberto