

***CURSO INTENSIVO 2022***

# ITA - 2022

# Química

**Prof. Thiago**





# Sumário

<b>APRESENTAÇÃO DA AULA</b>	<b>4</b>
<b>FUNÇÕES INORGÂNICAS NA PROVA ITA</b>	<b>4</b>
<b>1. ÁCIDOS DE ARRHENIUS</b>	<b>4</b>
1.1. Classificações	5
1.2. Nomenclatura	6
1.2.1. Nomenclatura de Hidrácidos	6
1.2.2. Nomenclatura de Oxiácidos	6
1.3. Força Ácida	9
1.3.1. Constante de Acidez	10
1.3.2. Regras Básicas da Força Ácida	10
1.3.2. Efeito do Solvente	11
1.3.3. Efeito da Estrutura Molecular	11
<b>2. BASES DE ARRHENIUS</b>	<b>15</b>
2.1. Nomenclatura dos Hidróxidos de Metais	15
2.2. Força e Solubilidade dos Hidróxidos de Metais	17
<b>3. SAIS</b>	<b>18</b>
3.1. Nomenclatura de Sais	19
3.1.1. Nomenclatura de Sais Normais	19
3.1.2. Nomenclatura de Sais Hidratados	20
3.1.3. Nomenclatura de Sais Ácidos	21
3.1.4. Nomenclatura de Sais Básicos	22
3.2.1. Efeito do Íon Comum	23
<b>4. REAÇÕES INORGÂNICAS</b>	<b>24</b>
4.1. Reações de Neutralização	24
4.2. Reações com Desprendimento de Gases	25
5.2.1. Carbonatos e Bicarbonatos	25
5.2.2. Sais de Amônio	26
5.3. Formação de Precipitado	27
<b>5. ÓXIDOS</b>	<b>29</b>
5.1. Óxidos Básicos	29
5.2. Óxidos Ácidos	29



5.3. Óxidos Anfóteros	32
5.4. Óxidos Duplos	32
5.5. Óxidos Neutros	32
5.6. Peróxidos	33
5.7. Superóxidos	34
<b>6. OUTROS CONCEITOS ÁCIDO-BASE</b>	<b>36</b>
6.1. Conceito de Brönsted-Lowry	36
6.1.1. Reações entre dois Ácidos	38
6.2. Conceito de Lewis	38
<b>7. LISTA DE QUESTÕES PROPOSTAS</b>	<b>41</b>
7.1. Gabarito	51
<b>8. LISTA DE QUESTÕES COMENTADAS</b>	<b>52</b>

## Apresentação da Aula

A água é o solvente mais importante e mais utilizado tanto em sistemas vivos como em aplicações industriais. Nas soluções aquosas, um dos conceitos mais importantes é o de acidez e basicidade, expresso pela medida do pH da solução.

Em sistemas biológicos, a principal influência da acidez está na atividade de enzimas. Nos solos, os microorganismos que fixam o nitrogênio atmosférico têm sua atividade enzimática máxima em pH neutro. Com a acidez, essas enzimas desnaturam. Por outro lado, o estômago precisa de um pH muito ácido para realizar a digestão de alimentos.

Sendo assim, a acidez também é muito importante em processos industriais que necessitam de sistemas biológicos.

## Funções Inorgânicas na prova ITA

A parte de Funções Inorgânicas é muito comum nas questões do ITA. É um assunto que vemos praticamente todos os anos. Portanto, você precisa ficar bem atento e resolver todas as questões desse material.

O ITA, particularmente, gosta de cobrar temas com profundidade do ponto de vista teórico e também as regras de força de ácidos e bases.

### 1. Ácidos de Arrhenius

Os ácidos de Arrhenius liberam íons  $H^+$  quando dissolvidos em meio aquoso. Sendo assim, eles apresentam pelo menos um átomo de **hidrogênio ionizável** na sua composição. O hidrogênio ionizável é aquele que está ligado a um elemento bastante eletronegativo, como um halogênio ou oxigênio.

Vejamos como exemplo a molécula de ácido acético ( $C_2H_4O_2$ ), representada normalmente por  $CH_3COOH$ , que é um dos principais componentes do vinagre. Essa molécula apresenta quatro hidrogênios, porém, apenas um deles é ionizável.

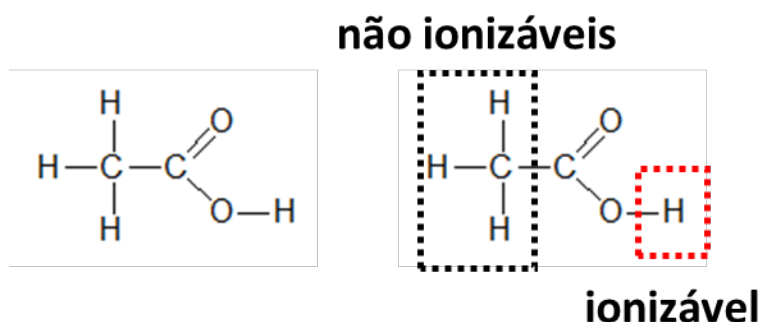
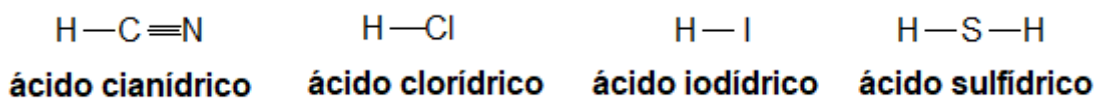


Figura 1: Molécula de Ácido Acético ( $CH_3COOH$ ) e seus Hidrogênios Ionizáveis

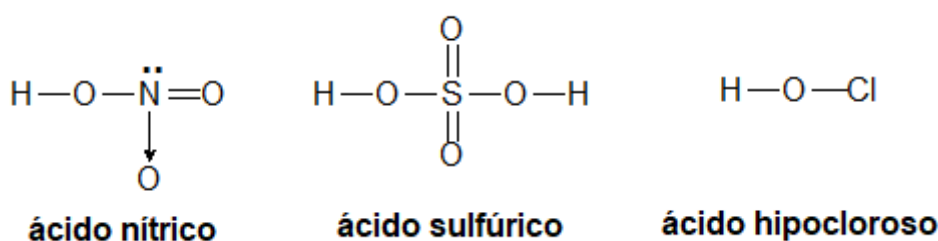
## 1.1. Classificações

Os ácidos de Arrhenius se classificam em dois tipos dependendo de sua estrutura:

- **Hidrácidos:** não possuem o grupo hidroxila  $-OH$  em sua estrutura. Exemplos:  $HCN$ ,  $H_2S$ ,  $HCl$ ,  $HI$ .



- **Oxiácidos:** possuem o grupo hidroxila  $-OH$  em sua estrutura. Exemplos:  $HClO$ ,  $H_2SO_4$ ,  $HNO_3$



Em relação ao número de hidrogênios ionizáveis, eles se classificam em:

- **Monoácidos:** apresentam apenas um hidrogênio ionizável. Exemplos:  $HNO_3$ ,  $HCl$ ,  $CH_3COOH$ ,  $H_3PO_2$

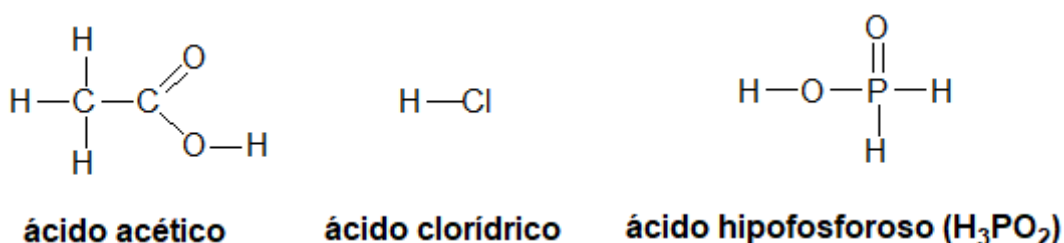


Figura 2: Exemplos de Monoácidos

- **Diácidos:** apresentam dois hidrogênios ionizáveis. Exemplos:  $H_2SO_4$ ,  $H_2S$ ,  $H_3PO_3$

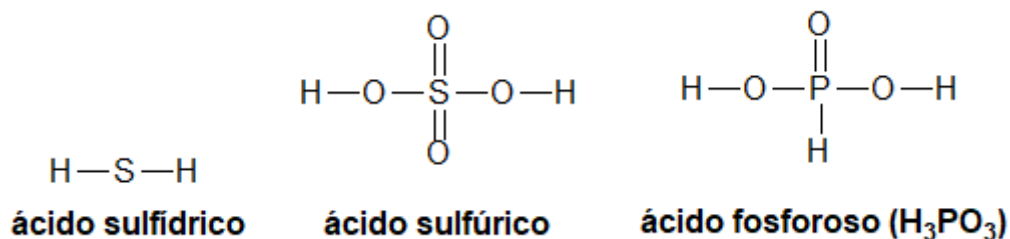


Figura 3: Exemplos de Diácidos

- **Triácidos:** apresentam três hidrogênios ionizáveis. Exemplos:  $H_3PO_4$

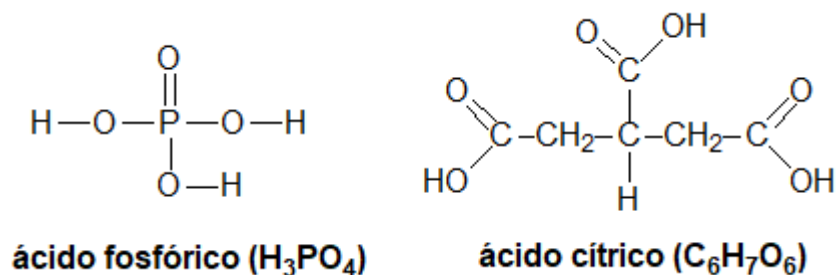


Figura 4: Exemplos de Triácidos

## 1.2. Nomenclatura

Eu acredito que é bem mais fácil você ir aprendendo aos poucos à medida que você toma mais contato com a Química. Portanto, você não precisa se apressar para aprender tudo de uma vez.

### 1.2.1. Nomenclatura de Hidrácidos

Basta adicionar o sufixo **–ídrico** ao nome do elemento que compõe o ácido. O nome do seu ânion correspondente é obtido trocando-se **–ídrico** por **–eto**. Vejamos exemplos:

Tabela 1: Nomenclatura de Hidrácidos

	Ácido	Ânion Correspondente	
<b>HF</b>	Ácido fluorídrico	$F^-$	Fluoreto
<b>HCl</b>	Ácido clorídrico	$Cl^-$	Cloreto
<b>HBr</b>	ácido bromídrico	$Br^-$	Brometo
<b>H<sub>2</sub>S</b>	ácido sulfídrico	$S^{2-}$	Sulfeto
<b>HCN</b>	ácido cianídrico	$CN^-$	Cianeto

### 1.2.2. Nomenclatura de Oxiácidos

Para nomear os ácidos de determinado elemento, devemos conhecer todos os oxiácidos que esse elemento forma e organizá-los da seguinte forma:

Se o elemento forma apenas um oxiácido possível, acrescentar ao nome do elemento central o sufixo **–ico**;

Esse é o caso do boro (família III-A), que só forma o ácido bórico, e do carbono (família IV-A), que só forma o ácido carbônico.



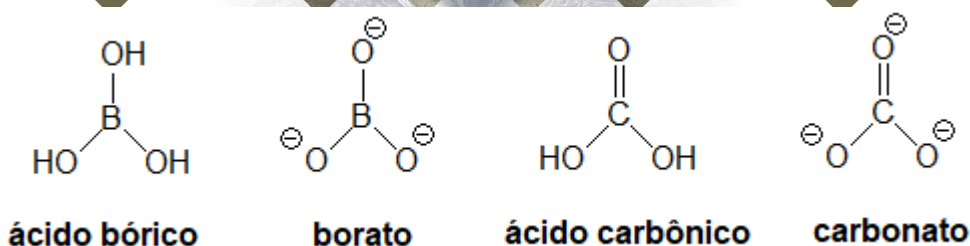


Figura 5: Ácidos Bórico e Carbônico e seus respectivos ânions correspondentes

Se o elemento forma apenas dois oxiácidos, acrescentar o sufixo **–oso** ao menos oxigenado e **–ico** ao mais oxigenado.

Esse é o caso do nitrogênio e do enxofre. Por isso, tem-se os ácidos nitroso, nítrico, sulfuroso e sulfúrico.

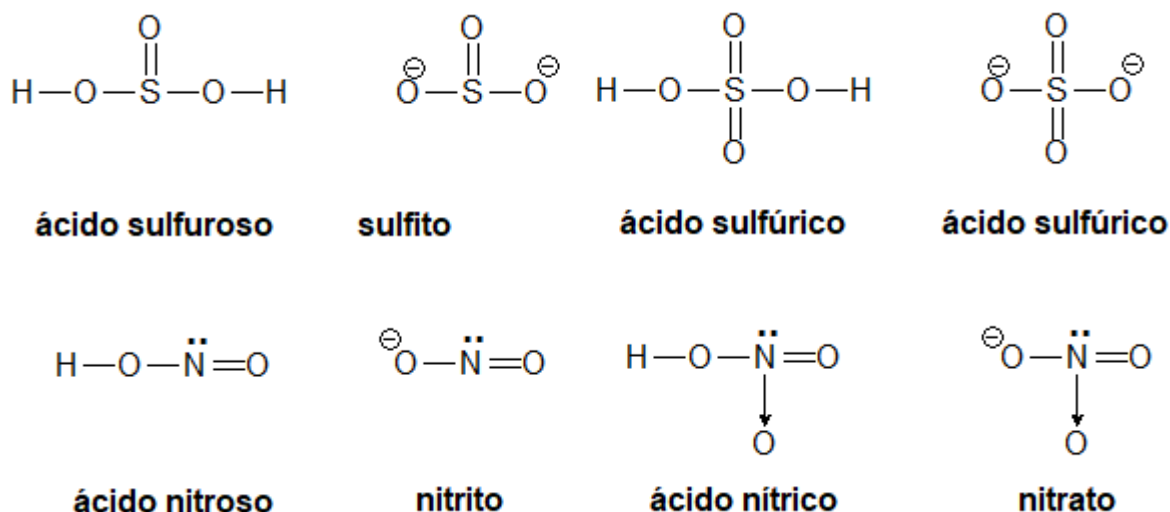


Figura 6: Ácidos de Nitrogênio e Enxofre e seus respectivos ânions correspondentes

Se o elemento forma três oxiácidos, acrescentar ao menos oxigenado o prefixo **hipo–**

Esse é o caso do fósforo.

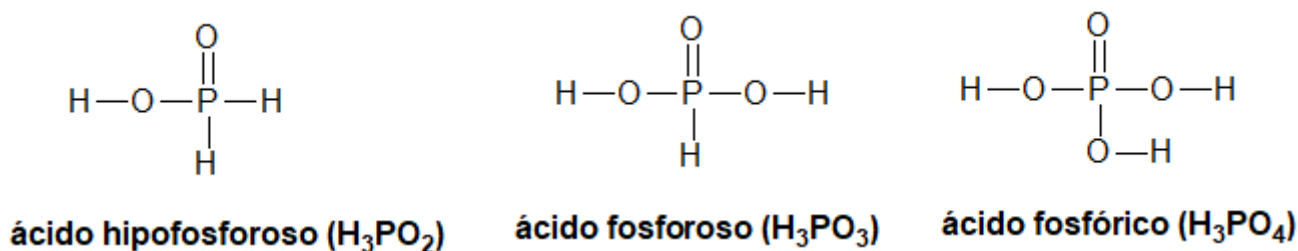


Figura 7: Ácidos do Fósforo

Outro fato importante sobre os ácidos do fósforo é que os seus ânions possuem hidrogênios, já que nem todos os seus hidrogênios são ionizáveis.

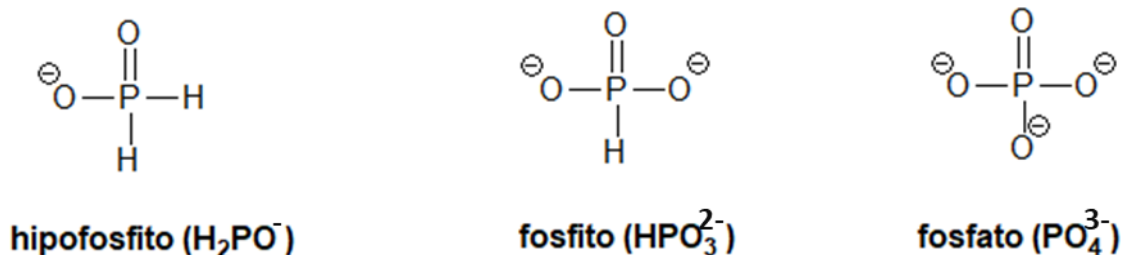


Figura 8: Ânions correspondentes aos Ácidos de Fósforo

Se o elemento forma quatro oxiácidos, acrescentar ao mais oxigenado o prefixo **per-**

Esse é o caso dos halogênios, exceto o flúor. É importante ressaltar que o flúor não forma ácidos oxigenados, porque é mais eletronegativo que o oxigênio. Seu único ácido é o fluorídrico (HF).

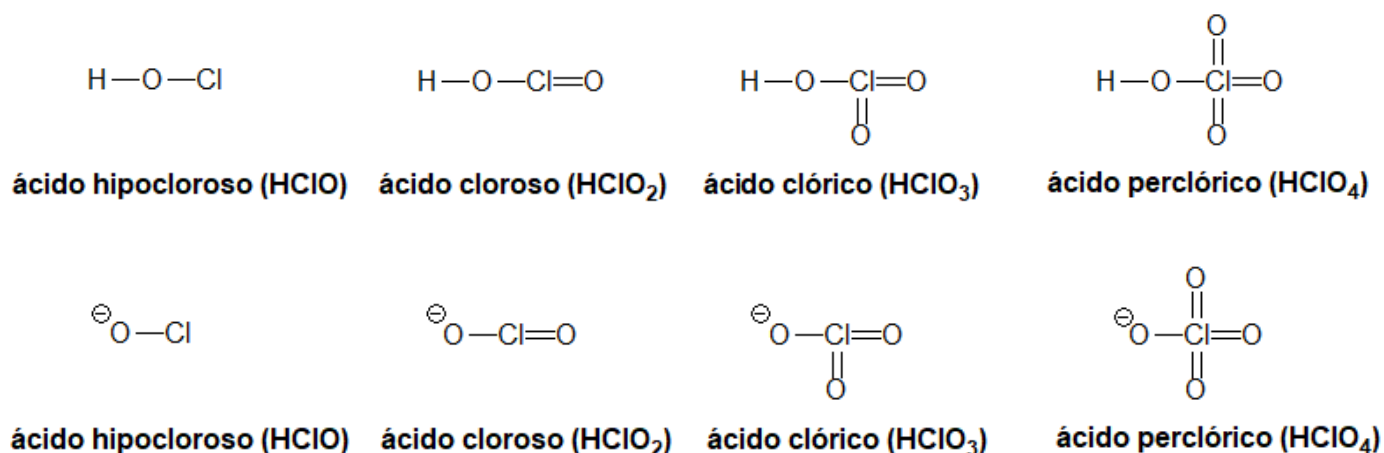


Figura 9: Ácidos do Cloro

Vamos agora fazer um quadro com as nomenclaturas de vários ácidos para que te ajude a memorizar.

Tabela 2: Nomenclatura de Oxiácidos

Ácido		Base Conjugada	
<b><math>\text{HClO}</math></b>	ácido <b>hipo</b> clor <b>oso</b>	$\text{ClO}^-$	Hipoclor <b>ito</b>
<b><math>\text{HClO}_2</math></b>	ácido clor <b>oso</b>	$\text{ClO}_2^-$	Clor <b>ito</b>
<b><math>\text{HClO}_3</math></b>	ácido clór <b>ico</b>	$\text{ClO}_3^-$	Clor <b>ato</b>
<b><math>\text{HClO}_4</math></b>	ácido <b>per</b> clór <b>ico</b>	$\text{ClO}_4^-$	Perclor <b>ato</b>
<b><math>\text{HBrO}</math></b>	ácido <b>hipo</b> brom <b>oso</b>	$\text{BrO}^-$	Hipobrom <b>ito</b>
<b><math>\text{HBrO}_2</math></b>	ácido brom <b>oso</b>	$\text{BrO}_2^-$	Brom <b>ito</b>
<b><math>\text{HBrO}_3</math></b>	ácido brôm <b>ico</b>	$\text{BrO}_3^-$	Brom <b>ato</b>



$HBrO_4$	ácido <b>perbrômico</b>	$BrO_4^-$	Perbrom <b>ato</b>
$H_2SO_3$	ácido sulfuro <b>so</b>	$SO_3^{2-}$	Sulf <b>ito</b>
$H_2SO_4$	ácido sulfú <b>rico</b>	$SO_4^{2-}$	Sulf <b>ato</b>
$H_3PO_2$	ácido <b>hipo</b> fosfor <b>so</b>	$H_2PO_2^-$	Hipofosf <b>ito</b>
$H_3PO_3$	ácido fosfor <b>so</b>	$HPO_3^{2-}$	Fosf <b>ito</b>
$H_3PO_4$	ácido fosfó <b>rico</b>	$PO_4^{3-}$	Fosf <b>ato</b>
$HNO_2$	ácido nitr <b>oso</b>	$NO_2^-$	Nitr <b>ito</b>
$HNO_3$	ácido nítr <b>ico</b>	$NO_3^-$	Nitr <b>ato</b>

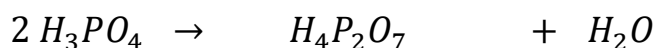
Os ácidos de fósforo ainda apresentam uma particularidade, porque eles podem se apresentar na forma normal e na forma desidratada. A desidratação do ácido fosfórico pode acontecer de duas formas.

- Perda de uma molécula de água por uma única molécula de ácido fosfórico (mais intensa):



**Ácido metafosfórico**

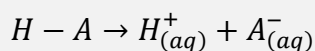
- Perda de uma molécula de água por duas moléculas de ácido fosfórico (mais branda):



**Ácido metafosfórico**

## 1.3. Força Ácida

Quando dissolvidos em água, os ácidos sofrem o fenômeno da ionização, que pode ser descrito pela equação:



É importante diferenciar a ionização da dissociação iônica. A ionização consiste em uma substância molecular que, quando se dissolve, produz íons. Nesse caso, os íons não existem originalmente na molécula original.

Tabela 3: Diferenças entre Ionização e Dissociação Iônica

Ionização	Dissociação Iônica
Acontece com substâncias moleculares	Acontece com substâncias iônicas

Ácidos e amônia (NH <sub>3</sub> )	Hidróxidos de metais e sais
Os íons não existem na substância original.	Os íons já existem na substância original.
Os íons são gerados quando a substância se dissolve.	Os íons apenas se separam quando a substância se dissolve.

### 1.3.1. Constante de Acidez

O pKa é uma interessante medida da força ácida. Quanto menor e mais negativo for o pKa, mais forte é o ácido em estudo.

Tabela 4: Comprimentos e Energia de Ligação entre dois átomos de Carbono

	Fórmula Molecular	Nome do Ácido	pK <sub>a</sub>
Fortes	Ácido Iodídrico	HI	-9,3
	Ácido Perclórico	HClO <sub>4</sub>	-8
	Ácido Sulfúrico	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	pK <sub>a1</sub> = -3
	Ácido Nítrico	HNO <sub>3</sub>	-1,4
Fracos	Bissulfato	HSO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	pK <sub>a2</sub> = 1,9
	Ácido Láctico	C <sub>3</sub> H <sub>6</sub> O <sub>3</sub>	3,85
	Ácido Acético	CH <sub>3</sub> COOH	4,75
	Metanol	CH <sub>3</sub> OH	15,5

### 1.3.2. Regras Básicas da Força Ácida

Vamos ver agora duas regras para saber se um ácido é forte ou fraco:

- **Hidrácidos:** os principais hidrácidos fortes que precisamos saber são os de halogênios, exceto o flúor. Ou seja, HBr, HCl e HI são hidrácidos fortes. Os demais são fracos;
- **Oxiácidos:** um oxiácido é forte quando a diferença entre o número de oxigênios e o número de hidrogênios é igual ou maior a 2.

Vejamos alguns exemplos.

Tabela 5: Força de Oxiácidos

Ácido	Fórmula	Diferença	pKa	Classificação
Ácido Nitroso	HNO <sub>2</sub>	3 - 2 = 1	3,4	Fraco
Ácido Nítrico	HNO <sub>3</sub>	3 - 1 = 2	-1,4	Forte
Ácido hipocloroso	HClO	1 - 1 = 0	7,5	Fraco
Ácido cloroso	HClO <sub>2</sub>	2 - 1 = 1	2,0	Fraco

Ácido clórico	$\text{HClO}_3$	$3 - 1 = 2$	-2,7	Forte
Ácido perclórico	$\text{HClO}_4$	$4 - 1 = 3$	-8	Forte

Vamos ver agora duas regras para saber se um ácido é forte ou fraco:

- **Hidrácidos:** os principais hidrácidos fortes que precisamos saber são os de halogênios, exceto o flúor. Ou seja,  $\text{HBr}$ ,  $\text{HCl}$  e  $\text{HI}$  são hidrácidos fortes. Os demais são fracos;
- **Oxiácidos:** um oxiácido é forte quando a diferença entre o número de oxigênios e o número de hidrogênios é igual ou maior a 2.

Vejamos alguns exemplos.

Ácido	Fórmula	Diferença	pKa
Ácido Nitroso	$\text{HNO}_2$	$3 - 2 = 1$	3,4
Ácido Nítrico	$\text{HNO}_3$	$3 - 1 = 2$	-1,4
Ácido hipocloroso	$\text{HClO}$	$1 - 1 = 0$	7,5
Ácido cloroso	$\text{HClO}_2$	$2 - 1 = 1$	2,0
Ácido clórico	$\text{HClO}_3$	$3 - 1 = 2$	-2,7
Ácido perclórico	$\text{HClO}_4$	$4 - 1 = 3$	

### 1.3.2. Efeito do Solvente

É interessante observar que a ionização é uma propriedade da substância, e não somente da sua relação com a água. O ácido acético também se dissocia no estado gasoso.

Porém, nessa situação, tem-se que  $pK_a = 130$ . Já em água, o ácido apresenta uma ionização mais intensa ( $pK_a = 4,75$ ). Com isso, supondo uma concentração de 1 mol/L do ácido, teríamos a seguinte concentração de íons  $\text{H}^+$ .

- Concentração de íons  $\text{H}^+$  em ácido acético gasoso:  $10^{-65} \text{ mol/L}$ ;
- Concentração de íons  $\text{H}^+$  em ácido acético aquoso:  $4 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$ .

### 1.3.3. Efeito da Estrutura Molecular

É importante nos lembrarmos do fato que a **eletronegatividade é uma grandeza relativa**. Ou seja, ela depende bastante da situação em que o átomo está em um determinado composto.

Devem ser considerados dois efeitos importantes, sintetizados em duas regras de força ácida.

**Regra no. 1:** Quanto maior a eletronegatividade do átomo diretamente ligado ao hidrogênio, mais forte é a ligação entre eles. Uma ligação mais forte é difícil de ser quebrada, portanto, a ionização se torna mais difícil, logo, o ácido será mais fraco.

Como exemplo, podemos citar os hidrácidos dos halogênios, que formam a série: ácido fluorídrico (HF), ácido clorídrico (HCl), ácido bromídrico (HBr) e ácido iodídrico (HI).

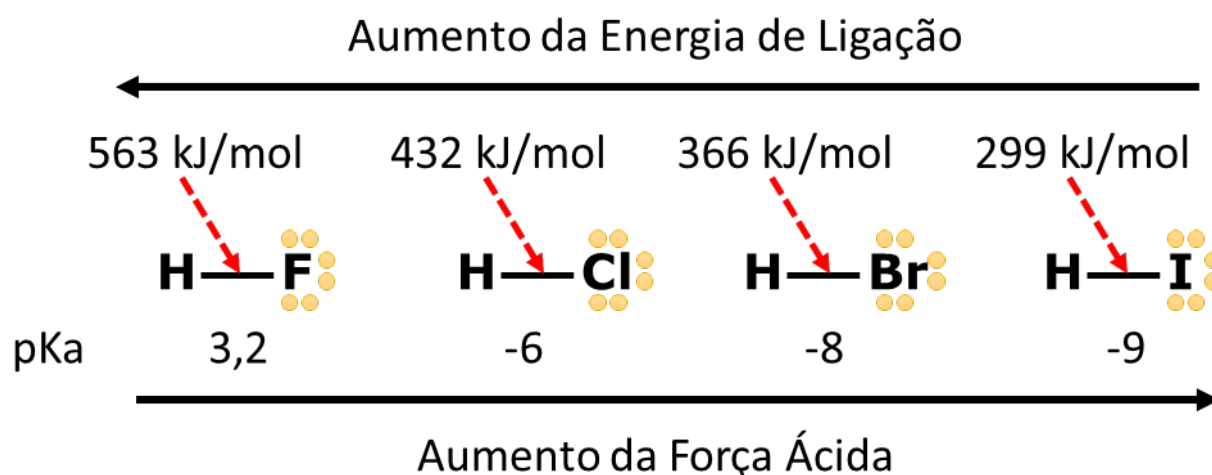


Figura 10: Efeito da Energia de Ligação sobre o Caráter Ácido dos Haletos de Hidrogênio

**Regra no. 2:** No caso de oxiácidos, quanto mais eletronegativo for o elemento **central**, mais intensamente ele retira os elétrons do grupo –OH. Com isso, ele retira os elétrons do hidrogênio, portanto, facilita a ionização, logo, o ácido será mais forte.

Como exemplo, podemos estudar a sequência dos oxiácidos do cloro. Podemos perceber que o aumento na quantidade de átomos de oxigênio provoca um aumento no número de oxidação do cloro.

Não somente o número de oxidação aumenta, mas também a eletronegatividade do cloro. Vejamos. O cloro já é o quarto elemento mais eletronegativo da Tabela Periódica. Porém, no caso do  $\text{HClO}_4$ , tem quatro átomos de oxigênio à sua volta retirando-lhe os elétrons.

O fato de adquirir frações de carga positiva faz o cloro se tornar **mais eletronegativo que o normal**. Esse é o denominado Efeito Indutivo (-I). E, por isso, ele é capaz de **puxar os elétrons do grupo – OH com mais intensidade que o normal**. Diz-se que o Efeito Indutivo **se propaga**.

## Aumento da Eletronegatividade do Átomo Central

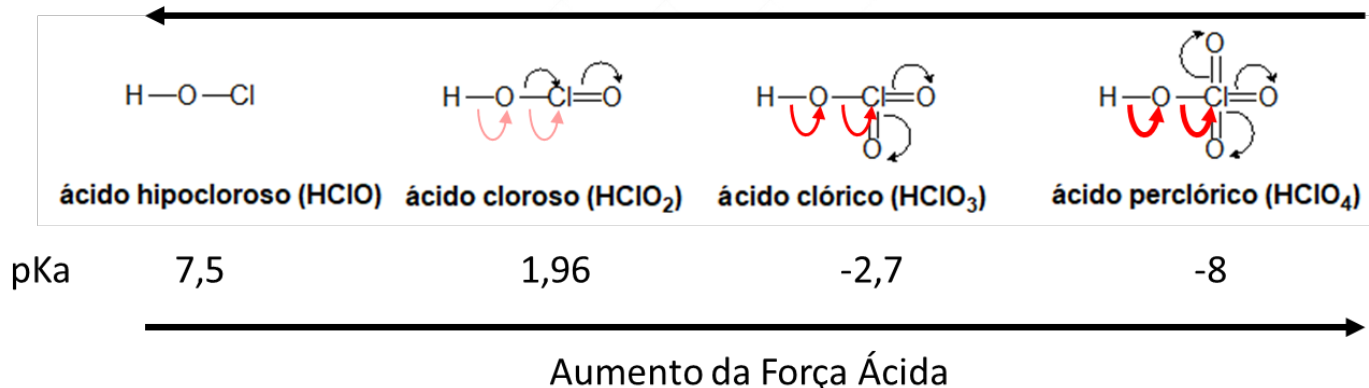
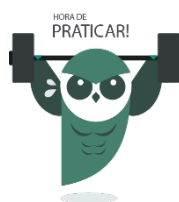


Figura 11: Propagação dos Efeitos Indutivos nos Oxiácidos do Cloro



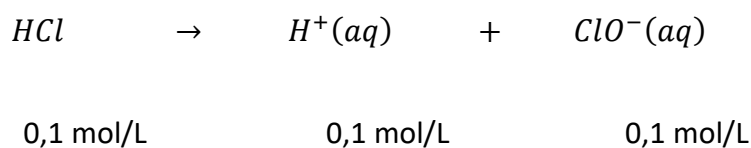
## 1. (TFC – Inédita)

Soluções 0,1 mol/L de alguns ácidos foram preparadas. Assinale a opção que apresenta a maior condutividade elétrica.

- a) CH<sub>3</sub>COOH
- b) HCl
- c) HClO
- d) H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>
- e) H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>

## Comentários

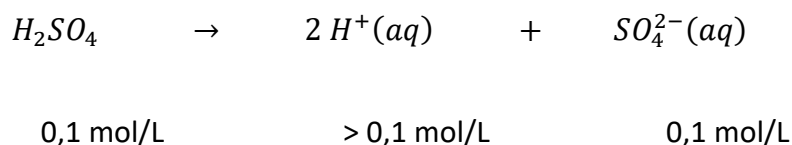
- a) O ácido acético é um ácido fraco, portanto, a condutividade elétrica é baixa.
- b) O HCl é um ácido forte, portanto, ele se dissocia completamente.



Portanto, uma solução 0,1 mol/L de HCl produziria uma solução 0,2 mol/L de íons.

- c) O HClO é um ácido fraco, portanto, a condutividade elétrica é baixa.

d) assim como o  $\text{HClO}$ , o ácido sulfúrico é um ácido forte. Porém, nesse caso, ele é um diácido. Portanto, liberaria uma quantidade maior de íons.



A segunda ionização do ácido sulfúrico não é completa. Por isso, indicamos apenas que a concentração de íons  $\text{H}^+$  é maior que 0,1 mol/L e não que é 0,2 mol/L. De qualquer forma, a concentração total de íons nessa solução é maior que a do  $\text{HCl}$ .

e) O  $\text{H}_3\text{PO}_4$ , embora seja um triácido, é fraco, portanto, a condutividade elétrica da solução será baixa.

Diante do exposto, a solução de ácido sulfúrico apresenta a maior condutividade elétrica.

### Gabarito: D

## 2. (TFC – Inédita)

São exemplos de ácidos fracos:

a)  $\text{HCl}$ ,  $\text{CH}_3\text{COOH}$  e  $\text{HNO}_3$

b)  $\text{HF}$ ,  $\text{HBr}$  e  $\text{HI}$

c)  $\text{CH}_3\text{COOH}$ ,  $\text{HCN}$  e  $\text{HF}$

d)  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$  e  $\text{HCN}$

e)  $\text{CH}_3\text{COOH}$ ,  $\text{HF}$  e  $\text{HBr}$ .

### Comentários

Essa questão o aluno realmente precisa decorar.

- Os hidrácidos dos halogênios são fortes, exceto o  $\text{HF}$ . Observe, portanto, que  $\text{HBr}$ ,  $\text{HCl}$  e  $\text{HI}$  são fortes, o que já elimina várias alternativas.
- Os demais hidrácidos são todos ácidos fracos, como o  $\text{HCN}$ ;
- Os ácidos orgânicos são fracos – é o caso do ácido acético ( $\text{CH}_3\text{COOH}$ );

Outra regra importante que convém saber é:

- Os oxiácidos em que a diferença entre o número de átomos de oxigênio e de hidrogênio é maior é igual a 0 ou 1 são fracos. Não temos exemplos nessa lista. Porém, em  $\text{HNO}_3$  e  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , a diferença citada é igual a 2, portanto, são ácidos fortes.



Da lista, são ácidos fracos:  $\text{CH}_3\text{COOH}$  (ácido acético),  $\text{HF}$  (ácido fluorídrico) e  $\text{HCN}$  (ácido cianídrico). Logo, o gabarito é letra C.

Vejamos as demais.

- a)  $\text{HCl}$  e  $\text{HNO}_3$  são ácidos fortes. Afirmação errada.
- b)  $\text{HBr}$  e  $\text{HI}$  são ácidos fortes. Afirmação errada.
- d)  $\text{HNO}_3$  e  $\text{H}_2\text{SO}_4$  são ácidos fortes. Afirmação errada.
- e)  $\text{HBr}$  é um ácido forte. Afirmação errada.

**Gabarito: C**

## 2. Bases de Arrhenius

Pelo Conceito de Arrhenius, as bases são substâncias químicas que, uma vez dissolvidas em água, ionizam-se ou dissociam-se, liberando como único ânion  $\text{OH}^-$ . É importante destacar que existem duas categorias importantes de bases:

- **Hidróxidos de Metais:** são compostos iônicos, formado por um metal e pelo íon hidróxido ( $\text{OH}^-$ ). São exemplos:  $\text{NaOH}$ ,  $\text{KOH}$ ,  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Mg}(\text{OH})_2$ . Os hidróxidos de metais sofrem **dissociação iônica**.
- **Derivadas da Amônia:** são compostos covalentes, normalmente caracterizados pela presença de um nitrogênio com par de elétrons ( $\ddot{\text{N}}$ ). O exemplo mais importante é a amônia ( $\text{NH}_3$ ).

Em água, a amônia sofre **ionização** da seguinte maneira:



### 2.1. Nomenclatura dos Hidróxidos de Metais

Os hidróxidos de metal apresentam a fórmula geral  $\text{M}(\text{OH})_n$ . A nomenclatura desses hidróxidos é feita da seguinte maneira:

Hidróxido de [nome do cátion]

O nome do cátion segue algumas regras:

- Quando o metal apresenta um único número de oxidação possível (como os metais alcalino e alcalino-terrosos), o nome do cátion é simplesmente o nome do elemento;

Tabela 6: Nomenclatura de Hidróxidos (Parte I)

Metal	Cátion	Nome do Cátion	Hidróxido	Nome do Hidróxido
<b>Na</b>	$Na^+$	Íon sódio	$NaOH$	Hidróxido de sódio
<b>K</b>	$K^+$	Íon potássio	$KOH$	Hidróxido de potássio
<b>Ca</b>	$Ca^{2+}$	Íon cálcio	$Ca(OH)_2$	Hidróxido de cálcio
<b>Al</b>	$Al^{3+}$	Íon alumínio	$Al(OH)_3$	Hidróxido de alumínio
<b>Zn</b>	$Zn^{2+}$	Íon zinco	$Zn(OH)_2$	Hidróxido de zinco
<b>Ag</b>	$Ag^+$	Íon prata	$AgOH$	Hidróxido de prata
<b>NH<sub>3</sub></b>	$NH_4^+$	Íon amônio	$NH_4OH$	Hidróxido de amônio

- Quando o metal apresenta mais de um estado de oxidação comum, deve-se indicar esse estado entre parênteses em seguida do nome do elemento.
- No caso de o elemento possuir apenas dois números de oxidação possíveis, pode-se utilizar o sufixo *-oso* para o estado menos oxidado e o sufixo *-ico* para o estado mais oxidado.

Lembrando que, quando um estado de oxidação for muito mais comum que os outros, pode-se dispensar a indicação.

Tabela 7: Nomenclatura de Hidróxidos (Parte II)

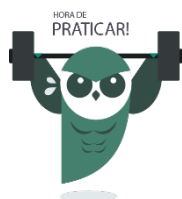
Metal	Cátion	Nome do Cátion	Hidróxido	Nome do Hidróxido
<b>Fe</b>	$Fe^{2+}$	Íon ferro(II) ou ferroso	$Fe(OH)_2$	Hidróxido de ferro(II) ou hidróxido ferroso
	$Fe^{3+}$	Íon ferro(III) ou férrico	$Fe(OH)_3$	Hidróxido de ferro(III) ou hidróxido férrico
<b>Cu</b>	$Cu^+$	Íon cobre(I) ou cuproso	$Cu(OH)$	Hidróxido de cobre(I) ou hidróxido cuproso
	$Cu^{2+}$	Íon cobre(II) ou cúprico	$Cu(OH)_2$	Hidróxido de cobre(II) ou hidróxido cúprico
<b>Hg</b>	$Hg_2^{2+}$	Íon mercúrio(I) ou mercuroso	$Hg_2(OH)_2$	Hidróxido de mercúrio(I) ou hidróxido mercuroso
	$Hg^{2+}$	Íon mercúrio(II) ou mercúrico	$Hg(OH)_2$	Hidróxido de mercúrio(II) ou hidróxido mercúrico
<b>Pb</b>	$Pb^{2+}$	Íon chumbo(II) ou plumboso	$Pb(OH)_2$	Hidróxido de chumbo(II) ou hidróxido plumboso
	$Pb^{4+}$	Íon chumbo(IV) ou plúmbico	$Pb(OH)_4$	Hidróxido de chumbo(IV) ou hidróxido plúmbico

## 2.2. Força e Solubilidade dos Hidróxidos de Metais

Uma das regras mais conhecidas de solubilidade dos hidróxidos de metais é:

São solúveis somente os hidróxidos de metais alcalinos e alcalino terrosos, exceto o de magnésio.

É importante diferenciar o que acontece na amônia com os hidróxidos de metais. Embora a amônia seja infinitamente solúvel em água, ela é uma base fraca.



### 3. (TFC – Inédita)

Dê o nome das seguintes bases.

- a)  $\text{Sr}(\text{OH})_2$
- b)  $\text{Sn}(\text{OH})_2$
- c)  $\text{Fe}(\text{OH})_3$
- d)  $\text{Zn}(\text{OH})_2$
- e)  $\text{Cu}(\text{OH})$

#### Comentários

- a) Hidróxido de estrôncio.
- b) Hidróxido de estanho (II) ou hidróxido estanhoso.
- c) Hidróxido de ferro (III) ou hidróxido férrico
- d) Hidróxido de zinco.
- e) Hidróxido de cobre (I) ou hidróxido cuproso.

#### Gabarito: discursiva

### 3. Sais

A Teoria de Arrhenius também engloba a função inorgânica dos sais.

**Definição:** Os sais são compostos iônicos que, em solvente polar, se dissociam, liberando algum cátion diferente de  $H^+$  ou algum ânion diferente de  $OH^-$ .

Nesse capítulo, estudaremos algumas propriedades químicas dessa importante função inorgânica.

Os sais solúveis, de maneira geral, são bastante higroscópicos. Ou seja, eles absorvem a água presente no ar com facilidade. Podemos notar isso facilmente quando esquecemos um pote de sal de cozinha ( $NaCl$ ).

Quanto à presença de água ou de seus íons ( $H^+$ ,  $OH^-$ ) em sua estrutura cristalina, os sais se classificam em três tipos:

- **Neutros (ou normais):** não apresentam nem moléculas de água nem seus íons em sua estrutura. A maioria dos sais conhecidos é desse tipo. Ex.:  $NaCl$ ,  $Na_2SO_4$ ,  $CaCO_3$ ;
  - Entre os sais neutros, ainda existe a classificação de sal misto, que é formado por dois cátions ou dois ânions diferentes. Ex.:  $NaKSO_4$
  - Podem ser chamados de sais anidros (sem água), quando comparados a um sal de mesmo cátion e mesmo ânion, porém, hidratado.
- **Hidratados:** apresentam moléculas de água em sua estrutura cristalina. Ex.:  $CoCl_2 \cdot 6H_2O$
- **Ácidos:** apresentam cátions  $H^+$  em sua estrutura cristalina. Ex.:  $NaHCO_3$
- **Básicos:** apresentam cátions  $OH^-$  em sua estrutura cristalina. Ex.:  $Ca_5(OH)(PO_4)_3$ .

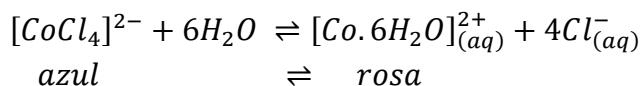
CURIOSIDADE



## Galinho do Tempo

O galinho do tempo é um bibelô utilizado no interior para prever se o dia será chuvoso ou não. Quando ele está azul, é indício de que o tempo será sem chuvas. Quando ele está rosa, é indício de tempo chuvoso.

Esse bibelô apresenta uma solução aquosa de cloreto de cobalto II em sua superfície. Esse sal frequentemente se encontra na forma complexada  $[CoCl_4]^{2-}$ . Em água, o sal estabelece o seguinte equilíbrio:



Portanto, com o aumento da umidade do ar, o equilíbrio se desloca formando maior concentração da forma hidratada, que é rosa. Com a diminuição da umidade do ar, o equilíbrio se desloca formando maior concentração da forma anidra, que é azul.



**Obs.:** Quando falamos que o equilíbrio se desloca, estamos nos referindo ao Princípio de Le Chatelier que será estudado com detalhes no Capítulo sobre Equilíbrio Iônico.

### 3.1. Nomenclatura de Sais

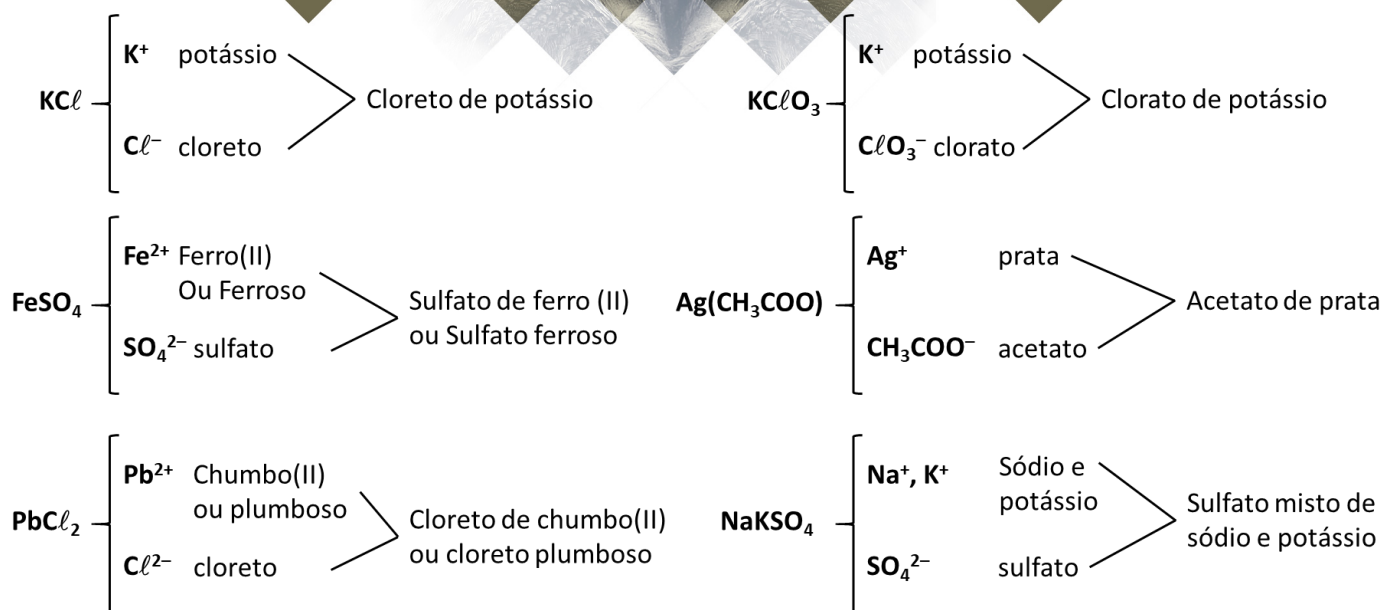
Vamos estudar a nomenclatura dos sais de acordo com os quatro tipos de sais que já vimos.

#### 3.1.1. Nomenclatura de Sais Normais

Nesse caso, a nomenclatura é bem simples, bastando recordar-se dos nomes do ânion e do cátion que foram tratados nas seções anteriores sobre Ácidos e Bases de Arrhenius. A nomenclatura fica assim:

[nome do ânion] de [nome do cátion]

Vejamos alguns exemplos a seguir.



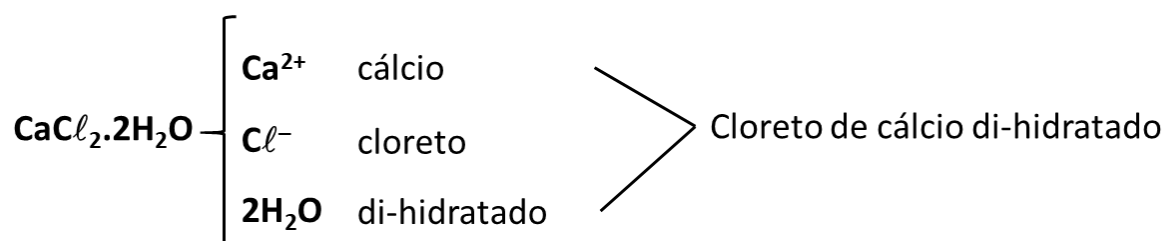
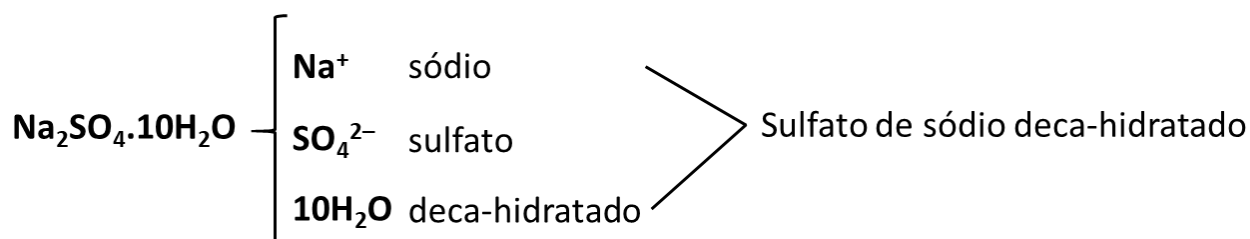
### 3.1.2. Nomenclatura de Sais Hidratados

Procede-se da mesma forma como na nomenclatura de sais normais. No fim do nome, acrescenta-se a informação referente ao número de moléculas de água na estrutura cristalina, utilizando os prefixos gregos. A propósito, segue uma pequena lista de prefixos gregos para te ajudar com a nomenclatura de sais hidratados.

Tabela 8: Prefixos Gregos

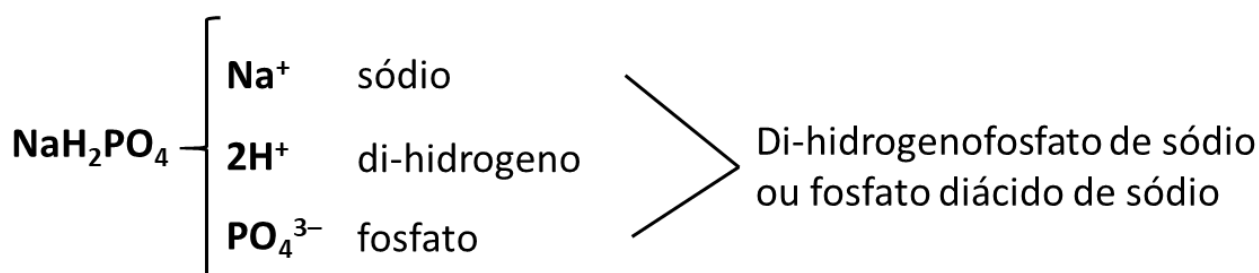
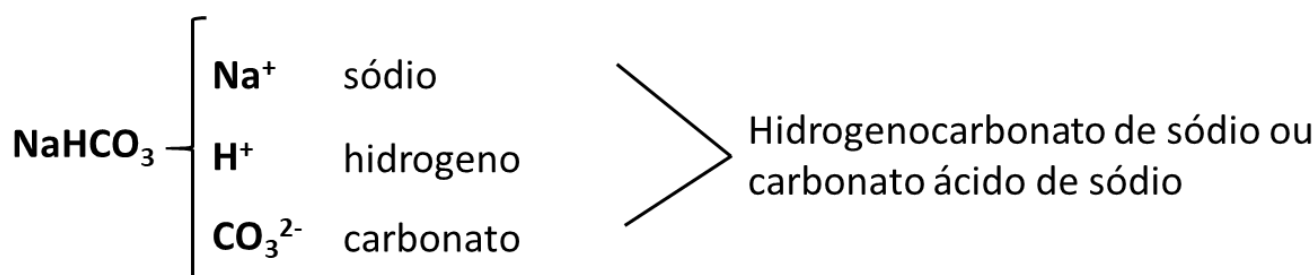
Número	Prefixo	Número	Prefixo
1	Mono	6	Hexa
2	Di	7	Hepta
3	Tri	8	Octa
4	Tetra	9	Nona
5	Penta	10	Deca





### 3.1.3. Nomenclatura de Sais Ácidos

Nesse caso, o nome do ânion se modifica de acordo com o número de cátions hidrônio presentes na estrutura. Pode-se utilizar o prefixo **hidrogeno-** ou adicionar a palavra **ácido** em seguida ao nome do ânion. Se houver mais de um  $\text{H}^+$  na estrutura cristalina, devem ser utilizados os prefixos gregos vistos na Tabela 9.

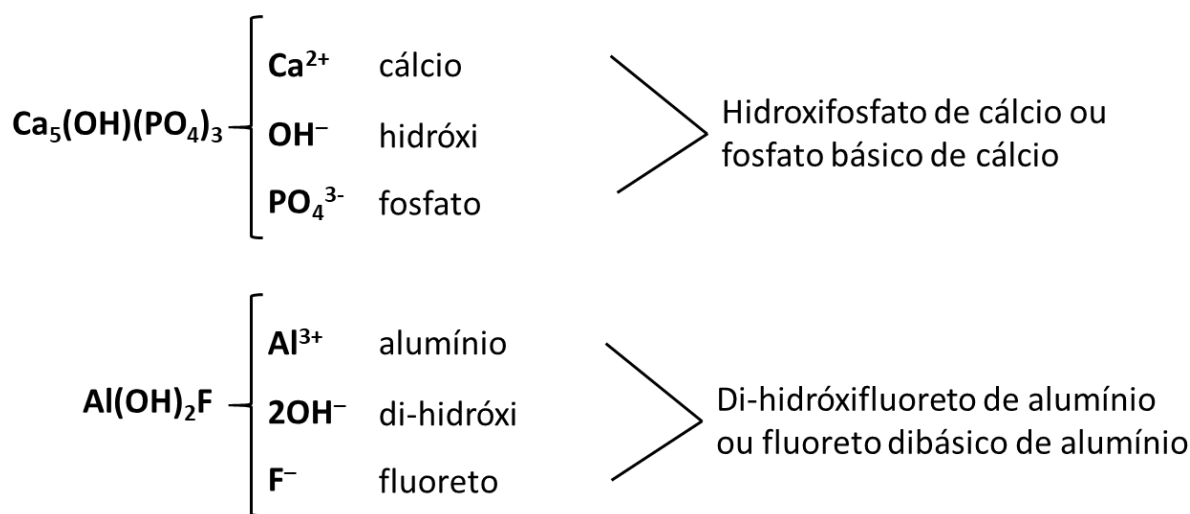




### 3.1.4. Nomenclatura de Sais Básicos

No caso de sais básicos, a nomenclatura é semelhante à dos sais ácidos, porém, trocando-se o hidrogeno– por **hidróxi–** ou a palavra ácido por **básico**.

Vale ressaltar que a nomenclatura recomendada pela IUPAC é a que utiliza o prefixo **hidróxi–**, portanto, é o que você deve marcar em questões de prova e escrever nas questões discursivas. Porém, caso a questão apresente a nomenclatura **básico**, não brigue com a prova, aceite a nomenclatura e resolva a questão normalmente.

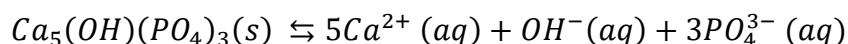


CURIOSIDADE



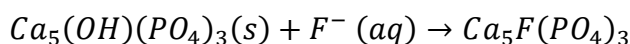
### Esmalte Dentário e Cárie

O esmalte dentário é composto, entre outras coisas, por hidróxi-apatita, cuja fórmula é  $\text{Ca}_5(\text{OH})(\text{PO}_4)_3$ . Esse composto é pouco solúvel – o que é excelente, tendo em vista que os nossos dentes precisam permanecer no estado sólido. O pouco que se dissolve se apresenta na forma de íons.



O grande problema da cárie bacteriana é que, por meio da fermentação láctica, as bactérias liberam o **ácido láctico** ( $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_3$ ). Como a hidróxi-apatita tem caráter básico, ela é consumida na reação com o ácido láctico.

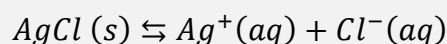
Os cremes dentais à base de flúor contém fluoreto de sódio ( $\text{NaF}$ ), o qual reage com a hidróxi-apatita formando a fluoroapatita, que não reage com o ácido láctico.



### 3.2.1. Efeito do Íon Comum

Tomemos como exemplo um sal pouco solúvel, como o cloreto de prata ( $\text{AgCl}$ ). Uma solução saturada desse sal contém sempre uma pequena quantidade de íons cloreto ( $\text{Cl}^-$ ) e íons prata ( $\text{Ag}^+$ ) dissolvidos em solução.

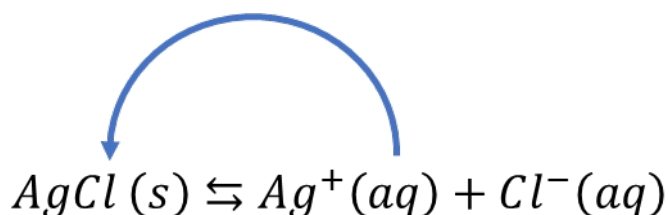
O que ocorre em qualquer solução saturada com corpo de fundo é um equilíbrio entre a fase dissolvida e a fase sólida.



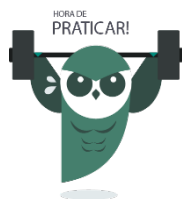
Dessa maneira, quando acrescentamos uma solução aquosa de nitrato de prata ( $\text{AgNO}_3$ ), estamos injetando mais íons prata ( $\text{Ag}^+$ ) na solução.

Esse fato perturba o equilíbrio. E um sistema em equilíbrio ele sempre reage, de modo a voltar ao equilíbrio. É o Princípio de Le Chatelier, como será estudado mais adiante no Capítulo sobre Equilíbrio Químico.

Dessa maneira, a adição de íons prata provocará o deslocamento do equilíbrio para a esquerda, provocando a formação de mais precipitado.



O mesmo acontecerá, caso seja adicionada uma solução aquosa de cloreto de sódio ( $\text{NaCl}$ ), que contém o íon cloreto.



#### 4. (TFC – Inédita)

Determine a fórmula estrutural dos sais a seguir e determine se eles são solúveis ou insolúveis em água.

- a) Cloreto de magnésio.
- b) Fosfato de potássio.
- c) Fosfato de cálcio.
- d) Carbonato de alumínio.



e) Nitrato de magnésio.

f) Silicato de prata.

g) Iodeto de prata.

h) Iodato de sódio.

### Comentários

a)  $\text{MgCl}_2$  é solúvel, pois a maioria dos cloretos é solúvel.

b)  $\text{K}_3\text{PO}_4$  é solúvel, pois todos os sais de metais alcalinos são solúveis.

c)  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$  é insolúvel, pois os fosfatos são insolúveis, exceto os de metais alcalinos e amônio.

d)  $\text{Al}_2(\text{CO}_3)_3$  é insolúvel, pois todos os carbonatos são insolúveis, exceto os de metais alcalinos e amônio.

e)  $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$  é solúvel, pois todos os nitratos são solúveis.

f)  $\text{Ag}_2\text{SiO}_3$  é insolúvel, pois todos os silicatos são insolúveis, exceto os de metais alcalinos e amônio.

g)  $\text{AgI}$  é insolúvel – é uma das exceções à regra de solubilidade dos iodetos.

h)  $\text{NaIO}_3$  é solúvel, pois todos os sais de metais alcalinos são solúveis.

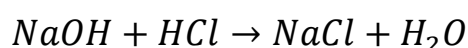
### Gabarito: discursiva

## 4. Reações Inorgânicas

Vamos apresentar as reações inorgânicas mais importantes nessa Seção.

### 4.1. Reações de Neutralização

As reações de neutralização são um tipo importante de reações ácido-base. Um ácido e uma base de Arrhenius reagem entre si formando um sal e liberando água. Por exemplo, considere a reação entre o ácido clorídrico e o hidróxido de sódio (base).



A neutralização completa sempre produz sais normais ou hidratados. Se a neutralização produzir um sal ácido ou básico, diz-se que ela foi parcial.

No caso de poliacidos ou polibases, a neutralização pode ser parcial, formando sais ácidos ou básicos, dependendo das concentrações envolvidas. Por exemplo, considere as neutralizações do ácido fosfórico (triácido) com hidróxido de sódio nas proporções 1:1, 1:2 e 1:3.

1:1	$\begin{array}{l} H_3PO_4 + NaOH \\ \rightarrow NaH_2PO_4 \\ + H_2O \end{array}$	Primeira Neutralização Parcial
1:2	$\begin{array}{l} H_3PO_4 + 2NaOH \\ \rightarrow Na_2HPO_4 \\ + 2H_2O \end{array}$	Segunda Neutralização Parcial
1:3	$\begin{array}{l} H_3PO_4 + 3NaOH \\ \rightarrow Na_3PO_4 \\ + 3H_2O \end{array}$	Neutralização Total

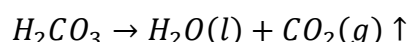
Como o hidróxido de sódio apresenta apenas uma hidroxila, são necessários 3 mols dessa base para neutralizar completamente 1 mol de ácido fosfórico.

Nesse caso, pode-se falar de duas neutralizações parciais, formando sais ácidos: o di-hidrogenofosfato de sódio ( $NaH_2PO_4$ ) e o hidrogenofosfato de sódio ( $Na_2HPO_4$ ).

## 4.2. Reações com Desprendimento de Gases

### 5.2.1. Carbonatos e Bicarbonatos

O ácido carbônico ( $H_2CO_3$ ) não pode ser isolado. Se, por acaso, ele for formado durante uma reação química, ele se decompõe em gás carbônico ( $CO_2$ ) e água ( $H_2O$ ) por meio da seguinte reação.



Como o  $CO_2$  é gasoso, costuma-se indicar a sua formação com uma seta para cima, evidenciando que o composto se desprende da solução e passa para o estado gasoso.

O caso mais típico dessa reação acontece quando se acidifica uma solução qualquer de um carbonato. O ácido carbônico é formado e se decompõe em gás carbônico e água.

Nesse caso, a reação é bastante visível, porque o gás carbônico é pouco solúvel em água, bastando pequenas concentrações de ácido para que ocorra o desprendimento desse gás a partir de uma solução de um carbonato ou bicarbonato. Vejamos alguns exemplos.



Temos dois detalhes interessantes para contar a respeito dessa reação.

- Embora o bicarbonato de sódio seja um sal ácido, ele é capaz de reagir com ácidos, formando um sal. É por isso que ele é utilizado como antiácido estomacal;

- A reação também acontece com carbonatos insolúveis.



Nesse caso, a adição de ácido clorídrico transformou um sal insolúvel do cálcio em um sal solúvel (o cloreto de cálcio). Por isso, é comum se dizer que os ácidos são capazes de dissolver o calcário – nome vulgar do carbonato de cálcio.

- Ácidos fracos também são capazes de dissolver o calcário, porém, essa reação é mais lenta.



Você pode fazer esse experimento em casa. Basta mergulhar um ovo em vinagre. O vinagre com o tempo vai dissolver lentamente a casca do ovo, que é formada por calcário.

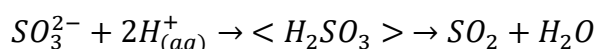
### 5.2.2. Sais de Amônio

Como vimos anteriormente, o hidróxido de amônio ( $\text{NH}_4\text{OH}$ ) somente existe em solução e não pode ser isolado. Quando esse composto é produzido em uma reação em meio aquoso, ele se decompõe em água e amônia, que é despreendida na forma de gás.

Essa reação é bastante visível quando se coloca um sal de amônio em meio alcalino. Nesse caso, observa-se a formação do hidróxido de amônio, que se decompõe em amônia e água. Vejamos alguns exemplos:



Outras decomposições importantes são as do ácido sulfuroso ( $\text{H}_2\text{SO}_3$ ) e do tiossulfúrico ( $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$ ). A exemplo do ácido carbônico, o ácido sulfuroso ( $\text{H}_2\text{SO}_3$ ) não pode ser isolado, somente existindo na forma dos seus sais (sulfitos). Quando uma solução aquosa de sulfito é acidificada, o ácido sulfuroso se forma instantaneamente na reação, mas rapidamente se decompõe.



O ácido sulfuroso, assim como o carbônico, não pode ser isolado. Já o ácido tiossulfúrico apresenta uma estrutura interessante: é semelhante ao ácido sulfúrico, porém com um dos oxigênios que formam a ligação coordenada substituído por um átomo de enxofre.

O ácido tiossulfúrico é muito difícil de se manter estável, porém, os tiossulfitos são estáveis, desde que mantidos em meio neutro ou alcalino. Caso sejam misturados com algum ácido, eles se decompõem liberando enxofre sólido (S) e dióxido de enxofre ( $\text{SO}_2$ ).

É relativamente simples entender essa decomposição observando a estrutura da molécula de ácido tiossulfúrico, que pode ser visivelmente fracionada em  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{SO}_2$  e S.

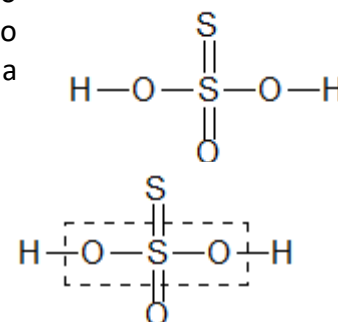
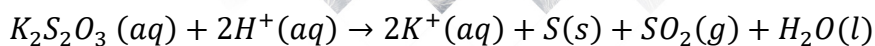


Figura 12: Fracionamento da Molécula do  $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$  em  $\text{H}_2\text{O}$ , S e  $\text{SO}_2$





### 5.3. Formação de Precipitado

Muitas vezes, ao misturar duas soluções, acontece a formação de um precipitado, isto é, um sólido praticamente insolúvel que desce ao corpo de fundo.

Por exemplo, considere o exemplo a seguir em que se mistura um béquer que contém uma solução de nitrato de prata a outro que contém uma solução de cloreto de sódio.

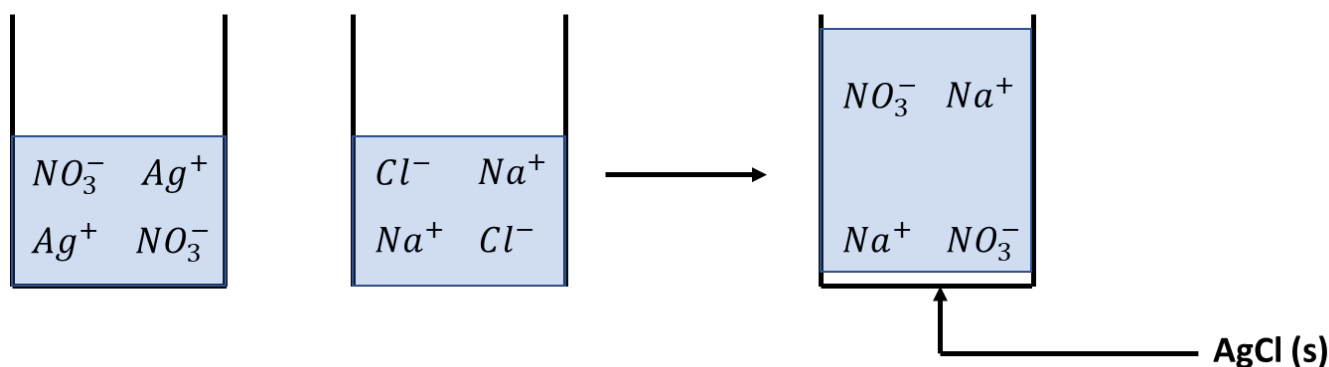
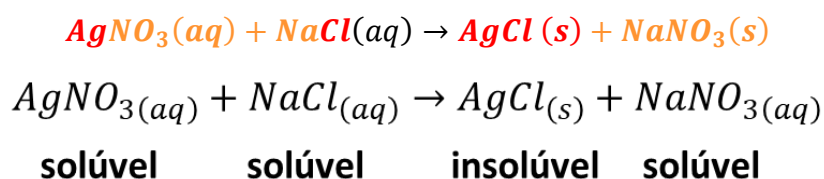


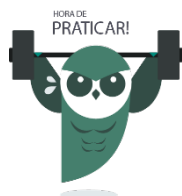
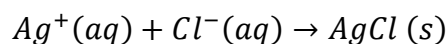
Figura 13: Reação com Formação de Precipitado  $AgCl$

O precipitado formado é de cloreto de prata, que é um sal pouco solúvel. Na prática, o que acontece é uma reorganização dos íons. Quando o íon cloreto e o íon prata se encontram, eles se juntam, provocando a cristalização de um sal insolúvel ( $AgCl$ ).

Esquemáticamente, podemos representar a reação.



Ou, simplificadamente, podemos escrever simplesmente a precipitação do cloreto de prata.



## 5. (TFC – Inédita)

Ao se misturar duas soluções, observou-se a formação de um precipitado. Identifique qual o precipitado formado nos seguintes casos e escreva as reações balanceadas.

a)  $\text{AgNO}_3$  e  $\text{KI}$

b)  $\text{CuSO}_4$  e  $\text{BaCl}_2$

c)  $\text{Na}_3\text{PO}_4$  e  $\text{CaCl}_2$

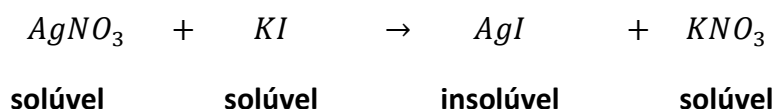
d)  $\text{Fe}(\text{NO}_3)_2$  e  $\text{Na}_2\text{CO}_3$

e)  $\text{K}_2\text{SiO}_3$  e  $\text{AgNO}_3$

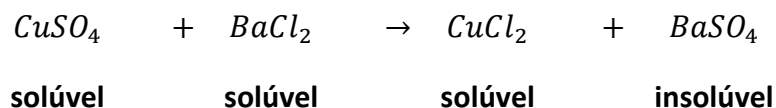
### Comentários

Devemos levar em consideração algumas regras de solubilidade.

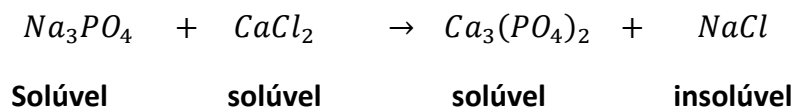
a) Todos os iodetos são solúveis, exceto o de prata.



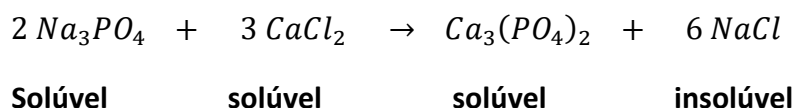
b) Todos os sulfatos são solúveis, exceto os de metais alcalino-terrosos.



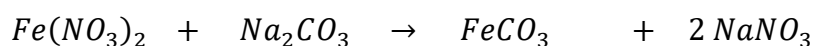
c) Todos os fosfatos são insolúveis, exceto os de metais alcalinos e amônio. Portanto, o fosfato de cálcio é insolúvel.



O precipitado formado é o fosfato de cálcio. Podemos, ainda, balancear a equação.



d) Todos os carbonatos são insolúveis, exceto os de metais alcalinos e amônio. Portanto, o carbonato de ferro (II) é insolúvel.



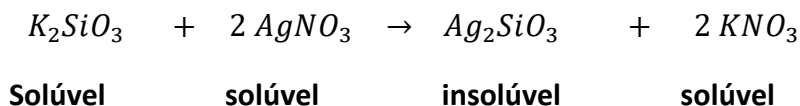
Solúvel

solúvel

insolúvel

solúvel

e) Todos os silicatos são insolúveis, exceto os de metais alcalinos e amônio. Portanto, o silicato de prata é insolúvel.



**Gabarito: D**

## 5. Óxidos

Os óxidos são compostos binários, em que o oxigênio é o elemento mais eletronegativo.

Sendo assim, como o flúor é o único elemento da tabela periódica mais eletronegativo que o oxigênio, os compostos  $OF_2$  e  $O_2F_2$  não são óxidos, mas fluoretos de oxigênio.

### 5.1. Óxidos Básicos

Os óxidos básicos são formados por metais que apresentam pequeno número de oxidação (normalmente +1 ou +2). Na maioria das vezes, são compostos iônicos, que se dissolvem em água formando bases e reagem com ácidos, formando sais.

Nesse caso, o número de oxidação do oxigênio será igual a -2. A nomenclatura segue a mesma regra dos hidróxidos correspondentes, trocando-se o nome “hidróxido” por “óxido”.

Os óxidos básicos são bastante estáveis com a temperatura, não sofrendo decomposição. Além disso, por serem iônicos, apresentam elevados pontos de fusão e ebulição.

Tabela 9: Nomenclatura dos Óxidos

Óxido	Nomenclatura	PF
<b><math>Na_2O</math></b>	Óxido de Sódio	1132°C
<b><math>CaO</math></b>	Óxido de Cálcio	2572°C
<b><math>FeO</math></b>	Óxido de Ferro(II)	1369°C

### 5.2. Óxidos Ácidos

São óxidos formados por metais ou não metais, em que, normalmente o elemento apresenta elevados números de oxidação (acima de +4). É interessante observar que os óxidos básicos somente podem ser formados por metais, porém, os óxidos ácidos podem ser formados tanto por metais como por não metais.

Os óxidos desse tipo, em geral, são moleculares, portanto, apresentam baixos pontos de ebulição, sendo muitos gasosos e líquidos. Poucos óxidos ácidos sólidos são conhecidos, como os de fósforo  $P_4O_6$  e  $P_4O_{10}$  e a sílica ( $SiO_2$ ).

A nomenclatura dos óxidos ácidos tem a seguinte forma geral:

**[mono, di, tri]óxido de [mono, di, tri]elemento**

O prefixo **mono-** normalmente é dispensável. Ele só costuma ser utilizado quando o óxido tem forma NO ou CO, pois a nomenclatura “monóxido de nitrogênio” e “monóxido de carbono” é bem mais clara, pois evita confusões que poderiam ser ocasionadas, caso fossem chamados simplesmente de “óxido de nitrogênio” e “óxido de carbono”.

Tabela 10: Nomenclatura de Óxidos Ácidos

Óxido	Nomenclatura	Reação com Água
$CO_2$	Dióxido de Carbono	$CO_2 + H_2O \rightarrow H_2CO_3$
$N_2O_5$	Pentóxido de dinitrogênio	$N_2O_5 + H_2O \rightarrow 2HNO_3$
$Cl_2O_7$	Heptóxido de dicloro	$Cl_2O_7 + H_2O \rightarrow 2HClO_4$
$SO_3$	Trióxido de enxofre	$SO_3 + H_2O \rightarrow H_2SO_4$
$NO_2$	Dióxido de nitrogênio	$NO_2 + H_2O \rightarrow HNO_2 + HNO_3$

Quando os óxidos podem ser obtidos a partir da desidratação de moléculas de ácido, eles costumam ser denominados **anidridos**. Uma dica importante para você saber o resultado das reações de desidratação ou hidrólise é que essas reações jamais envolvem variação no número de oxidação.

Então, por exemplo, no trióxido de enxofre ( $SO_3$ ), o enxofre apresenta nox +6. Quando hidratado, esse óxido produz um ácido, em que o nox do enxofre é exatamente igual a +6, no caso, o ácido sulfúrico ( $H_2SO_4$ ).

Tabela 11: Nomenclatura de anidridos

Óxido	Reação com Água	Ácido Resultante	Nomenclatura
$CO_2$	$O_2 + H_2O \rightarrow H_2CO_3$	$H_2CO_3$	Anidrido carbônico
$N_2O_5$	$N_2O_5 + H_2O \rightarrow 2HNO_3$	$HNO_3$	Anidrido nítrico
$Cl_2O_7$	$Cl_2O_7 + H_2O \rightarrow 2HClO_4$	$HClO_4$	Anidrido perclórico
$SO_3$	$SO_3 + H_2O \rightarrow H_2SO_4$	$H_2SO_4$	Anidrido sulfúrico
$NO_2$	$NO_2 + H_2O \rightarrow HNO_2 + HNO_3$	$HNO_2 + HNO_3$	Anidrido nítrico-nitroso

Um caso interessante é dióxido de nitrogênio ( $NO_2$ ), em que o nitrogênio tem número de oxidação igual a +4. Não existem ácidos do nitrogênio com o mesmo número de oxidação.

Alguns metais, com elevado número de oxidação, também podem originar óxidos ácidos, sendo os exemplos mais conhecidos o cromo e o manganês:

Tabela 12: Óxidos Ácidos de Metais

Óxido	Nomenclatura	Reação com Bases
$MnO_3$	Trióxido de manganês	$2KOH + MnO_3 \rightarrow K_2MnO_4 + 2H_2O$
$Mn_2O_7$	Heptóxido de dimanganês	$2KOH + Mn_2O_7 \rightarrow 2KMnO_4 + H_2O$
$CrO_3$	Trióxido de cromo	$2KOH + 2CrO_3 \rightarrow K_2Cr_2O_7 + H_2O$

CURIOSIDADE



## Chuva Ácida

Os óxidos de enxofre e nitrogênio têm uma importante contribuição para o fenômeno da chuva ácida, que é a precipitação contendo partículas mais ácidas que a acidez resultante do dióxido de carbono.

O nitrogênio atmosférico apresenta elevada energia de ligação devido à sua ligação tripla, por isso não reage com o oxigênio atmosférico à temperatura ambiente. No entanto, essa reação pode acontecer a temperaturas elevadas, como as decorrentes de queima de combustíveis fósseis.

Os óxidos de enxofre, por sua vez, são produzidos pela oxidação das impurezas sulfurosas presentes em carvões e petróleos.

O principal perigo das chuvas ácidas é o desequilíbrio da vida aquática, pois a pH inferior a 4,5 são poucos os peixes que sobrevivem. Da mesma forma, o crescimento do fitoplâncton é seriamente comprometido. Além disso, com a acidificação, muitos metais pesados, como o alumínio, o ferro e o manganês presente no fundo dos lagos se solubilizam. A presença de sais de alumínio na água faz que alguns peixes produzam muco em suas guelras, o que prejudica sua respiração.

Nos solos, a acidificação desnatura enzimas dos principais micro-organismos responsáveis pela absorção de nutrientes, como o nitrogênio. A chuva ácida também pode dissolver estruturas de calcário, como as estalactites e conchas de moluscos.

Sobre a saúde humana, acredita-se que exista influência do abastecimento de água contaminada por sais de alumínio sobre o aumento da ocorrência dos casos do Mal de Alzheimer.

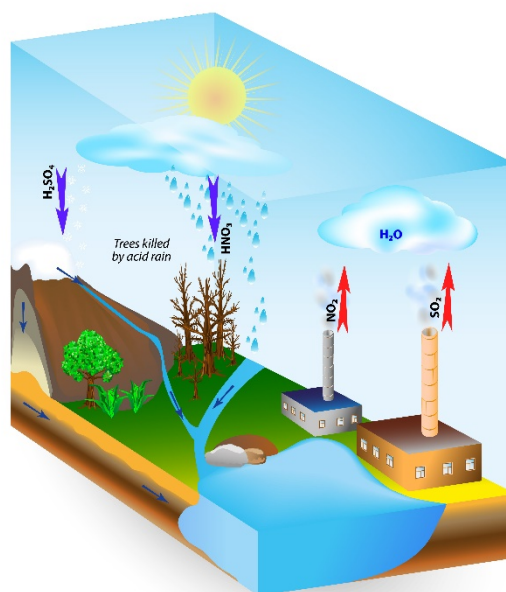


Figura 14: Chuva Ácida (fonte [27])



### 5.3. Óxidos Anfóteros

Esse tipo de óxido é normalmente formado por metais ou semimetais com números de oxidação intermediários (+3 a +4, sendo alguns com +2). São exemplos importantes:  $ZnO$ ,  $Al_2O_3$ ,  $Fe_2O_3$ ,  $Sb_2O_3$ ,  $Mn_2O_3$ ,  $PbO$ ,  $PbO_2$ .

Em geral, são insolúveis em água.

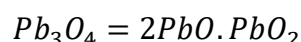
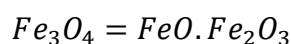
Não possuem nem caráter ácido nem básico pronunciado. Somente são capazes de reagir com ácidos e bases fortes. Não reagem com ácidos e bases fracas.

Tabela 13: Reações de Óxidos Anfóteros

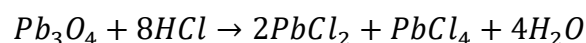
Reação	Sal Formado
$ZnO + 2HCl \rightarrow ZnCl_2 + H_2O$	$ZnCl_2$ : cloreto de zinco
$ZnO + 2NaOH \rightarrow Na_2ZnO_2 + H_2O$	$Na_2ZnO_2$ : zincato de sódio
$Sb_2O_3 + 6HCl \rightarrow 2SbCl_3 + 3H_2O$	$SbCl_3$ : cloreto de antimônio
$Sb_2O_3 + 2NaOH \rightarrow Na_2Sb_2O_4 + H_2O$	$Na_2Sb_2O_4$ : antimoniato de sódio

### 5.4. Óxidos Duplos

Os óxidos dessa classe mais conhecidos são o minério de ferro, ou hematita,  $Fe_3O_4$  e o de chumbo  $Pb_3O_4$ , em que ambos os elementos apresentam o nox médio +8/3. Esses óxidos se comportam como se fossem associados de dois óxidos:



Nas reações desses óxidos com ácidos, são formados dois sais diferentes:



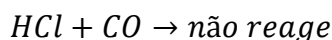
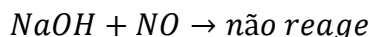
### 5.5. Óxidos Neutros

São os óxidos que não reagem com a água, nem com bases nem com ácidos. Os quatro exemplos mais importantes são:  $H_2O$ ,  $CO$ ,  $NO$ ,  $N_2O$ .

Há certa controvérsia se a água é ou não um óxido. Porém, a meu ver, ela se encaixa perfeitamente na definição, já que é um composto binário, em que o oxigênio é o elemento mais eletronegativo.

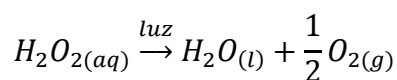


No entanto, em condições normais,  $H_2O$ ,  $CO$ ,  $N_2O$  e  $NO$  não reagem nem com a água, nem com ácidos nem com bases.

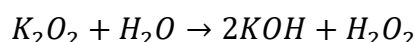


## 5.6. Peróxidos

Os peróxidos apresentam o ânion  $O_2^{2-}$ . O peróxido mais importante é o peróxido de hidrogênio, conhecido como água oxigenada ( $H_2O_2$ ). Em solução, na presença de luz ou da enzima catalase, eles se decompõem.



Outros peróxidos, principalmente os de metais alcalinos, se hidrolisam formando o peróxido de hidrogênio.



CURIOSIDADE



### O poder bactericida da água oxigenada

A água oxigenada se decompõe espontaneamente na presença de luz, liberando oxigênio molecular. Por ser um poderoso agente oxidante, o oxigênio molecular é também um poderoso veneno contra microorganismos. Como vimos anteriormente, a configuração excitada denominada *oxigênio singlete* é ainda mais poderosa.

Por conta dessa liberação de oxigênio, uma solução de água oxigenada a 3%, pode ser utilizada como desinfetante. Uma das aplicações mais conhecidas é em feridas, para evitar a contaminação por germes. Outras possíveis aplicações dessa solução são:

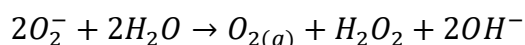
- Nos pés, para evitar a proliferação de fungos que causam chulé;
- Desinfecção de tecidos contaminados com sangue ou secreções corporais.
- Limpeza de superfícies passíveis de contaminações por germes, como cozinha e banheiro. Por exemplo, você pode mergulhar a sua escova de dentes em água oxigenada para protegê-la de bactérias.

Vale ressaltar que é preciso o cuidado de guardar o frasco ao abrigo da luz para conservar o poder de liberação de oxigênio do peróxido de hidrogênio.

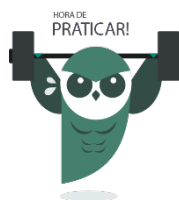
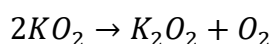
## 5.7. Superóxidos

Os superóxidos mais conhecidos são os de metais alcalinos. Os metais alcalinos são tão reativos que formam superóxidos em contato com o ar.

Esses compostos apresentam coloração amarelo ou laranja e são estáveis se mantidos secos. Em água, reagem violentamente, pois  $O_2^-$  é uma poderosa base de Brønsted-Lowry:



Esses sais também se decompõem por aquecimento, sendo a reação a seguir a base do uso de superóxido de potássio em vaivéns espaciais e submarinos:



### 6. (ITA-2011)

Nas condições ambientes, assinale a opção que contém apenas óxidos neutros:

- a)  $NO_2$ ,  $CO$  e  $Al_2O_3$
- b)  $N_2O$ ,  $NO$  e  $CO$
- c)  $N_2O$ ,  $NO$  e  $NO_2$
- d)  $SiO_2$ ,  $CO_2$  e  $Al_2O_3$
- e)  $SiO_2$ ,  $CO_2$  e  $CO$

### Comentários

Os óxidos neutros são apenas três:  $N_2O$ ,  $NO$  e  $CO$ .

$Al_2O_3$  é um óxido anfótero, já  $SiO_2$ ,  $CO_2$  e  $NO_2$  são óxidos ácidos.

### Gabarito: B

## 7. (ITA – 2006)

Considere os seguintes óxidos (I, II, III, IV e V):

I CaO

II N<sub>2</sub>O<sub>5</sub>

III Na<sub>2</sub>O

IV P<sub>2</sub>O<sub>5</sub>

V SO<sub>3</sub>

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

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

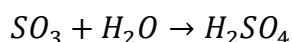
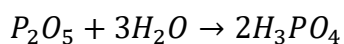
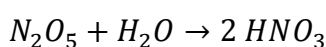
### Comentários

O óxido de cálcio (CaO) e o óxido de sódio (Na<sub>2</sub>O) são óxidos básicos, porque são iônicos formados por metais alcalinos e alcalinos terrosos. Sendo assim, sua dissolução em água torna o meio mais alcalino, tendo em vista que eles produzem os respectivos hidróxidos.

Por outro lado, os óxidos: pentóxido de dinitrogênio (N<sub>2</sub>O<sub>5</sub>), pentóxido de difósforo (P<sub>2</sub>O<sub>5</sub>) e trióxido de enxofre (SO<sub>3</sub>) são óxidos ácidos, porque são moleculares, formados por não-metais com elevado número de oxidação.

Todos eles produzem ácidos quando dissolvidos em água. O ácido produzido é aquele em que o elemento central apresenta o mesmo número de oxidação que apresenta no óxido.

No caso, o número de oxidação do nitrogênio em N<sub>2</sub>O<sub>5</sub> é igual a +5, portanto, esse óxido produz o ácido nítrico (HNO<sub>3</sub>), em que o oxigênio apresenta o mesmo número de oxidação. O fósforo também apresenta nox igual a +5 em P<sub>2</sub>O<sub>5</sub>, logo, esse óxido produz H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub> por hidratação. Por fim, no trióxido de enxofre (SO<sub>3</sub>), o enxofre apresenta nox igual a +6, logo, o ácido formado é H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, em que o enxofre também apresenta nox igual a +6.



Portanto, os óxidos I, III e V tornam o meio ácido quando dissolvidos em água pura.

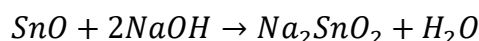
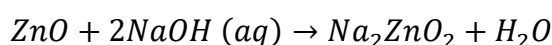
**Gabarito: D**

**8. (ITA SP – 1994)**

Cite dois exemplos de óxidos anfóteros e escreva as equações balanceadas de suas reações com soluções aquosas muito alcalinas.

**Comentários**

Dois exemplos notáveis de óxidos anfóteros são o óxido de zinco (ZnO) e o óxido de estanho (II) (SnO).



**Gabarito: discursiva**

## 6. Outros Conceitos Ácido-Base

Existem três teorias famosas de Acidez e Basicidade que precisaremos conhecer nesse curso.

### 6.1. Conceito de Brönsted-Lowry

Uma das principais limitações do conceito ácido-base de Arrhenius é que ele se limita a soluções aquosas. Porém, existem muitas outras reações em que é interessante utilizar o conceito. Por isso, os químicos Brönsted e Lowry propuseram independentemente os seguintes conceitos:

- **Ácido:** é toda espécie química capaz de doar prótons ( $\text{H}^+$ ) em uma reação química.
- **Base:** é toda espécie química capaz de receber prótons numa reação química;
- **Base Conjugada:** é o produto formado pela doação de prótons por um ácido;
- **Ácido Conjugado:** é o produto formado pelo recebimento de prótons por uma base.

Com base nisso, a dissolução de HCl em água seria melhor descrita como:

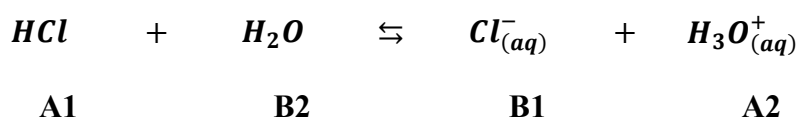
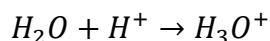
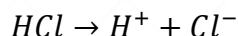


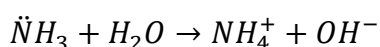
Figura 15: Dissolução de Ácido Clorídrico em Água

A reação da Figura 15 pode ser melhor compreendida se separada em etapas:



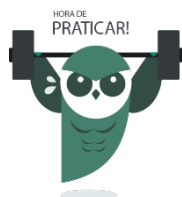
Na Figura 15, observe que o  $\text{HCl}$  doa prótons para a água (ou protona a água). Dessa forma,  $\text{HCl}$  se comporta como um ácido de Brønsted-Lowry, enquanto que a água se comporta como uma base. A base  $\text{Cl}^-$  pode receber prótons reconstituindo o ácido  $\text{HCl}$ , por isso diz-se que  $\text{Cl}^-$  é a base conjugada de  $\text{HCl}$ . Analogamente,  $\text{H}_3\text{O}^+$  pode doar um próton, reconstituindo a água, por isso diz-se que  $\text{H}_3\text{O}^+$  é o ácido conjugado da água.

Por outro lado, a água pode se comportar como ácido no caso da dissolução de amônia representada pela equação:



Nesse caso, a água doa prótons para a amônia. A amônia, portanto, se comporta como uma base de Brønsted-Lowry, cujo ácido conjugado é o íon amônio  $\text{NH}_4^+$ .

Tenha em mente que a base conjugada sempre se refere a um determinado ácido. Por exemplo,  $\text{OH}^-$  é a base conjugada da água, pois  $\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{OH}^- + \text{H}^+$ . Por outro lado,  $\text{H}_2\text{O}$  é a base conjugada de  $\text{H}_3\text{O}^+$ , porque quando  $\text{H}_3\text{O}^+$  perde um próton se torna  $\text{H}_2\text{O}$ , de acordo com a equação  $\text{H}_3\text{O}^+ \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{H}^+$ .



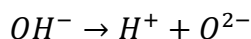
## 9. (ITA-2014)

Assinale a opção que contém a base conjugada de  $\text{OH}^-$ .

- a)  $\text{O}^{2-}$
- b)  $\text{O}^-$
- c)  $\text{O}_2^-$
- d)  $\text{H}_2\text{O}$
- e)  $\text{H}^+$

### Comentários

A base conjugada é o resultado da perda de um próton por  $\text{OH}^-$ , portanto:



Portanto, a base conjugada de  $O^{2-}$ , que é uma base muito reativa, por isso são encontrados apenas vestígios desse íon numa solução aquosa qualquer ou mesmo em água destilada.

**Gabarito: A**

### 6.1.1. Reações entre dois Ácidos

Uma reação interessante é o que acontece quando se mistura os ácidos nítrico ( $HNO_3$ ) e sulfúrico ( $H_2SO_4$ ), a famosa mistura sulfonítrica.

O ácido sulfúrico é tão forte que o ácido nítrico se comporta como uma base diante dele. Sendo assim, o ácido sulfúrico é capaz de **protonar** o ácido nítrico.

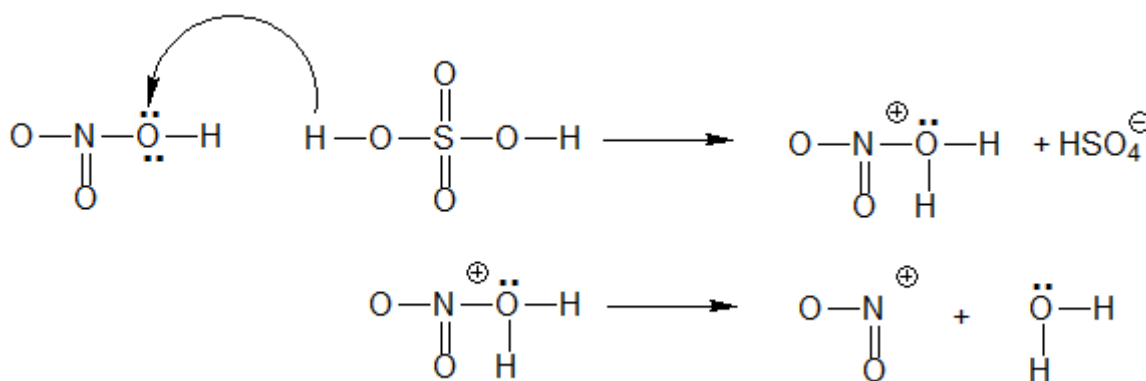


Figura 16: Reação entre o Ácido Sulfúrico e o Ácido Nítrico

## 6.2. Conceito de Lewis

Esse é o conceito mais recente que abrange o maior número de espécies químicas.

- **Ácido:** toda espécie química que possui orbitais vazios para receber pares de elétrons isolados, formando ligações coordenadas.

Ex.:  $H^+$  apresenta o orbital 1s vazio.

$BF_3$ : o boro apresenta um orbital 2p vazio.

- **Base:** toda espécie química que cede pares de elétrons isolados, formando ligações coordenadas.

Ex.:  $NH_3$



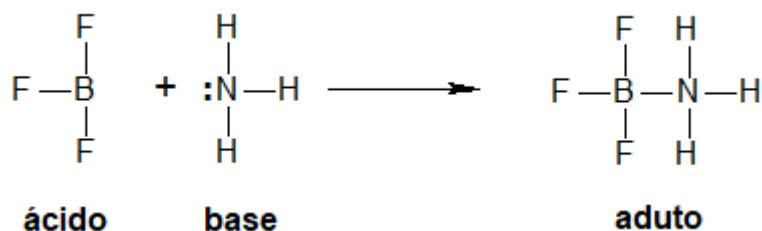


Figura 17: Reação entre trifluoreto de boro (ácido) e amônia (base)



## 10. (TFC – Inédita)

De acordo com a teoria de Brönsted-Lowry, o ácido clorídrico é um ácido forte, porque é um excelente doador de prótons. Com base nisso, é correto afirmar que o íon cloreto é:

- a) Ácido forte.
- b) Ácido fraco.
- c) Base forte.
- d) Base fraca.
- e) Não se pode afirmar nada sobre a acidez/basicidade do íon cloreto.

### Comentários

A força do ácido e de sua base conjugada são inversas. Portanto, quanto mais forte for o ácido, mais fraca será a base conjugada.

Se o ácido clorídrico é um excelente doador de prótons, a sua base conjugada é um péssimo receptor, portanto, uma base fraca.

### Gabarito: D

## 11. (TFC – Inédita)

Assinale a alternativa que apresenta uma reação ácido-base:

- a)  $2\text{NaOH} + \text{Al}_2\text{O}_3 \rightarrow 2\text{NaAlO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- b)  $\text{ZnCl}_2 + \text{Mg} \rightarrow \text{MgCl}_2 + \text{Zn}$
- c)  $\text{C}_2\text{H}_4 + \text{HBr} \rightarrow \text{CH}_3\text{CH}_2\text{Br}$



### Comentários

A letra A mostra uma interessante reação envolvendo um óxido anfótero ( $Al_2O_3$ ) e uma base de Arrhenius (NaOH), com a formação do respectivo sal, o aluminato de sódio ( $NaAlO_2$ ).

Uma das melhores dicas a respeito de reconhecimento de reações ácido-base é que **elas não envolvem oxirredução**. Ou seja, as reações ácido-base não envolvem alteração no número de oxidação dos elementos.

Com base nisso, já podemos eliminar as letras B e D. Na letra B, o zinco é reduzido, pois passa de número de oxidação +2 a 0. Na letra D, o alumínio é oxidado do número de oxidação 0 para +3.

A letra C também não tem nada a ver com uma reação ácido-base, mas

**Gabarito: A**

---

## 7. Lista de Questões Propostas

### MASSAS MOLARES

Elemento Químico	Número Atômico	Massa Molar (g mol <sup>-1</sup> )	Elemento Químico	Número Atômico	Massa Molar (g mol <sup>-1</sup> )
H	1	1,01	Mn	25	54,94
Li	3	6,94	Fe	26	55,85
C	6	12,01	Co	27	58,93
N	7	14,01	Cu	29	63,55
O	8	16,00	Zn	30	65,39
F	9	19,00	As	33	74,92
Ne	10	20,18	Br	35	79,90
Na	11	22,99	Mo	42	95,94
Mg	12	24,30	Sb	51	121,76
Al	13	26,98	I	53	126,90
Si	14	28,08	Ba	56	137,33
S	16	32,07	Pt	78	195,08
Cl	17	35,45	Au	79	196,97
Ca	20	40,08	Hg	80	200,59

### 1. (TFC – INÉDITA)

Soluções 0,1 mol/L de alguns ácidos foram preparadas. Assinale a opção que apresenta a maior condutividade elétrica.

- a) CH<sub>3</sub>COOH
- b) HCl
- c) HClO
- d) H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>
- e) H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>

**2. (TFC – INÉDITA)**

São exemplos de ácidos fracos:

- a)  $\text{HCl}$ ,  $\text{CH}_3\text{COOH}$  e  $\text{HNO}_3$
- b)  $\text{HF}$ ,  $\text{HBr}$  e  $\text{HI}$
- c)  $\text{CH}_3\text{COOH}$ ,  $\text{HCN}$  e  $\text{HF}$
- d)  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$  e  $\text{HCN}$
- e)  $\text{CH}_3\text{COOH}$ ,  $\text{HF}$  e  $\text{HBr}$ .

**3. (TFC – INÉDITA)**

Dê o nome das seguintes bases.

- a)  $\text{Sr}(\text{OH})_2$
- b)  $\text{Sn}(\text{OH})_2$
- c)  $\text{Fe}(\text{OH})_3$
- d)  $\text{Zn}(\text{OH})_2$
- e)  $\text{Cu}(\text{OH})$

**4. (TFC – INÉDITA)**

Determine a fórmula estrutural dos sais a seguir e determine se eles são solúveis ou insolúveis em água.

- a) Cloreto de magnésio.
- b) Fosfato de potássio.
- c) Fosfato de cálcio.
- d) Carbonato de alumínio.
- e) Nitrato de magnésio.
- f) Silicato de prata.
- g) Iodeto de prata.
- h) Iodato de sódio.

**5. (TFC – INÉDITA)**

Ao se misturar duas soluções, observou-se a formação de um precipitado. Identifique qual o precipitado formado nos seguintes casos e escreva as reações balanceadas.

- a)  $\text{AgNO}_3$  e  $\text{KI}$
- b)  $\text{CuSO}_4$  e  $\text{BaCl}_2$



- c)  $\text{Na}_3\text{PO}_4$  e  $\text{CaCl}_2$
- d)  $\text{Fe}(\text{NO}_3)_2$  e  $\text{Na}_2\text{CO}_3$
- e)  $\text{K}_2\text{SiO}_3$  e  $\text{AgNO}_3$

6. (ITA-2011)

Nas condições ambientes, assinale a opção que contém apenas óxidos neutros:

- a)  $\text{NO}_2$ ,  $\text{CO}$  e  $\text{Al}_2\text{O}_3$
- b)  $\text{N}_2\text{O}$ ,  $\text{NO}$  e  $\text{CO}$
- c)  $\text{N}_2\text{O}$ ,  $\text{NO}$  e  $\text{NO}_2$
- d)  $\text{SiO}_2$ ,  $\text{CO}_2$  e  $\text{Al}_2\text{O}_3$
- e)  $\text{SiO}_2$ ,  $\text{CO}_2$  e  $\text{CO}$

7. (ITA – 2006)

Considere os seguintes óxidos (I, II, III, IV e V):

I  $\text{CaO}$

II  $\text{N}_2\text{O}_5$

III  $\text{Na}_2\text{O}$

IV  $\text{P}_2\text{O}_5$

V  $\text{SO}_3$

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

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

8. (ITA SP – 1994)

Cite dois exemplos de óxidos anfóteros e escreva as equações balanceadas de suas reações com soluções aquosas muito alcalinas.

9. (ITA-2014)

Assinale a opção que contém a base conjugada de  $\text{OH}^-$ .

- a)  $\text{O}^{2-}$



- b)  $O^-$
- c)  $O_2^-$
- d)  $H_2O$
- e)  $H^+$

**10. (TFC – INÉDITA)**

De acordo com a teoria de Brönsted-Lowry, o ácido clorídrico é um ácido forte, porque é um excelente doador de prótons. Com base nisso, é correto afirmar que o íon cloreto é:

- a) Ácido forte.
- b) Ácido fraco.
- c) Base forte.
- d) Base fraca.
- e) Não se pode afirmar nada sobre a acidez/basicidade do íon cloreto.

**11. (TFC – INÉDITA)**

Assinale a alternativa que apresenta uma reação ácido-base:

- a)  $2NaOH + Al_2O_3 \rightarrow 2 NaAlO_2 + H_2O$
- b)  $ZnCl_2 + Mg \rightarrow MgCl_2 + Zn$
- c)  $C_2H_4 + HBr \rightarrow CH_3CH_2Br$
- d)  $Al + 3/2 Cl_2 \rightarrow AlCl_3$

**12. (ITA – 2019 – 2ª FASE)**

Classifique cada uma das substâncias abaixo como óxidos ácido, básico ou anfótero.

- a)  $SeO_2$
- b)  $N_2O_3$
- c)  $K_2O$
- d)  $BeO$
- e)  $BaO$

**13. (ITA – 2018)**

Em temperatura ambiente, adicionou-se uma porção de ácido clorídrico  $6 \text{ mol L}^{-1}$  a uma solução aquosa contendo os íons metálicos  $Co^{2+}$ ,  $Cu^{2+}$ ,  $Hg_2^{2+}$  e  $Pb^{2+}$ . Assinale a opção que apresenta os íons metálicos que não foram precipitados.

- a)  $Co^{2+}$  e  $Cu^{2+}$





- b)  $\text{Co}^{2+}$  e  $\text{Hg}_2^{2+}$
- c)  $\text{Cu}^{2+}$  e  $\text{Hg}_2^{2+}$
- d)  $\text{Cu}^{2+}$  e  $\text{Pb}^{2+}$
- e)  $\text{Hg}_2^{2+}$  e  $\text{Pb}^{2+}$

14. (ITA – 2012)

Considere as seguintes afirmações a respeito dos haletos de hidrogênio HF, HCl, HBr e HI:

I – A temperatura de ebulição do HI é maior que a dos demais;

II – À exceção do HF, os haletos de hidrogênio dissociam-se completamente em água;

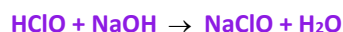
III – Quando dissolvidos em ácido acético glacial puro, todos se comportam como ácidos, conforme a seguinte ordem de força ácida:  $\text{HI} > \text{HBr} > \text{HCl} \gg \text{HF}$ .

Das afirmações acima, estão CORRETAS apenas:

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

15. (IME RJ/2016/1ªFASE)

A reação abaixo descreve a formação do hipoclorito de sódio:



É teoricamente possível obter os reagentes por meio da:

- a) reação do anidrido hipocloroso com água e da reação do óxido de sódio com água.
- b) reação do anidrido perclórico com água e da reação do sódio metálico com água.
- c) reação do dióxido de cloro com água e da reação do anidrido sódico com água.
- d) eletrólise do clorito de sódio em meio aquoso.
- e) reação do ácido clorídrico com água e da reação do cloreto de sódio com água.

16. (ITA-2012)

São descritos três experimentos (I, II e III) utilizando-se em cada um 30 mL de uma solução aquosa saturada, com corpo de fundo de cloreto de prata, em um béquer de 50 mL a 25°C e 1 atm:

- I – Adiciona-se certa quantidade de uma solução aquosa  $1 \text{ mol.L}^{-1}$  em cloreto de sódio;
- II – Borbulha-se sulfeto de hidrogênio gasoso na solução por certo período de tempo;



III – Adiciona-se certa quantidade de uma solução aquosa  $1 \text{ mol.L}^{-1}$  em nitrato de prata.

Em relação aos resultados observados após atingir o equilíbrio, assinale a opção que apresenta o(s) experimento(s) no(s) qual(is) houve aumento da quantidade de sólido.

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

17. (ITA – 2013)

Na temperatura ambiente, hidróxido de potássio sólido reage com cloreto de amônio sólido, com a liberação de um gás. Assinale a alternativa CORRETA para o gás liberado nessa reação:

- a)  $\text{Cl}_2$
- b)  $\text{H}_2$
- c)  $\text{HCl}$
- d)  $\text{NH}_3$
- e)  $\text{O}_2$

18. (ITA – 2011)

Assinale a opção que apresenta o ácido mais forte, considerando que todos se encontram nas mesmas condições de temperatura e pressão:

- a)  $\text{CH}_3\text{COOH}$
- b)  $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{COOH}$
- c)  $(\text{CH}_3)_3\text{C} - \text{COOH}$
- d)  $\text{ClCH}_2 - \text{COOH}$
- e)  $\text{CCl}_3\text{COOH}$

19. (ITA – 2014)

São feitas as seguintes comparações de valores de  $\text{pK}_a$  de compostos orgânicos:

I –  $\text{pK}_a (\text{CH}_3\text{COOH}) > \text{pK}_a (\text{ClCH}_2\text{COOH})$

II –  $\text{pK}_a (\text{CF}_3\text{COOH}) > \text{pK}_a (\text{CCl}_3\text{COOH})$

III –  $\text{pK}_a (\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CHClCOOH}) > \text{pK}_a (\text{CH}_3\text{CHClCH}_2\text{COOH})$

Obs.:  $\text{pK}_a$  também é uma medida de acidez. Quanto menor o  $\text{pK}_a$  de um ácido, mais forte é o ácido.



Das comparações acima, estão CORRETAS apenas:

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

**20. (ITA – 1989)**

São misturados volumes iguais de soluções aquosas de duas substâncias distintas, ambas as soluções com concentração  $5,00 \cdot 10^{-3}$  molar. Dentre os pares abaixo, assinale aquele para o qual NÃO irá ocorrer reação perceptível.

- a)  $\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{HCl}$
- b)  $\text{KCl} + \text{MgSO}_4$
- c)  $\text{KI} + \text{Pb}(\text{NO}_3)_2$
- d)  $\text{CaCl}_2 + \text{K}_2\text{CO}_3$
- e)  $\text{CO}_2 + \text{Ba}(\text{OH})_2$

**21. (ITA – 2013)**

Assinale a alternativa CORRETA para o par de substâncias cujas soluções aquosas, ao serem misturadas, produzem um precipitado amarelo:

- a)  $\text{AlCl}_3$  e  $\text{KOH}$
- b)  $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$  e  $\text{Na}_2\text{SO}_4$
- c)  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$  e  $\text{NaClO}_4$
- d)  $\text{Pb}(\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2)_2$  e  $\text{KI}$
- e)  $\text{AgNO}_3$  e  $\text{NH}_4\text{OH}$

**22. (ITA – 2006)**

São descritos, a seguir, dois experimentos e respectivas observações envolvendo ossos limpos e secos provenientes de uma ave.

I. Um osso foi imerso em uma solução aquosa 10 % (v/v) em ácido fórmico. Após certo tempo, observou-se que o mesmo havia se tornado flexível.

II. Um outro osso foi colocado em uma cápsula de porcelana e submetido a aquecimento em uma chama de bico de Bunsen. Após um longo período de tempo, observou-se que o mesmo se tornou frágil e quebradiço.

- a) Explique as observações descritas nos dois experimentos.

b) Baseando-se nas observações acima, preveja o que acontecerá se um terceiro osso limpo e seco for imerso em uma solução aquosa  $1\text{mg L}^{-1}$  em fluoreto de sódio e, a seguir, em uma solução aquosa a 10 % (v/v) em ácido fórmico.

Justifique a sua resposta.

**23. (ITA – 2012)**

Considere dois lagos naturais, um dos quais contendo rocha calcárea ( $\text{CaCO}_3$  e  $\text{MgCO}_3$ ) em contato com a água.

Discuta o que acontecerá quando houver precipitação de uma grande quantidade de chuva ácida ( $\text{pH} < 5,6$ ) em ambos os lagos. Devem constar de sua resposta os equilíbrios químicos envolvidos.

**24. (ITA-2010)**

Foram realizadas experiências com dois ovos de galinha. Inicialmente, ambos foram imersos em vinagre até a dissolução da casca, que pode ser considerada constituída prioritariamente por carbonato de cálcio. Os ovos envoltos apenas em suas membranas foram cuidadosamente retirados do vinagre e deixados secar por um breve período. A seguir, um ovo foi imerso em água pura e, o outro, numa solução saturada de sacarose, sendo ambos assim mantidos até se observar variação volumétrica de cada ovo.

a) Escreva a equação química balanceada que descreve a reação de dissolução da casca de ovo.

b) O volume dos ovos imersos nos líquidos deve aumentar ou diminuir? Explique sucintamente por que essas variações volumétricas ocorrem.

**25. (ITA-2013)**

Uma alíquota de uma solução aquosa constituída de haletos de sódio foi adicionada a uma solução aquosa de nitrato de prata, com formação de um precipitado. À mistura contendo o precipitado, foi adicionada uma alíquota de solução aquosa de hidróxido de amônio, com dissolução parcial do precipitado. Ao precipitado remanescente, foi adicionada uma alíquota de solução aquosa diluída de hidróxido de amônio, com dissolução parcial do precipitado. Ao precipitado remanescente, foi adicionada uma alíquota de solução aquosa concentrada de hidróxido de amônio, verificando-se nova dissolução parcial do precipitado.

Sabendo que a mistura de haletos é composta pelo fluoreto, brometo, cloreto e iodeto de sódio, assinale a alternativa CORRETA para o(s) haleto(s) de prata presente(s) no precipitado não dissolvido.

a) Brometo de prata.

b) Cloreto de prata.

c) Fluoreto de prata.

d) Iodeto de prata.

e) Brometo e cloreto de prata.

**26. (ITA-2013)**

Considere o produto de solubilidade ( $K_{PS}$ ) a  $25^\circ\text{C}$  das substâncias I, II e III:

I –  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ;  $K_{PS} = 5,0 \cdot 10^{-6}$

II –  $\text{Mg}(\text{OH})_2$ ;  $K_{PS} = 5,0 \cdot 10^{-12}$

III –  $\text{Zn}(\text{OH})_2$ ;  $K_{PS} = 3,0 \cdot 10^{-17}$

Assinale a opção que contém a ordem CORRETA da condutividade elétrica à temperatura de 25°C de soluções aquosas não saturadas, de mesma concentração, dessas substâncias:

- a)  $I < II < III$
- b)  $I = II = III$
- c)  $II < I < III$
- d)  $III < I < II$
- e)  $III < II < I$

**27. (ITA-2011)**

A 25 °C, três frascos (I, II e III) contêm, respectivamente, soluções aquosas 0, 10 mol. L – 1 em acetato de sódio, em cloreto de sódio e nitrito de sódio.

Assinale a opção que apresenta a ordem CORRETA de valores de  $pH_x$  ( $x = I, II$  e  $III$ ) dessas soluções, sabendo que as constantes de dissociação ( $K$ ), a 25 °C dos ácidos clorídrico ( $HCl$ ), nitroso ( $HNO_2$ ) e acético ( $CH_3COOH$ ), apresentam a seguinte relação:



- a)  $pH(I) < pH(II) < pH(III)$
- b)  $pH(I) < pH(III) < pH(II)$
- c)  $pH(II) < pH(I) < pH(III)$
- d)  $pH(II) < pH(III) < pH(I)$
- e)  $pH(III) < pH(II) < pH(I)$

**28. (ITA – 2014 – ADAPTADA)**

Considere a reação do tetraborato de sódio:



Em relação ao produto da reação  $B(OH)_3$ , são feitas as seguintes afirmações:

I –  $B(OH)_3$  é um ácido de Lewis;

II –  $B(OH)_3$  é uma base de Arrhenius;

III – O produto da primeira ionização do  $B(OH)_3$  em meio aquoso é  $[BO(OH)_2]^-$ .

Das afirmações acima, estão corretas:

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

e) Apenas III.

Obs.: Uma questão bastante capciosa, que requer bastante conhecimento teórico de Química do aluno. Na prova original, ela foi anulada devido a um erro no enunciado.





## 7.1. Gabarito

- |   |                |
|---|----------------|
| 1. D  | 15. A          |
| 2. C  | 16. E          |
| 3. discursiva                                 | 17. D          |
| 4. discursiva                                 | 18. E          |
| 5. D  | 19. E          |
| 6. B  | 20. B          |
| 7. D  | 21. D          |
| 8. discursiva                                 | 22. discursiva |
| 9. A  | 23. discursiva |
| 10. D   | 24. discursiva |
| 11. A   | 25. D          |
| 12. ácido; ácido; básico; anfótero;<br>básico | 26. B          |
| 13. A   | 27. A          |
| 14. D   | 28. A          |

## 8. Lista de Questões Comentadas

### 12. (ITA – 2019 – 2ª fase)

Classifique cada uma das substâncias abaixo como óxidos ácido, básico ou anfótero.

- a)  $\text{SeO}_2$
- b)  $\text{N}_2\text{O}_3$
- c)  $\text{K}_2\text{O}$
- d)  $\text{BeO}$
- e)  $\text{BaO}$

### Comentários

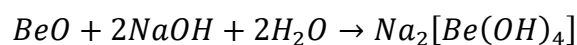
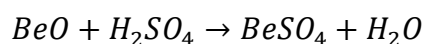
Os óxidos ácidos são formados por não-metal com número de oxidação elevado. Os óxidos básicos são formados por metal com número de oxidação baixo.

$\text{SeO}_2$  e  $\text{N}_2\text{O}_3$  são óxidos ácidos por serem formados por não-metais.

$\text{K}_2\text{O}$  e  $\text{BaO}$  são óxidos básicos por serem formados por metais.

O caso do óxido de berílio é mais complicado. Embora seja metal, o berílio está no topo da família II-A, portanto, apresenta eletronegatividade superior aos demais elementos dessa família. Sendo assim, o seu óxido ( $\text{BeO}$ ) possui caráter intermediário entre iônico e covalente. É, portanto, um óxido anfótero.

Esse óxido é quimicamente inerte a baixas temperaturas. No entanto, a temperaturas mais elevadas (cerca de  $800^\circ\text{C}$ ), ele pode reagir tanto com ácidos como com bases.



O berílio não se encaixa, por exemplo, como um metal típico.

**Gabarito: ácido; ácido; básico; anfótero; básico**

### 13. (ITA – 2018)

Em temperatura ambiente, adicionou-se uma porção de ácido clorídrico  $6 \text{ mol L}^{-1}$  a uma solução aquosa contendo os íons metálicos  $\text{Co}^{2+}$ ,  $\text{Cu}^{2+}$ ,  $\text{Hg}_2^{2+}$  e  $\text{Pb}^{2+}$ . Assinale a opção que apresenta os íons metálicos que não foram precipitados.

- a)  $\text{Co}^{2+}$  e  $\text{Cu}^{2+}$
- b)  $\text{Co}^{2+}$  e  $\text{Hg}_2^{2+}$



c)  $\text{Cu}^{2+}$  e  $\text{Hg}_2^{2+}$

d)  $\text{Cu}^{2+}$  e  $\text{Pb}^{2+}$

e)  $\text{Hg}_2^{2+}$  e  $\text{Pb}^{2+}$

### Comentários

Precisamos nos lembrar da Regra de Solubilidade dos cloretos. Todos os cloretos são solúveis, exceto o de prata, chumbo e mercúrio (I).

Portanto, serão precipitados  $\text{Hg}_2\text{Cl}_2$  e  $\text{PbCl}_2$ . Permanecem em solução, portanto, os íons  $\text{Co}^{2+}$  e  $\text{Cu}^{2+}$ , porque os seus respectivos cloretos são solúveis.

### Gabarito: A

#### 14. (ITA – 2012)

Considere as seguintes afirmações a respeito dos haletos de hidrogênio  $\text{HF}$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{HBr}$  e  $\text{HI}$ :

I – A temperatura de ebulição do  $\text{HI}$  é maior que a dos demais;

II – À exceção do  $\text{HF}$ , os haletos de hidrogênio dissociam-se completamente em água;

III – Quando dissolvidos em ácido acético glacial puro, todos se comportam como ácidos, conforme a seguinte ordem de força ácida:  $\text{HI} > \text{HBr} > \text{HCl} \gg \text{HF}$ .

Das afirmações acima, estão CORRETAS apenas:

a) I.

b) I e II.

c) II.

d) II e III.

e) III.

### Comentários

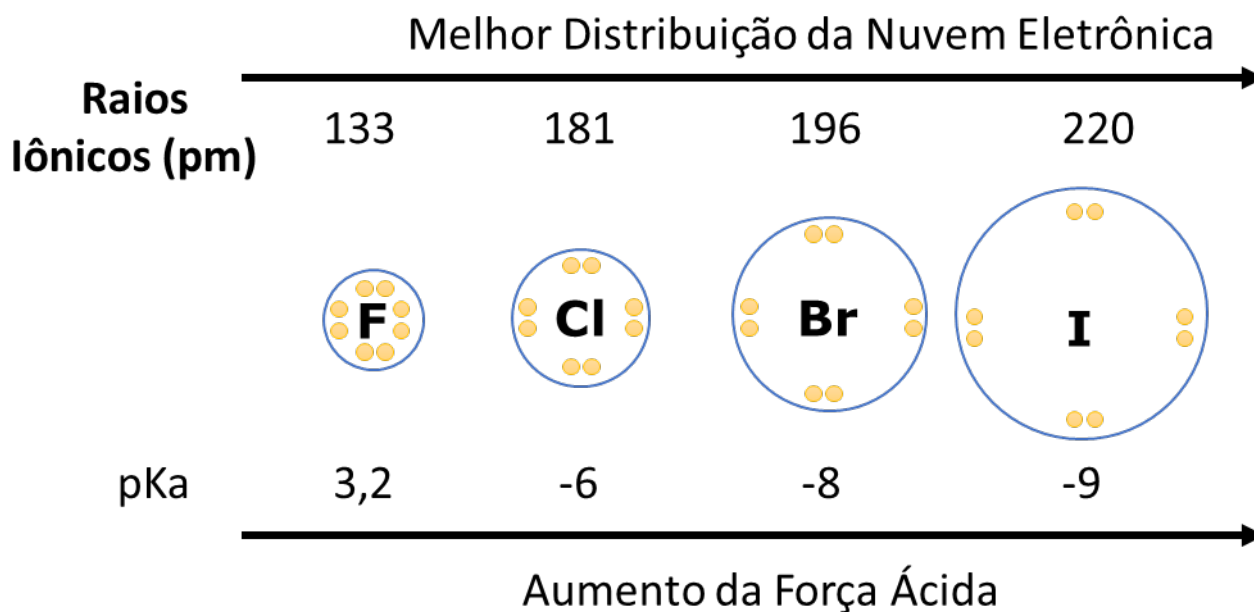
Vamos analisar cada uma das afirmações.

I – A maior temperatura de ebulição entre os haletos citados deve ser a do  $\text{HF}$ , porque é o único que forma ligações de hidrogênio. Afirmação errada.

II – De fato, o  $\text{HF}$  é um ácido fraco, enquanto os demais são ácidos fortes. Afirmação correta.

III – Como o íon iodeto possui maior raio iônico, ele comporta melhor a carga negativa, logo, o ácido iodídrico deve ser o mais forte.

Seguindo a tendência de raio iônico, temos que a ordem de força ácida é  $\text{HI} > \text{HBr} > \text{HCl} > \text{HF}$ .  
Afirmção correta.

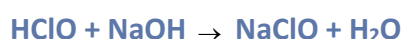


Portanto, as afirmações II e III estão corretas.

**Gabarito: D**

**15. (IME RJ/2016/1ªFase)**

A reação abaixo descreve a formação do hipoclorito de sódio:

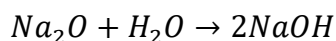
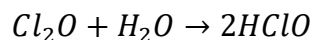


É teoricamente possível obter os reagentes por meio da:

- a) reação do anidrido hipocloroso com água e da reação do óxido de sódio com água.
- b) reação do anidrido perclórico com água e da reação do sódio metálico com água.
- c) reação do dióxido de cloro com água e da reação do anidrido sódico com água.
- d) eletrólise do clorito de sódio em meio aquoso.
- e) reação do ácido clorídrico com água e da reação do cloreto de sódio com água.

## Comentários

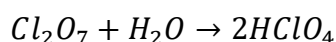
Os reagentes são o ácido hipocloroso ( $\text{HClO}$ ) e o hidróxido de sódio ( $\text{NaOH}$ ), que podem ser obtidos pela reação do anidrido hipocloroso e do óxido de sódio com a água, respectivamente.



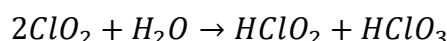
É importante ressaltar que, no anidrido hipocloroso, o número de oxidação do cloro deve ser o mesmo que se verifica no ácido hipocloroso, que é +1.

Vejamos os erros das outras alternativas.

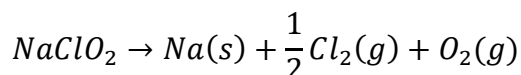
Na letra b), sugere-se a reação do anidrido perclórico com a água, porém, essa reação produzirá o ácido perclórico ( $\text{HClO}_4$ ), não o hipocloroso.



Na letra c), o dióxido de cloro ( $\text{ClO}_2$ ) é um anidrido misto, que possui número de oxidação igual a +4. Como não existem oxiácidos do cloro com esse número de oxidação, a hidratação do dióxido de cloro produz uma mistura de dois ácidos, com número de oxidação +3 e +5, que são, respectivamente, o ácido cloroso ( $\text{HClO}_2$ ) e o clórico ( $\text{HClO}_3$ ).



A letra d) é bastante fora do foco, pois a eletrólise do clorito de sódio produz sódio metálico e cloro gasoso.



Por fim, a letra e) está errada, porque o ácido clorídrico e o cloreto de sódio não reagem com a água. Pelo contrário, formam soluções aquosas estáveis.

## Gabarito: A

### 16. (ITA-2012)

São descritos três experimentos (I, II e III) utilizando-se em cada um 30 mL de uma solução aquosa saturada, com corpo de fundo de cloreto de prata, em um béquer de 50 mL a 25°C e 1 atm:

I – Adiciona-se certa quantidade de uma solução aquosa 1 mol.L<sup>-1</sup> em cloreto de sódio;

II – Borbulha-se sulfeto de hidrogênio gasoso na solução por certo período de tempo;

III – Adiciona-se certa quantidade de uma solução aquosa 1 mol.L<sup>-1</sup> em nitrato de prata.



Em relação aos resultados observados após atingir o equilíbrio, assinale a opção que apresenta o(s) experimento(s) no(s) qual(is) houve aumento da quantidade de sólido.

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

### Comentários

É importante ressaltar que a solução saturada de cloreto de prata contém ainda uma pequena concentração de íons  $\text{Ag}^+$  e  $\text{Cl}^-$  que ainda podem ser precipitados, caso seja adicionado um íon que forme com algum deles um sal insolúvel.

I – A adição de cloreto de sódio aumenta a quantidade de precipitado, porque, qualquer íon prata ainda presente em solução será precipitado pela adição de cloreto, com a formação de cloreto de prata –  $\text{AgCl}$  (s). Afirmação correta.

II – A adição de íons sulfeto ( $\text{S}^{2-}$ ) à mistura com íons prata ( $\text{Ag}^+$ ) provoca a formação de sulfeto de prata –  $\text{Ag}_2\text{S}$  (s), que também é um sólido. Afirmação correta.

III – A adição de mais íons prata também promoverá a precipitação de  $\text{AgCl}$ , tendo em vista que ainda existe em solução um pequeno teor de íons cloreto ( $\text{Cl}^-$ ). Afirmação correta.

Portanto, em todos os casos, ocorrerá o aumento na quantidade de precipitado.

### Gabarito: E

#### 17. (ITA – 2013)

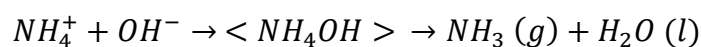
Na temperatura ambiente, hidróxido de potássio sólido reage com cloreto de amônio sólido, com a liberação de um gás. Assinale a alternativa CORRETA para o gás liberado nessa reação:

- a)  $\text{Cl}_2$
- b)  $\text{H}_2$
- c)  $\text{HCl}$
- d)  $\text{NH}_3$
- e)  $\text{O}_2$



## Comentários

Quando é adicionada uma solução alcalina a uma solução de um sal de amônio ( $\text{NH}_4^+$ ), ocorre a formação do hidróxido de amônio ( $\text{NH}_4\text{OH}$ ), que é instável.



Ocorre, portanto, a liberação de amônia gasosa.

## Gabarito: D

### 18. (ITA – 2011)

Assinale a opção que apresenta o ácido mais forte, considerando que todos se encontram nas mesmas condições de temperatura e pressão:

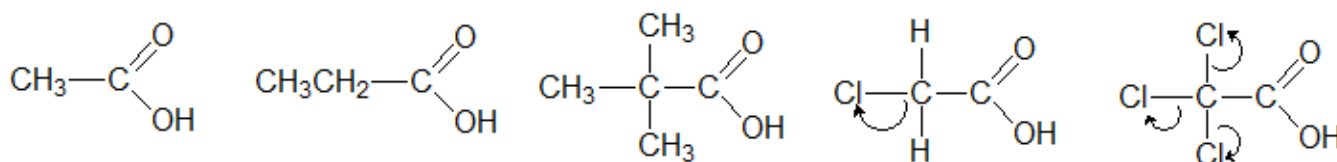
- a)  $\text{CH}_3\text{COOH}$
- b)  $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{COOH}$
- c)  $(\text{CH}_3)_3\text{C} - \text{COOH}$
- d)  $\text{ClCH}_2 - \text{COOH}$
- e)  $\text{CCl}_3\text{COOH}$

## Comentários

A adição de elementos eletronegativos à molécula reforça o seu caráter ácido. Portanto, a molécula que tem o maior número de átomos de cloro é o ácido mais forte. No caso, é o ácido tricloroacético.

Os ácidos das letras A a C não possuem nenhum grupo que exerce o efeito indutivo removedor de elétrons.

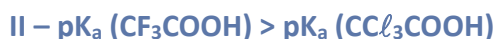
Os únicos ácidos com removedores de elétrons são o cloroacético e o tricloroacético. E o efeito removedor de três átomos de cloro, com certeza é superior.



## Gabarito: E

## 19. (ITA – 2014)

São feitas as seguintes comparações de valores de  $pK_a$  de compostos orgânicos:



Obs.:  $pK_a$  também é uma medida de acidez. Quanto menor o  $pK_a$  de um ácido, mais forte é o ácido.

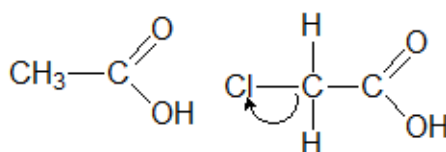
Das comparações acima, estão CORRETAS apenas:

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

### Comentários

Devemos nos lembrar que, quanto maior o  $pK_a$  de um ácido, mais fraco ele é. Portanto, nas comparações I, II e III, devemos descobrir se o ácido da esquerda é mais fraco que o ácido da direita.

I – De fato, o ácido acético ( $\text{CH}_3\text{COOH}$ ) é mais fraco que o ácido cloroacético ( $\text{CH}_2\text{ClCOOH}$ ), porque, no segundo caso, existe um efeito indutivo removedor de elétrons provocado pelo átomo de cloro. Afirmação correta.



II – O efeito indutivo removedor de elétrons do átomo de flúor é mais forte que o do átomo de cloro. Portanto, o ácido fluorado é mais forte que o ácido clorado. Logo, o ácido trifluoroacético ( $\text{CF}_3\text{COOH}$ ) é mais forte que o ácido tricloroacético ( $\text{CCl}_3\text{COOH}$ ). Portanto, a comparação está errada.

III – O efeito indutivo se propaga em cadeia. Quanto maior a distância do átomo de cloro ao grupo – OH

**Gabarito: E**

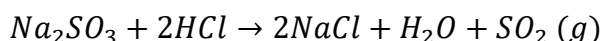
**20. (ITA – 1989)**

São misturados volumes iguais de soluções aquosas de duas substâncias distintas, ambas as soluções com concentração  $5,00 \cdot 10^{-3}$  molar. Dentre os pares abaixo, assinale aquele para o qual NÃO irá ocorrer reação perceptível.

- a)  $\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{HCl}$
- b)  $\text{KCl} + \text{MgSO}_4$
- c)  $\text{KI} + \text{Pb}(\text{NO}_3)_2$
- d)  $\text{CaCl}_2 + \text{K}_2\text{CO}_3$
- e)  $\text{CO}_2 + \text{Ba}(\text{OH})_2$

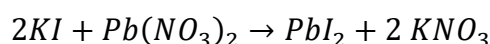
**Comentários**

a) A adição de ácidos a um sulfito provoca o aparecimento do  $\text{H}_2\text{SO}_3$  que é instável em solução e se decompõe em  $\text{H}_2\text{O}$  e  $\text{SO}_2$  (dióxido de enxofre), que é gasoso. Logo, ocorre reação perceptível devido à liberação de gás.

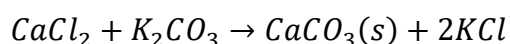


b) Entre  $\text{KCl}$  e  $\text{MgSO}_4$ , não ocorre nenhuma reação perceptível. Não há formação de precipitado nem a liberação de gás.

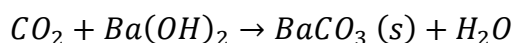
c) Quando se mistura iodeto de potássio ( $\text{KI}$ ) e nitrato de chumbo ( $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ ), observa-se a formação de um precipitado, que é o sal insolúvel iodeto de chumbo ( $\text{PbI}_2$ ).



d) Nessa mistura, ocorre a formação de precipitado devido à formação do sal insolúvel carbonato de cálcio ( $\text{CaCO}_3$ ).



e) Observa-se a formação do precipitado carbonato de bário ( $\text{BaCO}_3$ ).



**Gabarito: B**

**21. (ITA – 2013)**

Assinale a alternativa CORRETA para o par de substâncias cujas soluções aquosas, ao serem misturadas, produzem um precipitado amarelo:

- a)  $\text{AlCl}_3$  e  $\text{KOH}$
- b)  $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$  e  $\text{Na}_2\text{SO}_4$
- c)  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$  e  $\text{NaClO}_4$
- d)  $\text{Pb}(\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2)_2$  e  $\text{KI}$
- e)  $\text{AgNO}_3$  e  $\text{NH}_4\text{OH}$

**Comentários**

Infelizmente, essa é uma daquelas questões, para as quais é difícil se preparar. É, no mínimo, complicado para o aluno saber todas as cores de sais.

- a) Ocorre a precipitação de  $\text{Al}(\text{OH})_3$ , que é branco.
- b) Ocorre a precipitação de  $\text{BaSO}_4$ , sulfato de bário, que é branco. É um sal bem importante, pois é utilizado para a extração de radiografias.
- c) Não ocorre nenhuma precipitação, pois tanto o perclorato de cobre  $[\text{Cu}(\text{ClO}_4)_2]$  como o nitrato de sódio ( $\text{NaNO}_3$ ) são solúveis.
- d) Ocorre a formação de  $\text{PbI}_2$ , que é amarelo.
- e) Não ocorre nenhuma precipitação, pois o hidróxido de amônio ajuda a dissolução dos íons prata.

**Gabarito: D****22. (ITA – 2006)**

São descritos, a seguir, dois experimentos e respectivas observações envolvendo ossos limpos e secos provenientes de uma ave.

- I. Um osso foi imerso em uma solução aquosa 10 % (v/v) em ácido fórmico. Após certo tempo, observou-se que o mesmo havia se tornado flexível.
- II. Um outro osso foi colocado em uma cápsula de porcelana e submetido a aquecimento em uma chama de bico de Bunsen. Após um longo período de tempo, observou-se que o mesmo se tornou frágil e quebradiço.



- a) Explique as observações descritas nos dois experimentos.
- b) Baseando-se nas observações acima, preveja o que acontecerá se um terceiro osso limpo e seco for imerso em uma solução aquosa  $1\text{mg L}^{-1}$  em fluoreto de sódio e, a seguir, em uma solução aquosa a 10 % (v/v) em ácido fórmico.

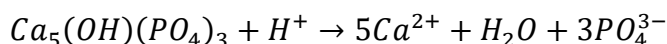
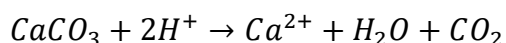
Justifique a sua resposta.

### Comentários

O osso é composto basicamente por:

- Água;
- Uma matriz orgânica, formada principalmente por proteínas, como o colágeno;
- Minerais, principalmente carbonato de cálcio ( $\text{CaCO}_3$ ) e hidroxiapatita ( $\text{Ca}_5(\text{OH})(\text{PO}_4)_3$ ).

a) No procedimento I, o ácido fórmico dissolve o carbonato de cálcio e a hidroxiapatita, provocando a desmineralização do osso.



No procedimento II, o aquecimento elimina a água e decompõe a matriz orgânica do osso, restando somente a parte mineral. A parte mineral é formada por compostos iônicos que, de fato, têm por característica serem frágeis e quebradiços.

b) A imersão na solução de fluoreto de sódio provocará a produção de fluoroapatita a partir da hidroxiapatita. Como a fluoroapatita não reage com ácidos, o osso se tornará mais resistente à desmineralização pela solução ácida.

### Gabarito: discursiva

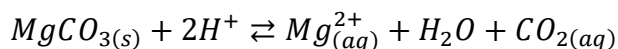
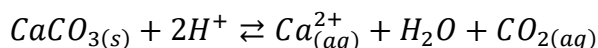
#### 23. (ITA – 2012)

Considere dois lagos naturais, um dos quais contendo rocha calcárea ( $\text{CaCO}_3$  e  $\text{MgCO}_3$ ) em contato com a água.

Discuta o que acontecerá quando houver precipitação de uma grande quantidade de chuva ácida ( $\text{pH} < 5,6$ ) em ambos os lagos. Devem constar de sua resposta os equilíbrios químicos envolvidos.

## Comentários

O íon carbonato em meio ácido reage liberando gás carbônico:



Portanto, na presença de acidez, a rocha calcárea se dissolve, liberando gás carbônico.

## Gabarito: discursiva

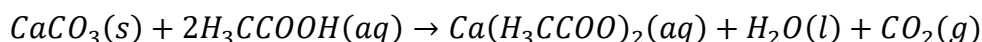
### 24. (ITA-2010)

Foram realizadas experiências com dois ovos de galinha. Inicialmente, ambos foram imersos em vinagre até a dissolução da casca, que pode ser considerada constituída prioritariamente por carbonato de cálcio. Os ovos envoltos apenas em suas membranas foram cuidadosamente retirados do vinagre e deixados secar por um breve período. A seguir, um ovo foi imerso em água pura e, o outro, numa solução saturada de sacarose, sendo ambos assim mantidos até se observar variação volumétrica de cada ovo.

- Escreva a equação química balanceada que descreve a reação de dissolução da casca de ovo.
- O volume dos ovos imersos nos líquidos deve aumentar ou diminuir? Explique sucintamente por que essas variações volumétricas ocorrem.

## Comentários

A casca do ovo é dissolvida pelo vinagre de acordo com a seguinte equação:



O volume do ovo tende a aumentar por osmose quando ele é imerso em água pura, pois esse é um meio hipotônico. Por outro lado, tende a diminuir por osmose quando ele é imerso em solução saturada de sacarose, pois é um meio hipertônico.

## Gabarito: discursiva



**25. (ITA-2013)**

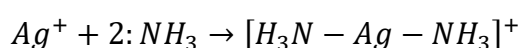
Uma alíquota de uma solução aquosa constituída de haletos de sódio foi adicionada a uma solução aquosa de nitrato de prata, com formação de um precipitado. À mistura contendo o precipitado, foi adicionada uma alíquota de solução aquosa de hidróxido de amônio, com dissolução parcial do precipitado. Ao precipitado remanescente, foi adicionada uma alíquota de solução aquosa diluída de hidróxido de amônio, com dissolução parcial do precipitado. Ao precipitado remanescente, foi adicionada uma alíquota de solução aquosa concentrada de hidróxido de amônio, verificando-se nova dissolução parcial do precipitado.

Sabendo que a mistura de haletos é composta pelo fluoreto, brometo, cloreto e iodeto de sódio, assinale a alternativa CORRETA para o(s) haleto(s) de prata presente(s) no precipitado não dissolvido.

- a) Brometo de prata.
- b) Cloreto de prata.
- c) Fluoreto de prata.
- d) Iodeto de prata.
- e) Brometo e cloreto de prata.

**Comentários**

A formação de precipitado se deve à formação de haletos de prata  $AgX$ , sendo que, dentre esses, apenas o  $AgF$  é solúvel. No entanto, esses haletos se solubilizam na presença de amônia devido à reação ácido-base de Lewis:



Dentre os demais haletos, o cloreto de prata é o mais solúvel e o iodeto é o menos solúvel. Isso acontece porque o raio iônico do cloreto é menor, o que possibilita maior solvatação desse sal.

Sendo assim, com a primeira adição de solução de hidróxido de amônio, é mais provável que o cloreto de prata ( $AgCl$ ) seja capaz de dissolver antes dos demais haletos de prata.

Com a adição da solução mais concentrada, o brometo de prata ( $AgBr$ ) se dissolve. O brometo de prata é mais fácil de se dissolver do que o iodeto de prata ( $AgI$ ), porque o seu raio iônico é menor que o raio iônico do iodeto.

Sendo assim, o precipitado final que resta é composto pelo sal mais difícil de se dissolver, que é o iodeto de prata ( $AgI$ ).

**Gabarito: D**

## 26. (ITA-2013)

Considere o produto de solubilidade ( $K_{PS}$ ) a  $25^{\circ}\text{C}$  das substâncias I, II e III:



Assinale a opção que contém a ordem CORRETA da condutividade elétrica à temperatura de  $25^{\circ}\text{C}$  de soluções aquosas não saturadas, de mesma concentração, dessas substâncias:

a)  $\text{I} < \text{II} < \text{III}$

b)  $\text{I} = \text{II} = \text{III}$

c)  $\text{II} < \text{I} < \text{III}$

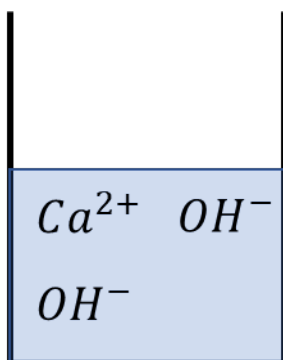
d)  $\text{III} < \text{I} < \text{II}$

e)  $\text{III} < \text{II} < \text{I}$

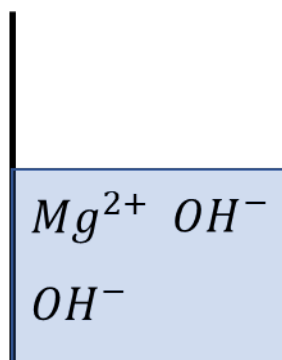
## Comentários

Todos os hidróxidos de metais são bases fortes. Com base nisso, podemos imaginar uma situação em que temos três soluções de mesma concentração muito baixa, por exemplo,  $10^{-8} \text{ mol/L}$  de cada um dos hidróxidos citados.

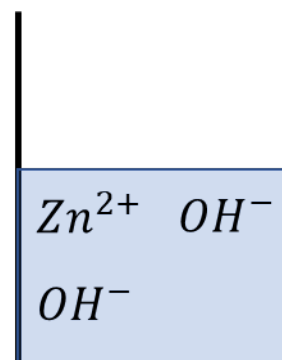
O que podemos concluir é que o pouco que se dissolve está 100% dissociado.



$\text{Ca}(\text{OH})_2$   $10^{-8} \text{ mol/L}$   
 $3 \cdot 10^{-8} \text{ mol/L}$  de íons



$\text{Mg}(\text{OH})_2$   $10^{-8} \text{ mol/L}$   
 $3 \cdot 10^{-8} \text{ mol/L}$  de íons



$\text{Zn}(\text{OH})_2$   $10^{-8} \text{ mol/L}$   
 $3 \cdot 10^{-8} \text{ mol/L}$  de íons

A importância dos produtos de solubilidade ( $K_{PS}$ ) fornecidos para os hidróxidos de metais diz respeito ao quanto se consegue dissolver. Porém, ainda que um hidróxido seja pouco solúvel, o pouco que se dissolve encontra-se 100% dissociado.

Por isso, se as três soluções possuem a mesma concentração do hidróxido, elas também possuem a mesma concentração de íons. No caso, se a solução é  $10^{-8}$  mol/L em qualquer um dos três casos corresponderá a  $3 \cdot 10^{-8}$  mol/L de íons.

Sendo assim, as condutividades das três soluções são aproximadamente iguais.

### Gabarito: B

#### 27. (ITA-2011)

A 25 °C, três frascos (I, II e III) contêm, respectivamente, soluções aquosas 0,10 mol.L<sup>-1</sup> em acetato de sódio, em cloreto de sódio e nitrito de sódio.

Assinale a opção que apresenta a ordem CORRETA de valores de pH<sub>x</sub> (x = I, II e III) dessas soluções, sabendo que as constantes de dissociação (K), a 25 °C dos ácidos clorídrico (HCl), nitroso (HNO<sub>2</sub>) e acético (CH<sub>3</sub>COOH), apresentam a seguinte relação:

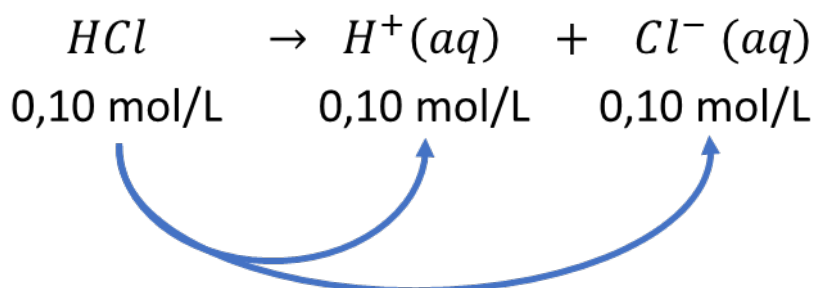


- a) pH (I) < pH (II) < pH (III)
- b) pH (I) < pH (III) < pH (II)
- c) pH (II) < pH (I) < pH (III)
- d) pH (II) < pH (III) < pH (I)
- e) pH (III) < pH (II) < pH (I)

### Comentários

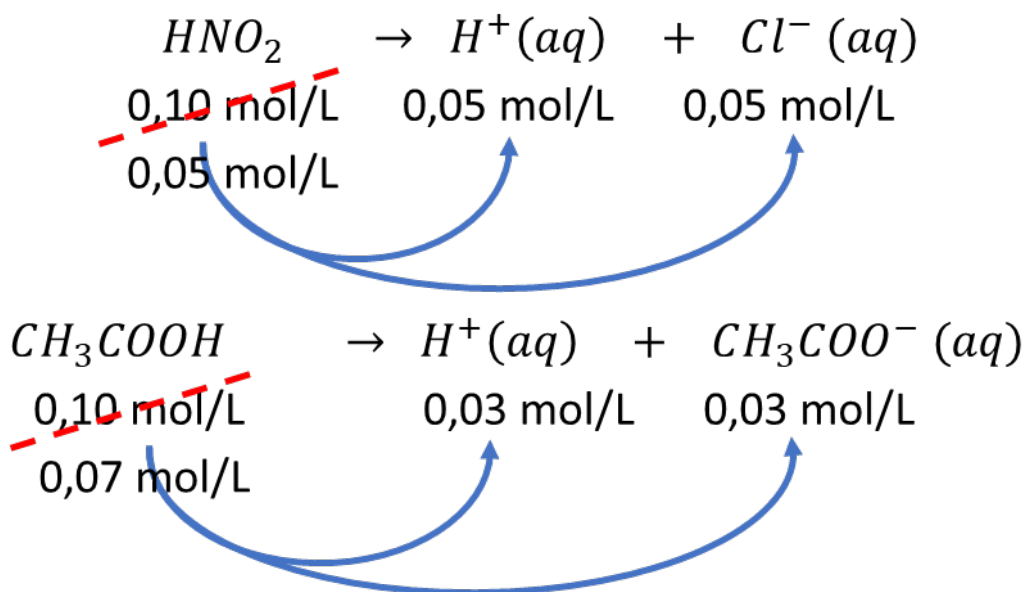
No caso de ácidos, que são moleculares, a constante de dissociação (K) se relaciona com a força do ácido ou com o seu grau de ionização.

O ácido clorídrico (HCl) é considerado um ácido forte. Sendo assim, na sua solução 0,10 mol/L, praticamente todo o ácido se apresentará na forma de íons.



Sendo assim, serão produzidos 0,10 mol/L de H<sup>+</sup>.

Já o ácido nitroso ( $\text{HNO}_2$ ) e o ácido acético ( $\text{CH}_3\text{COOH}$ ) são fracos, sendo o ácido acético o mais fraco. Isso significa que eles têm um menor grau de ionização. Suponha, a título de ilustração, que o ácido nitroso tenha ionização de 50% e que o ácido acético tenha ionização de 30%. Nesse caso, teríamos.



Dessa maneira, podemos ver que a concentração de íons  $\text{H}^+$  produzida segue a ordem de força dos ácidos ( $\text{HCl} > \text{HNO}_2 > \text{CH}_3\text{COOH}$ ).

Porém, lembre-se que, quanto menor o pH, maior é a acidez da solução. Portanto, a solução de menor pH é a do  $\text{HCl}$  e a solução de maior pH é a do  $\text{CH}_3\text{COOH}$ .

$$\text{pH (I)} < \text{pH (II)} < \text{pH (III)}$$

**Gabarito: A**

**28. (ITA – 2014 – adaptada)**

Considere a reação do tetraborato de sódio:



Em relação ao produto da reação  $\text{B(OH)}_3$ , são feitas as seguintes afirmações:

I –  $\text{B(OH)}_3$  é um ácido de Lewis;

II –  $\text{B(OH)}_3$  é uma base de Arrhenius;

III – O produto da primeira ionização do  $\text{B(OH)}_3$  em meio aquoso é  $[\text{BO(OH)}_2]^-$ .

Das afirmações acima, estão corretas:

a) Apenas I.

b) Apenas I e III.

c) Apenas II.

d) Apenas II e III.

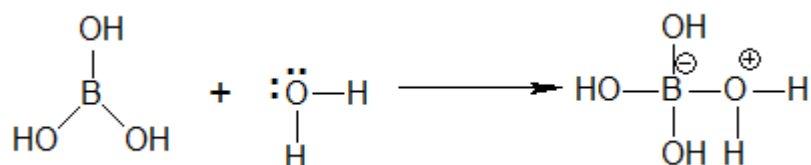
e) Apenas III.

Obs.: Uma questão bastante capciosa, que requer bastante conhecimento teórico de Química do aluno. Na prova original, ela foi anulada devido a um erro no enunciado.

### Comentários

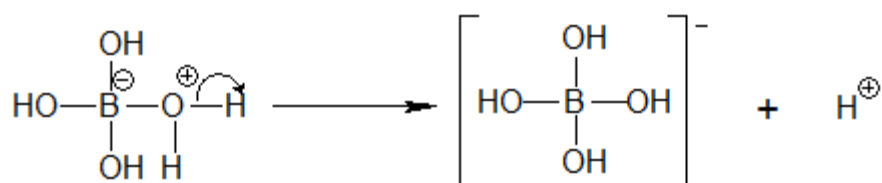
Vamos analisar os itens.

I – O ácido bórico é sim um ácido de Lewis, porque o boro apresenta apenas 6 elétrons na camada de valência, portanto, tem um orbital vazio. Uma das reações mais importantes desse ácido é com a própria água, formando um complexo de coordenação. Afirmação Correta.



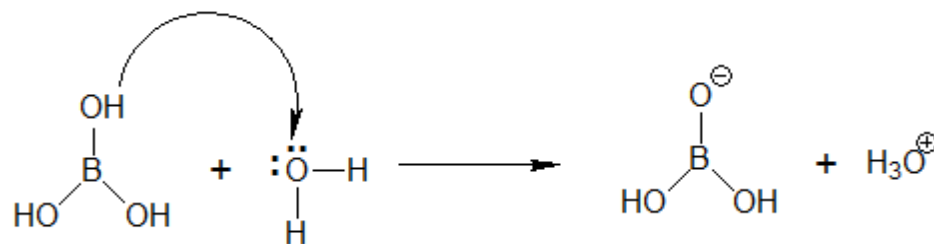
II – Apesar da forma como foi escrita, o ácido bórico ( $\text{H}_3\text{BO}_3$ ) não é uma base, mas sim um ácido de Arrhenius, pois libera  $\text{H}^+$ , e não  $\text{OH}^-$  quando dissolvida em meio aquoso. Afirmação Errada.

III – Em um item para lá de ITA, quando ionizado, o ácido bórico produz  $\text{B}(\text{OH})_4^-$ , e não  $[\text{BO}(\text{OH})_2]^-$ . Vejamos.



A razão para isso é que a carga negativa em  $\text{B}(\text{OH})_4^-$  é mais bem distribuída, já que pode se localizar em qualquer um dos quatro oxigênios.

Se considerássemos a ionização com base puramente com base na estrutura do  $\text{B}(\text{OH})_3$ , teríamos realmente a formação de  $[\text{BO}(\text{OH})_2]^-$ , porém, nesse ânion, a carga não é tão bem distribuída, já que ela tenderá a se concentrar mais no átomo de oxigênio que não está ligado a nenhum hidrogênio.



Logo, a afirmação III está errada. Somente a I está correta.

**Gabarito: A**