

# QUÍMICA



MÓDULO **1**  
QUÍMICA GERAL

*explicação*



# SUMÁRIO

## • QUÍMICA •

MÓDULO **1** QUÍMICA GERAL

### 1.5 FUNÇÕES INORGÂNICAS

Definição de ácidos, segundo Arrhenius (1887).....	003
Definição de bases, segundo Arrhenius (1887).....	005
Neutralização total.....	007
Neutralização parcial.....	007
Fórmulas e nomes dos sais.....	007
Nomenclatura dos óxidos.....	009
Classificação dos óxidos.....	009
Peróxidos.....	010
Superóxidos.....	010

# QUÍMICA

MÓDULO 1 QUÍMICA GERAL

CAPÍTULO 1.5 FUNÇÕES INORGÂNICAS

AULAS	EXERCÍCIOS	ORIENTADOS	VESTIBULARES	ENEM
24		10	60	10



## FUNÇÕES INORGÂNICAS

As substâncias inorgânicas (minerais) apresentam propriedades químicas e físicas bem distintas. Para que a compreensão dessas propriedades seja eficiente, os químicos acharam por bem formar grupos de substâncias semelhantes, conhecidos como funções inorgânicas. Uma ideia idêntica foi vista no primeiro caderno, na química orgânica. Acostume-se com a nossa forma de racionalizar as coisas. No princípio você estranha, porque não é assim o modo mais comum das pessoas tratarem seus problemas. Entretanto, após algum tempo, os bons resultados dessa forma de pensar irão aparecer naturalmente nos seus estudos. Imagine o fato como um leque que vai se abrindo aos poucos no cérebro, alargando os horizontes. Portanto, tenha coragem e fé!

Existem quatro funções inorgânicas a considerar aqui: os ácidos, os hidróxidos, os sais e os óxidos. A ordem de estudar as mesmas varia de autor para autor. De qualquer forma, você pode estudar cada uma delas separadamente e, depois, fazer o estudo de forma geral, interligando-as.

### ★ DEFINIÇÃO DE ÁCIDOS, SEGUNDO ARRHENIUS (1887)

No decorrer de um trabalho mais amplo, conhecido como “Teoria da dissociação eletrolítica”, o químico sueco Svante Arrhenius definiu os ácidos como os **compostos** que, dissolvidos em água, se dissociam produzindo como cátion apenas o  $H^+$ , além de um ânion cuja fórmula depende do ácido dissolvido.

Chamamos a atenção para a definição em três aspectos: (1) Para Arrhenius, o ponto comum de todos os ácidos seria o de sempre produzir o cátion  $H^+$  em solução, (2) A solução deveria ser sempre aquosa e (3) o ácido deveria ser um composto químico.

Embora essa definição de ácidos tenha sido considerada como um dos grandes avanços da química das soluções aquosas, é possível perceber aqui a sua limitação, pois ela impõe que o ácido seja um composto, excluindo assim os íons e, ainda, ficou restrita às soluções aquosas.

Nesse raciocínio, imagine que dissolvemos um pouco de HCl em etanol líquido, e percebemos com o auxílio de aparelhos que há íons hidrogênio na solução obtida. No entanto, não podemos dizer aqui que o HCl é um ácido, simplesmente porque ele não está dissolvido na água. Numa outra atividade, dissolvemos na água um sal como cloreto de amônio ( $NH_4Cl$ ) e percebemos que a solução tem íons hidrogênio oriundos dos cátions de amônio. Mais uma vez, não podemos dizer que esse cátion é um ácido porque ele não é um composto, como exige a definição.

Na realidade, a grande utilidade do conceito de Arrhenius foi a de organizar e nomear as substâncias que se dissolviam na água, e permitir uma maior clareza na explicação de outros fenômenos físico-químicos estudados na época, como as propriedades coligativas de eletrólitos (van't Hoff) e os primeiros trabalhos de eletrólises aquosas.

Assim, foi possível identificar um número limitado de compostos que obedeciam a definição de ácidos, o que levou, consequentemente, a uma necessidade imediata de se realizar uma classificação dos mesmos.

Quando as coisas se avolumam, precisamos de algum tempo para organizá-las. Adquirimos o hábito de fazer isso nas ciências, provavelmente numa frequência maior do que aquela que você emprega para arrumar seu quarto.

### CLASSIFICAÇÃO DOS ÁCIDOS DE ARRHENIUS

- Os **Hidrácidos** são os ácidos que *não possuem* o elemento oxigênio na molécula. São bons exemplos os ácidos fluorídrico, clorídrico, bromídrico, iodídrico, cianídrico, isocianídrico e sulfídrico, respectivamente, HF, HCl, HBr, HI, HCN, HNC,  $H_2S$ .
- Os **Oxiácidos** são os ácidos que *possuem* oxigênio na molécula. São exemplos os ácidos nitroso, nítrico, sulfuroso, sulfúrico, hipocloroso, perclórico e (orto) fosfórico, respectivamente,  $HNO_2$ ,  $HNO_3$ ,  $H_2SO_3$ ,  $H_2SO_4$ , HClO,  $HClO_4$  e  $H_3PO_4$ .

### NOMENCLATURA DOS ÁCIDOS DE ARRHENIUS

Como regra geral, o nome de um **hidrácido** é formado por:

#### Ácido + Nome do Elemento + terminação **ÍDRICO**

HF (fluorídrico); HCl (clorídrico); HCN (cianídrico); HNC (isocianídrico);  $H_2S$  (sulfídrico). Uma exceção é o HCNS, chamado ácido tiocianico.

Os **ÂNIONS** dos hidrácidos têm o sufixo **ETO**:  $F^-$  (fluoreto);  $Cl^-$  (cloreto);  $CN^-$  (cianeto);  $S^{2-}$  (sulfeto) e  $HS^-$  (hidrogeno-sulfeto). No caso do HCNS, o ânion  $CNS^-$  é chamado **tiocianato**.

Os **oxiácidos** têm os sufixos **OSO** (quando o elemento central tem o menor  $NO_x$ ) e **ICO** (quando o elemento central tem maior  $NO_x$ ), e seus ânions têm a terminação **ITO** e **ATO**, respectivamente. Os oxiácidos mais comuns em exercícios sobre o assunto foram mostrados acima. Para conhecer a carga e o nome do ânion respectivo, faça o seguinte: para cada cátion hidrogênio que retirar do ácido, coloque uma carga negativa na partícula restante. Troque o sufixo OSO por ITO, e ICO por ATO. Por exemplo, se você retira o hidrogênio do  $HNO_2$  (ácido nitroso) fica com  $NO_2^-$  (nitrito). No caso de o ácido ter mais de um hidrogênio para retirar, faça isso em sequência e use os prefixos **mono**, **di...** no nome do ânion. Por exemplo, o ânion  $HCO_3^-$  é derivado do ácido carbônico e recebe o nome de hidrogenocarbonato (bicarbonato).

Os hidrácidos são compostos moleculares. Quando estão puros, em temperatura ambiente, ocorrem como gases. Quando estão dissolvidos em água formam soluções ácidas, contendo íons, de modo que as soluções são condutoras de eletricidade, ou seja, são soluções eletrolíticas.

Os oxiacidos são também substâncias moleculares. Quando estão na forma pura, em temperatura ambiente, podem ser encontrados na fase líquida ( $\text{HNO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ) e na fase sólida (é o caso de vários ácidos carboxílicos: ver química orgânica).

O ácido carbônico,  $\text{H}_2\text{CO}_3$ , só existe em solução aquosa. Não é obtido de forma pura porque se decompõe em  $\text{CO}_2$  e  $\text{H}_2\text{O}$ .

### HIDROGÊNIO IONIZÁVEL

É todo átomo de hidrogênio que é extraído da molécula do ácido sob a forma de cátion  $\text{H}^+$ . A grande maioria dos hidrácidos tem apenas um hidrogênio na molécula e, por esse motivo, eles são **monoácidos**. Uma exceção importante é o ácido sulfídrico,  $\text{H}_2\text{S}$ , que é um **diácido**. Nos principais oxiacidos, são monoácidos:  $\text{HNO}_2$ ,  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{HClO}$ ,  $\text{HClO}_2$ ,  $\text{HClO}_3$ ,  $\text{HClO}_4$ ,  $\text{HBrO}$ ,  $\text{HBrO}_3$ ,  $\text{HIO}$ ,  $\text{HIO}_3$ ,  $\text{HIO}_4$ . São diácidos:  $\text{H}_2\text{SO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ; triácido:  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ; tetrácido:  $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$ .

O hidrogênio ionizável de um oxiacido encontra-se ligado ao átomo de oxigênio na fórmula estrutural do ácido. Assim, ao saber que o ácido fosfórico, por exemplo, tem três hidrogênios ionizáveis, você tem uma excelente informação para construir a estrutura da substância.

#### Cuidado com a pegadinha!

No  $\text{H}_3\text{PO}_3$  somente dois átomos de hidrogênio são ionizáveis (ele é diácido). No  $\text{H}_3\text{PO}_2$  apenas um dos hidrogênios é ionizável (ele é monoácido). Essa informação ajuda a entender que, no primeiro caso, somente dois átomos de hidrogênio estão ligados a átomos de oxigênio. No segundo caso, há apenas um átomo de hidrogênio ligado a oxigênio. Experimente fazer as fórmulas estruturais dos dois ácidos.

### A FORÇA DE UM ÁCIDO

A força de um ácido é medida pela sua facilidade de liberar  $\text{H}^+$  na solução aquosa, numa dada concentração. Quanto maior for essa facilidade, maior é a força do ácido. Experimentalmente, sabe-se que os ácidos  $\text{HClO}_4$ ,  $\text{HClO}_3$ ,  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{HI}$ ,  $\text{HBr}$ ,  $\text{HCl}$  e  $\text{H}_2\text{SO}_4$  (a primeira acidez) são igualmente fortes na água pois liberam totalmente o  $\text{H}^+$  de suas moléculas. Entretanto, a grande maioria dos ácidos se dissolve na água, mas não libera os íons  $\text{H}^+$  de forma completa e, portanto, são considerados fracos (carbônico, cianídrico, hipocloroso, nitroso, etc).

Para esses ácidos que não são fortes, é possível estabelecer uma graduação de força na água, que pode ser medida pela constante de acidez ( $K_a$ ) do ácido. Quando dois ácidos se encontram, separadamente, na mesma concentração molar, o de maior constante de acidez é o mais ionizado, sendo o mais forte entre eles. Esse aspecto da ionização é tratado no capítulo referente aos equilíbrios químicos iônicos.

- Entre os hidrácidos, são considerados fortes  $\text{HCl}$ ,  $\text{HBr}$  e  $\text{HI}$ . Os demais hidrácidos são classificados como fracos, pois não se ionizam completamente.
- Entre os ácidos contendo oxigênio, são fortes o perclórico, o clórico, o nítrico e o sulfúrico. Como se vê, a grande maioria dos oxiacidos está fora desse grupo. Dissemos há pouco que, para saber sobre as forças relativas entre de ácidos que não são fortes, o mais correto é comparar as suas constantes de acidez ( $K_a$ ). O ácido que tiver a maior  $K_a$  é o mais forte entre eles.


Um ponto interessante a discutir aqui é sobre os termos **Dissociação Iônica e Ionização**. Por definição, os dois fenômenos têm significados diferentes. A dissociação iônica é um fenômeno físico de separação de partículas iônicas que se encontravam unidas num sólido iônico. Esse é o caso da dissolução de um sal, como o  $\text{NaCl}$ , na água. Os íons  $\text{Na}^+$  e  $\text{Cl}^-$ , que se encontravam presos no cristal, são separados (dissociados) pela água. A ionização, por seu lado, é um fenômeno químico, no qual uma espécie química, que pode ser tanto uma molécula quanto um íon, reage com a água, produzindo íons que não existiam originalmente. Quando um ácido de Arrhenius (um composto molecular) é dissolvido na água, ocorre o fenômeno da ionização, uma reação química que produz os íons  $\text{H}^+$  e  $\text{Cl}^-$ .

Na Teoria da Dissociação Eletrolítica, Arrhenius empregou o termo dissociação do ácido de forma equivocada. Mas, não se impressione como isso. Todos, de uma forma ou de outra, cometem algum pecado.


### A VOLATILIDADE DE UM ÁCIDO

Indica a maior ou menor facilidade com que os ácidos passam do estado líquido para o gasoso.


- Voláteis: os ácidos inorgânicos voláteis mais comuns, gasosos em temperatura ambiente são:  $\text{HF}$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{HCN}$  e  $\text{H}_2\text{S}$ . O  $\text{HNO}_3$  tem volatilidade intermediária, porque é um líquido em temperatura ambiente, que ferve a  $63^\circ\text{C}$ .
- Fixos: os três ácidos inorgânicos pouco voláteis mais comuns são o  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{H}_3\text{PO}_4$  e o  $\text{H}_3\text{BO}_3$ .



SAIBA MAIS



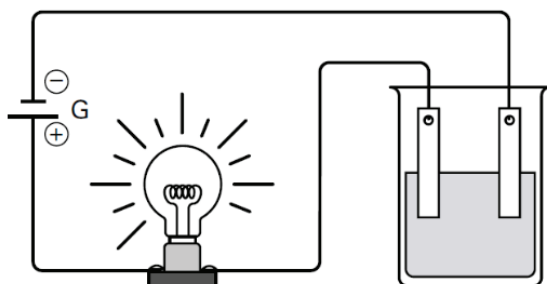
Ácidos no cotidiano



QUESTÕES ORIENTADAS

QUESTÃO 01

(UFCE) O esquema a seguir mostra a aparelhagem que pode ser utilizada para testar a força dos ácidos:



Em qual das soluções, todas com mesma concentração e temperatura, a lâmpada apresenta maior brilho?

- A HF.
- B H<sub>2</sub>S.
- C H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>.
- D H<sub>4</sub>SiO<sub>4</sub>.
- E HNO<sub>3</sub>.

QUESTÃO 02

(PUC-MG) A tabela a seguir apresenta algumas características e aplicações de alguns ácidos:

Nome do ácido	Aplicações e características
ácido muriático	limpeza doméstica e de peças metálicas (decapagem)
ácido fosfórico	usado como acidulante em refrigerantes, balas e goma de mascar
ácido sulfúrico	desidratante, solução de bateria
ácido nítrico	indústria de explosivos e corantes

As fórmulas dos ácidos da tabela são, respectivamente:

- A HCl, H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, HNO<sub>3</sub>.
- B HClO, H<sub>3</sub>PO<sub>3</sub>, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, HNO<sub>2</sub>.
- C HCl, H<sub>3</sub>PO<sub>3</sub>, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, HNO<sub>3</sub>.
- D HClO<sub>2</sub>, H<sub>4</sub>P<sub>2</sub>O<sub>7</sub>, H<sub>2</sub>SO<sub>3</sub>, HNO<sub>2</sub>.
- E HClO, H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>, H<sub>2</sub>SO<sub>3</sub>, HNO<sub>3</sub>.

QUESTÃO 03

(UFMT) As folhas de mandioca, apesar de venenosas, podem ser utilizadas como alimento para o gado. Quando deixadas ao sol, liberam gás cianídrico, HCN, tornando-se apropriadas para esse consumo.

Em relação ao HCN, é correto afirmar:

- A É um ácido mais forte que o ácido fosfórico.
- B É um ácido que se ioniza totalmente em água.
- C Quando diluído em água, produz solução com pH > 7.
- D Em uma mesma pressão atmosférica, apresenta o ponto de ebulição superior ao da água pura.
- E É um eletrólito mais fraco que o HNO<sub>3</sub>.

★ DEFINIÇÃO DE BASES, SEGUNDO ARRHENIUS (1887)

Na teoria da dissociação eletrolítica, Arrhenius definiu as bases como as substâncias que, dissolvidas na água, sofrem dissociação iônica, produzindo sempre o ânion hidroxila OH<sup>-</sup>, e um cátion que depende da substância. Percebe-se aqui, por analogia ao estudo anterior dos ácidos, que o ponto comum das bases de Arrhenius é produzir OH<sup>-</sup> em solução aquosa.

Os compostos químicos que podem liberar, por dissociação, íons hidroxilas na água, são os hidróxidos. Portanto, quando usamos a expressão “bases de Arrhenius” estamos nos referindo a essa classe de substâncias, os hidróxidos. Veja mais uma vez as limitações da definição de bases de Arrhenius. O composto deve iônico, possuir o ânion hidroxila na sua fórmula e sofrer dissociação na água.

Os principais hidróxidos são os alcalinos (LiOH, NaOH, KOH, RbOH, CsOH), e os alcalinos-terrosos (Mg(OH)<sub>2</sub>, Ca(OH)<sub>2</sub>, Sr(OH)<sub>2</sub>, Ba(OH)<sub>2</sub>, Ra(OH)<sub>2</sub>). Podemos ainda incluir nessa classe os hidróxidos de alumínio, de zinco e de ferro (Al(OH)<sub>3</sub>, Zn(OH)<sub>2</sub>, Fe(OH)<sub>2</sub> e Fe(OH)<sub>3</sub>). Todos eles são compostos iônicos que se dissociam na água para produzir o ânion hidroxila.

O hidróxido de amônio, NH<sub>4</sub>OH, é o único hidróxido onde o cátion (NH<sub>4</sub><sup>+</sup>) não é derivado de um elemento metálico. Esse hidróxido só existe em solução aquosa e não pode ser obtido na forma pura, porque se decompõe em NH<sub>3</sub>(g), amônia, e H<sub>2</sub>O(v).

Os hidróxidos alcalinos puros são sólidos brancos, cristalinos, com temperaturas de fusão relativamente altas. São bastante solúveis na água produzindo soluções eletrolíticas bem condutoras de eletricidade. A facilidade de condução elétrica está relacionada com a solubilidade do composto. Sendo bem solúvel, a dissociação produz muitos íons em solução. Os dois mais comuns em exercícios e provas são o hidróxido de sódio (soda cáustica), NaOH, e o hidróxido de potássio (potassa cáustica), KOH.

Os hidróxidos alcalinos-terrosos são também sólidos brancos, cristalinos, com temperaturas de fusão também relativamente altas. A solubilidade em água é pequena para o Be(OH)<sub>2</sub> e o Mg(OH)<sub>2</sub>, aumentando até o Ra(OH)<sub>2</sub>. Por aquecimento, perdem água (reação de desidratação) formando o óxido básico respectivo. Os mais importantes são o hidróxido de cálcio (Ca(OH)<sub>2</sub>) e o hidróxido de magnésio, Mg(OH)<sub>2</sub>. O hidróxido de cálcio é também chamado de cal extinta e cal apagada. Misturado com água, forma uma suspensão conhecida como leite de cal, ou água de cal. Por sua vez, o hidróxido de magnésio em suspensão na água, é conhecido como leite de magnésia.

Os hidróxidos dos demais metais, regra geral, são pouco solúveis na água. As soluções aquosas dos hidróxidos dos metais de transição são quase sempre coloridas, pelo fato desses cátions absorverem determinadas radiações da luz branca. A cor que enxergamos da solução é a luz branca incidente menos o(s) componente(s) de luz absorvida.

NOMENCLATURA DOS HIDRÓXIDOS

Quando o elemento metálico apresenta apenas uma carga é suficiente escrever:

Hidróxido de **nome do cátion**

NaOH: hidróxido de sódio  
 Ca(OH)<sub>2</sub>: hidróxido de cálcio  
 Al(OH)<sub>3</sub>: hidróxido de alumínio  
 Zn(OH)<sub>2</sub>: hidróxido de zinco  
 AgOH: hidróxido de prata

Quando o elemento metálico forma cátions com diferentes cargas, acrescenta-se ao final do nome, em algarismos romanos, o número da carga do íon. Outra opção é dar nome do hidróxido acrescentando o sufixo **oso** no caso da menor carga, e o sufixo **ico** para o íon de maior carga.

Fe(OH)<sub>2</sub>: hidróxido de ferro (II) ou hidróxido ferroso  
 Fe(OH)<sub>3</sub>: hidróxido de ferro (III) ou hidróxido férrico

**A FORÇA (GRAU DE DISSOCIAÇÃO) DE UM HIDRÓXIDO**

Os hidróxidos são bases fortes na água, uma vez que a quantidade do composto que se dissolve na água está totalmente dissociada. Como vimos há pouco, alguns hidróxidos não se dissolvem bem na água e isso poderia levar a um raciocínio equivocado, de confundir a dissociação do hidróxido com a sua solubilidade. Tentando esclarecer isso, suponha que desejamos comparar as forças dos hidróxidos de sódio (bem solúvel) e de magnésio (pouco solúvel), ambos numa concentração muito baixa, de modo que o composto de magnésio esteja totalmente dissolvido. Nessas condições, os dois hidróxidos estão totalmente dissociados e, inclusive, há mais íons hidroxila na solução do hidróxido de magnésio. Logo, em soluções bem diluídas os dois compostos são bases fortes. Alguns autores afirmam que o hidróxido de magnésio é uma base fraca porque ela é pouco solúvel na água. A definição de base de Arrhenius não fala sobre a solubilidade do composto.

No capítulo reservado aos equilíbrios iônicos teremos a oportunidade de realizar uma melhor análise das forças das bases através da constante de basicidade  $K_b$ . Lá, mostraremos que a base é o ânion hidroxila e não é o composto em si.

O hidróxido de amônio (NH<sub>4</sub>OH), que é uma base proveniente de substância molecular — a amônia (NH<sub>3</sub>(g)) — e não de metal, contraria essa regra, pois, embora se dissolva facilmente em água, ela apresenta um grau de ionização muito pequeno. Logo, o hidróxido de amônio é a única base solúvel e fraca.

Assim, temos:

- Bases fortes: LiOH, NaOH, KOH, RbOH, CsOH, Ca(OH)<sub>2</sub>, Sr(OH)<sub>2</sub>, Ba(OH)<sub>2</sub>.
- Bases fracas: NH<sub>4</sub>OH (NH<sub>3</sub>+ H<sub>2</sub>O) e demais metais.

**SAIBA MAIS**

Bases no cotidiano

**QUESTÕES ORIENTADAS**

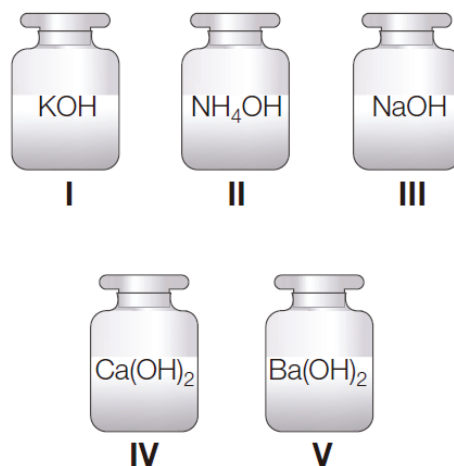
**QUESTÃO 04**

(FAAP-SP) O creme dental é básico, porque:

- A** produz dentes mais brancos.
- B** a saliva é ácida.
- C** tem gosto melhor.
- D** se fosse ácido, iria corroer o tubo (bisnaga).
- E** produz mais espuma.

**QUESTÃO 05**

Considere as seguintes soluções aquosas:



Qual dos frascos, quando aberto, irá exalar um odor característico?

- A** I.
- B** II.
- C** III.
- D** IV.
- E** V.

**QUESTÃO 06**

(UEPI) O sangue de diabo é um líquido vermelho que logo se descora ao ser aspergido sobre um tecido branco. Para prepará-lo, adiciona-se NH<sub>4</sub>OH em água, contendo algumas gotas de fenolftaleína.

A cor desaparece porque:

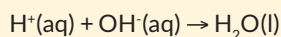
- A** o tecido branco reage com a solução formando o ácido amoníaco.
- B** a fenolftaleína evapora.
- C** a fenolftaleína reage rapidamente com o NH<sub>4</sub>OH.
- D** o NH<sub>3</sub> logo evapora.
- E** a solução é assim denominada devido à sua alta viscosidade.

## OS SAIS

Segundo Arrhenius, os sais são os compostos iônicos resultantes da reação parcial ou total de um ácido com um hidróxido.



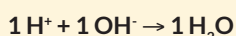
A reação descrita acima pode ser chamada de **salificação** porque produz um sal. Ela é mais conhecida com reação de **neutralização**, porque os íons  $\text{H}^+$  da solução ácida reagem com os íons  $\text{OH}^-$  da solução alcalina, de modo que um íon **neutraliza** as propriedades do outro. É importante enfatizar que a reação de **neutralização** que ocorre entre ácidos e hidróxidos é sempre a mesma, descrita por:



Essa reação é bastante quantitativa, com grau de avanço de, praticamente, 100%. Se as quantidades molares de  $\text{H}^+$  e  $\text{OH}^-$  que reagem são idênticas, a neutralização é total. No caso da quantidade molar de um deles ser diferente da quantidade molar do outro, a neutralização é parcial.

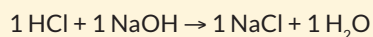
### ★ NEUTRALIZAÇÃO TOTAL

Quando a quantidade em mols de íons  $\text{H}^+$  é igual à quantidade em mols de íons  $\text{OH}^-$ , ocorre a neutralização total do ácido e da base:

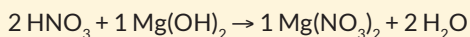


Veja abaixo alguns exemplos de neutralização total, com a formação dos respectivos sais.

#### Ácido clorídrico + hidróxido de sódio



#### Ácido nítrico + hidróxido de magnésio



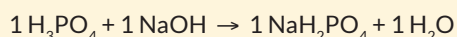
Na **neutralização total**, o sal formado é denominado **sal normal ou neutro**.

### ★ NEUTRALIZAÇÃO PARCIAL

Quando um ácido e uma base são misturados em quantidades molares diferentes de íons hidrogênio e íons hidroxila, ocorre uma neutralização parcial do ácido ou da base.

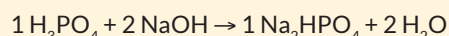
Veja, a seguir, alguns exemplos de neutralização parcial do ácido, com formação dos respectivos sais.

#### Ácido fosfórico + hidróxido de sódio



Na reação como está descrita, o ácido foi 33,3% neutralizado. Isso significa que restam 2 mols dos 3 mols iniciais de hidrogênios ionizáveis. O sal formado é o fosfato diácido de sódio ou di-hidrogenofosfato de sódio ( $\text{NaH}_2\text{PO}_4$ ). Como a fórmula do sal mostra um resíduo de hidrogênios ionizáveis, ele é classificado como **sal ácido ou hidrogenossal**.

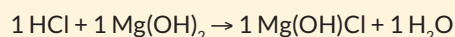
Se a reação ocorresse segundo a estequiometria a seguir, a neutralização do ácido fosfórico é de 66,7%:



O sal formado é também um sal ácido (ainda resta um hidrogênio ionizável) e seu nome é fosfato (mono)ácido de sódio ou monohidrogenofosfato de sódio.

Considere agora o caso inverso, onde um hidróxido fosse neutralizado parcialmente em 50%:

#### Ácido clorídrico + hidróxido de magnésio



O sal formado é o cloreto (mono)básico de magnésio ou hidroxicloreto de magnésio [ $\text{Mg}(\text{OH})\text{Cl}$ ]. O fato de ainda possuir na sua estrutura um grupo hidroxila, o sal é **básico, ou hidroxissal**.

O vinagre que usamos em saladas é uma solução aquosa de ácido acético. O ácido muriático comercial, empregado na limpeza de pisos, é uma solução aquosa de ácido clorídrico. Por outro lado, os conhecidos antiácidos mostram na composição química hidróxidos de alumínio, de zinco e de magnésio. O hidróxido de magnésio (leite de magnésia) pode, inclusive, ser usado para combater os ácidos orgânicos que provocam odores desagradáveis nas axilas.

Observe uma das formas de racionalização na Química, que é a de agrupar substâncias semelhantes: os ácidos são neutralizadores de hidróxidos e vice-versa. Legal, não?

### ★ FÓRMULAS E NOMES DOS SAIS.

#### Quando o sal é normal

O cátion do sal é proveniente do hidróxido. O ânion é proveniente do ácido. Identifique o ácido, veja seu nome e o do ânion. Para dizer o nome do sal faça o seguinte:

Nome do ânion + preposição de + nome do cátion

Exemplo:  $\text{Na}_2\text{SO}_4$

- o  $\text{Na}^+$  veio de  $\text{NaOH}$  (hidróxido de sódio)
- o  $\text{SO}_4^{2-}$  veio do  $\text{H}_2\text{SO}_4$  (ácido sulfúrico)
- o  $\text{SO}_4^{2-}$  é chamado sulfato
- o sal é o sulfato de sódio

#### Quando o sal é ácido (hidrogenossal)

Vimos que na sua estrutura há um ou mais átomos de hidrogênios ionizáveis remanescentes do ácido. A nomenclatura é semelhante ao caso anterior, devendo-se incluir a quantidade de hidrogênios ionizáveis restantes:  $\text{NaHSO}_4$  (hidrogenossulfato de sódio ou bissulfato de sódio),  $\text{CaH}_2\text{P}_2\text{O}_7$  (di-hidrogenofosfato de cálcio),  $\text{NaHCO}_3$  (hidrogenocarbonato de sódio ou bicarbonato de sódio), etc.

### Quando o sal é básico (hidroxissal)

Na estrutura do sal há um ou mais grupos  $\text{OH}$  remanescentes do hidróxido. A nomenclatura é semelhante as anteriores bastando incluir a quantidade de íons hidroxila:  $\text{Mg}(\text{OH})\text{Cl}$  (hidroxicloreto de magnésio),  $\text{Al}(\text{OH})_2\text{Cl}$  (di-hidroxicloreto de alumínio).

### Quando o sal é misto

Sal misto é aquele que apresenta na estrutura dois cátions diferentes (excluindo  $\text{H}^+$ ) ou dois ânions diferentes (excluindo  $\text{OH}^-$ ):  $\text{NaKSO}_4$  (sulfato duplo de sódio-potássio);  $\text{CaBrCl}$  (cloreto-brometo de cálcio).

### Quando o sal é hidratado (hidrato)

O hidrato apresenta na estrutura uma ou mais moléculas de água de cristalização para cada conjunto iônico: Dizemos o nome do sal e, em seguida, o número de moléculas de água, empregando prefixos romanos:  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$  (sulfato de cobre (II) penta-hidratado),  $\text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$  (cloreto de magnésio hexa-hidratado),  $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$  (sulfato de sódio deca-hidratado).

Em textos de Química é comum encontrar outras denominações para os sais, tais como:

sal anidro: é o sal resultante da eliminação da água do hidrato:  $\text{CuSO}_4$ ,  $\text{MgCl}_2$ ,  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ .

sal halóide: é o sal que não possui átomo de oxigênio na estrutura:  $\text{NaCl}$ ,  $\text{NaCN}$ ,  $\text{CaBr}_2$ .

sal oxigenado (oxissal): é aquele que possui átomo de oxigênio na estrutura:  $\text{NaClO}$ ,  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ ,  $\text{NaNO}_3$ .

Lembrar sempre que os sais são compostos iônicos, sólidos em temperatura ambiente e, em geral, possuem altas temperaturas de fusão. Os sais dos metais alcalinos e dos metais alcalino-terrosos são de cor branca, e os mais comuns são os nitratos, os halogenetos, os carbonatos e bicarbonatos, os sulfatos, os fosfatos e os sulfetos.

Os sais contendo elementos de transição, como cobre, ferro, níquel, cromo, manganês) são, em geral, coloridos. Essa propriedade decorre da capacidade de absorção de determinadas frequências da luz branca incidente.

### Solubilidade dos sais na água

As solubilidades dos sais em água são dadas pelas regras abaixo. Reproduza esses quadros numa escala maior, e coloque-os sempre à vista no local de estudos.

Solubilidade em água	
Solúveis (como regra)	Insolúveis (principais exceções)
Nitratos ( $\text{NO}_3^-$ ) Acetatos ( $\text{CH}_3\text{COO}^-$ )	-----

Cloretos ( $\text{Cl}^-$ ) Brometos ( $\text{Br}^-$ ) Iodetos ( $\text{I}^-$ )	$\text{Ag}^+$ , $\text{Pb}^{2+}$ , $\text{Hg}_2^{2+}$
Sulfatos ( $\text{SO}_4^{2-}$ )	$\text{Ca}^{2+}$ , $\text{Sr}^{2+}$ , $\text{Ba}^{2+}$ , $\text{Pb}^{2+}$

Solubilidade em água	
Insolúveis (como regra)	Solúveis (principais exceções)
Sulfetos ( $\text{S}^{2-}$ )	metais alcalinos, alcalino-terrosos e amônio ( $\text{NH}_4^+$ )
Carbonatos ( $\text{CO}_3^{2-}$ )	metais alcalinos e amônio ( $\text{NH}_4^+$ )
Fosfatos ( $\text{PO}_4^{3-}$ )	metais alcalinos e amônio ( $\text{NH}_4^+$ )

SAIBA MAIS

Sais no cotidiano

### ★ OS HIDRETOS

Alguns autores incluem um quinto grupo de substâncias com o nome de hidretos. Eles são compostos binários onde um dos elementos é o hidrogênio. No hidreto **metálico** (iônico) o hidrogênio é o **ânion** hidreto ( $\text{H}^-$ ). Os principais são os hidretos alcalinos, os hidretos alcalinos terrosos e  $\text{AlH}_3$ . Nos hidretos não metálicos (compostos moleculares) o hidrogênio é o elemento mais eletropositivo com  $\text{NOx} = +1$ .

- Os principais hidretos não metálicos são  $\text{HF}$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{HBr}$ ,  $\text{HI}$  e  $\text{H}_2\text{S}$ . Todos são hidrácidos, cuja nomenclatura é conhecida.

- Para os hidretos metálicos a nomenclatura é construída com a combinação **hidreto + nome do metal**. São exemplos desses compostos o  $\text{NaH}$  hidreto de sódio, o  $\text{CaH}_2$  (hidreto de cálcio) e o  $\text{MgH}_2$  (hidreto de magnésio).

A reação mais importante dos hidretos metálicos é com a água, formando o hidróxido do metal e liberando gás hidrogênio. Considerando essa reação podemos considerar que os hidretos metálicos são compostos sólidos que armazenam hidrogênio.

QUESTÕES ORIENTADAS

### QUESTÃO 07

(FUVEST-SP) Molibdato de amônio é usado como fonte de molibdênio para o crescimento das plantas. Sabendo-se que esse elemento, de símbolo  $\text{Mo}$ , pertence à mesma família do cromo ( $\text{Cr}$ ), e que a fórmula do ion cromato é  $\text{CrO}_4^{2-}$ , a fórmula do molibdato de amônio é:

- A  $NH_2MoO_2$
- B  $NH_3MoO_2$
- C  $(NH_3)_2MoO_4$
- D  $NH_4MoO_4$
- E  $(NH_4)_2MoO_4$

### QUESTÃO 08

(UECE) Associe corretamente, de cima para baixo, os itens a seguir:

- |                              |                 |
|------------------------------|-----------------|
| I. $Na_2B_4O_7 \cdot 10H_2O$ | • sal básico    |
| II. $Mg(OH)Cl$               | • sal duplo     |
| III. $NaKSO_4$               | • sal ácido     |
| IV. $NaHCO_3$                | • sal hidratado |

A associação correta é:

- A I, III, IV, II.
- B II, IV, III, I.
- C I, II, III, IV.
- D II, III, IV, I.



## OS ÓXIDOS

São compostos binários (formados por apenas 2 elementos) onde o oxigênio é o elemento **MAIS** eletronegativo. A fórmula geral de um óxido é  $E_2O_x$ , onde x é o valor absoluto do nº de oxidação do elemento E.

A definição de óxidos exclui duas substâncias:  $OF_2$  e  $O_2F_2$ . Lembre-se que o átomo de flúor é mais eletronegativo do que o átomo de oxigênio.

A tabela abaixo fornece os principais elementos químicos e seus respectivos NOx:

Elementos	Nº de oxidação
ALCALINOS (IA)	+1
ALCALINOS TERROSOS (IIA)	+2
FAMÍLIA (IIIA)	B, Al, Ga: +3
FAMÍLIA (IVA)	C, Sn, Pb: +2 e +4 Si, Ge: +4
FAMÍLIA (VA)	P, As, Sb: +3 e +5 N: +1, +2, +3, +4, +5
HALOGÊNIOS (VIIA)	Cl: +1, +3, +5, +7 Br: +1 e +5 I: +1, +5, +7

Entre os elementos metálicos de transição merecem destaque:

Elementos	Nº de oxidação
chromo (VIB)	+3 e +6
manganês (VIIB)	+2, +4, +7
Ni, Zn, Cd	+2
cobre (IB)	+1 e +2
prata (IB)	+1

## ★ NOMENCLATURA DOS ÓXIDOS

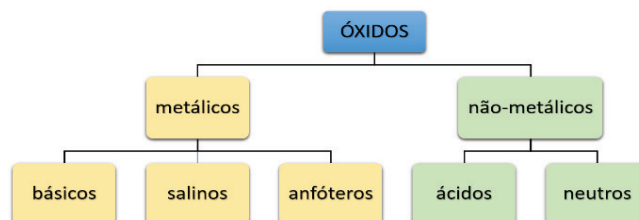
Quando o elemento E tem apenas um NOx, é suficiente dizer óxido de (nome do Elemento). Quando o elemento tem mais de um NOx, dizemos a palavra **óxido**, a preposição **de** e o nome do elemento E, finalizando com e o seu NOx entre parênteses. Exemplos:  $Ag_2O$ : óxido de prata;  $FeO$ : óxido de ferro (II);  $Fe_2O_3$ : óxido de ferro (III).

Quando o elemento E tem mais de um NOx, outra opção de nomenclatura é usar os prefixos (mono, di, tri, etc) antes da palavra óxido e antes do nome do elemento (esses prefixos indicam a quantidade de átomos). Exemplos:  $Fe_2O_3$ : trióxido de ferro;  $V_2O_5$ : pentóxido de vanádio.

Uma terceira opção é usar os sufixos **OSO** e **ICO** para o menor e o maior NOx do elemento E. Exemplos:  $FeO$ : óxido ferroso;  $Fe_2O_3$ : óxido férrico.

## ★ CLASSIFICAÇÃO DOS ÓXIDOS

O esquema dado a seguir orienta a classificação:



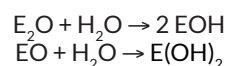
O óxido é chamado de metálico quando o elemento E é um metal: óxidos alcalinos, óxidos de ferro, óxidos de cobre, óxido de prata...

O óxido metálico é chamado de **básico** quando reage com a água formando o hidróxido correspondente. Os hidróxidos obtidos são conhecidos como bases de Arrhenius.

Os principais óxidos básicos são os dos metais alcalinos (fórmula geral  $E_2O$ ), e os dos metais alcalinos-terrosos (fórmula geral  $EO$ ).

A partir daqui observe que não vamos escrever as equações das reações químicas dos óxidos. Mostraremos apenas os esquemas dessas reações. Quando você conhecer as fórmulas químicas de várias substâncias das funções inorgânicas, ficará muito fácil escrever dezenas de equações químicas com segurança. Esperamos que seja assim.

### ÓXIDO BÁSICO + $H_2O$ → HIDRÓXIDO



Os óxidos básicos apresentam ainda outras duas reações importantes: (1) reagem com ácidos produzindo **sal** e água, e (2) reagem com óxidos ácidos produzindo **sal**.

### ÓXIDO BÁSICO + ÁCIDO → SAL + $H_2O$

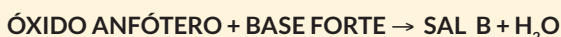


Os óxidos **salinos** (também conhecidos como óxidos duplos, ou mistos) têm fórmulas que obedecem à relação  $E_3O_4$ . Os principais óxidos salinos são os de manganês, de chumbo e de ferro:  $Mn_3O_4$ ,  $Pb_3O_4$  e  $Fe_3O_4$ . Nesses óxidos o elemento E apresenta dois números de oxidação diferentes. O manganês e o chumbo têm NOx +2 e +4, enquanto o ferro tem NOx +2 e +3.

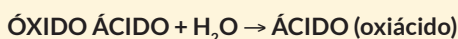
A principal característica do óxido duplo é reagir com ácido forte produzindo **2 (dois) sais e água**. Cada sal produzido tem o elemento **E** com um NO<sub>x</sub> diferente.



Os óxidos **anfóteros** mostram um duplo caráter, isto é, tanto podem reagir com ácido forte produzindo sal e água, como reagir com base forte produzindo um sal diferente, e água. Os principais óxidos anfóteros são ZnO, Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub>, MnO<sub>2</sub>.



Os óxidos ácidos são óxidos moleculares que reagem com água produzindo ácidos oxigenados, chamados **oxiácidos**. Os óxidos ácidos mais importantes são: CO<sub>2</sub>, SO<sub>2</sub>, SO<sub>3</sub>, N<sub>2</sub>O<sub>3</sub>, N<sub>2</sub>O<sub>5</sub>, P<sub>2</sub>O<sub>3</sub>, P<sub>2</sub>O<sub>5</sub>, Cl<sub>2</sub>O, Cl<sub>2</sub>O<sub>3</sub>, Cl<sub>2</sub>O<sub>5</sub>, Cl<sub>2</sub>O<sub>7</sub>, Br<sub>2</sub>O, Br<sub>2</sub>O<sub>5</sub>, I<sub>2</sub>O, I<sub>2</sub>O<sub>5</sub>, I<sub>2</sub>O<sub>7</sub>.



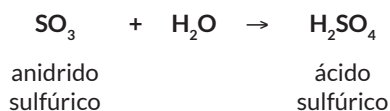
Os óxidos ácidos são também chamados **anidridos de ácidos**. Pela grande importância que apresentam no estudo das funções inorgânicas, mostramos aqui seus nomes:

CO <sub>2</sub>	anidrido carbônico	I <sub>2</sub> O <sub>7</sub>	anidrido periódico
SO <sub>2</sub>	anidrido sulfuroso	SO <sub>3</sub>	anidrido sulfúrico
N <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	anidrido nitroso	N <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	anidrido nítrico
P <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	anidrido fosforoso	P <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	anidrido fosfórico
Cl <sub>2</sub> O	anidrido hipocloroso	Cl <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	anidrido cloroso
Cl <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	anidrido clórico	Cl <sub>2</sub> O <sub>7</sub>	anidrido perclórico
Br <sub>2</sub> O	anidrido hipobromoso	Br <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	anidrido brômico
I <sub>2</sub> O	anidrido hipoiódoso	I <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	anidrido iódico

Você pode construir a fórmula do oxiácido obtido no esquema acima e, ao mesmo tempo, saber o seu nome. Faça o seguinte:

- coloque o elemento **E** no centro da fórmula.
- coloque todos os átomos de oxigênio à direita de **E**.
- coloque todos os átomos de hidrogênio à esquerda de **E**.
- simplifique se houver necessidade.

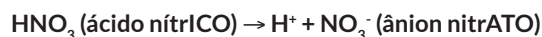
Exemplo:



Notar que os ácidos obtidos têm o mesmo nome dos anidridos, com os sufixos OSO (quando o elemento tem o menor NO<sub>x</sub>) e ICO (quando o elemento tem o maior NO<sub>x</sub>). Quando há possibilidade de a reação formar mais de dois ácidos, como acontece com os anidridos dos halogênios, o ácido menos oxigenado leva o prefixo HIPO e o mais oxigenado leva o prefixo PER.

O caso dos anidridos do fósforo merece atenção. O anidrido fosforoso, P<sub>2</sub>O<sub>3</sub> (o fósforo com NO<sub>x</sub> = +3), pode reagir com uma, com duas, e até com três moléculas de água, produzindo os ácidos metafosforoso, pirofosforoso e ortofosforoso, respectivamente. O anidrido fosfórico, P<sub>2</sub>O<sub>5</sub>, pelo mesmo caminho, produz os ácidos metafosfórico, pirofosfórico e ortofosfórico.

Esses oxiácidos dão origem a ânions, nos quais os sufixos OSO e ICO são trocados por ITO e ATO, respectivamente.



O ânion do ácido se forma pela saída do cátion hidrogênio (H<sup>+</sup>). Esse hidrogênio que é capaz de abandonar a molécula do ácido é chamado ionizável. Nos ácidos obtidos no esquema acima, todos os H são ionizáveis com exceção do H<sub>3</sub>PO<sub>3</sub> (tem apenas 2 H ionizáveis). Há outro ácido do fósforo, H<sub>3</sub>PO<sub>2</sub> (hipofosforoso) onde existe apenas 1 H ionizável).

Os óxidos ácidos (anidridos de ácidos) reagem com hidróxidos produzindo sal e água. Também reagem com óxidos básicos produzindo sal.

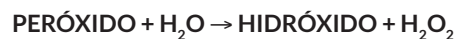


Os óxidos neutros não reagem com água, nem com ácidos e nem com hidróxidos. Os principais são o CO (monóxido de carbono), o NO (monóxido de nitrogênio) e N<sub>2</sub>O (monóxido de di-nitrogênio, gás hilariante).

Os óxidos metálicos são iônicos e, em geral, apresentam altas temperaturas de fusão e ebulição. Os óxidos ácidos e neutros são moleculares e possuem baixas temperaturas de fusão e ebulição. São geralmente gases ou líquidos em temperatura ambiente.

### ★ PERÓXIDOS

São os óxidos onde o átomo de oxigênio apresenta n<sup>o</sup> de oxidação -1 (O-O<sup>-</sup> ou O<sub>2</sub><sup>1-</sup>). O peróxido mais importante é o peróxido de hidrogênio, um composto molecular (H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>). Os demais peróxidos são iônicos, com destaque para os alcalinos (M<sub>2</sub>O<sub>2</sub>) e os alcalinos-terrosos (MO<sub>2</sub>).



ou




ou




### ★ SUPERÓXIDOS

São os óxidos onde o oxigênio apresenta n<sup>o</sup> de oxidação -½ (valor médio, fracionário). O ânion superóxido é O<sub>4</sub><sup>1/2-</sup>. Os principais superóxidos são os alcalinos (M<sub>2</sub>O<sub>4</sub>) e os alcalinos terrosos (MO<sub>4</sub>).





**SAIBA MAIS**



Óxidos no cotidiano



## QUESTÕES ORIENTADAS

### QUESTÃO 09

(MACKENZIE)

I.	Galena	PbS
II.	Pirolusita	MnO <sub>2</sub>
III.	Blenda	ZnS
IV.	Cassiterita	SnO <sub>2</sub>
V.	Calcopirita	CuS . FeS

Na tabela acima estão numerados, de I a V, os principais minérios de alguns metais. O chumbo, o zinco e o estanho são obtidos, respectivamente, pela redução dos minérios:

- A** I, IV e V
- B** V, II e IV
- C** III, IV e II
- D** I, III e IV
- E** V, IV e I

### QUESTÃO 10

(PUC-MG) Observe as reações químicas abaixo:

- I.  $\text{MgO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Mg}(\text{OH})_2$
- II.  $\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{CO}_3$
- III.  $\text{K}_2\text{O} + 2 \text{HCl} \rightarrow 2 \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$
- IV.  $\text{SO}_3 + 2 \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$

A afirmativa **INCORRETA** é:

- A** As reações II e IV envolvem óxidos ácidos ou anidridos.
- B** As reações I e III envolvem óxidos básicos.
- C** O sal produzido na reação IV chama-se sulfato de sódio.
- D** O sal produzido na reação III chama-se cloreto de potássio.
- E** O caráter básico dos óxidos se acentua, à medida que o oxigênio se liga a elementos mais eletronegativos.



## GABARITO

01	E	02	A	03	E	04	B	05	B
06	D	07	E	08	D	09	D	10	E