

Aula 06 – Funções Inorgânicas

IME 2021

Professor Thiago Cardoso

Apresentação da Aula	4
1. Ácidos de Arrhenius	5
1.1. <i>Classificações</i>	5
1.2. <i>Nomenclatura</i>	7
1.2.1. Nomenclatura de Hidrácidos	8
1.2.2. Nomenclatura de Oxiácidos.....	8
1.3. <i>Força Ácida</i>	13
1.3.1. Constante de Acidez	14
1.3.2. Regras Básicas de Força Ácida	15
1.3.2. Efeito do Solvente.....	16
1.3.3. Efeito da Estrutura Molecular.....	18
2. Bases de Arrhenius	30
2.1. <i>Nomenclatura dos Hidróxidos de Metais</i>	31
2.2. <i>Força e Solubilidade dos Hidróxidos de Metais</i>	33
3. Sais	38
3.1. <i>Nomenclatura de Sais</i>	41
3.1.1. Nomenclatura de Sais Normais	41
3.1.2. Nomenclatura de Sais Hidratados	43
3.1.3. Nomenclatura de Sais Ácidos	44
3.1.4. Nomenclatura de Sais Básicos	46
3.2. <i>Regras de Solubilidade dos Sais</i>	47
3.2.1. Efeito do Íon Comum.....	50
4. Reações Inorgânicas	53
4.1. <i>Reações de Neutralização</i>	53
4.2. <i>Reações com Desprendimento de Gases</i>	53
5.2.1. Carbonatos e Bicarbonatos	53
5.2.2. Sais de Amônio	55
5.3. <i>Formação de Precipitado</i>	55
4.3. <i>Formação de Precipitado</i>	57



5. Óxidos	62
5.1. Óxidos Básicos	62
5.2. Óxidos Ácidos	63
5.3. Óxidos Anfóteros	66
5.4. Óxidos Duplos	69
5.5. Óxidos Neutros	70
5.6. Peróxidos	71
5.7. Superóxidos	72
6. Outros Conceitos Ácido-Base	74
6.1. Conceito de Brønsted-Lowry	75
6.1.1. Reações entre dois Ácidos	77
6.2. Conceito de Lewis	77
7. Gabarito	82
8. Lista de Questões Propostas	83
9. Lista de Questões Comentadas	100
10. Considerações Finais	126
11. Referências	127



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, como é o caso da produção de cervejas. Duas enzimas são muito importantes para a maturação de uma cerveja: a alfa-amilase e a beta-amilase. A atividade dessas enzimas é bastante influenciada pela temperatura e pelo pH do meio.

Ambas as enzimas quebram o amido presente no malte da cerveja em açúcares menores, porém de maneira diferente. A alfa-amilase quebra a cadeia no meio, gerando açúcares de cadeia grande e não fermentáveis, contribuindo para uma cerveja mais doce e encorpada. Por outro lado, a beta-amilase quebra o amido nas extremidades, gerando açúcares de cadeia pequena e fermentáveis, contribuindo para o maior percentual de álcool na cerveja e um paladar mais seco.

A beta-amilase é mais ativa em pH ligeiramente ácido, entre 5 e 5,5, enquanto que a alfa-amilase é mais ativa em pH ligeiramente mais alcalino, entre 5,3 e 5,7.

Sendo assim, se o fabricante da cerveja deseja uma cerveja mais seca, com maior teor alcoólico, ele deve aumentar o pH do mosto (diminuir a acidez), de modo que a alfa-amilase tenha maior atividade enzimática predominante. Por outro lado, se desejar uma cerveja mais doce e encorpada, com menor teor alcoólico, deverá diminuir o pH do mosto, de modo que a beta-amilase tenha maior atividade enzimática.

Ao término desse capítulo, é de se esperar que o leitor domine os seguintes conteúdos:

- Entenda os diferentes conceitos de acidez e basicidade;
- Saiba identificar quais espécies químicas se comportam ou podem se comportar como ácidos ou bases e em que situações;
- Entre ácidos parecidos, saiba determinar qual deve ser o mais forte;
- Entenda a diferença entre eletrólito fraco e eletrólito insolúvel;
- Saiba algumas das principais regras para prever a solubilidade de hidróxidos e sais;
- Entenda as principais reações de neutralização, de decomposição com desprendimento de gases e reações com formação de precipitado;
- Entenda os mecanismos, pelos quais diferentes óxidos podem se comportar como ácidos ou 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.

Definição: Um hidrogênio ionizável é aquele que está ligado a um elemento bastante eletronegativo, como um halogênio ou oxigênio.

A razão para isso é que somente os átomos muito eletronegativos são capazes de puxar o elétron do hidrogênio, permitindo a sua saída na forma de H^+ .

X deve ser muito eletronegativo para puxar os elétrons do hidrogênio

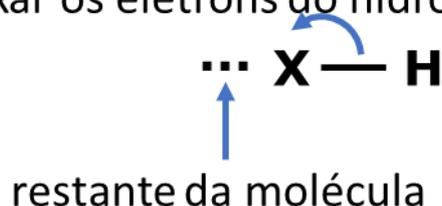


Figura 1: Hidrogênios Ionizáveis

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.

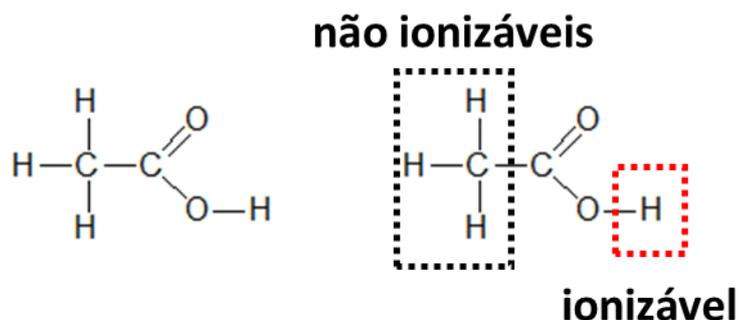


Figura 2: Molécula de Ácido Acético (CH_3COOH) e seus Hidrogênios Ionizáveis

O ácido acético possui quatro hidrogênios, mas somente um deles é ionizável, que é o que está diretamente ligado a um átomo de oxigênio. Os outros três que estão ligados ao átomo de carbono não são 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 .

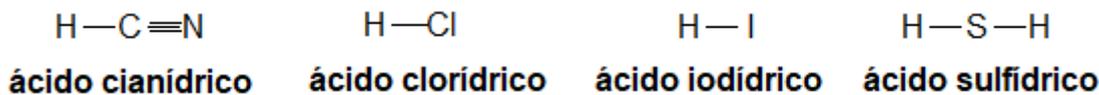


Figura 3: Exemplos de Hidrácidos

O ácido cianídrico é um caso interessante, porque o hidrogênio ionizável está ligado ao átomo de carbono. Seremos capazes de entender melhor esse caso quando estivermos debruçando a força ácida.

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

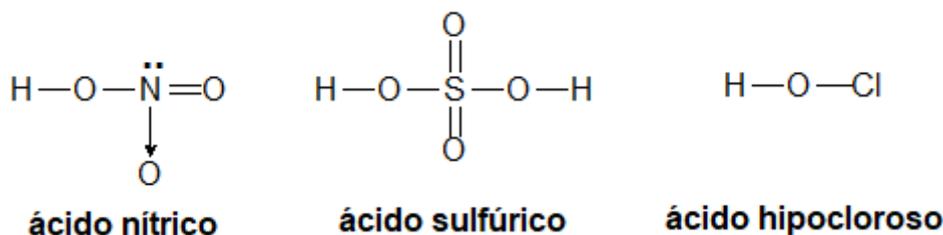


Figura 4: Exemplos de Oxiácidos

Embora sejam muito representados por sua fórmula molecular, eu prefiro, em alguns casos representar o ácido nítrico, sulfúrico e o hipocloroso, respectivamente, por $HONO_2$, $HOSO_3H$ e $HOCl$, porque essa representação nos lembra de sua estrutura molecular.

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

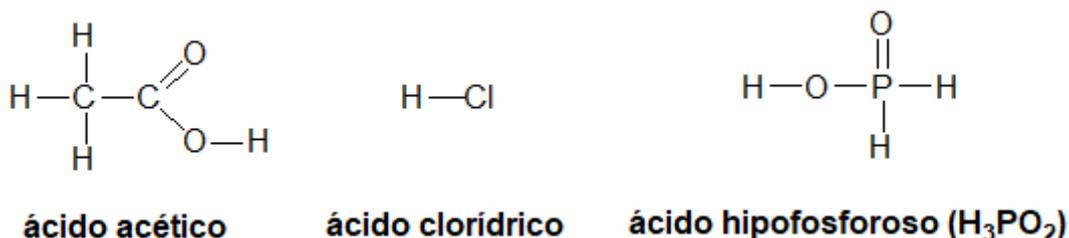


Figura 5: Exemplos de Monoácidos

Um caso muito interessante mostrado na Figura 5 é o ácido hipofosforoso (H_3PO_2), que, apesar de ter três hidrogênios, é um monoácido, porque dois hidrogênios estão ligados ao átomo central de fósforo.

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

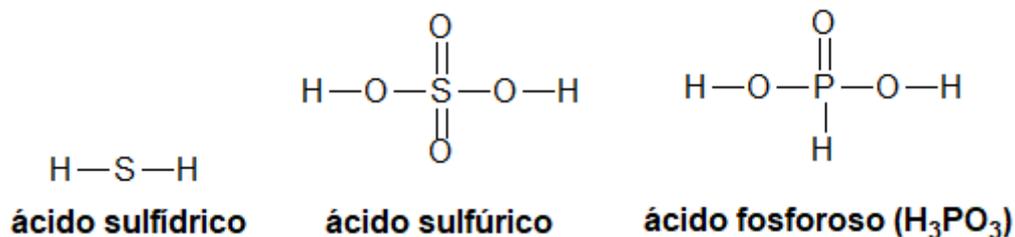


Figura 6: Exemplos de Diácidos

Mais uma vez, o ácido fosforoso (H_3PO_3) é o que mais desperta dúvidas entre os alunos, uma vez que, apesar de possuir três hidrogênios, apenas dois deles são ionizáveis.

Um erro muito comum dos alunos em questões de prova é pensar que o ácido hipofosforoso (H_3PO_2) seria um diácido e que o ácido fosforo (H_3PO_3) seria um triácido. Fique atento.

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

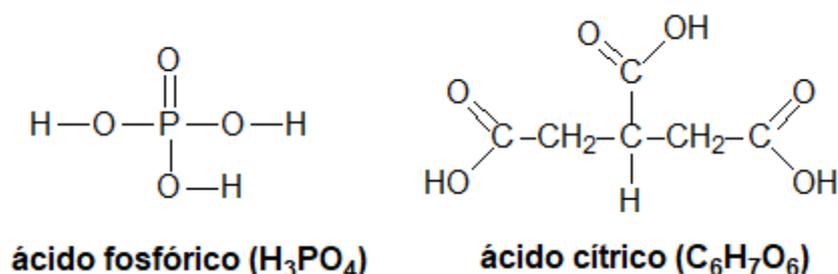


Figura 7: Exemplos de Triácidos

1.2. Nomenclatura

A meu ver, não faz muito sentido você ficar perdendo horas e mais horas de estudo tentando decorar os sistemas de nomenclatura.

Eu acredito que é bem mais fácil você ir aprendendo aos poucos à medida que você toma mais contato com a Química. Você pode perceber que eu tenho te mostrado os nomes de diversos compostos seguidos de suas fórmulas desde a primeira aula e continuarei fazendo isso até o final do nosso curso. Acredito que esse seja o melhor caminho para aprender nomenclatura de compostos.

Por isso, por mais que eu considere importante você ter sido apresentado da maneira mais abrangente possível aos sistemas de nomenclaturas usados na Química, vejo que você sempre poderá retornar e usar esse material como consulta.

Os hidrácidos e oxiácidos seguem sistemas diferentes de nomenclatura.



1.2.1. Nomenclatura de Hidrácidos

No caso de hidrácidos, basta acrescentar o sufixo **–ídrico** ao nome do elemento que compõe o ácido.

O nome do ânion, que é o que resta do ácido após tirar todos os seus hidrogênios ionizáveis, é obtido com o sufixo **–eto**. É interessante você ir aprendendo os nomes dos ânions correspondentes aos hidrácidos, porque eles são úteis para a nomenclatura dos sais.

Tabela 1: Nomenclatura de Hidrácidos

Ácido		Ânion Correspondente	
<i>HF</i>	Ácido fluorídrico	<i>F⁻</i>	Fluoreto
<i>HCl</i>	Ácido clorídrico	<i>Cl⁻</i>	Cloreto
<i>HBr</i>	ácido bromídrico	<i>Br⁻</i>	Brometo
<i>H₂S</i>	ácido sulfídrico	<i>S²⁻</i>	Sulfeto
<i>HCN</i>	ácido cianídrico	<i>CN⁻</i>	Cianeto

Como são poucos os oxiácidos, você acabará decorando essa lista.

1.2.2. Nomenclatura de Oxiácidos

Nessa seção, estudaremos apenas a nomenclatura de oxiácidos pequenos, que, normalmente, apresentam um átomo central em sua estrutura, ao qual estão ligados os grupos hidroxila. Existem outros ácidos de cadeia longa, como os orgânicos, que serão estudados no terceiro livro dessa obra.

Nos oxiácidos de que tratamos nessa seção, **todos** os átomos de oxigênio estão ligados ao núcleo central:

- Os grupos –OH estão ligados ao átomo central A por uma ligação covalente comum;
- Os átomos O sozinhos estão ligados ao átomo central por uma ligação dupla ou coordenada.

Conhecidas as estruturas gerais dos oxiácidos, passemos à nomenclatura, que é feita com os sufixos **–oso** e **–ico**. Aprenderemos também as nomenclaturas dos respectivos **ânions**, que deve ser feita trocando o sufixo **–oso** por **–ito** e o sufixo **–ico** por **–ato**.



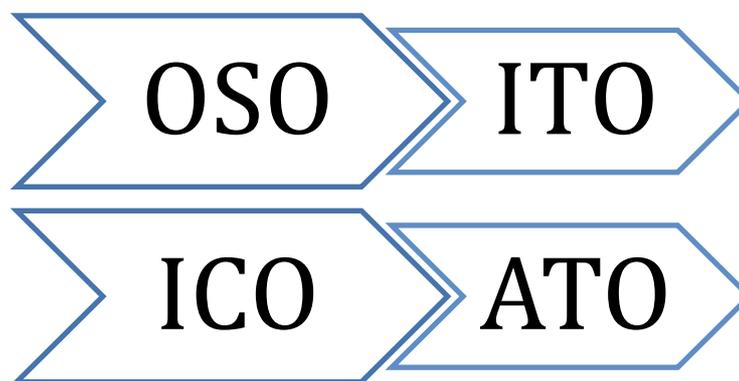


Figura 8: Nomenclatura dos Ânions Derivados de Oxiácidos

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

- Se o elemento forma apenas um oxiaácido 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.

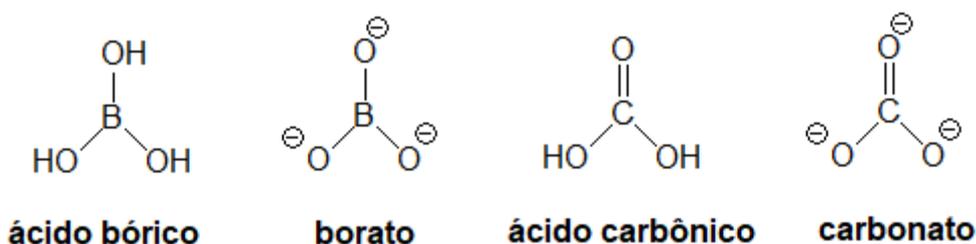


Figura 9: Ácidos Bórico e Carbônico e seus respectivos ânions correspondentes

- Se o elemento forma apenas dois oxiaácidos, 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.

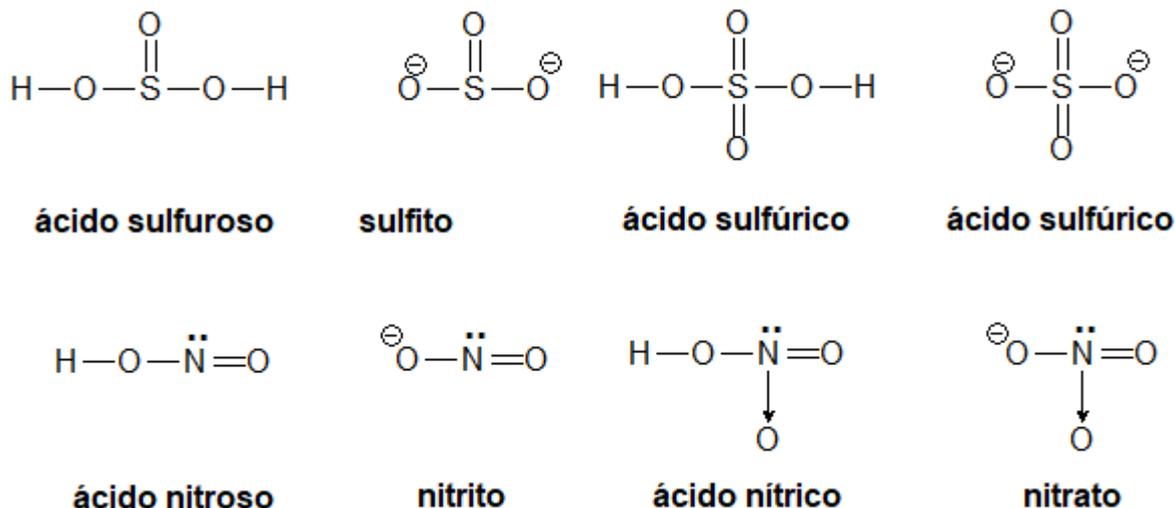


Figura 10: Ácidos de Nitrogênio e Enxofre e seus respectivos ânions correspondentes

Os ácidos sulfuroso e nitroso não podem ser isolados. Ou seja, não podemos ter um béquer com ácido sulfuroso ou ácido nitroso puro, como podemos ter com ácido sulfúrico e nítrico.

No entanto, existem os seus sais. Por exemplo, o nitrito de sódio é amplamente utilizado como conservante de alimentos, por ser um poderoso bactericida.

É bastante comum na Química que não existam os ácidos, porém, existam compostos derivados, como é o exemplo dos sais.

Outro ponto que podemos comentar é que, a princípio, poderíamos pensar na existência de um terceiro ácido do enxofre, de fórmula H_2SO_2 . Porém, até o presente momento, não foram encontrados experimentalmente nenhum vestígio desse ácido nem dos teóricos sais dele derivados. Por isso, normalmente só falamos dos ácidos sulfuroso e sulfúrico.

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

Esse é o caso do fósforo.

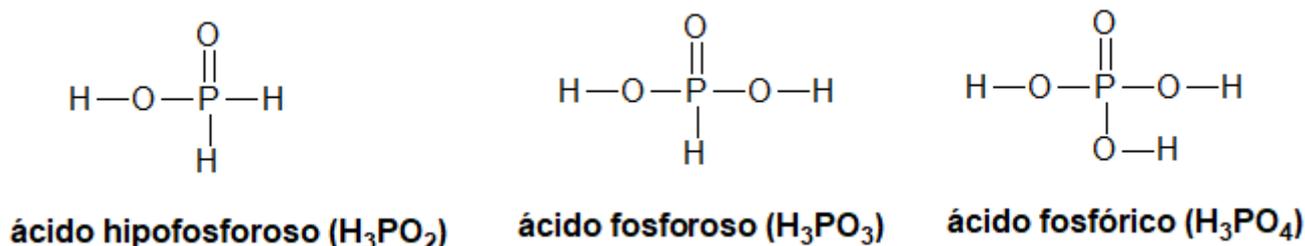


Figura 11: Ácidos do Fósforo

A Figura 11 permite concluir a quantidade de hidrogênios ionizáveis dos ácidos de fósforo, pois os hidrogênios ligados diretamente ao fósforo não são ionizáveis.

Tabela 2: Quantidade de Hidrogênios Ionizáveis dos Ácidos de Fósforo

Fórmula Molecular	Nome do Ácido	Hidrogênios Ionizáveis
H_3PO_2	Hipofosforo	1
H_3PO_3	Fosforo	2
H_3PO_4	Fosfórico	3

É importante você compreender a Figura 11 e a Tabela 2, porque os ácidos de fósforo são os mais confundidos pelos alunos na hora da prova.

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

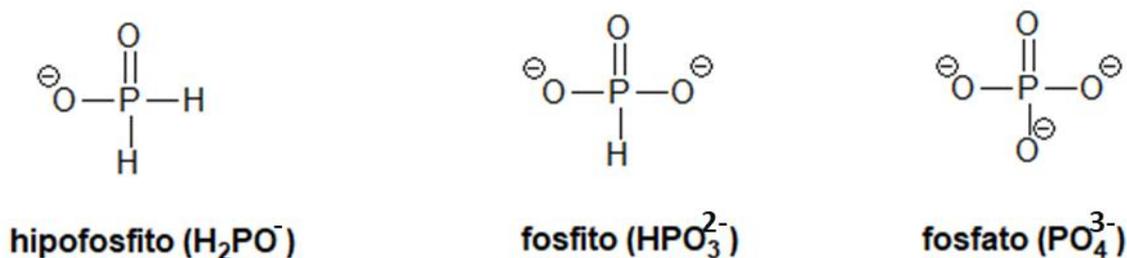
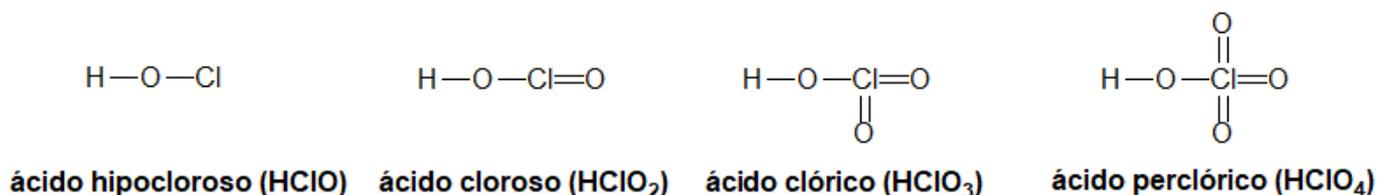


Figura 12: Ânions correspondentes aos Ácidos de Fósforo

O fósforo ainda forma outros ácidos oxigenados provenientes da desidratação dos ácidos oxigenados mostrados na Figura 11.

- 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).





ácido hipocloroso (HClO) ácido cloroso (HClO₂) ácido clórico (HClO₃) ácido perclórico (HClO₄)

Figura 13: Ácidos do Cloro

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

Tabela 3: Nomenclatura de Oxiácidos

Ácido	Base Conjugada
HClO ácido hipocloroso	ClO ⁻ Hipoclor ito
HClO ₂ ácido clor oso	ClO ₂ ⁻ Clor ito
HClO ₃ ácido clór ico	ClO ₃ ⁻ Clor ato
HClO ₄ ácido perclór ico	ClO ₄ ⁻ Perclor ato
HBrO ácido hipobromoso	BrO ⁻ Hipobrom ito
HBrO ₂ ácido brom oso	BrO ₂ ⁻ Brom ito
HBrO ₃ ácido brôm ico	BrO ₃ ⁻ Brom ato
HBrO ₄ ácido perbrôm ico	BrO ₄ ⁻ Perbrom ato
H ₂ SO ₃ ácido sulfur oso	SO ₃ ²⁻ Sulf ito
H ₂ SO ₄ ácido sulfúr ico	SO ₄ ²⁻ Sulf ato
H ₃ PO ₂ ácido hipofosforoso	H ₂ PO ₂ ⁻ Hipofosf ito
H ₃ PO ₃ ácido fosfor oso	HPO ₃ ²⁻ Fosf ito
H ₃ PO ₄ ácido fosfór ico	PO ₄ ³⁻ Fosf ato
HNO ₂ ácido nitros o	NO ₂ ⁻ Nitrit o
HNO ₃ ácido nítr ico	NO ₃ ⁻ Nitrat o

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):



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

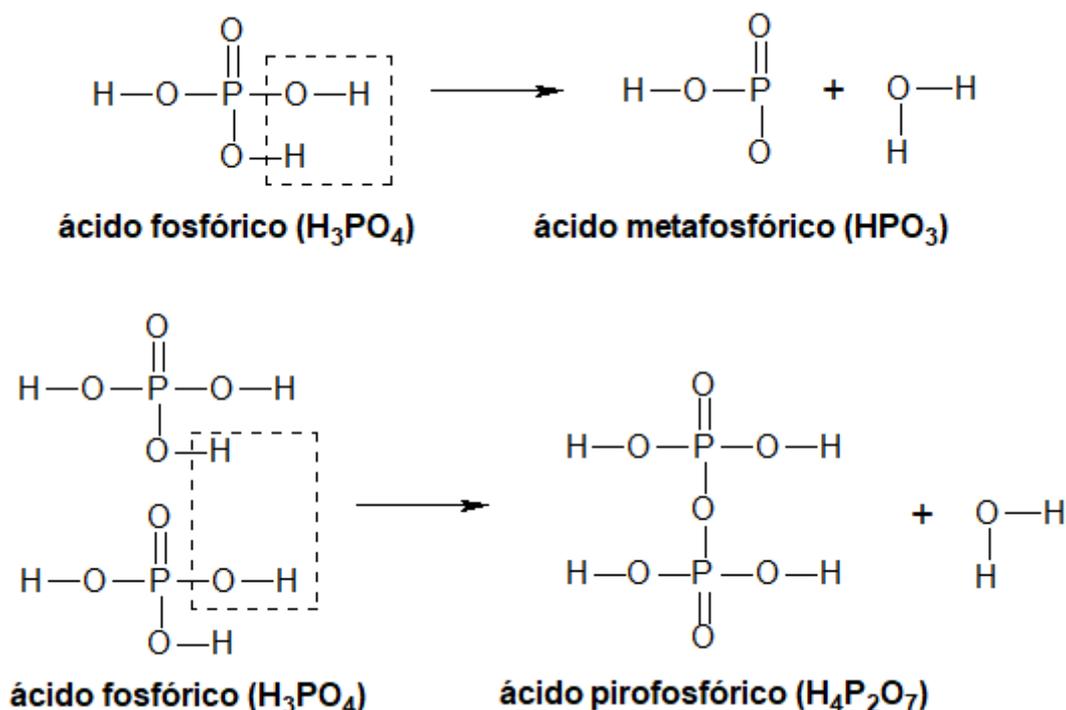


Figura 14: Desidratação do Ácido Fosfórico (H_3PO_4)

Nesse contexto, o ácido fosfórico pode ser chamado de **ortofosfórico**. Seguem os nomes dos três ácidos mencionados na Figura 14 por ordem de hidratação.

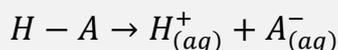
- H_3PO_4 : ácido (orto)fosfórico
- $H_4P_2O_7$: ácido *piro*fosfórico
- HPO_3 : ácido *meta*fosfórico

O prefixo **orto-** em ortofosfórico é opcional e normalmente só é utilizado no contexto de um processo de desidratação do ácido fosfórico, quando se deseja frisar que está se falando do ácido H_3PO_4 , que é o mais hidratado dos três.

1.3. Força Ácida

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





Diz-se que um ácido é:

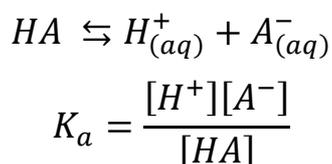
- **Forte:** quando, em solução, se encontra completamente ionizado;
- **Fraco:** quando, em solução, se encontra apenas parcialmente ionizado.

Rigorosamente falando, não existe um ácido que seja completamente forte, pois todos os ácidos apresentam uma pequena fração de suas moléculas dissolvidas na forma não-ionizada. Porém, é comum se falar que “o ácido sulfúrico é mais forte que o ácido acético”.

1.3.1. Constante de Acidez

No Capítulo sobre Equilíbrio Iônico, estudaremos a Constante de Acidez (K_a). Nesse capítulo, apresentaremos apenas o conceito dessa constante para que o leitor seja capaz de compreender quando nos referirmos a “um ácido ser mais forte que o outro”.

A Constante de Acidez se refere ao equilíbrio de um ácido qualquer:



Quando um ácido apresenta mais de um hidrogênio ionizável, ele apresenta um valor de constante para cada ionização. Por exemplo, o ácido sulfúrico:

$H_2SO_{4(aq)} \rightleftharpoons H_{(aq)}^+ + HSO_{4(aq)}^-$	$K_{a1} = \frac{[H^+][HSO_4^-]}{[H_2SO_4]}$
$HSO_{4(aq)}^- \rightleftharpoons H_{(aq)}^+ + SO_{4(aq)}^{2-}$	$K_{a2} = \frac{[H^+][SO_4^{2-}]}{[HSO_4^-]}$

De maneira semelhante ao pH, define-se o pKa de um ácido como sendo:

$$pK_a = -\log(K_a)$$

Quanto mais forte for o ácido, menor é o valor de pK_a . Em geral, considera-se forte um ácido que tem pK_a menor que 0.

Tabela 4: Valores de pKa de Vários Ácidos



	Fórmula Molecular	Nome do Ácido	pK_a
Fortes	Ácido Iodídrico	HI	-9,3
	Ácido Perclórico	$HClO_4$	-8
	Ácido Sulfúrico	H_2SO_4	$pK_{a1} = -3$
	Ácido Nítrico	HNO_3	-1,4
Fracos	Bissulfato	HSO_4^-	$pK_{a2} = 1,9$
	Ácido Láctico	$C_3H_6O_3$	3,85
	Ácido Acético	CH_3COOH	4,75
	Metanol	CH_3OH	15,5

Em uma solução 1 mol/L de ácido iodídrico, a concentração de moléculas é de apenas $5 \cdot 10^{-10} \text{ mol/L}$. Em termos práticos, a dissociação desse ácido é **praticamente completa**.

1.3.2. Regras Básicas de 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.

Ácido	Fórmula	Diferença	pKa
Ácido Nitroso	HNO_2	$3 - 2 = 1$	3,4
Ácido Nítrico	HNO_3	$3 - 1 = 2$	-1,4
Ácido hipocloroso	$HClO$	$1 - 1 = 0$	7,5
Ácido cloroso	$HClO_2$	$2 - 1 = 1$	2,0



Ácido	Fórmula	Diferença	pKa
Ácido clórico	HClO ₃	3 - 1 = 2	-2,7
Ácido perclórico	HClO ₄	4 - 1 = 3	

1.3.2. Efeito do Solvente

Considere a ionização do ácido acético:



Embora estejamos estudando os ácidos em meio aquoso, é realmente necessária a presença de água para que ocorra ionização?

A resposta é que não.

O ácido acético também se dissocia no estado gasoso.

Porém, nessa situação, tem-se que $pK_a = 130$. Já em água, o ácido é apresenta uma ionização mais intensa ($pK_a = 4,75$).

No Capítulo sobre Equilíbrio Iônico, encontraremos as ferramentas necessárias para calcular o valor de pH (ou concentração de íons H^+) nessas soluções. Por hora, apresentaremos apenas os valores a título de curiosidade, considerando que a concentração de ácido acético seja 1 mol/L nos dois casos.

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

Para entender o efeito do solvente da na força ácida, estudaremos inicialmente o conceito de **solvente prótico**.

Definição: Um solvente é prótico quando suas interações intermoleculares são do tipo pontes de hidrogênio.



O solvente prótico mais importante é a água, que apresenta dois hidrogênios ionizáveis. Outros exemplos importantes são o ácido acético e o etanol, que apresentam um hidrogênio ionizável.

Dos três solventes, a água é a mais prótica, porque apresenta dois hidrogênios ionizáveis, que podem formar pontes de hidrogênio, interagindo fortemente com íons e moléculas dissolvidas.

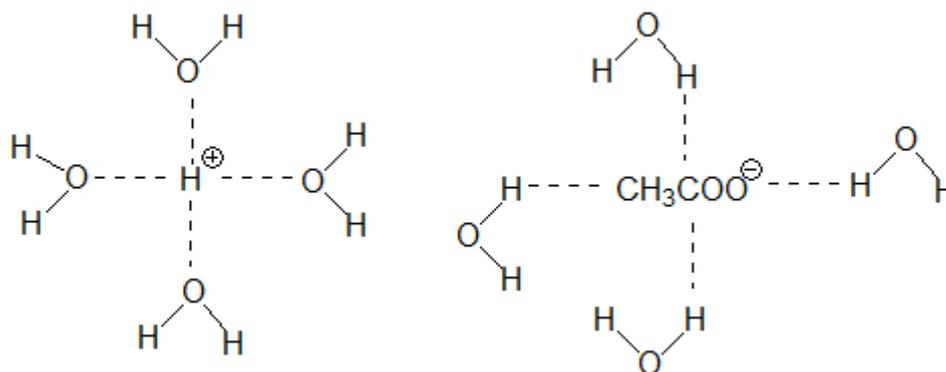


Figura 15: Hidratação dos íons do ácido acético em Água

As interações entre os íons de um ácido dissolvido e um solvente prótico são fortes, do tipo íon–dipolo permanente, sendo que o dipolo permanente é mais polarizado, pois os hidrogênios formam pontes de hidrogênio. Dessa forma, o solvente prótico facilita a ionização, pois existe a solvatação – interação do solvente com os íons.

Na presença de um solvente apolar ou de um polar aprótico, como acetona ou dióxido de enxofre (SO₂), a solvatação dos íons é bem mais fraca. Por isso, a ionização se reduz significativamente.

Conclusão: quanto mais polar for um solvente, mais facilmente os ácidos se ionizarão.

Porém, quando o próprio solvente tem característica ácida, ele torna mais difícil a liberação de íons H^+ por outro ácido.

De maneira geral, os ácidos são mais fracos em ácido acético glacial (que é o ácido acético praticamente puro) do que o são em água. Por isso, o ácido acético glacial é um meio bastante utilizado para comparações de força ácida.

É praticamente imperceptível o fato de que o ácido iodídrico (HI) é mais forte que o ácido clorídrico (HCl) em água, porque ambos se ionizam muito perto de 100%. Porém, em ácido acético glacial, somente o ácido iodídrico (HI) chega próximo da ionização de 100%.

Um caso extremo de solvente ácido é o ácido sulfúrico. Ele é um ácido tão forte que até mesmo o ácido nítrico se comporta como uma base quando nele dissolvido. Essa reação será melhor estudada nas reações ácido-base de Brønsted-Lowry.

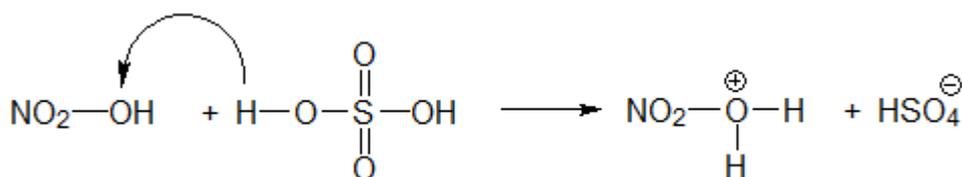


Figura 16: Reação entre Ácido Nítrico e Ácido Sulfúrico.

A substância nitrogenada formada na reação direta sofre desidratação diante do ácido sulfúrico, liberando o íon nitrônio (NO_2^+).



Figura 17: Liberação de íon nitrônio (NO_2^+)

1.3.3. Efeito da Estrutura Molecular

Nesse livro, serão apresentadas duas teorias para explicar a força ácida em termos da estrutura molecular:

- A Teoria da Estabilidade dos Íons;
- A Teoria da Eletronegatividade do Átomo Central.

Teoria da Eletronegatividade do Átomo Central

Para o estudo dessa teoria, 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).

É notável que a ligação HF é mais forte que a ligação HCl que é mais forte que a do HBr que é mais forte que a do HI.

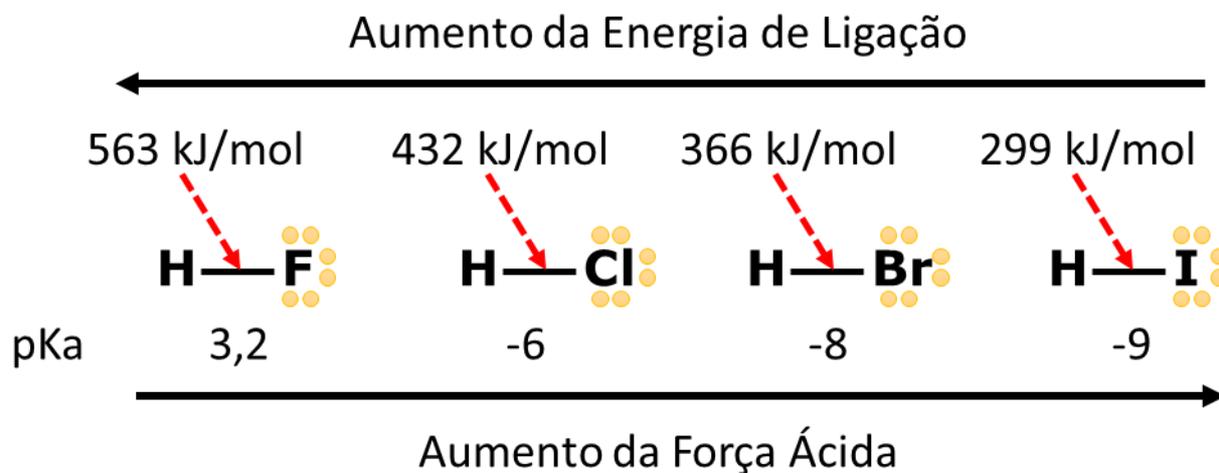


Figura 18: Efeito da Energia de Ligação sobre o Caráter Ácido dos Haletos de Hidrogênio

Esse efeito é marcante nos ácidos de halogênios se utilizarmos um solvente menos prótico, como o ácido acético glacial. Nesse solvente, todos os ácidos são fracos, porém o HI é o mais forte, porque as interações de suas moléculas com o solvente são as mais fracas, já que o hidrogênio adquire menor carga parcial, pois a ligação é menos polar.

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.

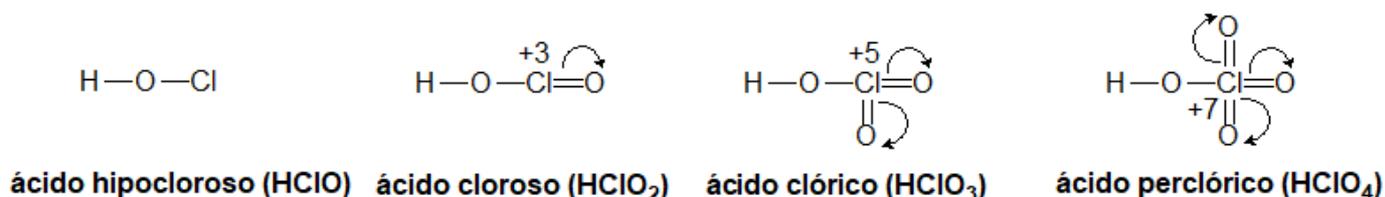


Figura 19: Efeitos Indutivos sobre o Cloro

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 HClO₄, 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**.

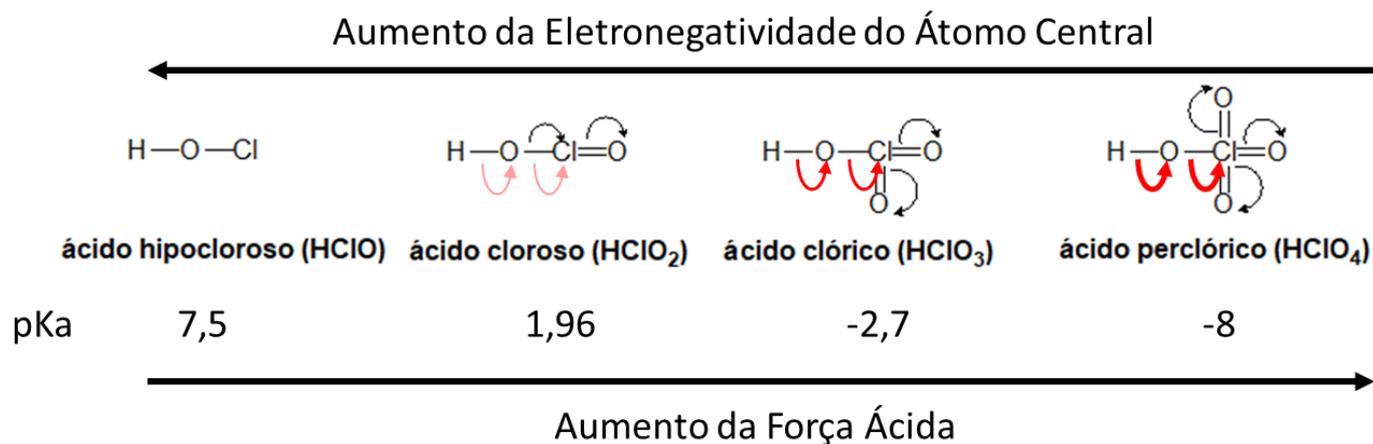


Figura 20: Propagação dos Efeitos Indutivos nos Oxiácidos do Cloro

É importante observar que, quando mudamos o átomo central por um menos eletronegativo, o caráter ácido diminui. Esse é um ponto bem interessante para ser cobrado em questões de prova. Embora o ácido clorídrico (HCl) seja mais fraco que o ácido iodídrico (HI), o mesmo não vale para os oxiácidos, de modo que o ácido hipocloroso (HClO) é mais forte que o ácido hipo-iodoso (HIO).

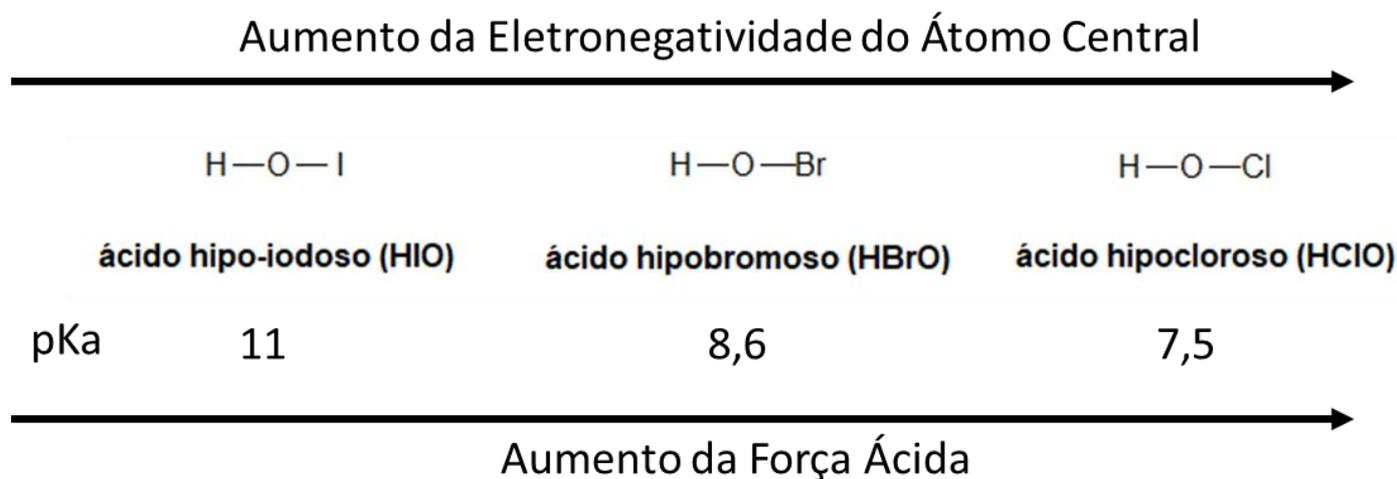


Figura 21: Comparação de Força Ácida entre HIO, HBrO e HClO

O aluno poderá achar estranho que chamamos o iodo, o bromo e o cloro de átomos centrais nas moléculas de HIO, HBrO e HClO. Porém, o que acontece é que, no assunto de Força Ácida, o átomo central é aquele que está ligado ao grupo -OH, que é o grupo característico dos oxiácidos.

No caso dos oxiácidos inorgânicos, existe uma regra que prevê a força de um ácido através da diferença entre o número de oxigênios e o número de hidrogênios.

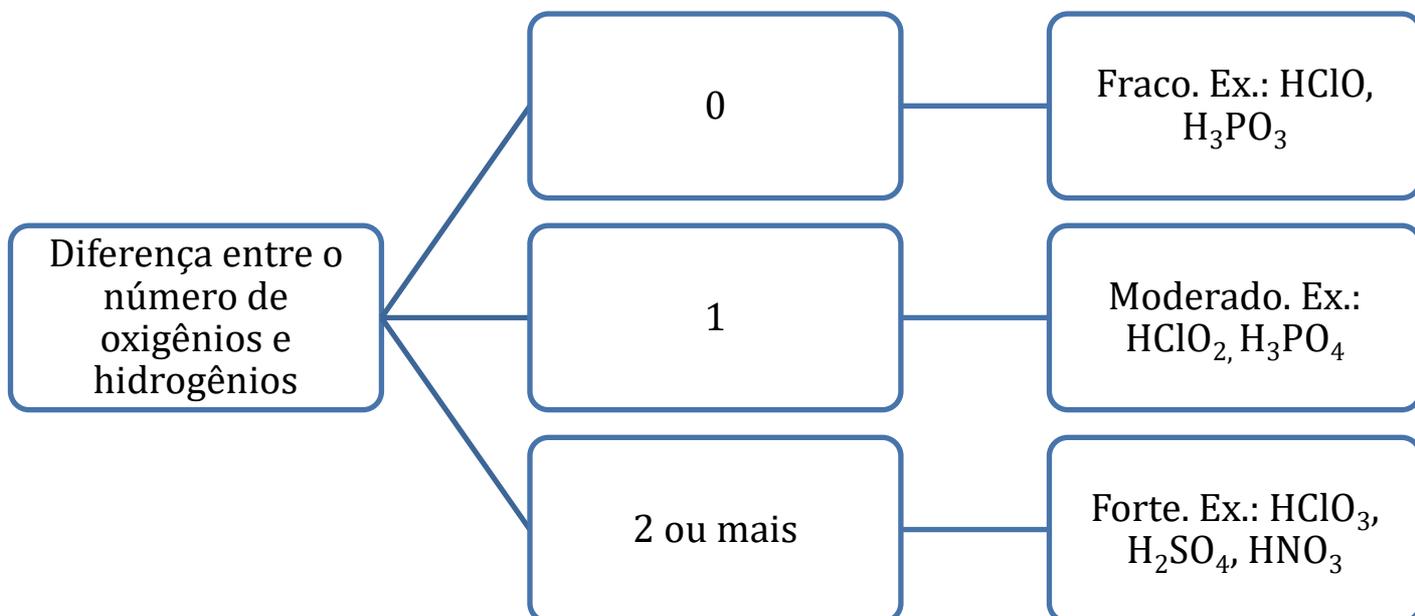


Figura 22: Força Ácida segundo a Regra da Diferença entre Número de Oxigênios e Hidrogênios

Essa regra prática pode ser entendida com base na Regra no. 2 que acabamos que aprender. Quanto maior o número de oxigênios na molécula, maior será o efeito indutivo sobre o átomo central, portanto, maior será a sua eletronegatividade e mais forte será o ácido.

Na Química Orgânica, é muito importante comentar que, quando se adiciona grupos fortemente eletronegativos, como halogênios ou oxigênios, o caráter ácido se eleva consideravelmente.

Consideremos alguns derivados do ácido acético.

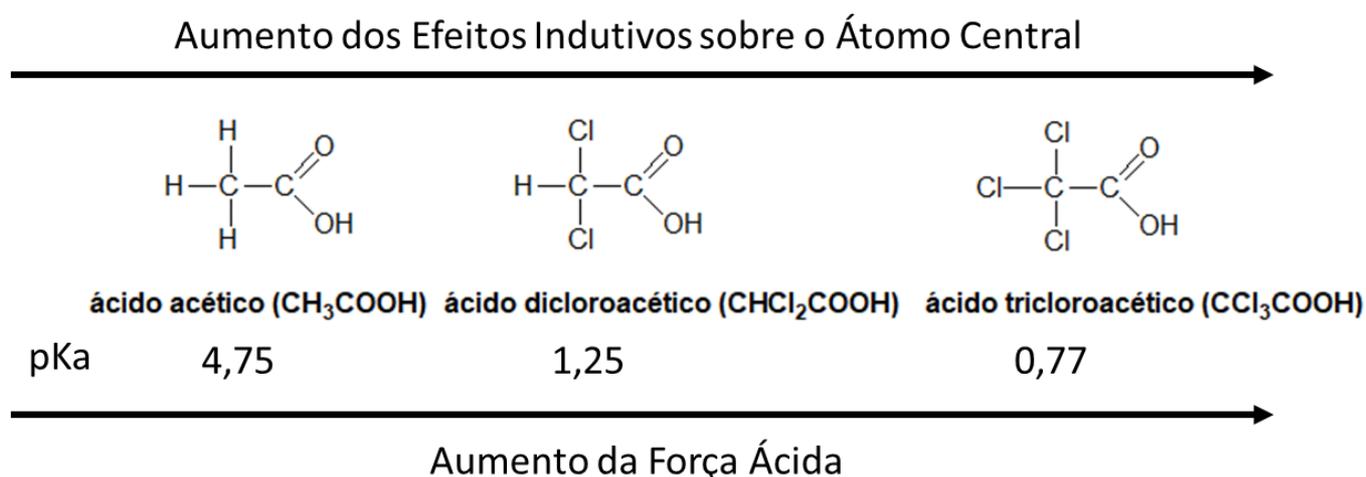


Figura 23: Acidez de Alguns Derivados do-31,9 Ácido Acético

Entre os ácidos da Figura 23, o tricloroacético é mais forte que o dicloroacético que é mais forte que o acético. Os átomos de cloro são muito eletronegativos, por isso puxam os elétrons do carbono a que estão ligados. Como consequência, esse átomo de carbono se torna mais

eletronegativo que o normal, por isso puxa os elétrons do átomo de carbono da carboxila (grupo -COOH). Esse átomo também fica mais eletronegativo que o normal, por isso puxa os elétrons do oxigênio da hidroxila, que puxa os elétrons do hidrogênio, facilitando a liberação de íons H^+ .

É importante citar também que o efeito indutivo aumenta com a eletronegatividade do grupo adicionado. Por exemplo, o ácido trifluoroacético é muito mais forte que o ácido triiodoacético.

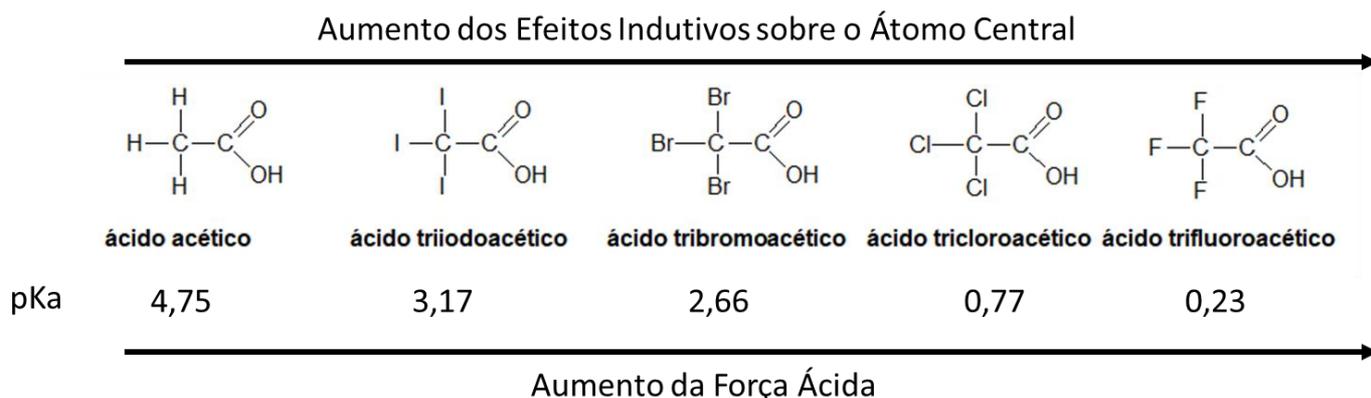


Figura 24: Acidez de Outros Derivados do Ácido Acético

Como o efeito indutivo se propaga em cadeia, quanto mais distante estiver o grupo muito eletronegativo do átomo central, menor é o efeito no aumento da força do ácido. Por exemplo, o ácido 3-cloropropanóico é mais fraco que o 2-cloropropanóico.

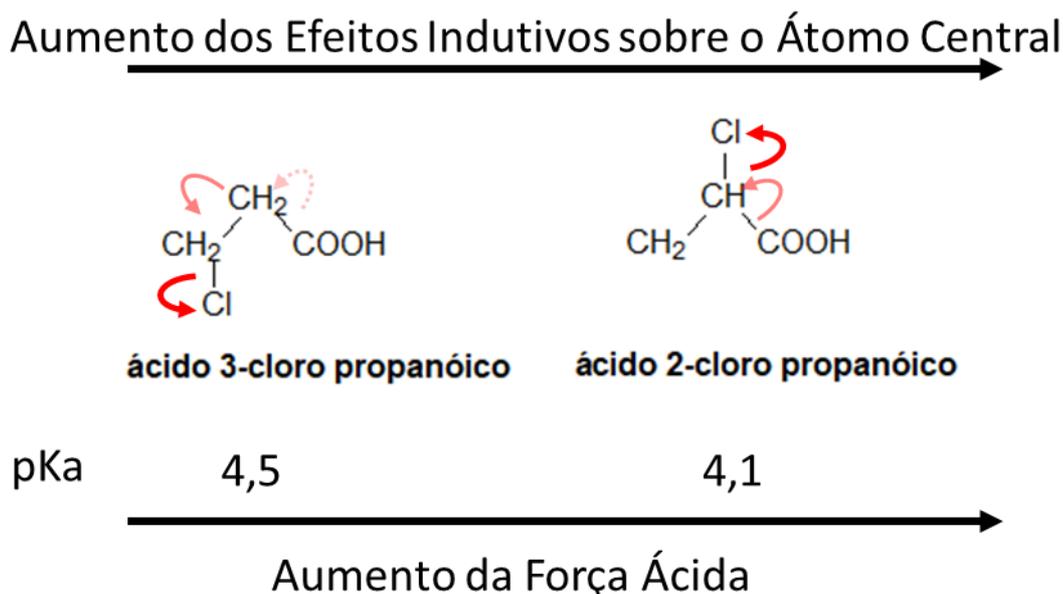


Figura 25: Efeitos Indutivos nos ácidos 3-cloro propanóico e 2-cloro propanóico

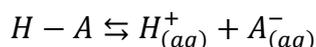
1.3.4. Teoria da Estabilidade dos Íons



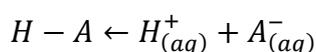
A matéria tende a ser eletricamente neutra. De fato, é impossível separar dois recipientes, um contendo carga positiva (cátions) e outro contendo carga negativa (ânions). Com base nesse princípio, a Teoria da Estabilidade dos Íons, fortemente sustentada por livros como [1, 2]:

Quanto mais bem distribuída for a carga do íon por sua estrutura, maior será a estabilidade do íon:

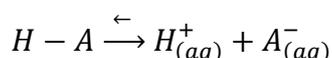
É importante observar que, quanto mais estável for o íon correspondente ao ácido, maior será a sua força. Considere a seguinte equação de liberação de prótons por um ácido:



Se o ânion A^- for pouco estável, assim que se formar, ele reagirá com H^+ , regenerando a molécula de ácido, portanto o ácido será fraco.



Por outro lado, se o ânion for suficientemente estável, ele não reagirá com H^+ , por isso, o ácido se decomporá completamente:



Podemos esquematizar a importância da estabilidade do ânion para

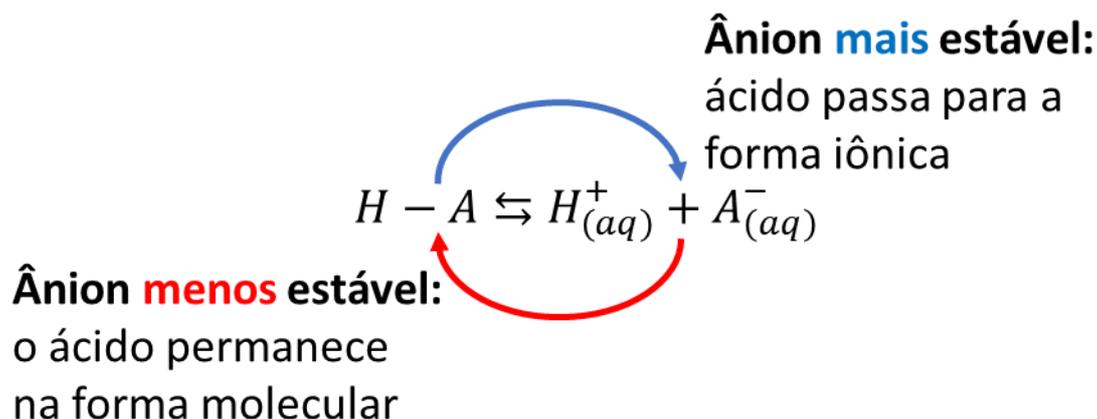


Figura 26: Influência da Estabilidade do Ânion no Caráter Ácido

Eu considero essa regra bastante interessante para explicar o baixo caráter ácido do ácido fluorídrico (HF). O raio iônico do íon fluoreto é muito pequeno, sendo até mesmo bem menor que o esperado, de apenas 133 pm. Podemos observar que o aumento do raio iônico é bem menos significativo entre cloreto, brometo e iodeto.

A título de comparação, é até menor que o raio iônico do íon óxido (O^{2-}), que é de 132 pm. Essa comparação é interessante, pois os íons óxido e fluoreto possuem o mesmo número de elétrons (igual a 10), porém, o íon fluoreto possui um próton a mais. É de se esperar, portanto, que o íon fluoreto fosse menor que o íon óxido, o que, de fato, não acontece.

Por ter um raio iônico muito pequeno, o íon fluoreto tem dificuldade de se estabilizar em solução aquosa.

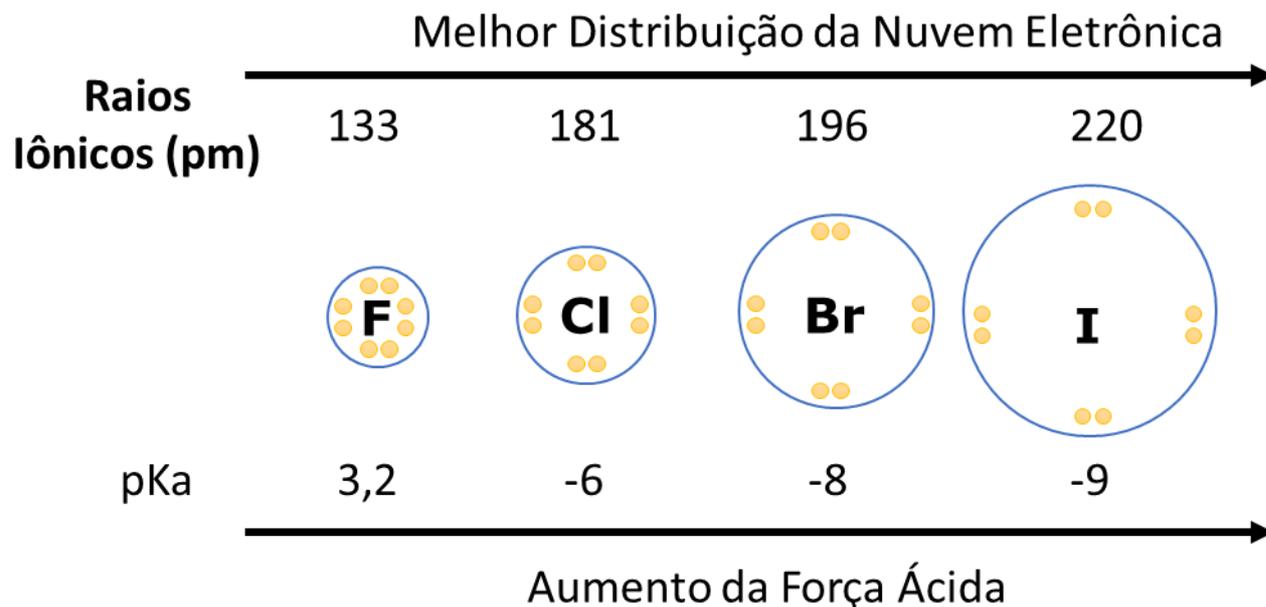


Figura 27: Efeito da Distribuição da Nuvem Eletrônica sobre o Caráter Ácido dos Haletos de Hidrogênio

O raio iônico não deve ser um fator a ser levado em consideração sozinho. A própria eletronegatividade do elemento também é bastante importante.

Vejamos os casos dos oxiácidos do cloro, que foram abordados na Figura 20.

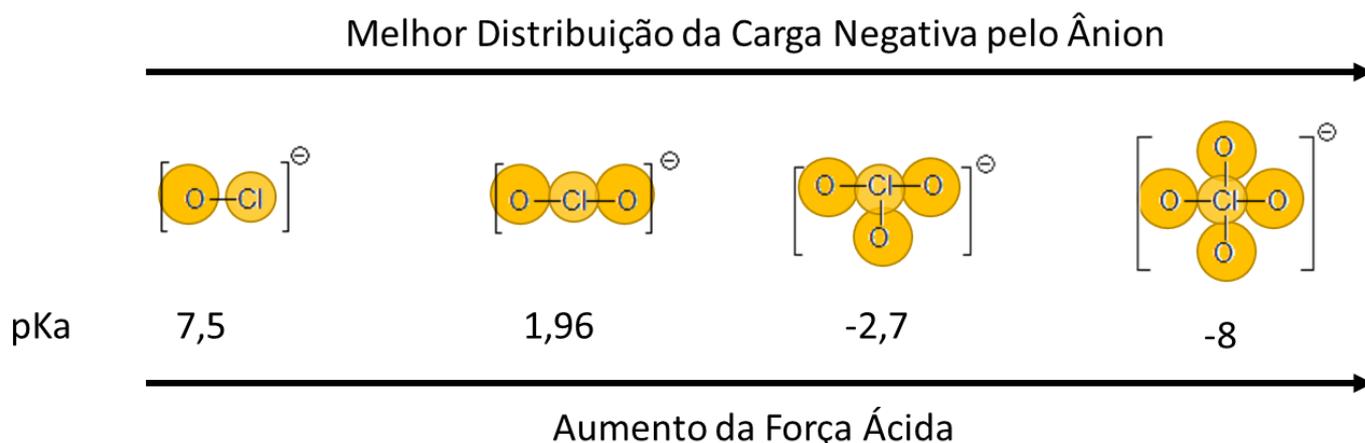


Figura 28: Distribuição de Carga nos Oxiácidos do Cloro

O ácido perclórico é um dos ácidos mais fortes da natureza. Os oxiácidos de cloro são mais fortes que os respectivos oxiácidos de bromo e iodo, porque o átomo de cloro tem mais eletronegatividade mais próxima do oxigênio, portanto, parte da carga pode se distribuir por esse átomo. Já o bromo e o iodo, por serem menos eletronegativos, tenderão a doar seus elétrons para o oxigênio, sendo assim, a carga não vai se distribuir por esses átomos.

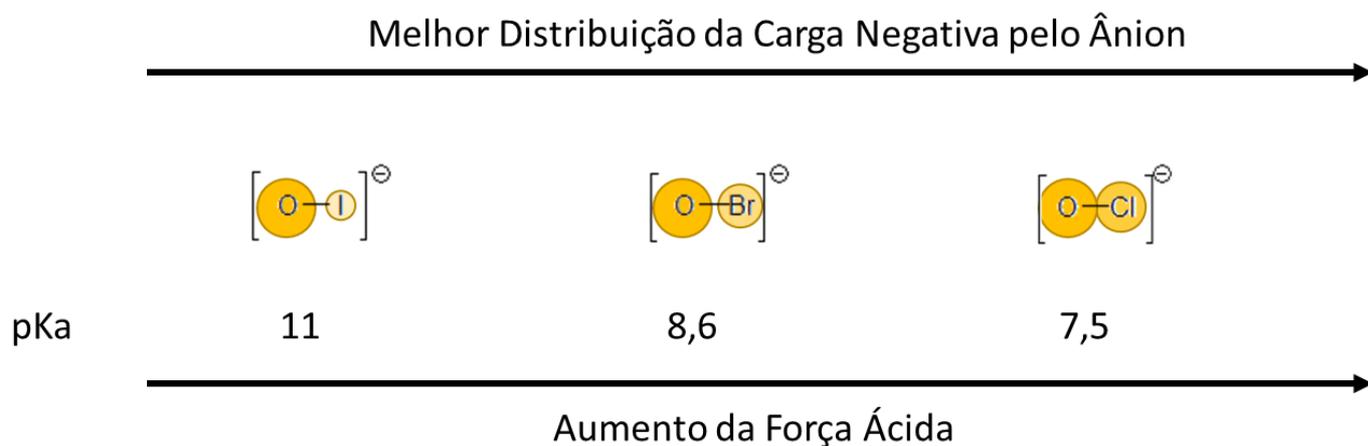


Figura 29: Comparação de Força Ácida entre HIO, HBrO e HClO pelo Critério da Distribuição da Carga Negativa

Considere agora as moléculas de ácido tricloroacético, dicloroacético e acético. Como mostrado na Figura 30, no ácido tricloroacético, parte da carga pode se distribuir entre os dois átomos de oxigênio e os três átomos de cloro. Por conta disso, esse ácido é mais forte que o dicloroacético, que é mais forte que o acético.

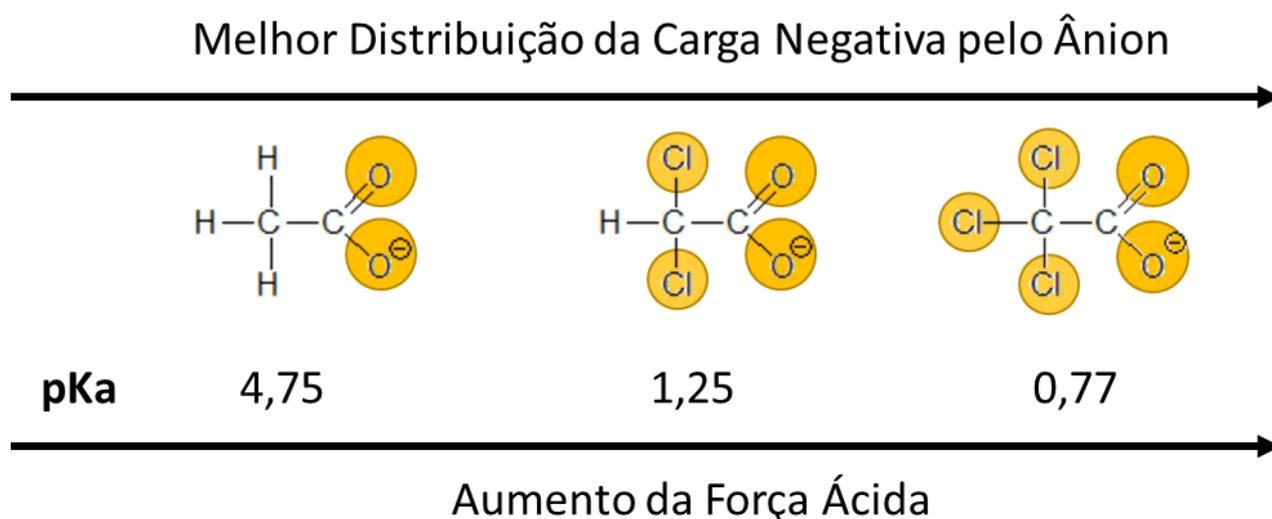
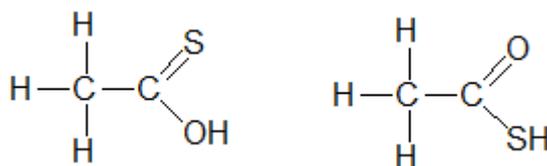


Figura 30: Distribuição de Carga nas Moléculas de Ácido Tricloroacético, Dicloroacético e Acético

Uma comparação interessante que podemos fazer é ilustrada no seguinte desafio.

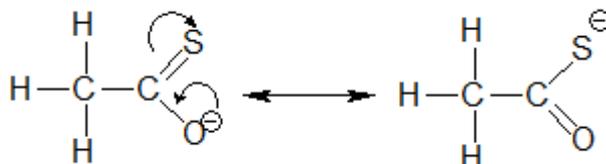


Qual dos dois ácidos a seguir deve ser o mais forte?



E aí, pensou?

A resposta é que a força de ambos deve ser exatamente igual. A razão para isso é que os íons formados por eles possuem idênticas estruturas de ressonância.



Se a estabilidade dos ânions derivados de dois ácidos é igual, então, eles apresentam a mesma força ácida.

Outro ponto interessante é que, em qualquer poliacido, a primeira ionização é mais forte que a segunda que é mais forte que a terceira, e, assim, sucessivamente.

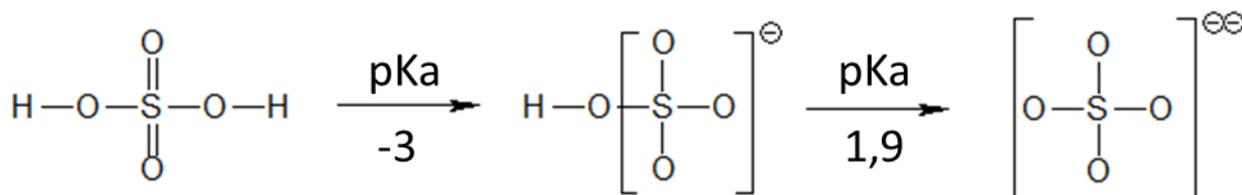


Figura 31: Distribuição de Cargas nos Ânions Derivados do Ácido Sulfúrico

A primeira ionização requer a formação de um ânion monovalente, já a segunda ionização requer a formação de um ânion bivalente. É bem mais fácil distribuir uma carga negativa do que distribuir duas cargas negativas. Portanto, a primeira ionização será sempre mais forte que a segunda.

Outro argumento que podemos lançar é que a primeira ionização consiste em afastar uma carga positiva (um H^+) de uma carga negativa, no caso, o íon bissulfato ou hidrogenossulfato (HSO_4^-). Já a segunda ionização consiste em afastar uma carga positiva (um H^+) de duas cargas negativas, no caso, o íon sulfato (SO_4^{2-}). Com certeza, é mais fácil a primeira ionização.

$H_2SO_4 (aq) \rightleftharpoons H^+_{(aq)} + HSO_4^-_{(aq)}$	$pK_{a1} = -3$
$HSO_4^- (aq) \rightleftharpoons H^+_{(aq)} + SO_4^{2-}_{(aq)}$	$pK_{a2} = 1,9$



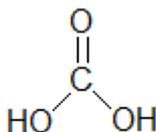
1. (TFC – Inédita)

Determine o nome dos compostos a seguir e a quantidade de hidrogênios ionizáveis.

- a) H_2CO_3
- b) H_2SO_3
- c) CH_3COOH
- d) HPO_3
- e) H_3PO_3

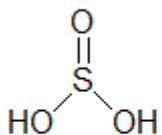
Comentários

a) O carbono forma um único oxiácido. Portanto, ele é denominado ácido carbônico. Trata-se de um diácido, pois os dois hidrogênios estão ligados ao oxigênio.

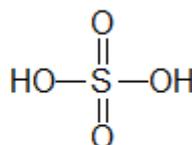


ácido carbônico

b) O enxofre forma dois oxiácidos: o sulfuroso (H_2SO_3) e o sulfúrico (H_2SO_4).



ácido sulfuroso

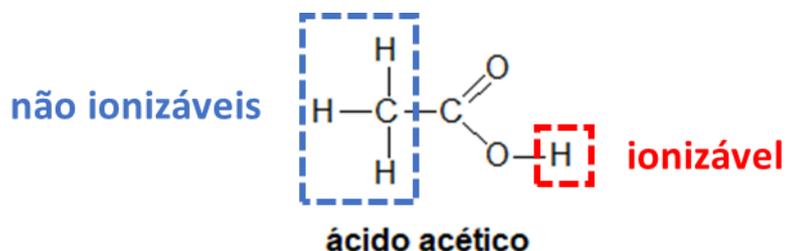


ácido sulfúrico

Ambos são diácidos, pois os dois hidrogênios estão ligados diretamente ao oxigênio.

c) O ácido acético tem 4 hidrogênios, dos quais somente um está na carboxila, portanto, ele é o único hidrogênio ionizável. Os demais, que estão ligados ao átomo de carbono, não são ionizáveis.





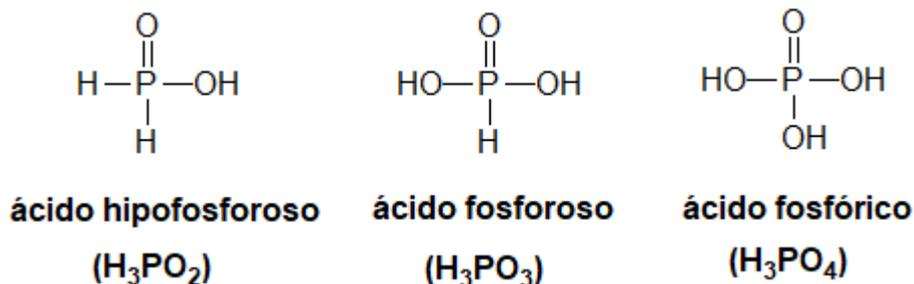
Logo, o ácido acético é um monoácido.

d) O ácido HPO_3 é resultante da desidratação do ácido fosfórico.



Por esse motivo, o ácido HPO_3 é o ácido metafosfórico, que é um monoácido.

e) O ácido H_3PO_3 é um ácido



Gabarito: discursiva

2. (TFC – Inédita)

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

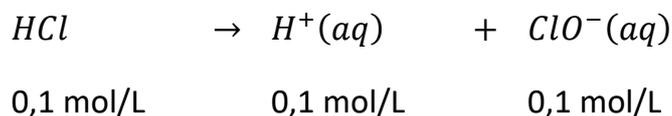
- a) CH_3COOH
- b) HCl
- c) $HClO$
- d) H_2SO_4
- e) H_3PO_4

Comentários

a) O ácido acético é um ácido fraco, portanto, a condutividade elétrica é baixa.



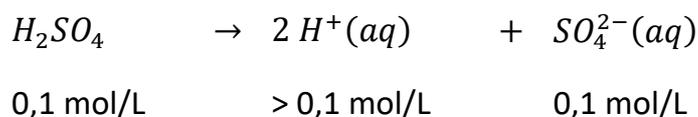
b) O HCl é um ácido forte, portanto, ele se dissocia completamente.



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 $HClO$, 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 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 HCl .

e) O H_3PO_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

3. (TFC – Inédita)

São exemplos de ácidos fracos:

- a) HCl , CH_3COOH e HNO_3
- b) HF , HBr e HI
- c) CH_3COOH , HCN e HF
- d) HNO_3 , H_2SO_4 e HCN
- e) CH_3COOH , HF e HBr .

Comentários

Essa questão o aluno realmente precisa decorar.



- Os hidrácidos dos halogênios são fortes, exceto o HF. Observe, portanto, que HBr, HCl e HI são fortes, o que já elimina várias alternativas.
- Os demais hidrácidos são todos ácidos fracos, como o HCN;
- Os ácidos orgânicos são fracos – é o caso do ácido acético (CH_3COOH);

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 HNO_3 e H_2SO_4 , a diferença citada é igual a 2, portanto, são ácidos fortes.

Da lista, são ácidos fracos: CH_3COOH (ácido acético), HF (ácido fluorídrico) e HCN (ácido cianídrico). Logo, o gabarito é letra C.

Vejamos as demais.

a) HCl e HNO_3 são ácidos fortes. Afirmação errada.

b) HBr e HI são ácidos fortes. Afirmação errada.

d) HNO_3 e H_2SO_4 são ácidos fortes. Afirmação errada.

e) 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 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 (OH^-). São exemplos: NaOH , KOH , $\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Mg}(\text{OH})_2$.

• **Derivadas da Amônia:** são compostos covalentes, normalmente caracterizados pela presença de um nitrogênio com par de elétrons ($\overset{\cdot\cdot}{\text{N}}$). São exemplos, além da própria amônia (NH_3):



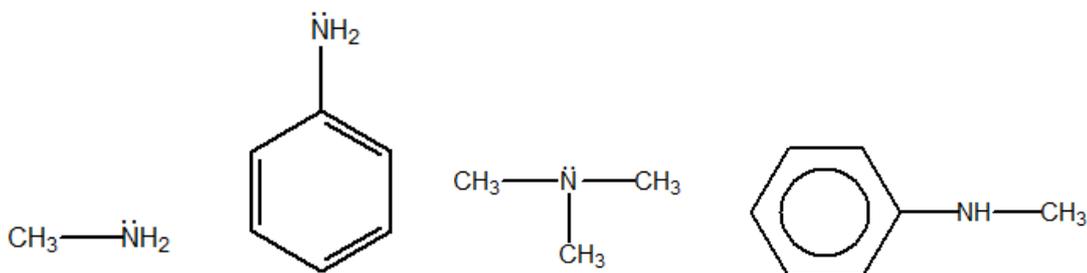


Figura 32: Exemplos de Bases Derivadas da Amônia

Em água, a amônia sofre ionização da seguinte maneira:



O caráter básico da amônia (NH_3) se deve à presença de pares de elétrons não-ligantes em volta

Nesse capítulo, estudaremos principalmente os hidróxidos de metais que são a classe de bases inorgânicas mais importantes. No livro de Química Orgânica, estudaremos as bases orgânicas, que são derivadas da amônia.

2.1. Nomenclatura dos Hidróxidos de Metais

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

Hidróxido de [nome do cátion]

O nome do cátion segue algumas regras:

- No caso de metais com apenas um número de oxidação possível, como os metais alcalinos e alcalino-terrosos, e os metais em que existe um número de oxidação muito mais comum que os outros, como é o caso do alumínio, o nome do cátion é simplesmente o nome do elemento.

Vejamos alguns exemplos na Tabela 5.

Metal	Cátion	Nome do Cátion	Hidróxido	Nome do Hidróxido
<i>Na</i>	Na^+	Íon sódio	<i>NaOH</i>	Hidróxido de sódio
<i>K</i>	K^+	Íon potássio	<i>KOH</i>	Hidróxido de potássio
<i>Ca</i>	Ca^{2+}	Íon cálcio	$Ca(OH)_2$	Hidróxido de cálcio



Metal	Cátion	Nome do Cátion	Hidróxido	Nome do Hidróxido
<i>Al</i>	Al^{3+}	Íon alumínio	$Al(OH)_3$	Hidróxido de alumínio
<i>Zn</i>	Zn^{2+}	Íon zinco	$Zn(OH)_2$	Hidróxido de zinco
<i>Ag</i>	Ag^+	Íon prata	$AgOH$	Hidróxido de prata
NH_3	NH_4^+	Íon amônio	NH_4OH	Hidróxido de amônio

Tabela 5: Nomenclatura de Hidróxidos (Parte I)

Metal	Cátion	Nome do Cátion	Hidróxido	Nome do Hidróxido
<i>Na</i>	Na^+	Íon sódio	$NaOH$	Hidróxido de sódio
<i>K</i>	K^+	Íon potássio	KOH	Hidróxido de potássio
<i>Ca</i>	Ca^{2+}	Íon cálcio	$Ca(OH)_2$	Hidróxido de cálcio
<i>Al</i>	Al^{3+}	Íon alumínio	$Al(OH)_3$	Hidróxido de alumínio
<i>Zn</i>	Zn^{2+}	Íon zinco	$Zn(OH)_2$	Hidróxido de zinco
<i>Ag</i>	Ag^+	Íon prata	$AgOH$	Hidróxido de prata
NH_3	NH_4^+	Íon amônio	NH_4OH	Hidróxido de amônio

Por sua vez, o íon correspondente à amônia é denominado íon amônio. O hidróxido correspondente é o hidróxido de amônio, cuja fórmula teórica seria NH_4OH . No entanto, esse hidróxido não pode ser obtido como substância pura, existindo apenas em solução, pois se desintegra em amônia e água. Esse fenômeno será muito importante quando estivermos tratando as reações de decomposição.

Mesmo assim, é importante saber do nome do íon amônio, pois os sais desse íon são muito comuns.

- 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 6: Nomenclatura de Hidróxidos (Parte II)

Metal	Cátion	Nome do Cátion	Hidróxido	Nome do Hidróxido
Fe	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
Cu	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
Hg	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
Pb	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

Relembremos o que é um eletrólito forte.

Eletrólito Forte é aquele que, uma vez dissolvido, encontra-se completamente dissociado.

Com base nessa definição, **todos os hidróxidos de metais são bases fortes**. Apenas a amônia e suas derivadas podem ser consideradas bases fracas.

Essa é uma conclusão bastante importante e traz bastante confusão entre os alunos, pois eles costumam confundir os conceitos de força e **solubilidade**.

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.

Mas, o que essa regra realmente significa?

Significa que é possível obter soluções bastante concentradas, por exemplo, 0,1 mol/L de hidróxido de sódio. Mas não é possível obter soluções de 0,1 mol/L de hidróxido de prata.

Um exemplo interessante é o leite de magnésia.



O leite de magnésia é uma suspensão (não uma solução) de hidróxido de magnésio em água. Podemos reconhecer que não é uma mistura homogênea, porque é bastante turva, já que o $Mg(OH)_2$ é uma base pouco solúvel.

O leite de magnésia possui dois usos importantes: o primeiro é medicinal, em que é usado como um poderoso laxante e como redutor da acidez estomacal, muito útil no tratamento de azia; o segundo é como desodorante, que é bastante utilizado por pessoas que possuem alergia a álcool.

As aplicações digestivas do leite de magnésia se devem ao fato de que o hidróxido de magnésio é uma base. E as bases neutralizam os ácidos.

O seu uso como desodorante se deve ao fato de que os principais odores produzidos pelo ser humano são também oriundos de ácidos carboxílicos. Entre elas, podemos citar: o ácido isovalérico, que é responsável pelo cheiro de chulé, o ácido 3-metil hexen-2-óico, que produz um cheiro muito semelhante ao de cabra, e o ácido acético, que é componente do vinagre.

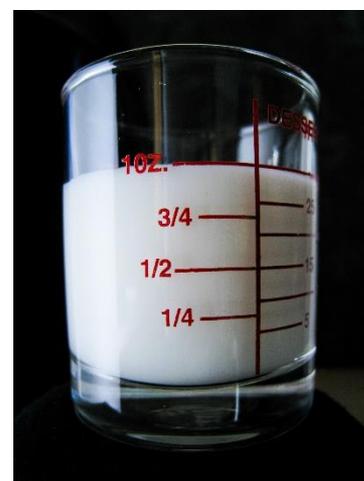
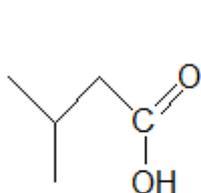
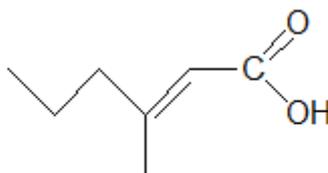


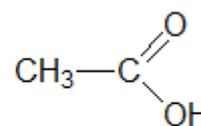
Figura 33: Leite de Magnésia em um Béquer (fonte: [25])



ácido isovalérico



ácido 3-metil hexen-2-óico



ácido acético

O leite de magnésia reage quimicamente com essas substâncias por meio de uma reação de neutralização, apagando o cheiro ruim.

Agora, é interessante a pergunta: por que o leite de magnésia pode ser usado como anti-ácido estomacal e como desodorante, mas o hidróxido de sódio não pode?

Se você tomar soda cáustica (solução composta essencialmente por hidróxido de sódio), você pode morrer. Se passar na sua pele, pode terminar queimaduras sérias.

A diferença vital entre os dois hidróxidos é a solubilidade. Enquanto que o hidróxido de magnésio é pouco solúvel em água, o hidróxido de sódio é bastante solúvel, o que significa que ele vai interagir com todo o corpo humano.

À medida que o hidróxido de sódio interage com a água presente no nosso corpo, ele provoca sérias queimaduras, que podem levar a óbito, caso seja ingerido.

Porém, o mesmo não acontece com o hidróxido de magnésio. Por ser pouco solúvel, ele não interage com a água do nosso corpo, mas somente com ácidos. Por isso, quando ingerido, ele não vai interagir com o esôfago nem com o sangue, somente vai interagir com o estômago, que é o local em que vai encontrar acidez.

E, agora, vamos a um desafio para entendermos ainda melhor essa questão da força e solubilidade.



Considere duas situações:

- 1) Temos duas soluções de mesma concentração de hidróxido de prata (AgOH) e hidróxido de sódio (NaOH). Qual delas apresentará maior condutividade elétrica?
- 2) Temos duas soluções de mesma concentração: uma de ácido acético (CH_3COOH) e outra de ácido clorídrico (HCl). Qual delas apresentará maior condutividade elétrica?

As duas situações são bastante diferentes.

No primeiro caso, o hidróxido de prata (AgOH) e o hidróxido de sódio (NaOH) são bases fortes, o que significa que eles estão completamente ionizados, quando dissolvidos em água. Imaginemos, por exemplo, uma solução de baixíssima concentração, por exemplo, 10^{-8} mol/L de ambos os hidróxidos.



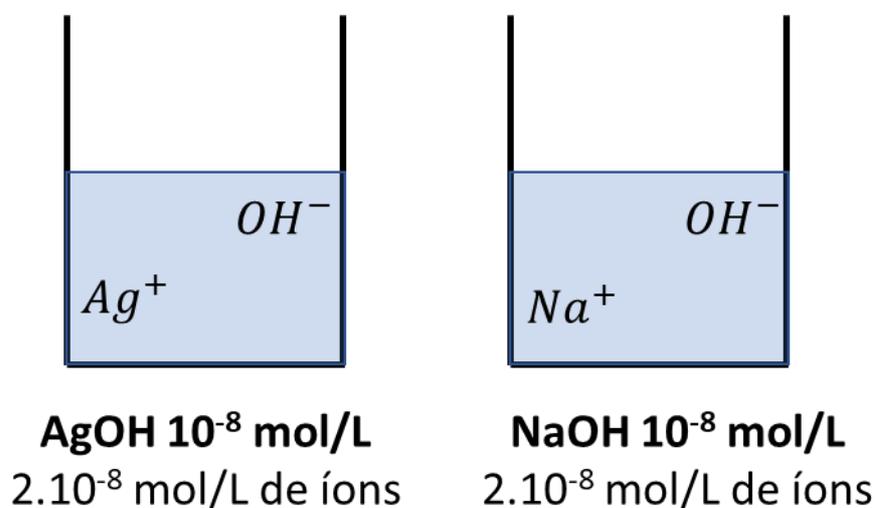


Figura 34: Soluções de Mesma Concentração de AgOH e NaOH

A Figura 34 mostra que, no caso de duas soluções bastante diluídas dos dois hidróxidos, temos exatamente a mesma concentração total de íons. Portanto, as condutividades elétricas das duas soluções são aproximadamente iguais.

Não são exatamente iguais, porque existe uma pequena diferença em relação à mobilidade dos íons, porém, a não ser que o comando da prova preveja expressamente, você não vai considerar essa questão. Sendo assim, duas concentrações de igual concentração de AgOH e NaOH apresentam a mesma condutividade elétrica.

Por outro lado, no caso de dois ácidos moleculares, tanto o ácido forte (HCl) como o ácido acético (CH₃COOH) podem se dissolver em uma elevada concentração. Porém, parte das moléculas de ácido fraco estão dissolvidas na forma de moléculas, o que diminui a quantidade de íons que podem ser obtidos, como mostrado na Figura 35.

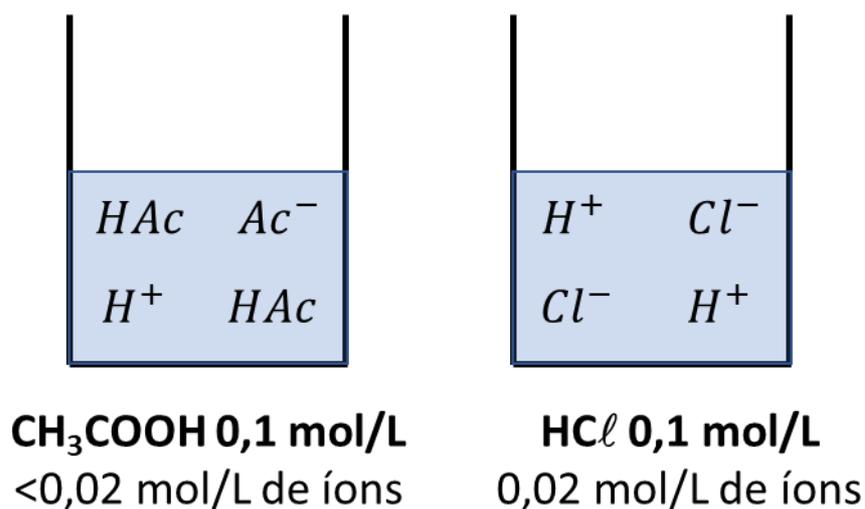


Figura 35: Soluções de Mesma Concentração de CH₃COOH e HCl

Comentários

- a) Hidróxido de estanho.
- 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^- .

A maioria dos metais é encontrada na natureza na forma de minérios, que costumam ser sais ou óxidos – função inorgânica que vai ser estudada na próxima seção. O sódio e o potássio, por exemplo, são extraídos da água do mar a partir dos sais $NaCl$ e KCl , os respectivos cloreto de sódio e cloreto de potássio. Já o cálcio se encontra nos óxidos na casca de ovos na forma de carbonato de cálcio ($CaCO_3$).

Muitos sais têm aplicações medicinais, como fornecedores de determinados íons ao corpo humano. Por exemplo, a tireóide necessita de iodo para a formação de seus compostos e o sangue precisa de ferro para as hemácias.

No entanto, seria impossível obter do ácido e da base corresponde, pois os ácidos de iodo são fortes, enquanto que as bases do ferro são insolúveis em água. Por isso, o iodo é normalmente fornecido à tireóide na forma de iodeto ou iodato de sódio (KI ou KIO_3), enquanto que o ferro é fornecido ao sangue na forma de sulfato ferroso ($FeSO_4$).

A Tabela 7 mostra aplicações medicinais de alguns sais.

Tabela 7: Aplicações Mediciniais de Diversos Sais

Nome	Fórmula	Aplicação
Bicarbonato de sódio	$NaHCO_3$	Antiácido
Carbonato de amônio	$(NH_4)_2CO_3$	Expectorante



Nome	Fórmula	Aplicação
Carbonato de lítio	Li_2CO_3	Antidepressivo
Cloreto de amônio	NH_4Cl	Acidificante do tubo digestivo
Cloreto de sódio	$NaCl$	Soro fisiológico
Fluoreto de estanho(II)	SnF_2	Fortalecimento do esmalte dental
Iodeto de sódio ou potássio	NaI ou KI	Fonte de iodo para a tireóide
Nitrato de potássio	KNO_3	Diurético
Nitrato de prata	$AgNO_3$	Germicida para olhos de recém-nascidos
Permanganato de potássio	$KMnO_4$	Antimicótico
Sulfato de bário	$BaSO_4$	Contraste em radiografia intestinal
Sulfato de cálcio	$CaSO_4$	Gesso para imobilizações
Sulfato ferroso	$FeSO_4$	Fonte de ferro para anêmicos
Sulfato de magnésio	$MgSO_4$	Laxante
Hipoclorito de Sódio	$NaClO$	Desinfetante (água sanitária)

Fonte: [3]

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.: $Ca_5(OH)(PO_4)_3$.

É importante citar que os sais hidratados não apresentam nenhuma aparência de molhados pelo fato de conterem água na sua estrutura de cristalização. Por exemplo, o cloreto de cálcio di-hidratado ($CaCl_2 \cdot 2H_2O$) é um sal bastante utilizado em aquários marinhos como suplemento de cálcio para corais.



Figura 37: Sal de Cálcio Hidratado

As propriedades de um sal anidro podem ser bem diferentes dos sais hidratados. Um bom exemplo disso é o cloreto de cobalto, que é azul na forma anidra e rosa na forma hidratada. Esse fenômeno é explorado na construção do Galinho do Tempo.



CURIOSIDADE

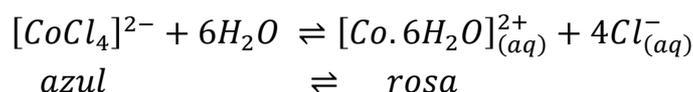
Galinho do Tempo

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.



Figura 38: Galinho do Tempo (fonte: [4])

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.

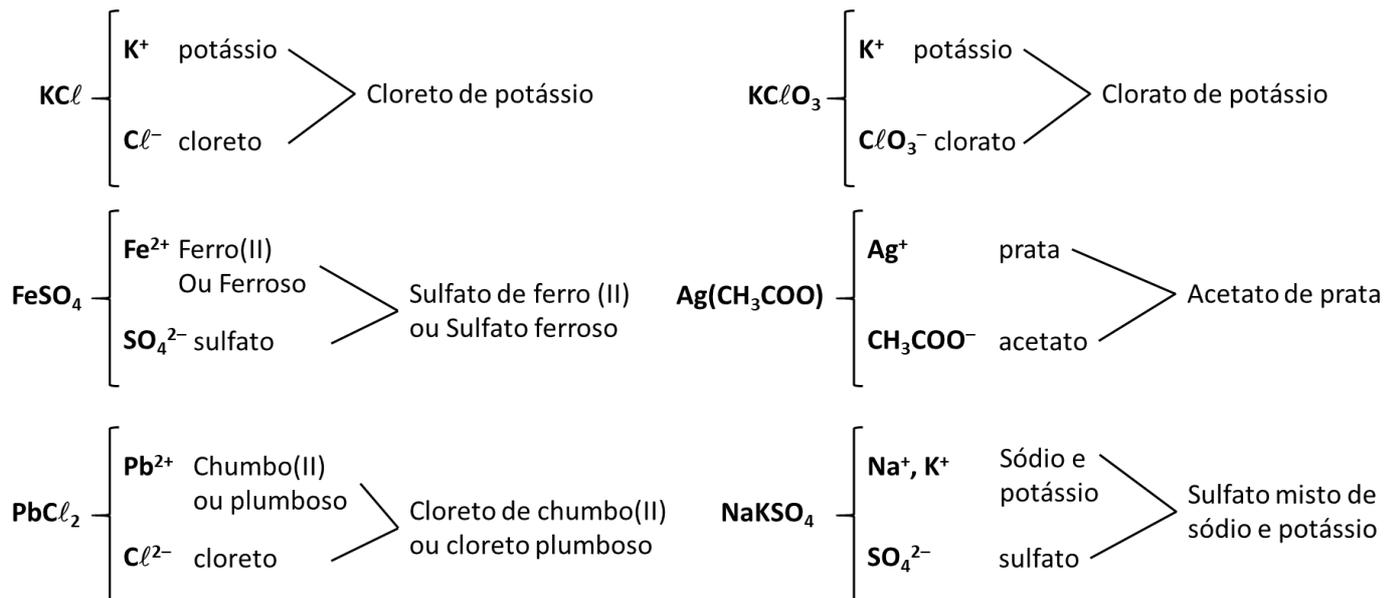
3.1.1. Nomenclatura de Sais Normais

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.



Podemos visualizar também na forma de tabela.

Tabela 8: Nomenclatura de Sais Normais

Sal	Cátion	Nome do Cátion	Ânion	Nome do ânion	Nome do Sal
KCl	K^+	Potássio	Cl^-	Cloreto	Cloreto de Potássio
$KClO_3$	K^+	Potássio	ClO_3^-	Clorato	Clorato de Potássio
$FeSO_4$	Fe^{2+}	Ferro(II) ou ferroso	SO_4^{2-}	Sulfato	Sulfato de ferro(II) ou Sulfato ferroso
$PbCl_2$	Pb^{2+}	Chumbo(II) ou plumboso	Cl^-	Cloreto	Acetato de chumbo(II) ou acetato plumboso
Ag_2HPO_3	Ag^+	Prata	HPO_3^{2-}	Fosfito	Fosfito de Prata
$NaKSO_4$	Na^+, K^+	Sódio e potássio	SO_4^{2-}	Sulfato	Sulfato misto de sódio e potássio

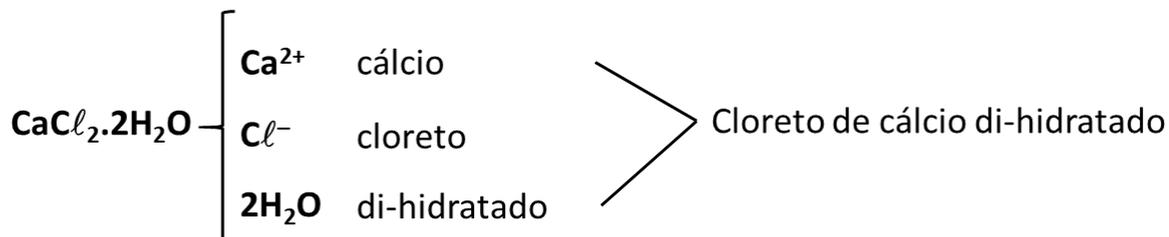
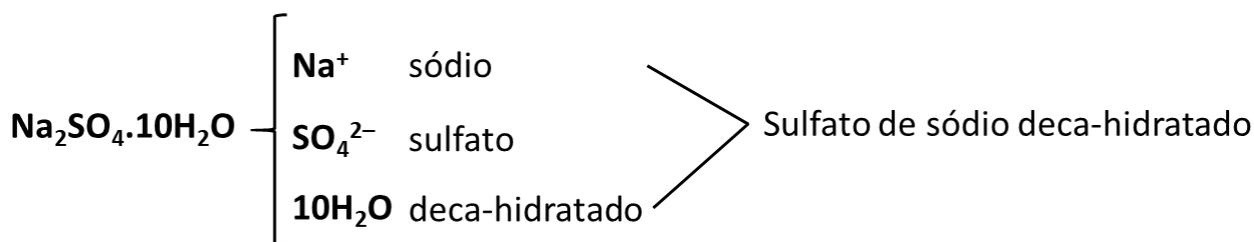
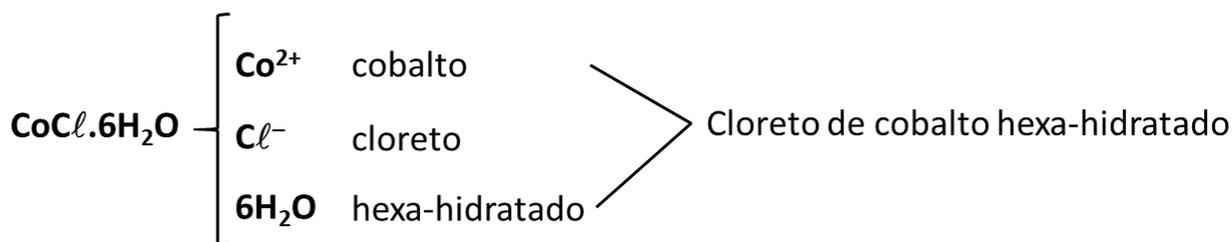


3.1.2. Nomenclatura de Sais Hidratados

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 9: 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



Vamos apresentar a nomenclatura na forma de tabela.



Tabela 10: Nomenclatura de Sais Hidratados

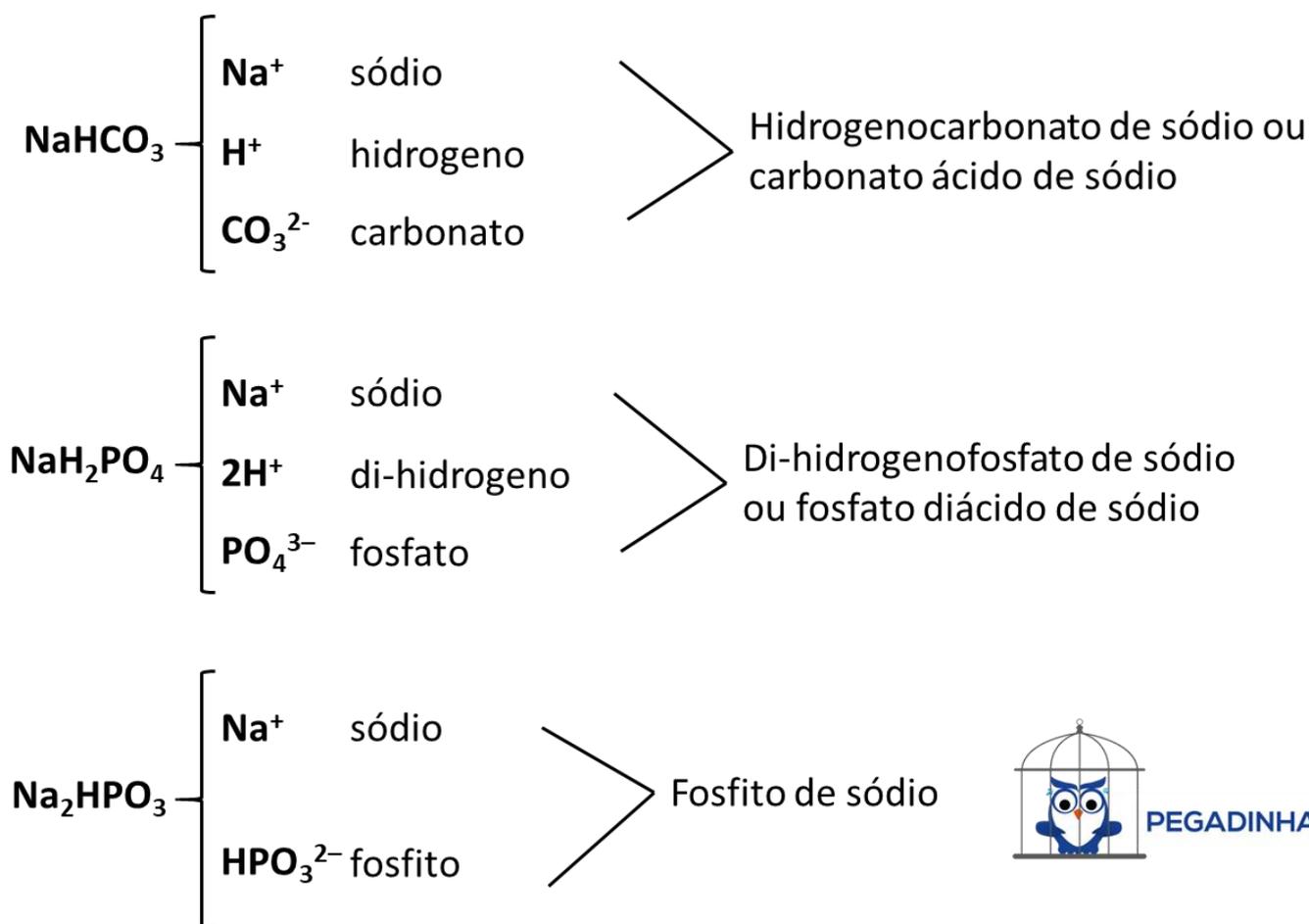
Sal	Cátion	Nome do Cátion	Ânion	Nome do ânion	Nome do Sal
$CoCl_2 \cdot 6H_2O$	Co^{2+}	Cobalto	Cl^-	Cloreto	Cloreto de Cobalto hexaidratado
$Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$	Na^+	Sódio	SO_4^{2-}	Sulfato	Sulfato de Sódio decaidratado
$CaCl_2 \cdot 2H_2O$	Ca^{2+}	Cálcio	Cl^-	Cloreto	Cloreto de Cálcio diidratado

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 H^+ na estrutura cristalina, devem ser utilizados os prefixos gregos vistos na Tabela 9.

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





Uma pegadinha que pode aparecer envolve os sais de ácidos que possuem hidrogênios não-ionizáveis, sendo o mais fácil de confundir os ácidos hipofosforoso (H_3PO_2) e fosforoso (H_3PO_3). Lembre-se que esses ácidos possuem, respectivamente, apenas 1 e 2 hidrogênios ionizáveis.

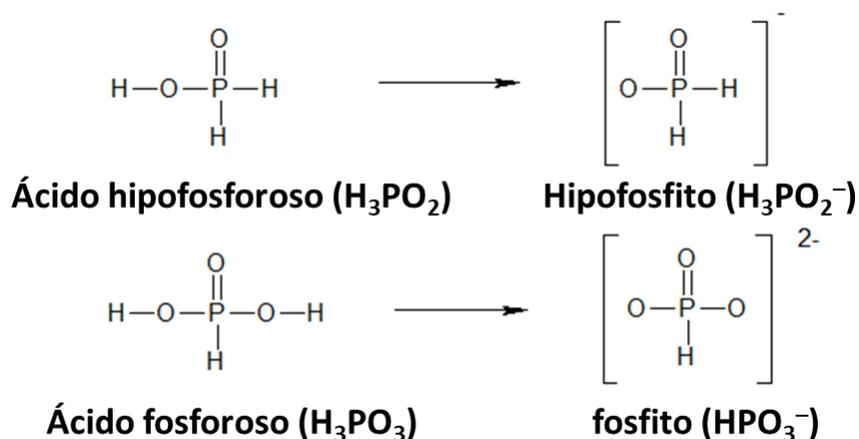


Figura 39: Ânions Correspondentes ao Ácido Hipofosforoso (H_3PO_2) e Ácido Fosforoso (H_3PO_3)

Vamos agora apresentar na forma de tabela.

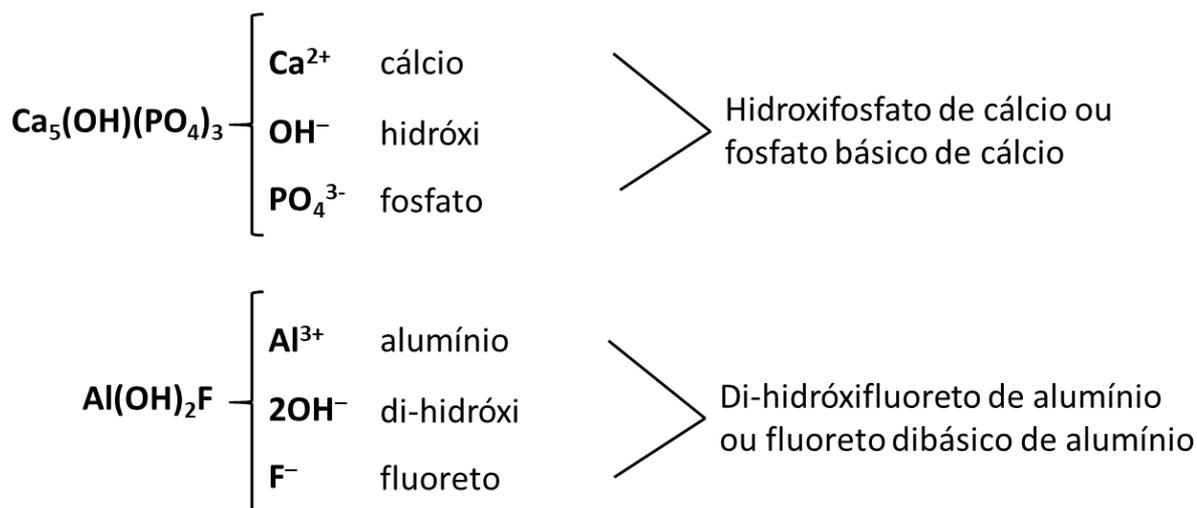
Tabela 11: Nomenclatura de Sais Ácidos

Sal	Cátion	Nome do Cátion	Ânion	Nome do ânion	Nome do Sal
$NaHCO_3$	Na^+	Sódio	HSO_4^-	Hidrogenossulfato ou Sulfato ácido	Hidrogenossulfato de sódio ou sulfato ácido de sódio
NaH_2PO_4	Na^+	Sódio	$H_2PO_4^-$	Di-hidrogenofosfato ou Fosfato diácido	Di-hidrogenofosfato de sódio ou fosfato diácido de sódio

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.



Vamos agora apresentar a nomenclatura na forma de tabela.

Tabela 12: Nomenclatura de Sais Básicos

Sal	Nome do Sal
$Ca_5(\text{OH})(\text{PO}_4)_3$	Hidróxifosfato de cálcio ou fosfato básico de cálcio. Nome vulgar: hidróxi-apatita.
$Al(\text{OH})_2\text{F}$	Diidroxifluoreto de alumínio ou fluoreto dibásico de alumínio.

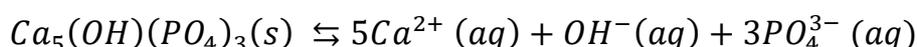




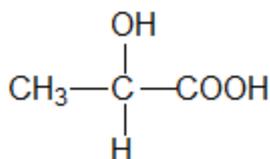
CURIOSIDADE

Esmalte Dentário e Cárie

O esmalte dentário é composto, entre outras coisas, por hidróxi-apatita, cuja fórmula é $Ca_5(OH)(PO_4)_3$. 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.

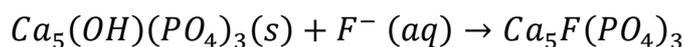


O grande problema da cárie bacteriana é que, por meio da fermentação láctica, as bactérias liberam o **ácido láctico** ($C_3H_6O_3$).



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 (NaF), o qual reage com a hidróxi-apatita formando a fluoroapatita, que não reage com o ácido láctico.



3.2. Regras de Solubilidade dos Sais

Nessa seção, apresentaremos um resumo das principais Regras Práticas de Solubilidade de Sais. O estudo mais detalhado da solubilidade de sais é feito no Capítulo sobre Ligações Iônicas.

Alguns sais são insolúveis. Nesse caso, a reação entre ácidos e bases forma um precipitado. As regras a seguir são úteis para memorizar a solubilidade de alguns sais.

Primeiramente, é útil ter em mente que os sais insolúveis geralmente possuem tanto o cátion como o ânion com cargas superiores a +2 e -2, respectivamente. Sendo assim,

São solúveis os sais de metais alcalinos e de amônio, exceto o carbonato de lítio (Li_2CO_3);

- Todos os nitratos (NO_3^-) são solúveis;
- Todos os acetatos (CH_3COO^-) são solúveis, exceto o acetato de prata;
- Todos os sais halogenados são solúveis. Ou seja, fluoretos (F^-), cloratos (ClO_3^-), percloratos (ClO_4^-) etc. As exceções ficam por parte dos cloretos (Cl^-), brometos (Br^-) e iodetos (I^-) dos sais de Pb^{2+} , Ag^+ e Hg_2^{2+} :



Tabela 13: Sais dos Halogênios Insolúveis

<i>PbCl₂</i>	<i>AgCl</i>	<i>Hg₂Cl₂</i>
<i>PbBr₂</i>	<i>AgBr</i>	<i>Hg₂Br₂</i>
<i>PbI₂</i>	<i>AgI</i>	<i>Hg₂I₂</i>

Vale lembrar que outros sais, como o fluoreto de prata (AgF) e o clorato de prata (AgClO₃) são solúveis em água, porque não se enquadram nas exceções escritas na Tabela 13.

Observe, ainda, também que sais como o cloreto de prata (AgCl) são uma exceção ao princípio de que sais com cargas pequenas, no caso, +1 e -1, são geralmente solúveis.

- São solúveis os sulfatos (SO_4^{2-}), sendo as principais exceções:



Essas exceções são razoavelmente fáceis de entender. O íon sulfato já possui carga -2. Quando combinado com cátions de carga +2, a probabilidade de o sal não ser solúvel é grande.

- Os sais dos demais ânions são insolúveis. Por exemplo, os sulfetos (S^{2-}), carbonatos (CO_3^{2-}), os fosfatos (PO_4^{3-}). Vale lembrar que exceção: os sais de metais alcalinos e de amônio são solúveis.

Essa regra nos diz que o fosfato de sódio (Na₃PO₄) é solúvel, porque é um sal de metal alcalino e se enquadra na primeira regra que foi tratada nessa seção. Porém, outros fosfatos, como o fosfato de cálcio (Ca₃(PO₄)₂) são insolúveis.

Apresentamos também mais um conjunto de regras:

Tabela 14: Solubilidade de Sais em Água

Compostos	Regra	Exceções
Ácidos Orgânicos	Solúveis	
Permanganatos, Nitritos e Nitratos, Cloratos	Solúveis	
Sais de Alcalinos e Amônio	Solúveis	carbonato de lítio
Percloratos	Solúveis	de potássio e mercúrio I
Acetatos	Solúveis	de prata
Tiocianatos e Tiosulfatos	Solúveis	de prata, chumbo e mercúrio



Compostos	Regra	Exceções
Fluoretos	Solúveis	de magnésio, cálcio e estrôncio
Cloretos e Brometos	Solúveis	de prata, chumbo e mercúrio I
Iodetos	Solúveis	mercúrio, bismuto e estanho IV
Sulfatos	Solúveis	de prata, chumbo, bário, e estrôncio
Óxido metálico e Hidróxidos	Insolúveis	de alcalinos, amônio, cálcio, bário e estrôncio
Boratos, Cianetos, Oxalatos, Carbonatos, Ferrocianetos, Ferricianetos, Silicatos, Arsenitos, Arseniats, Fosfitos, Fosfatos, Sulfitos e Sulfetos	Insolúveis	de alcalinos e de amônio

Para o aluno, é mais fácil aprender os sais insolúveis com o tempo e a resolução de exercícios.



RESUMINDO



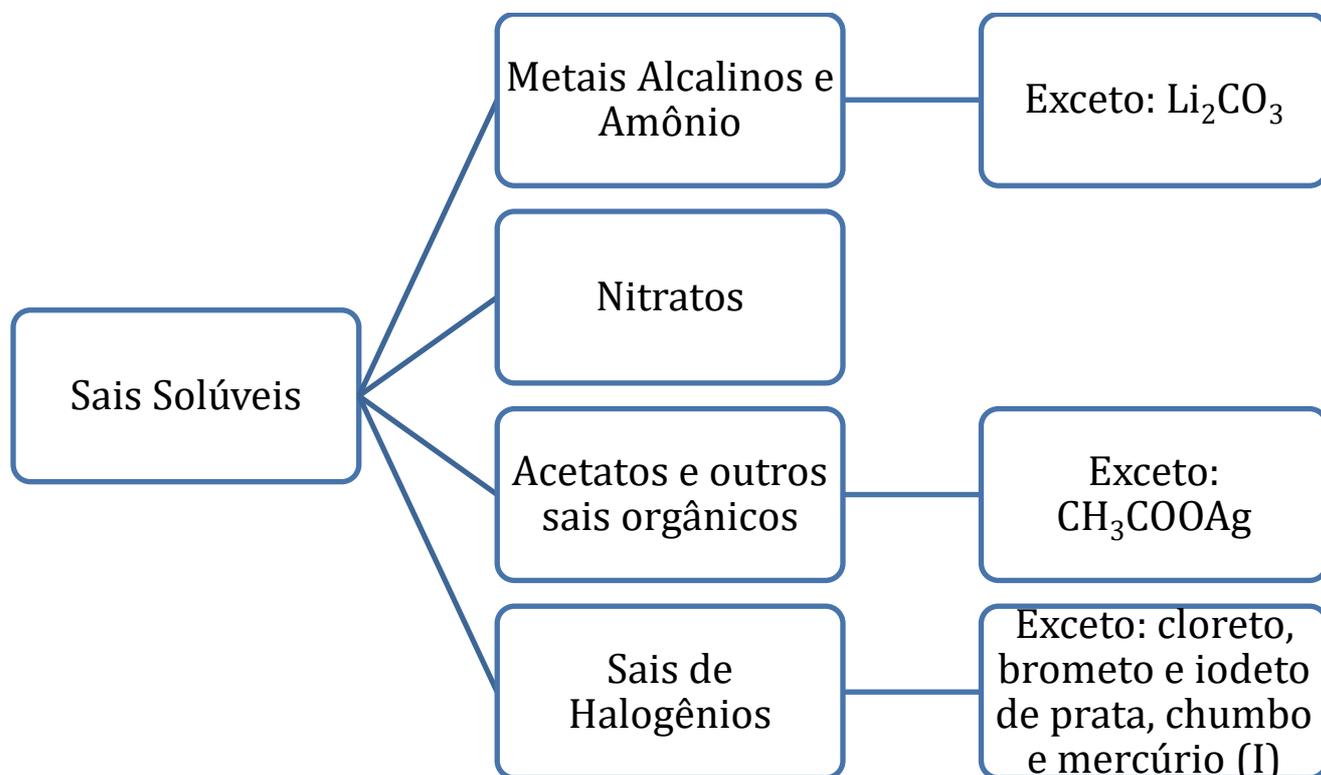


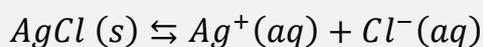
Figura 40: Sais Solúveis

3.2.1. Efeito do Íon Comum

Um efeito muito importante de ser estudado na Química é o Efeito do Íon Comum sobre a solubilidade de um sal qualquer.

Tomemos como exemplo um sal pouco solúvel, como o cloreto de prata (AgCl). Uma solução saturada desse sal contém sempre uma pequena quantidade de íons cloreto (Cl^-) e íons prata (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.



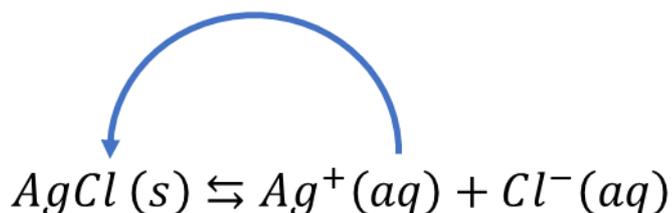
O equilíbrio químico é dinâmico, o que deve ser interpretado da seguinte forma. Para cada par de íons prata (Ag^+) e cloreto (Cl^-) que precipitam na forma de $\text{AgCl} (s)$, pode-se esperar que uma fórmula de cloreto de prata (AgCl) sai do estado sólido e se dissolve em fase aquosa, restituindo os íons prata e cloreto.

Dessa maneira, quando acrescentamos uma solução aquosa de nitrato de prata (AgNO_3), estamos injetando mais íons prata (Ag^+) na solução.

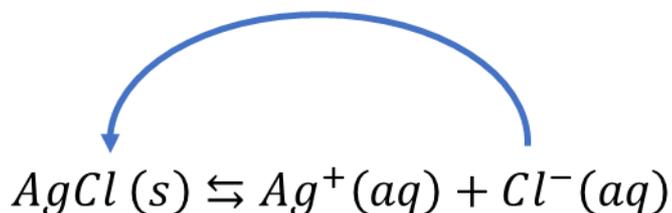
Esse fato perturba o equilíbrio.

Em 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.

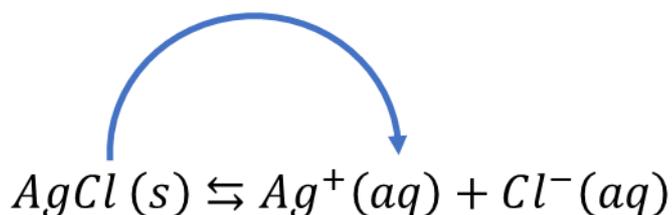


O mesmo acontecerá, caso seja adicionada uma solução aquosa de cloreto de sódio ($NaCl$), que contém o íon cloreto. A adição de mais íon cloreto provocará um desequilíbrio na solução. Para retornar ao equilíbrio, o sistema precisa consumir o excesso de cloreto, o que causa a formação de mais precipitado.



Um efeito interessante é o que acontece quando se adiciona uma solução que formaria um sal mais insolúvel. Por exemplo, considere a adição de sulfeto de sódio (Na_2S) à solução de cloreto de prata ($AgCl$).

Ocorrerá a precipitação de sulfeto de prata (Ag_2S), que é um sal ainda mais insolúvel que o cloreto de prata. A precipitação desse sal provocará uma **redução** na quantidade de íons prata em solução. Portanto, o sistema reagirá, de modo a formar íons prata.



Ocorrerá, portanto, nesse caso, uma **dissolução** do cloreto de prata. Porém, a quantidade total de precipitado aumenta, porque foi formada uma quantidade maior de sulfeto de prata (Ag_2S).



HORA DE
PRATICAR!

5. (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) MgCl_2 é solúvel, pois a maioria dos cloretos é solúvel.
- b) K_3PO_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) Ag_2SiO_3 é insolúvel, pois todos os silicatos são insolúveis, exceto os de metais alcalinos e amônio.
- g) AgI é insolúvel – é uma das exceções à regra de solubilidade dos iodetos.
- h) NaIO_3 é solúvel, pois todos os sais de metais alcalinos são solúveis.

Gabarito: discursiva

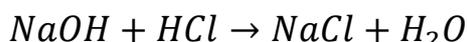


4. Reações Inorgânicas

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 poliácidos 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	$\text{H}_3\text{PO}_4 + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaH}_2\text{PO}_4 + \text{H}_2\text{O}$	Primeira Neutralização Parcial
1:2	$\text{H}_3\text{PO}_4 + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{HPO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$	Segunda Neutralização Parcial
1:3	$\text{H}_3\text{PO}_4 + 3\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_3\text{PO}_4 + 3\text{H}_2\text{O}$	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.

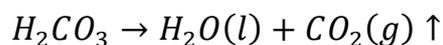
Nesse caso, pode-se falar de duas neutralizações parciais, formando sais ácidos: o di-hidrogenofosfato de sódio (NaH_2PO_4) e o hidrogenofosfato de sódio (Na_2HPO_4).

4.2. Reações com Desprendimento de Gases

5.2.1. Carbonatos e Bicarbonatos

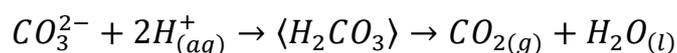
O ácido carbônico (H_2CO_3) não pode ser isolado. Se, por acaso, ele for formado durante uma reação química, ele se decomporá em gás carbônico (CO_2) e água (H_2O) por meio da seguinte reação.





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.

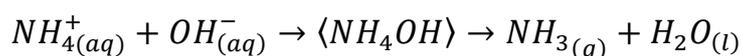


Você pode fazer esse experimento em casa. Basta mergulhar um ovo em vinagre. O vinagre com o tempo vai dissolver lentamente a casca do ovo, que é formada por calcário.



5.2.2. Sais de Amônio

Como vimos anteriormente, o hidróxido de amônio (NH_4OH) somente existe em solução e não pode ser isolado. Ao adicionar uma solução muito básica a uma solução de um sal qualquer de amônio, esse hidróxido tenderia a se formar, porém ele rapidamente se decompõe em amônia e água.



Como a amônia é um gás, ela normalmente se desprende da solução, pois apresenta uma solubilidade em água limitada e menor que a solubilidade da maioria dos sais de amônio.

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:



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.

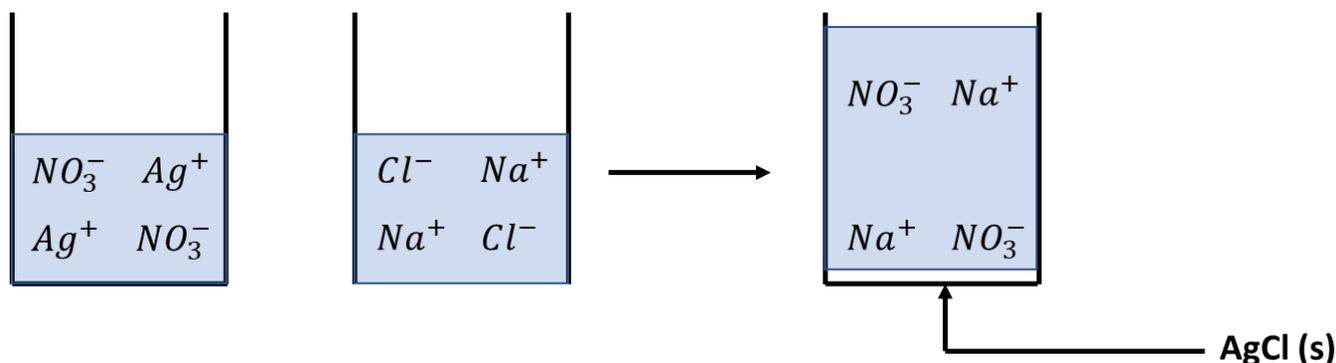
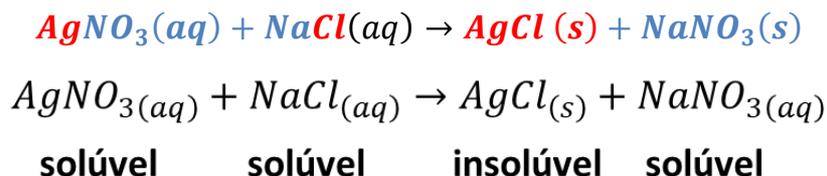


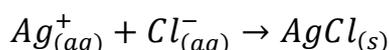
Figura 41: Reação com Formação de Precipitado $AgCl$

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.

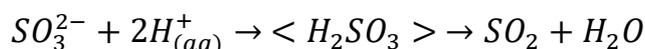


Importante: Uma reação ocorre com formação de precipitado se for possível formar um sal pouco solúvel a partir da combinação dos íons das soluções originais.

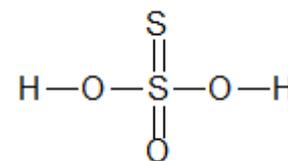
Então, para saber quando uma mistura de duas soluções resultará numa reação com formação de precipitado, é importante conhecer algumas regras de solubilidade, que foram tratadas na seção específica desse material.

Nota: Preferimos dizer que os sais são pouco solúveis ou praticamente insolúveis, porque, na realidade, um pouco do sal se dissolve. No Capítulo sobre Equilíbrio Iônico, aprenderemos o Produto de Solubilidade, que é uma importante medida da solubilidade de várias espécies químicas.

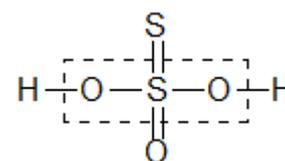
Outras decomposições importantes são as do ácido sulfuroso (H_2SO_3) e do tiossulfúrico ($\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$). A exemplo do ácido carbônico, o ácido sulfuroso (H_2SO_3) não pode ser isolado, somente existindo na forma dos seus sais (sulfitos). Quando uma solução aquosa de sulfito é acidificada, 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.

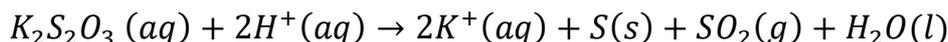


O ácido tiossulfúrico é muito difícil de se manter estável, porém, os tiosulfitos são estáveis, desde que mantidos em meio neutro ou alcalino. Caso sejam misturados com algum ácido, eles se decompõem liberando enxofre sólido (S) e dióxido de enxofre (SO_2).



É relativamente simples entender essa decomposição observando a estrutura da molécula de ácido tiossulfúrico, que pode ser visivelmente fracionada em H_2O , SO_2 e S .

Figura 42: Fracionamento da Molécula do $H_2S_2O_3$ em H_2O , S e SO_2

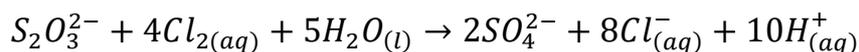


CURIOSIDADE

O ânion tiosulfato é produzido pela reação dos íons sulfito com o elemento enxofre em água fervente. Ocorre naturalmente em gêiseres e fontes termais e é produzido por certos processos bioquímicos.

Só é estável em água neutra ou alcalina, pois, em meio ácido, se decompõe em reação mostrada anteriormente.

Provoca a descloração imediata da água e é bastante utilizado para parar o branqueamento na indústria de fabrico de papel. O processo de descloração é descrito pela equação a seguir:



4.3. 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.

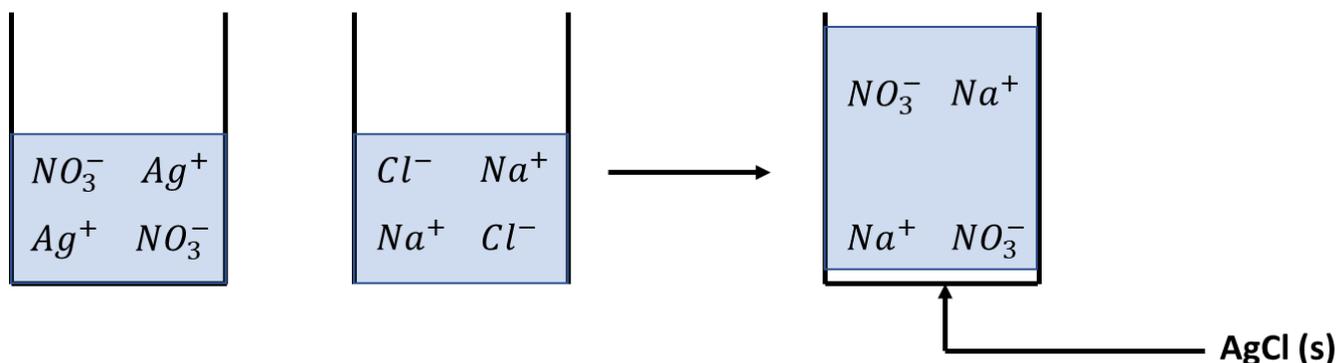
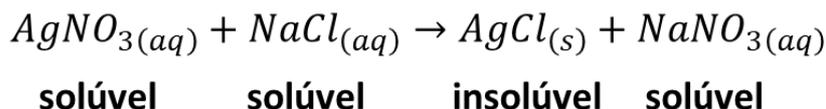


Figura 43: Reação com Formação de Precipitado $AgCl$

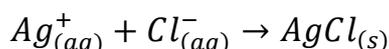


O precipitado formado é de cloreto de prata, que é um sal pouco solúvel. Na prática, o que acontece é uma reorganização dos íons. Quando o íon cloreto e o íon prata se encontram, eles se juntam, provocando a cristalização de um sal insolúvel (AgCl).

Esquemáticamente, podemos representar a reação.



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



Importante: Uma reação ocorre com formação de precipitado se for possível formar um sal pouco solúvel a partir da combinação dos íons das soluções originais.

Então, para saber quando uma mistura de duas soluções resultará numa reação com formação de precipitado, é importante conhecer algumas regras de solubilidade, que foram tratadas na seção específica desse material.

Nota: Preferimos dizer que os sais são pouco solúveis ou praticamente insolúveis, porque, na realidade, um pouco do sal se dissolve. No Capítulo sobre Equilíbrio Iônico, aprenderemos o Produto de Solubilidade, que é uma importante medida da solubilidade de várias espécies químicas.



6. (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) AgNO_3 e KI
- b) CuSO_4 e BaCl_2
- c) Na_3PO_4 e CaCl_2
- d) $\text{Fe}(\text{NO}_3)_2$ e Na_2CO_3
- e) K_2SiO_3 e AgNO_3



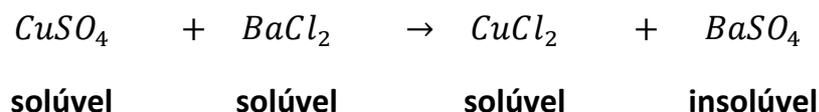
Comentários

Devemos levar em consideração algumas regras de solubilidade.

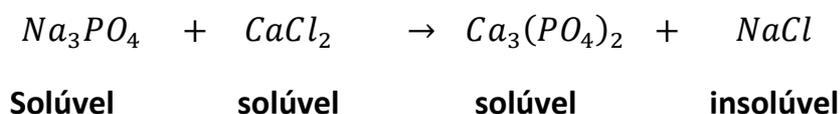
a) Todos os iodetos são solúveis, exceto o de prata.



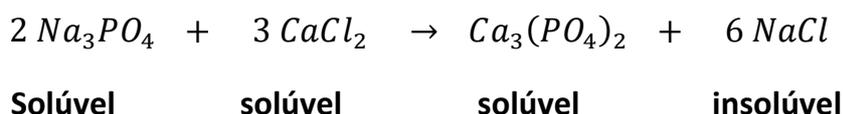
b) Todos os sulfatos são solúveis, exceto os de metais alcalino-terrosos.



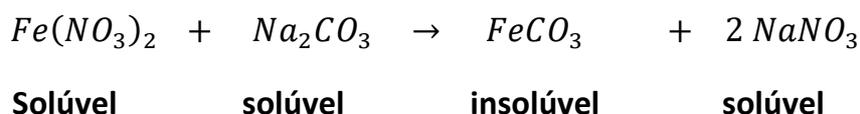
c) Todos os fosfatos são insolúveis, exceto os de metais alcalinos e amônio. Portanto, o fosfato de cálcio é insolúvel.



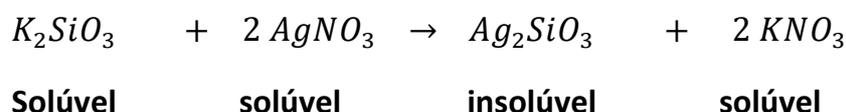
O precipitado formado é o fosfato de cálcio. Podemos, ainda, balancear a equação.



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



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



Gabarito: D

7. (TFC – Inédita)



Um pesquisador encontrou uma substância X desconhecida. E, a fim de descobrir qual era ela, ele a fez passar por três tratamentos distintos:

- Aquecimento em atmosfera inerte;
- Reação com ácido sulfúrico;
- Reação com hidróxido de sódio.

Nos três casos, o pesquisador notou a liberação de gases. Com base nisso, ele concluiu que a substância desconhecida pode ser:

- a) Cloreto de Amônio
- b) Carbonato de Sódio
- c) Bicarbonato de Sódio
- d) Sulfato de Sódio
- e) Carbonato de Amônio

Comentários

Questão interessante. Vejamos.

a) O cloreto de amônio (NH_4Cl) realmente se decompõe mediante aquecimento e de hidróxido de sódio. Porém,

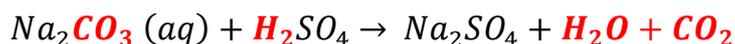


A reação com hidróxido de sódio se deve à formação de hidróxido de amônio (NH_4OH), que se decompõe em amônia (NH_3) e água (H_2O), como mostrado acima.

Porém, o cloreto de amônio é estável em soluções ácidas, não reage com H_2SO_4 . Afirmação errada.

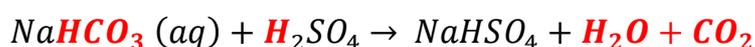
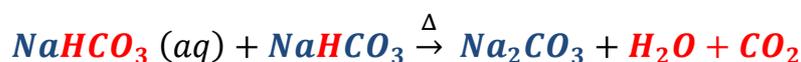


b) O carbonato de sódio é estável mediante aquecimento e também é estável diante de soluções alcalinas. Ele pode, no entanto, se decompor diante de ácidos, formando o ácido carbônico (H_2CO_3), como mostrado a seguir.



Afirmção errada.

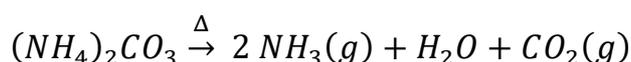
c) O bicarbonato de sódio também é estável diante de soluções ácidas. Ele até pode se decompor mediante aquecimento e mediante a adição de ácidos.



Afirmção errada.

d) O sulfato de sódio é estável e não se decompõe em nenhuma das situações. Afirmção errada.

e) O carbonato de amônio é um sal interessante. Ele pode se decompor por aquecimento térmico.



Pode também se decompor diante de soluções ácidas, com a formação do ácido carbônico (H_2CO_3), que se decompõe em água (H_2O) e dióxido de carbono (CO_2).



Por fim, também pode se decompor diante de soluções alcalinas, com a formação de hidróxido de amônio (NH_4OH), que se decompõe em água (H_2O) e amônia (NH_3).



Portanto, ele é a resposta do problema.



Gabarito: E

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.

A função inorgânica “óxido” abrange uma grande quantidade de compostos químicos com propriedades bastante diferentes, por isso é impossível elaborar uma lista de características gerais. Nessa seção, os diferentes tipos de óxidos serão estudados:

- Óxidos Básicos;
- Óxidos Ácidos;
- Óxidos Anfóteros;
- Óxidos Duplos;
- Peróxidos;
- Superóxidos.

Em geral, nos óxidos, o oxigênio apresenta número de oxidação -2, sendo exceções os peróxidos (O_2^{2-}) e superóxidos (O_2^-).

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”.

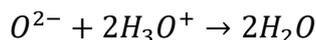
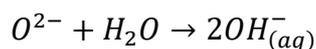
Os óxidos básicos são bastante estáveis com a temperatura, não sofrendo decomposição. Além disso, por serem iônicos, apresentam elevados pontos de fusão e ebulição.

Tabela 15: Nomenclatura dos Óxidos

Óxido	Nomenclatura	PF
Na_2O	Óxido de Sódio	1132°C
CaO	Óxido de Cálcio	2572°C
FeO	Óxido de Ferro(II)	1369°C



O forte caráter básico desse tipo de ácido se deve ao ânion que os forma O^{2-} . Como já estudamos, esse ânion é muito raro em soluções aquosas, pois é uma base muito forte, que reage com a água ou com ácidos assim que é liberado em solução.



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 sílica, ao contrário de outros óxidos ácidos, que são moleculares, é um sólido covalente, que apresenta temperatura de ebulição normal de 1600 °C. A Figura 44 compara a estrutura cristalina da sílica com a molécula de gás carbono (CO_2).

Um dos poucos óxidos ácidos sólidos é a sílica (SiO_2), que é um sólido covalente, que apresenta ponto de ebulição de 1600°C, e a seguinte estrutura:

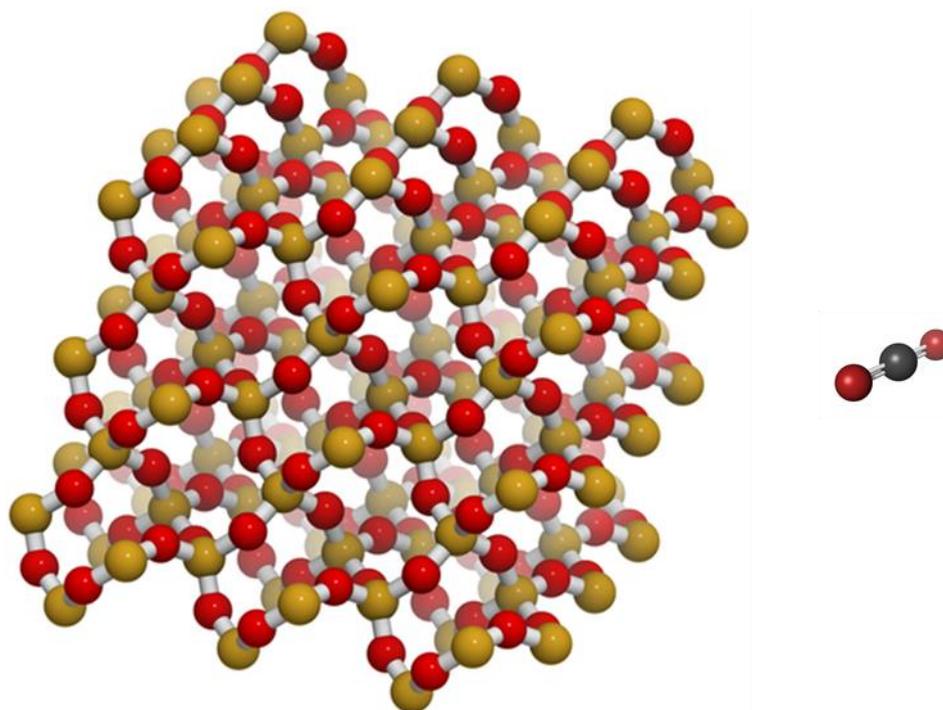
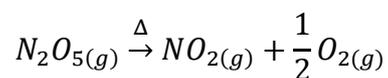


Figura 44: Estrutura da Sílica (fonte: [4])

Além disso, muitos óxidos ácidos sofrem decomposição térmica:



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 16: 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 17: 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



Óxido	Reação com Água	Ácido Resultante	Nomenclatura
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 18: 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	$2KOH + 2CrO_3 \rightarrow K_2Cr_2O_7 + H_2O$

Essas substâncias têm em comum o fato de serem poderosos agentes oxidantes, que vão ser estudados no Capítulo sobre Oxirredução.



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.

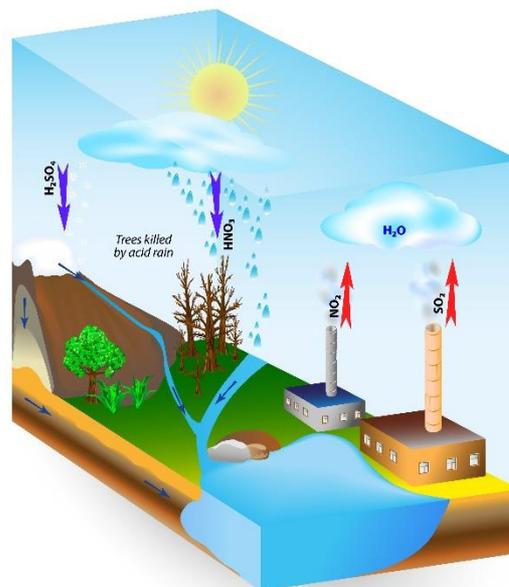


Figura 45: Chuva Ácida (fonte [27])

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 .

Esses óxidos apresentam **caráter intermediário** entre covalente e iônico. Normalmente, é formado por metais de elevada energia de ionização, de modo que o óxido não seja completamente iônico.

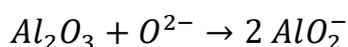
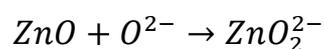
Em geral, são insolúveis em água.

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 19: 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

A formação dos ânions correspondentes pode ser entendida da seguinte maneira como uma absorção de um íon óxido por parte do óxido anfótero.



Como o íon óxido não existe em solução, na prática, ele é extraído a partir de dois íons hidróxido. E isso explica a reatividade dos óxidos anfóteros diante de bases fortes.



CURIOSIDADE

Sais de Zinco e o Refluxo Gástrico

Um estudo da Yale School of Medicine de 2010, publicado na edição online da “American Journal of Gastroenterology” demonstrou que os sais de zinco conduzem a uma cessação rápida e prolongada da secreção ácida desencadeada em pessoas que sofrem de refluxo gástrico.

A descoberta dessa propriedade é muito importante, pois os atuais tratamentos são mais severos, como os inibidores da bomba de prótons, pois podem desencadear efeitos secundários. Em comparação com a droga omeprazol, o zinco conseguiu produzir efeito em bem menos tempo – alguns minutos contra 24 horas –, sem causar os efeitos colaterais conhecidos da droga, como dor de cabeça e diarreia.

Os pesquisadores testaram a terapia em ratos e em glândulas humanas isoladas antes de finalmente testar em seres humanos. O resultado foi uma rápida diminuição da acidez do suco gástrico após a ingestão de zinco via oral.

Fontes: [5]



Outra aplicação do óxido de zinco (ZnO) é nas pomadas para queimaduras, como o popular Hipoglós. A importância do material é que, quando aplicado diretamente na pele, ele não interage com a água do corpo humano. Portanto, não provoca novas queimaduras.

No entanto, ele reage com os ácidos excretados pelo nosso corpo em reação à queimadura, amenizando as dores.

Uma observação importante sobre o número de oxidação do elemento que acompanha o oxigênio é que ele determina o caráter ácido ou básico do óxido.

Como regra, temos números pequenos indicam caráter básico, números elevados, caráter ácido, números intermediários, caráter anfótero. Essa regra pode ser verificada, inclusive, com óxidos de um mesmo elemento, como o manganês, que forma vários óxidos diferentes:

Tabela 20: Caráter Ácido dos Óxidos de Manganês

	Óxido	Nox
Básicos	Mn_2O	+1
	MnO	+2
Anfóteros	Mn_2O_3	+3
	MnO_2	+4
Ácidos	Mn_2O_5	+5
	MnO_3	+6
	Mn_2O_7	+7

O ponto principal para você se decidir na hora da prova a respeito de um óxido ser ácido, básico ou anfótero é o seu caráter químico: iônico, molecular ou intermediário.



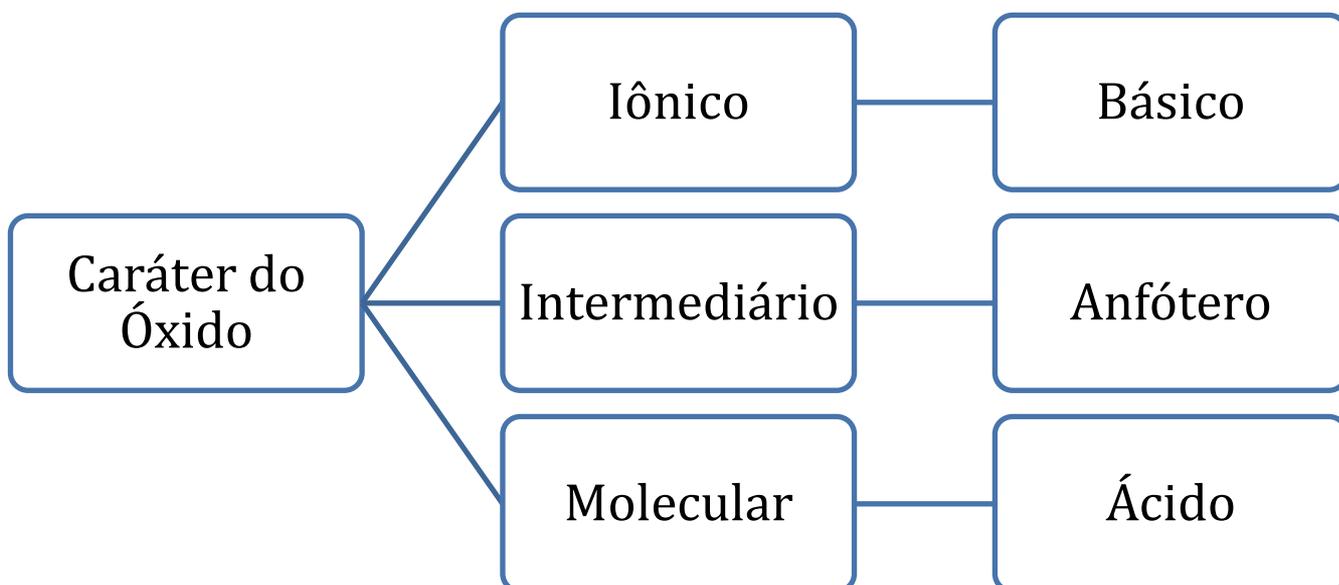


Figura 46: Influência do Caráter Molecular-Iônico de um Óxido sobre a sua Reatividade

5.4. Óxidos Duplos

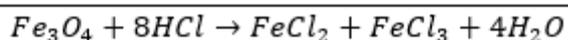
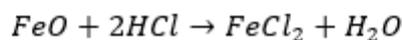
Os óxidos dessa classe mais conhecidos são o minério de ferro, ou hematita, Fe_3O_4 e o de chumbo Pb_3O_4 , em que ambos os elementos apresentam o nox médio +8/3. Esses óxidos se comportam como se fossem associados de dois óxidos:



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



Observe que é como se óxidos básicos comuns reagissem isoladamente, e a equação resultante é a soma das duas reações:

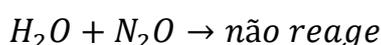
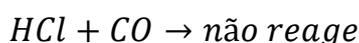
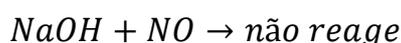


5.5. Óxidos Neutros

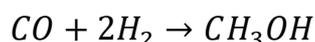
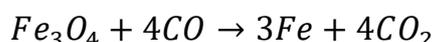
São os óxidos que não reagem com a água, nem com bases nem com ácidos. Os quatro exemplos mais importantes são: H_2O , CO , NO , N_2O .

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.

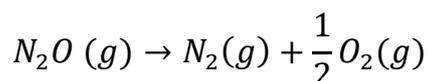
No entanto, em condições normais, H_2O , CO , N_2O e NO não reagem nem com a água, nem com ácidos nem com bases.



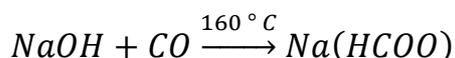
É importante citar que isso **não significa** que esses óxidos sejam **inertes**. Por exemplo, o monóxido de carbono é muito utilizado para produzir ferro metálico e metanol.



O óxido nitroso (N_2O) é utilizado como aditivo na gasolina devido à sua capacidade de liberar oxigênio quando atravessado por uma faísca.



Além disso, atualmente, já se conhecem reações desses óxidos com bases fortes e a elevadas temperaturas. Por exemplo, o monóxido de carbono, sob pressão e à temperatura de ($160^\circ C$), reage com hidróxido de sódio sólido:



Nessa reação, o monóxido de carbono (CO) reage como se fosse um anidrido para o ácido fórmico ou metanoico, que é o ácido carboxílico mais simples.



Figura 47: Monóxido de Carbono (CO) como um anidrido para o Ácido Metanoico

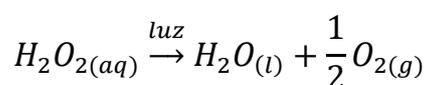
A respeito dessa reação, devemos esclarecer o seguinte.

Se a questão não mencionar nada e perguntar simplesmente se o monóxido de carbono (CO) é um óxido neutro, você deve assinalar verdadeiro.

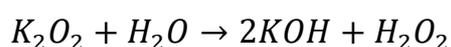
Porém, se a questão perguntar se, em condições especiais, o monóxido de carbono pode reagir com bases fortes, como o hidróxido de sódio, então considere verdadeiro, pois você sabe da reação formando o formiato de sódio.

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.

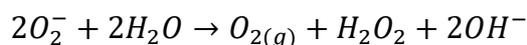


Vale ressaltar que é preciso o cuidado de guardar o frasco ao abrigo da luz para conservar o poder de liberação de oxigênio do peróxido de hidrogênio.

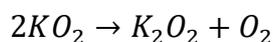
5.7. Superóxidos

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:



8. (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

9. (ITA – 2006)

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

I CaO

II N₂O₅

III Na₂O

IV P₂O₅

V SO₃

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

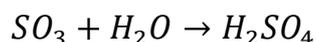
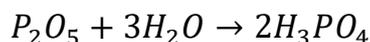
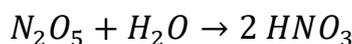
Comentários

O óxido de cálcio (CaO) e o óxido de sódio (Na₂O) 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 (N₂O₅), pentóxido de difósforo (P₂O₅) e trióxido de enxofre (SO₃) 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 N₂O₅ é igual a +5, portanto, esse óxido produz o ácido nítrico (HNO₃), em que o oxigênio apresenta o mesmo número de oxidação. O fósforo também apresenta nox igual a +5 em P₂O₅, logo, esse óxido produz H₃PO₄ por hidratação. Por fim, no trióxido de enxofre (SO₃), o enxofre apresenta nox igual a +6, logo, o ácido formado é H₂SO₄, 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

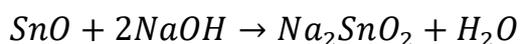
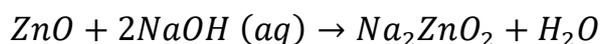


10. (ITA SP – 1994)

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.

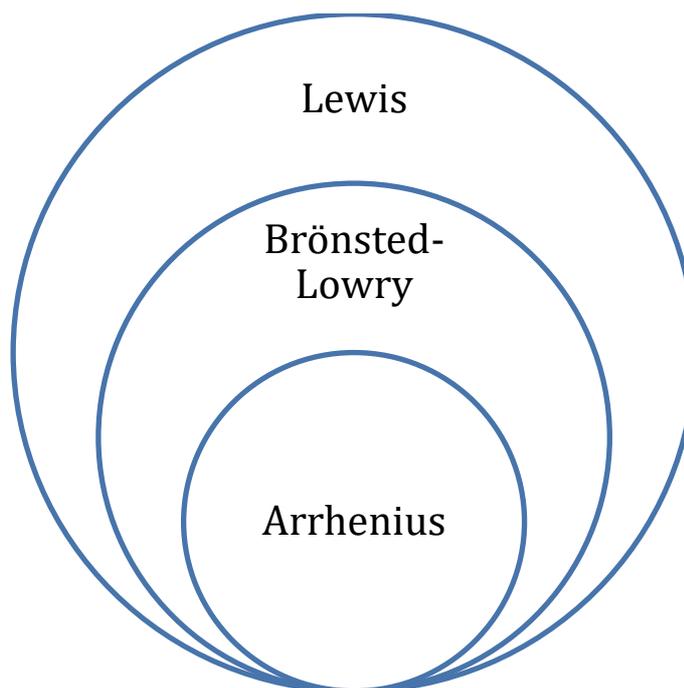


Figura 48: Principais Teorias Ácido-Base



A Teoria de Arrhenius foi a primeira a ser elaborada e é uma das mais conhecidas, mas se restringe exclusivamente ao meio aquoso.

A Teoria de Brønsted-Lowry é mais ampla e veio abranger diversas reações semelhantes às reações de Arrhenius, porém, fora do meio aquoso.

A Teoria de Lewis, por sua vez, é mais ampla que a de Brønsted-Lowry. Além das reações já estudadas por Brønsted-Lowry, ela se aplica a uma grande gama de meios reacionais.

6.1. Conceito de Brønsted-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 Brønsted e Lowry propuseram independentemente os seguintes conceitos:

- **Ácido:** é toda espécie química capaz de doar prótons (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:

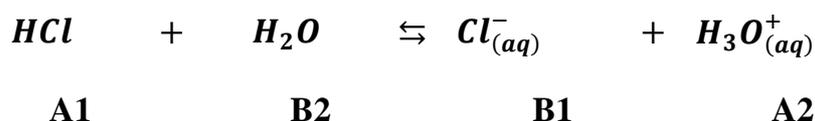
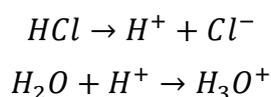


Figura 49: Dissolução de Ácido Clorídrico em Água

A reação da Figura 49 pode ser melhor compreendida se separada em etapas:



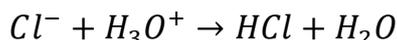
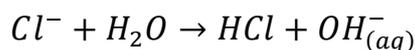
Na Figura 49, observe que o HCl doa prótons para a água (ou protona a água). Dessa forma, HCl se comporta como um ácido de Brønsted-Lowry, enquanto que a água se comporta como uma base. A base Cl^- pode receber prótons reconstituindo o ácido HCl, por isso diz-se que Cl^- é a base conjugada de HCl. Analogamente, H_3O^+ pode doar um próton, reconstituindo a água, por isso diz-se que H_3O^+ é o ácido conjugado da água.



TOME NOTA!



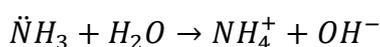
Um ácido é forte quando sua base conjugada é extremamente fraca. Por exemplo, o cloreto é uma base de Lewis muito fraca, porque, se ela reagisse com a água seria para formar o ácido clorídrico, que é um ácido forte, portanto se encontra completamente dissociado em solução.



Essas reações acima não ocorrem, porque o HCl é um ácido forte, portanto, assim que se forma, se dissocia em íons, restituindo os íons cloreto.

Sendo assim, quanto mais forte for o ácido, mais fraca será sua base conjugada.

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 NH_4^+ .

Tenha em mente que a base conjugada sempre se refere a um determinado ácido. Por exemplo, OH^- é a base conjugada da água, pois $\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{OH}^- + \text{H}^+$. Por outro lado, H_2O é a base conjugada de H_3O^+ , porque quando H_3O^+ perde um próton se torna H_2O , de acordo com a equação $\text{H}_3\text{O}^+ \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{H}^+$.



11. (ITA-2014)

Assinale a opção que contém a base conjugada de OH^- .

- a) O^{2-}
- b) O^-
- c) O_2^-
- d) H_2O
- e) H^+

Comentários

A base conjugada é o resultado da perda de um próton por 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.

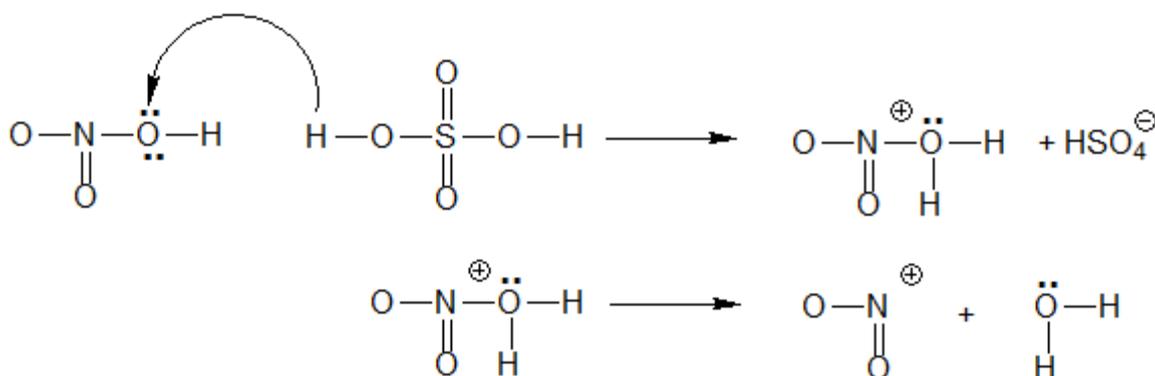


Figura 50: Reação entre o Ácido Sulfúrico e o Ácido Nítrico

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

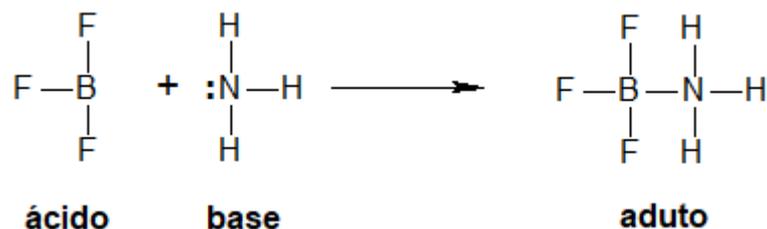


Figura 51: Reação entre trifluoreto de boro (ácido) e amônia (base)

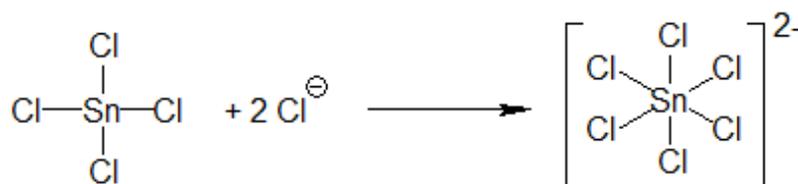
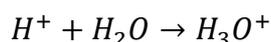


Figura 52: Reação entre tetracloreto de estanho (ácido) e íons cloreto (base)

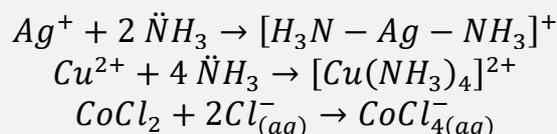
É importante observar que o boro em BF_3 apresenta 6 elétrons na camada de valência, utilizando apenas 3 orbitais $2sp^2$. Após a reação, o boro completa o octeto, preenchendo o orbital $2p$ vazio. Na reação da Figura 52, observe que o estanho em $SnCl_4$ apresenta todos os quatro orbitais $5sp^3$ preenchidos. Após a reação formando o produto $SnCl_6^{2-}$, o estanho apresenta 12 elétrons na camada de valência.

Um fato importante sobre as reações ácido-base de Lewis são muito importantes para a dissolução de certas espécies químicas.

- **Dissolução de prótons:** o íon H^+ é um ácido de Lewis tão forte que praticamente não existe em solução, reagindo fortemente com a água:

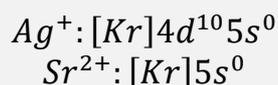


- **Complexos de Coordenação:** muitos sais insolúveis podem ser dissolvidos ou ter sua solubilidade aumentada formando complexos de coordenação. Por exemplo:



Gostaria de ressaltar a importância de memorizar as três reações anteriores, tendo em vista que elas são as reações muito importantes e que podem vir a ser cobradas.

A formação de complexos de coordenação é comum em **metais de transição**, porque eles contêm orbitais d e f livres. Por exemplo, a configuração eletrônica fundamental do cátion prata é:



Tanto o cátion prata como o cátion estrôncio apresentam os orbitais 5s vazios. No entanto, o elétron mais energético de Sr^{2+} está no subnível 4p, que é bem menos energético que o subnível 4d, o subnível do elétron mais energético de Ag^+ . Por conta disso, é bem mais fácil a prata receber um par de elétrons no subnível 5s que o estrôncio.

Além disso, a prata também utiliza o orbital 5p para receber seus pares de elétrons. A Teoria dos Complexos de Coordenação é muito extensa e foge ao escopo desse livro. No entanto, é importante o aluno ter conhecimento de que a amônia e o cloreto são bases de Lewis e poderosos agentes complexantes.

Veremos no próximo capítulo sobre Oxirredução que as propriedades complexantes dos íons cloreto são fundamentais para a água régia dissolver metais nobres, como o ouro e a platina. Enquanto isso, soluções de hidróxido de amônio podem ser utilizadas para dissolver sais insolúveis de prata ou cobre.

É importante observar que o Conceito de Lewis não importa relações de “Força Ácida” ou “Força Básica”, porque a reatividade de um ácido ou base depende do seu par.

Por exemplo, a amônia (NH_3) reage facilmente como base de Lewis diante do cátion prata (Ag^+), porém, o mesmo não acontece com o íon cloreto (Cl^-), que é incapaz de complexar o cátion prata, tanto é que o cloreto de prata ($AgCl$) é insolúvel em água.

Em contrapartida, o íon cloreto (Cl^-) pode reagir facilmente com o íon cobalto (Co^{2+}), mas o mesmo não acontece com a amônia (NH_3).

Portanto, não podemos afirmar se um determinado ácido ou base de Lewis é mais forte ou mais fraca que o outro, como fazíamos com os ácidos e bases de Arrhenius e de Brönsted-Lowry.

Por fim, gostaria de trazer um leve estímulo ao pensamento.



Em geral, os autores citam que a Teoria de Arrhenius é englobada por Brönsted Lowry que é englobada por Lewis. Sendo assim, um ácido de Arrhenius seria necessariamente um ácido de Brönsted Lowry e de Lewis.

Porém, examinando a estrutura do HCl e o conceito de ácido de Lewis, há algum motivo razoável para considerarmos que ele é um ácido de Lewis? Isto é, há algum orbital livre nessa molécula?



Na molécula de ácido clorídrico, temos que todos os orbitais da camada de valência do hidrogênio e do cloro estão ocupados. Portanto, rigorosamente pela definição, ele não se

enquadra como ácido de Lewis. Na verdade, o que se enquadra como ácido de Lewis é o próprio H^+ , e não os ácidos de Arrhenius.

Sendo assim, se uma questão de prova perguntar diretamente se a Teoria de Lewis abrange a Teoria de Arrhenius, marque verdadeiro. Porém, se houver uma questão bem específica, que sugira que o HCl não seria um ácido de Arrhenius, mas somente o H^+ , então aplique a definição e marque verdadeiro.

Com isso, finalizamos a nossa teoria. Vamos treinar.



12. (TFC – Inédita)

De acordo com a teoria de Brønsted-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

13. (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) $Al + 3/2 Cl_2 \rightarrow AlCl_3$



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

14. (TFC – Inédita)

O cloreto de sódio ($NaCl$) é mais solúvel em tetracloreto de carbono (CCl_4) ou em tetracloreto de estanho ($SnCl_4$)?

Comentários

Em CCl_4 , o carbono já possui 8 elétrons na camada de valência e não possui orbitais **2d** à sua disposição, porque está no segundo período.

Por outro lado, o estanho em $SnCl_4$, apesar de já possui os 8 elétrons na camada de valência, ainda pode receber ligações dativas, porque possui orbitais **6d** vazios.

Por esse motivo, a solubilidade do $NaCl$ em $SnCl_4$ é muito menor que a solubilidade do sal em CCl_4 .

Gabarito: $SnCl_4$

15. (TFC – Inédita)

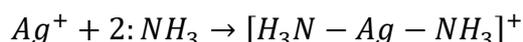
O cloreto de $AgCl$ e o cloreto de estrôncio $SrCl_2$ devem ser mais solúveis em água ou em amônia?

Comentários



Como a água é bem mais polar que a amônia, é natural que os sais sejam, de maneira geral, mais solúveis em água do que o são em amônia. É o caso do cloreto de estrôncio (SrCl_2), que é mais solúvel em água.

Já o cloreto de prata é pouco solúvel em água, mas é bastante solúvel em amônia devido à formação do complexo diamin-prata.



Gabarito: discursiva

7. Gabarito

- | | |
|---|----------------|
| 1. discursiva | 20. A |
| 2. D | 21. E |
| 3. C | 22. D |
| 4. discursiva | 23. E |
| 5. discursiva | 24. E |
| 6. D | 25. B |
| 7. E | 26. D |
| 8. B | 27. discursiva |
| 9. D | 28. discursiva |
| 10. discursiva | 29. discursiva |
| 11. A | 30. A |
| 12. D | 31. discursiva |
| 13. A | 32. discursiva |
| 14. SnCl_4 | 33. A. |
| 15. discursiva | 34. D |
| 16. ácido; ácido; básico; anfótero;
básico | 35. B |
| 17. A | 36. A |
| 18. C | 37. A |
| 19. D | 38. A |
| | 39. E |



8. Lista de Questões Propostas

CONSTANTES

Constante de Avogadro (N_A)	= $6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$
Constante de Faraday (F)	= $9,65 \times 10^4 \text{ }^\circ\text{C mol}^{-1} = 9,65 \times 10^4 \text{ A s mol}^{-1} = 9,65 \times 10^4 \text{ J V}^{-1}\text{mol}^{-1}$
Volume molar de gás ideal	= 22,4 L (CNTP)
Carga elementar	= $1,602 \times 10^{-19} \text{ C}$
Constante dos gases (R)	= $8,21 \times 10^{-2} \text{ atm L K}^{-1} \text{ mol}^{-1} = 8,31 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1} = 1,98 \text{ cal K}^{-1}\text{mol}^{-1}$
Constante gravitacional (g)	= $9,81 \text{ m s}^{-2}$
Constante de Planck (h)	= $6,626 \times 10^{-34} \text{ m}^2 \text{ kg s}^{-1}$
Velocidade da luz no vácuo	= $3,0 \times 10^8 \text{ m s}^{-1}$
Número de Euler (e)	= 2,72

DEFINIÇÕES

Pressão: $1 \text{ atm} = 760 \text{ mmHg} = 1,01325 \times 10^5 \text{ N m}^{-2} = 760 \text{ Torr} = 1,01325 \text{ bar}$

Energia: $1 \text{ J} = 1 \text{ N m} = 1 \text{ kg m}^2 \text{ s}^{-2}$

Condições normais de temperatura e pressão (CNTP): 0°C e 760 mmHg

Condições ambientes: 25°C e 1 atm



Condições padrão: 1 bar; concentração das soluções = 1 mol L⁻¹ (rigorosamente: atividade unitária das espécies); sólido com estrutura cristalina mais estável nas condições de pressão e temperatura em questão

(s) = sólido. (l) = líquido. (g) = gás. (aq) = aquoso. (CM) = circuito metálico. (conc) = concentrado.

(ua) = unidades arbitrárias. [X] = concentração da espécie química em mol L⁻¹

MASSAS MOLARES

Elemento Químico	Número Atômico	Massa Molar (g mol ⁻¹)	Elemento Químico	Número Atômico	Massa Molar (g mol ⁻¹)
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)

Determine o nome dos compostos a seguir e a quantidade de hidrogênios ionizáveis.

a) H_2CO_3



- b) H_2SO_3
- c) CH_3COOH
- d) HPO_3
- e) H_3PO_3

2. (TFC – Inédita)

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

- a) CH_3COOH
- b) HCl
- c) $HClO$
- d) H_2SO_4
- e) H_3PO_4

3. (TFC – Inédita)

São exemplos de ácidos fracos:

- a) HCl , CH_3COOH e HNO_3
- b) HF , HBr e HI
- c) CH_3COOH , HCN e HF
- d) HNO_3 , H_2SO_4 e HCN
- e) CH_3COOH , HF e HBr .

4. (TFC – Inédita)

Dê o nome das seguintes bases.

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

5. (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.

6. (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) AgNO_3 e KI
- b) CuSO_4 e BaCl_2
- c) Na_3PO_4 e CaCl_2
- d) $\text{Fe}(\text{NO}_3)_2$ e Na_2CO_3
- e) K_2SiO_3 e AgNO_3

7. (TFC – Inédita)

Um pesquisador encontrou uma substância X desconhecida. E, a fim de descobrir qual era ela, ele a fez passar por três tratamentos distintos:

- Aquecimento em atmosfera inerte;
- Reação com ácido sulfúrico;
- Reação com hidróxido de sódio.

Nos três casos, o pesquisador notou a liberação de gases. Com base nisso, ele concluiu que a substância desconhecida pode ser:

- a) Cloreto de Amônio



- b) Carbonato de Sódio
- c) Bicarbonato de Sódio
- d) Sulfato de Sódio
- e) Carbonato de Amônio

8. (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

9. (ITA – 2006)

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

- I CaO
- II N_2O_5
- III Na_2O
- IV P_2O_5
- V 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

10. (ITA SP – 1994)



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

11. (ITA-2014)

Assinale a opção que contém a base conjugada de OH^- .

- a) O^{2-}
- b) O^-
- c) O_2^-
- d) H_2O
- e) H^+

12. (TFC – Inédita)

De acordo com a teoria de Brønsted-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.

13. (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) $\text{C}_2\text{H}_4 + \text{HBr} \rightarrow \text{CH}_3\text{CH}_2\text{Br}$
- d) $\text{Al} + 3/2 \text{Cl}_2 \rightarrow \text{AlCl}_3$

14. (TFC – Inédita)

O cloreto de sódio (NaCl) é mais solúvel em tetracloreto de carbono (CCl_4) ou em tetracloreto de estanho (SnCl_4)?

15. (TFC – Inédita)



O cloreto de AgCl e o cloreto de estrôncio SrCl_2 devem ser mais solúveis em água ou em amônia?

16. (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

17. (ITA – 2018)

Em temperatura ambiente, adicionou-se uma porção de ácido clorídrico 6 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) Co^{2+} e Hg_2^{2+}
- c) Cu^{2+} e Hg_2^{2+}
- d) Cu^{2+} e Pb^{2+}
- e) Hg_2^{2+} e Pb^{2+}

18. (USNCO – 2019 – Part I)

Um sólido amarelo pálido é insolúvel em água ou em solução concentrada de amônia, mas se dissolve em solução concentrada de $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$. Qual é esse sólido?

- a) AgF
- b) AgCl
- c) AgI
- d) $\text{Ag}(\text{CH}_3\text{COO})$

19. (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;



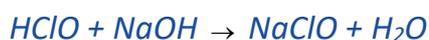
- II – À exceção do HF, os haletos de hidrogênio dissociam-se completamente em água;
III – Quando dissolvidos em ácido acético glacial puro, todos se comportam como ácidos, conforme a seguinte ordem de força ácida: $HI > HBr > HCl \gg HF$.

Das afirmações acima, estão CORRETAS apenas:

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

20. (IME RJ/2016/1ª Fase)

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.

21. (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^{-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 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

22. (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) Cl_2
- b) H_2
- c) HCl
- d) NH_3
- e) O_2

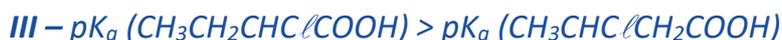
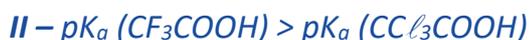
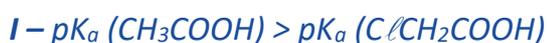
23. (ITA – 2011)

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

- a) CH_3COOH
- b) CH_3CH_2COOH
- c) $(CH_3)_3C - COOH$
- d) $ClCH_2 - COOH$
- e) CCl_3COOH

24. (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.

25. (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) $\text{CO}_2 + \text{Ba}(\text{OH})_2$

26. (ITA – 2013)

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

- a) AlCl_3 e KOH
- b) $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ e Na_2SO_4
- c) $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ e NaClO_4
- d) $\text{Pb}(\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2)_2$ e KI
- e) AgNO_3 e NH_4OH

27. (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 1mg L^{-1} em fluoreto de sódio e, a seguir, em uma solução aquosa a 10 % (v/v) em ácido fórmico.

Justifique a sua resposta.

28. (ITA – 2012)

Considere dois lagos naturais, um dos quais contendo rocha calcárea (CaCO_3 e 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.

29. (TFC – Inédita)

A chuva ácida é o resultado da liberação de ácidos fortes na atmosfera. Os compostos de enxofre e nitrogênio são os principais

a) Mostre as reações do ácido sulfídrico que resultam na precipitação de chuva ácida.

b) Mostre as reações do dióxido de nitrogênio que resultam na precipitação de chuva ácida.

c) Explique por que o nitrogênio gasoso não forma chuvas ácidas.

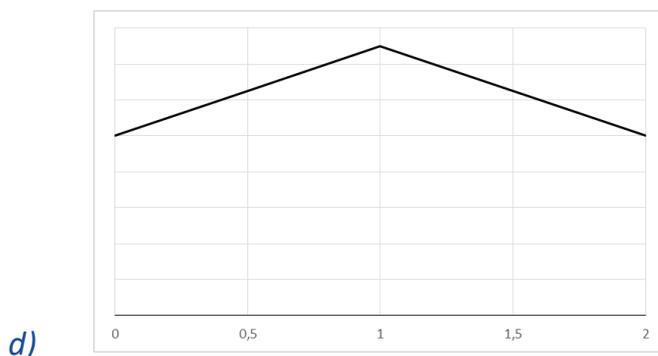
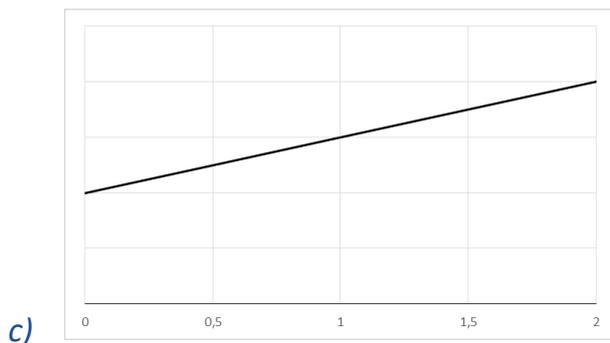
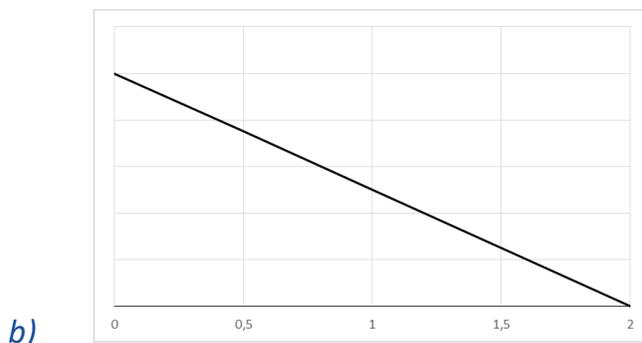
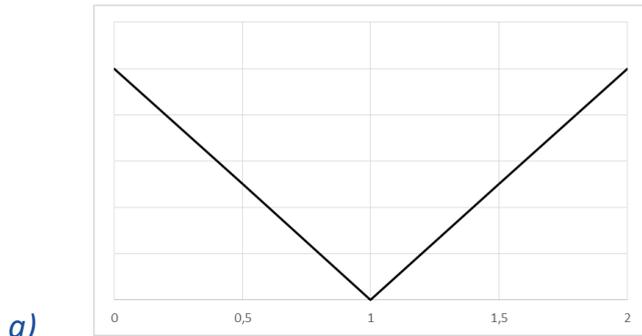
Curiosidade: O ácido sulfídrico está presente na cebola e a mesma reação tratada no item a) ocorre nos olhos das pessoas quando elas cortam cebola. Esse é o motivo pelo qual as pessoas choram.

30. (TFC – Inédita)

Uma solução aquosa de 1L de $\text{HCl } 0,1 \text{ mol.L}^{-1}$ foi titulada com uma solução aquosa de $\text{NaOH } 0,1 \text{ mol.L}^{-1}$. Assinale a alternativa que apresenta a curva de condutância da solução em função do



volume de NaOH adicionado – o eixo horizontal do gráfico vai de 0 a 2 L da solução $0,1 \text{ mol. L}^{-1}$ de NaOH.



e) A condutividade da amostra permanece constante.

31. (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.

32. (TFC – Inédita)

O ácido bórico (H_3BO_3) é um ácido de média força existente na forma de cristais incolores ou sob a forma de um pó branco. É frequentemente utilizado como inseticida, anti-séptico e adubo. A respeito dessa substância, responda as seguintes perguntas:

- a) O ácido bórico é polar ou apolar?
- b) Esse ácido é solúvel em água?
- c) Escreva a reação desse ácido com a água. Desconsidere a liberação de íons H_3O^+ .
- d) O ácido bórico é geralmente obtido pela reação do bórax ($Na_2B_4O_7 \cdot 10 H_2O$) com ácido sulfúrico. Escreva a reação envolvida.

33. (TFC – Inédita)

Um béquer contém uma solução saturada de cloreto de prata. Assinale a alternativa que pode resultar na dissolução de parte do corpo de fundo da amostra:

- a) Adição de uma solução aquosa diluída de hidróxido de amônio.
- b) Adição um sal solúvel de prata à solução, como nitrato de prata.
- c) Adição um cloreto solúvel à solução, como cloreto de sódio.
- d) Adição de um sal de prata menos solúvel que o encontrado na mistura.

34. (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.

35. (ITA-2013)

Considere o produto de solubilidade (K_{PS}) a 25°C das substâncias I, II e III:



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) $III < II < I$

36. (ITA-2011)



A 25 °C, três frascos (I, II e III) contêm, respectivamente, soluções aquosas 0,10 mol. L⁻¹ – 1em 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 (HNO₂) e acético (CH₃COOH), 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)

37. (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:

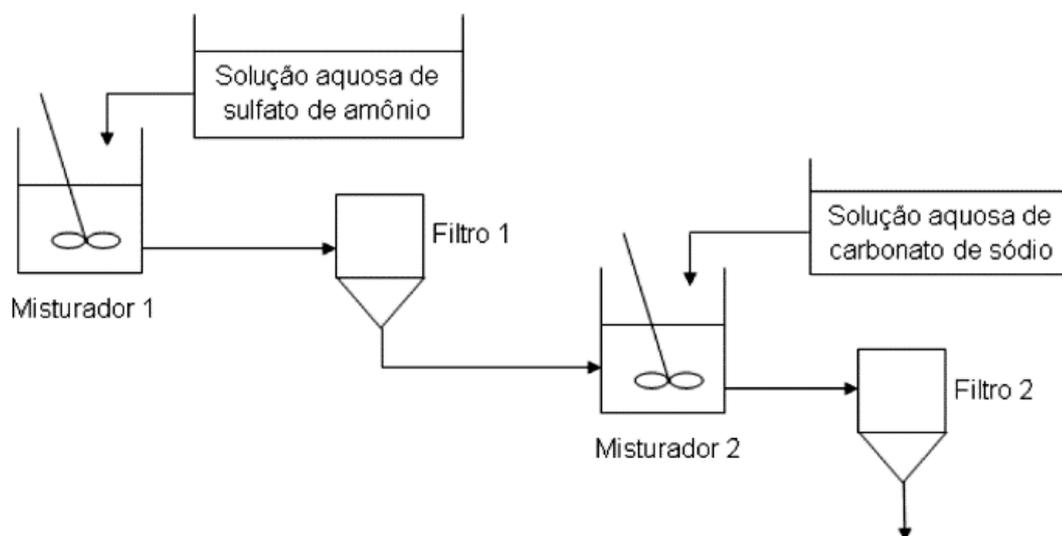
- a) Apenas I.
- b) Apenas I e III.
- c) Apenas II.
- d) Apenas II e III.
- e) Apenas III.

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.

38. (IME RJ/2015/1ªFase)

Considere as etapas sequenciais de mistura/filtração do processo não contínuo a seguir.





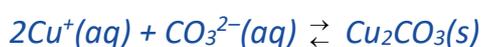
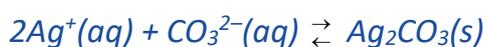
No Misturador 1, antes da adição de 100 mL de uma solução aquosa de sulfato de amônio 20 g/L, encontram-se 100 mL de uma solução aquosa composta por massas iguais de nitrato de prata, nitrato cúprico e nitrato de chumbo (II), de concentração total 60 g/L.

Ao Misturador 2, que contém o material passante do Filtro 1, adicionam-se 100 mL de uma solução aquosa de carbonato de sódio 40 g/L e uma pequena quantidade de uma solução de hidróxido de sódio objetivando o adequado ajuste do pH de precipitação para, em seguida, proceder a filtração. Sobre os produtos de filtração, pode se dizer que:

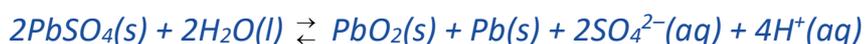
- a) o precipitado retido no Filtro 2 é uma mistura heterogênea.
b) o precipitado retido no Filtro 1, conhecido como galena, é um sólido iônico resultante da reação:



- c) no misturador 2 observam-se os seguintes equilíbrios iônicos:



- d) o chumbo no estado sólido pode ser obtido espontaneamente através do sólido retido no Filtro 1, conforme a reação comum às baterias de chumbo:



- e) o precipitado retido no Filtro 2 é um sólido molecular, metaestável, com baixo ponto de fusão e com excelentes propriedades de condução térmica e elétrica.

39. (ITA – 2007)

Nas condições ambientes, a 1 L de água pura, adiciona-se 0,01 mol de cada uma das substâncias A e B descritas nas opções abaixo. Dentre elas, qual solução apresenta a maior condutividade elétrica?

- a) $A = \text{NaCl}$ e $B = \text{AgNO}_3$
- b) $A = \text{HCl}$ e $B = \text{NaOH}$
- c) $A = \text{HCl}$ e $B = \text{CH}_3\text{COONa}$
- d) $A = \text{KI}$ e $B = \text{Pb}(\text{NO}_3)_2$
- e) $A = \text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ e $B = \text{ZnCl}_2$



9. Lista de Questões Comentadas

16. (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

Comentários

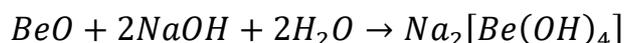
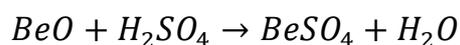
Os óxidos ácidos são formados por não-metal com número de oxidação elevado. Os óxidos básicos são formados por metal com número de oxidação baixo.

SeO_2 e N_2O_3 são óxidos ácidos por serem formados por não-metais.

K_2O e 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 (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°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

17. (ITA – 2018)

Em temperatura ambiente, adicionou-se uma porção de ácido clorídrico 6 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) Co^{2+} e Hg_2^{2+}
- c) Cu^{2+} e Hg_2^{2+}
- d) Cu^{2+} e Pb^{2+}
- e) Hg_2^{2+} e 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 Hg_2Cl_2 e PbCl_2 . Permanecem em solução, portanto, os íons Co^{2+} e Cu^{2+} , porque os seus respectivos cloretos são solúveis.

Gabarito: A

18. (USNCO – 2019 – Part I)

Um sólido amarelo pálido é insolúvel em água ou em solução concentrada de amônia, mas se dissolve em solução concentrada de $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$. Qual é esse sólido?

- a) AgF
- b) AgCl
- c) AgI
- d) $\text{Ag}(\text{CH}_3\text{COO})$

Comentários:

O AgF e o $\text{Ag}(\text{CH}_3\text{COO})$ são ambos solúveis em água.

O AgCl é insolúvel em água, mas é branco e solúvel em solução concentrada de amônia, devido à formação do complexo diamin-prata.



O AgI , por sua vez, é amarelo pálido e insolúvel em água. Ele também é insolúvel em solução concentrada de amônia, porque, como o raio iônico do íon $\text{I}^- (aq)$ é maior que o do íon $\text{Cl}^- (aq)$, isso torna suas interações com a amônia mais fracas.



Portanto, a energia de solvatação dos iodetos são menores que as dos cloretos, portanto, os iodetos tendem a ser menos solúveis.

Gabarito: C

19. (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: $HI > HBr > HCl \gg HF$.

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.

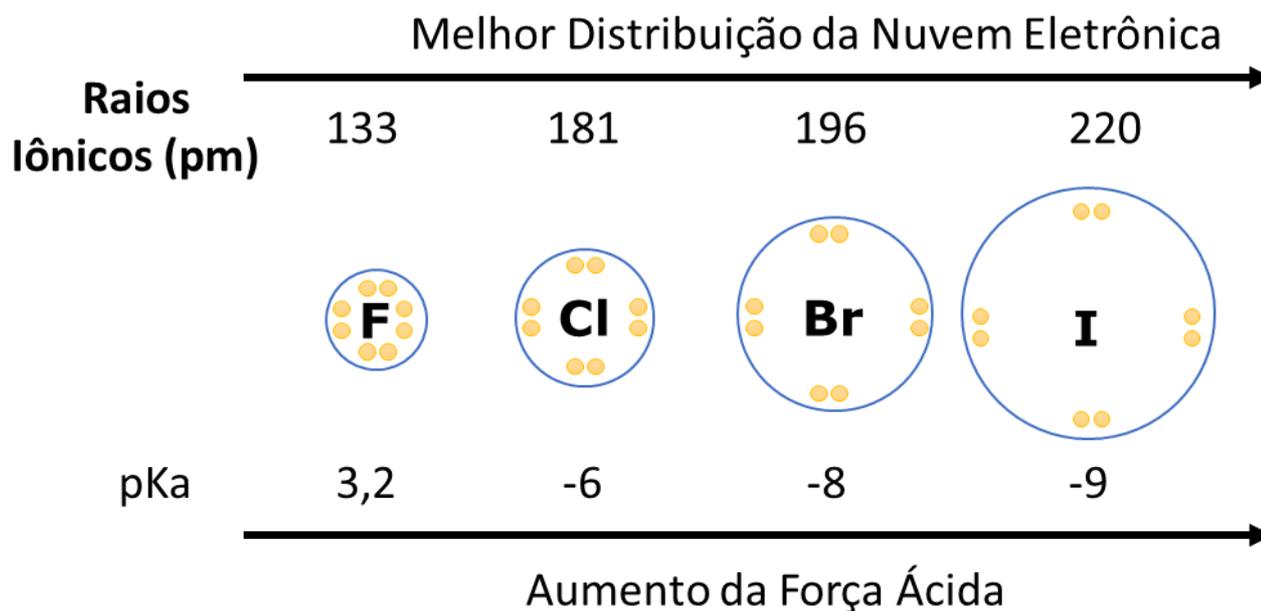
I – A maior temperatura de ebulição entre os haletos citados deve ser a do HF , porque é o único que forma ligações de hidrogênio. Afirmação errada.

II – De fato, o 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 $HI > HBr > HCl > HF$. Afirmação correta.



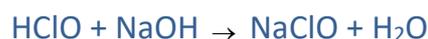


Portanto, as afirmações II e III estão corretas.

Gabarito: D

20. (IME RJ/2016/1ªFase)

A reação abaixo descreve a formação do hipoclorito de sódio:



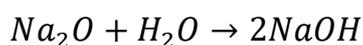
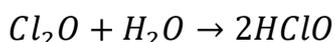
É teoricamente possível obter os reagentes por meio da:

- 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 (HClO) e o hidróxido de sódio (NaOH), que podem ser obtidos pela reação do anidrido hipocloroso e do óxido de sódio com a água, respectivamente.





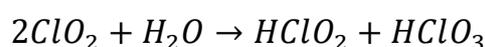
É importante ressaltar que, no anidrido hipocloroso, o número de oxidação do cloro deve ser o mesmo que se verifica no ácido hipocloroso, que é +1.

Vejamos os erros das outras alternativas.

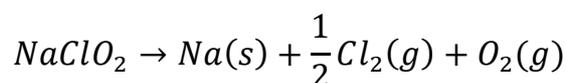
Na letra b), sugere-se a reação do anidrido perclórico com a água, porém, essa reação produzirá o ácido perclórico (HClO_4), não o hipocloroso.



Na letra c), o dióxido de cloro (ClO_2) é um anidrido misto, que possui número de oxidação igual a +4. Como não existem oxíácidos 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 (HClO_2) e o clórico (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

21. (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⁻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 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

Comentários

É importante ressaltar que a solução saturada de cloreto de prata contém ainda uma pequena concentração de íons Ag^+ e 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 (S^{2-}) à mistura com íons prata (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 AgCl , tendo em vista que ainda existe em solução um pequeno teor de íons cloreto (Cl^-). Afirmação correta.

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

Gabarito: E

22. (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) Cl_2
- b) H_2
- c) HCl
- d) NH_3
- e) O_2

Comentários

Quando é adicionada uma solução alcalina a uma solução de um sal de amônio (NH_4^+), ocorre a formação do hidróxido de amônio (NH_4OH), que é instável.





Ocorre, portanto, a liberação de amônia gasosa.

Gabarito: D

23. (ITA – 2011)

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

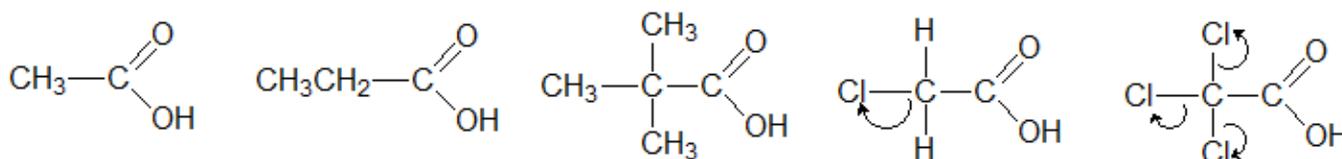
- a) CH_3COOH
- b) CH_3CH_2COOH
- c) $(CH_3)_3C - COOH$
- d) $ClCH_2 - COOH$
- e) CCl_3COOH

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

24. (ITA – 2014)

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

I – $pK_a (CH_3COOH) > pK_a (ClCH_2COOH)$

II – $pK_a (CF_3COOH) > pK_a (CCl_3COOH)$





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

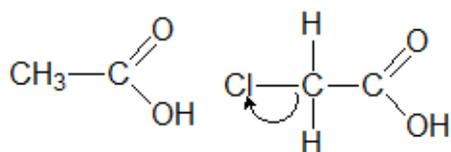
Das comparações acima, estão CORRETAS apenas:

- 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 pKa 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 (CH_3COOH) é mais fraco que o ácido cloroacético (CH_2ClCOOH), porque, no segundo caso, existe um efeito indutivo removedor de elétrons provocado pelo átomo de cloro. Afirmiação 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 (CF_3COOH) é mais forte que o ácido tricloroacético (CCl_3COOH). 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

25. (ITA – 1989)

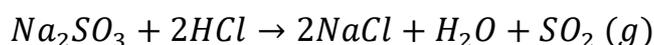
São misturados volumes iguais de soluções aquosas de duas substâncias distintas, ambas as soluções com concentração $5,00 \cdot 10^{-3}$ molar. Dentre os pares abaixo, assinale aquele para o qual NÃO irá ocorrer reação perceptível.



- 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) $\text{CO}_2 + \text{Ba}(\text{OH})_2$

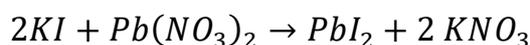
Comentários

a) A adição de ácidos a um sulfito provoca o aparecimento do H_2SO_3 que é instável em solução e se decompõe em H_2O e SO_2 (dióxido de enxofre), que é gasoso. Logo, ocorre reação perceptível devido à liberação de gás.

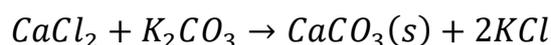


b) Entre KCl e MgSO_4 , não ocorre nenhuma reação perceptível. Não há formação de precipitado nem a liberação de gás.

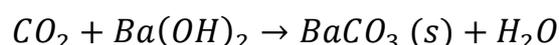
c) Quando se mistura iodeto de potássio (KI) e nitrato de chumbo ($\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$), observa-se a formação de um precipitado, que é o sal insolúvel iodeto de chumbo (PbI_2).



d) Nessa mistura, ocorre a formação de precipitado devido à formação do sal insolúvel carbonato de cálcio (CaCO_3).



e) Observa-se a formação do precipitado carbonato de bário (BaCO_3).



Gabarito: B

26. (ITA – 2013)

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

- a) AlCl_3 e KOH
- b) $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ e Na_2SO_4
- c) $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ e NaClO_4
- d) $\text{Pb}(\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2)_2$ e KI



e) AgNO_3 e NH_4OH

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 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 (NaNO_3) são solúveis.
- d) Ocorre a formação de PbI_2 , que é amarelo.
- e) Não ocorre nenhuma precipitação, pois o hidróxido de amônio ajuda a dissolução dos íons prata.

Gabarito: D

27. (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 1mg 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

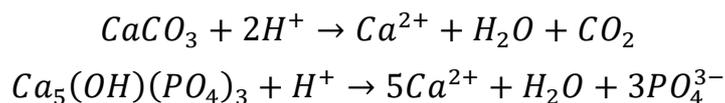
O osso é composto basicamente por:

- Água;



- Uma matriz orgânica, formada principalmente por proteínas, como o colágeno;
- Minerais, principalmente carbonato de cálcio (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

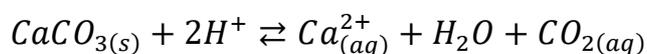
28. (ITA – 2012)

Considere dois lagos naturais, um dos quais contendo rocha calcárea (CaCO_3 e 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

29. (TFC – Inédita)

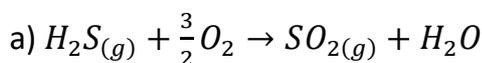


A chuva ácida é o resultado da liberação de ácidos fortes na atmosfera. Os compostos de enxofre e nitrogênio são os principais

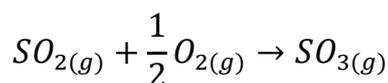
- Mostre as reações do ácido sulfídrico que resultam na precipitação de chuva ácida.
- Mostre as reações do dióxido de nitrogênio que resultam na precipitação de chuva ácida.
- Explique por que o nitrogênio gasoso não forma chuvas ácidas.

Curiosidade: O ácido sulfídrico está presente na cebola e a mesma reação tratada no item a) ocorre nos olhos das pessoas quando elas cortam cebola. Esse é o motivo pelo qual as pessoas choram.

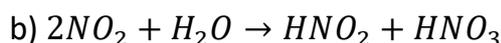
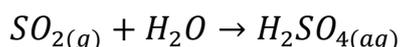
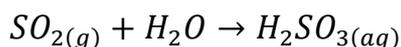
Comentários



O dióxido de enxofre ainda pode se oxidar, formando o trióxido de enxofre:

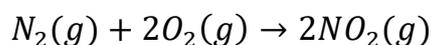


Na presença de água, esses óxidos de enxofre formam os respectivos ácidos:



c) O nitrogênio gasoso N_2 : $N \equiv N$ é formado por uma ligação tripla, que é muito forte. Sendo assim, é difícil rompê-la, por isso, ele não reage com o O_2 a baixas temperaturas.

É interessante observar que, em condições mais intensas, como o que acontece em uma descarga elétrica, o nitrogênio gasoso pode reagir com o oxigênio formando óxidos, entre eles, o NO_2 , que é o mais estável.



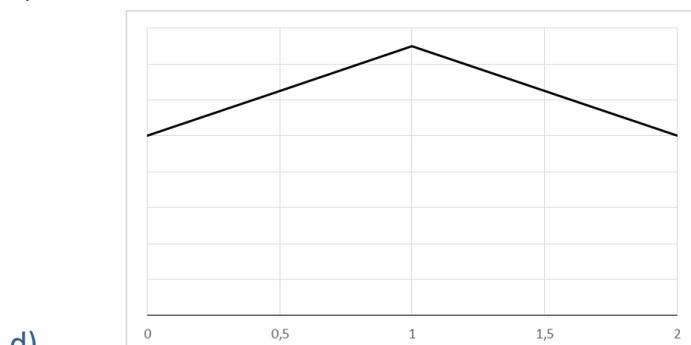
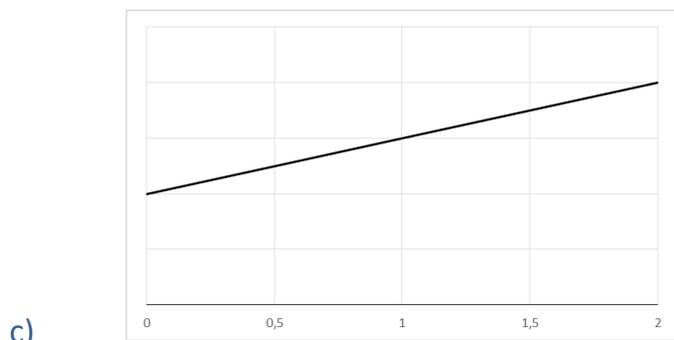
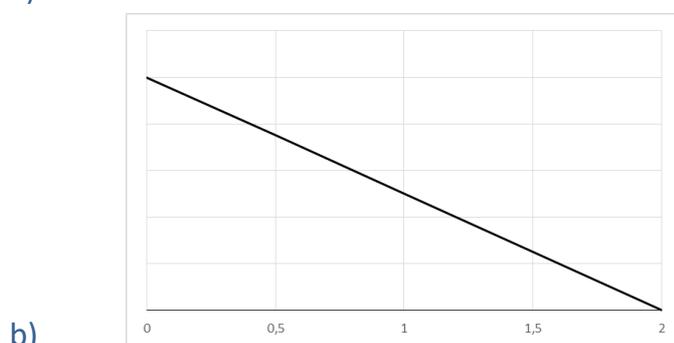
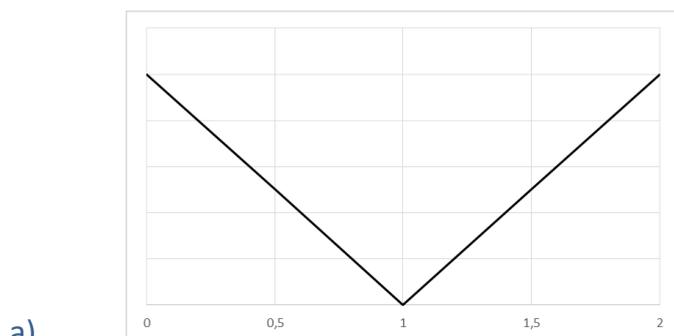
Felizmente, essa reação não acontece com facilidade, pois existe nitrogênio suficiente na atmosfera terrestre para consumir todo o oxigênio aqui existente.

Gabarito: discursiva

30. (TFC – Inédita)



Uma solução aquosa de 1L de HCl $0,1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ foi titulada com uma solução aquosa de NaOH $0,1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$. Assinale a alternativa que apresenta a curva de condutância da solução em função do volume de NaOH adicionado – o eixo horizontal do gráfico vai de 0 a 2 L da solução $0,1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ de NaOH .

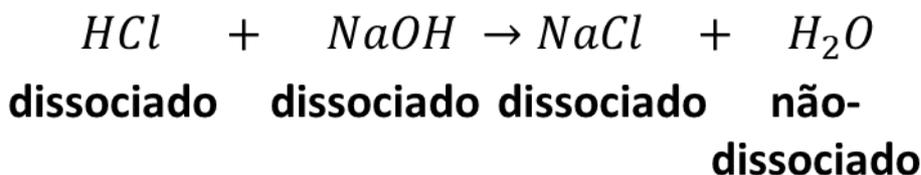


e) A condutividade da amostra permanece constante.

Comentários



No início da titulação, ocorre uma queda na condutividade, porque o ácido e a base reagem formando água, que não está dissociada na forma de íons.



Enquanto a neutralização acontecer, a condutividade elétrica da solução se reduz. Quando o volume de NaOH adicionado atinge exatamente 1 L, a neutralização se completa.

A partir de então, à medida for sendo adicionado mais hidróxido de sódio, a condutividade da solução aumentará. Exatamente como consta no item A.

Gabarito: A

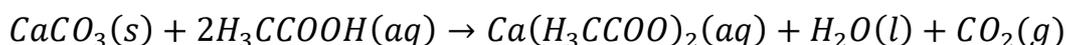
31. (ITA-2010)

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

32. (TFC – Inédita)

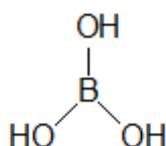


O ácido bórico (H_3BO_3) é um ácido de média força existente na forma de cristais incolores ou sob a forma de um pó branco. É frequentemente utilizado como inseticida, anti-séptico e adubo. A respeito dessa substância, responda as seguintes perguntas:

- O ácido bórico é polar ou apolar?
- Esse ácido é solúvel em água?
- Escreva a reação desse ácido com a água. Desconsidere a liberação de íons H_3O^+ .
- O ácido bórico é geralmente obtido pela reação do bórax ($\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10 \text{H}_2\text{O}$) com ácido sulfúrico. Escreva a reação envolvida.

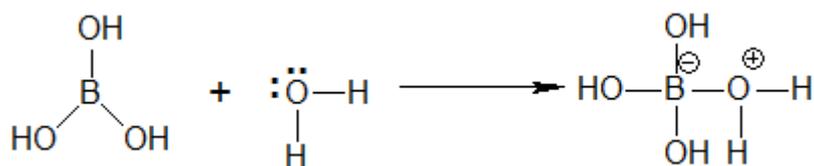
Comentários

a) O ácido bórico apresenta geometria triangular, com três ligantes iguais. Portanto, é apolar.



b) O ácido bórico é solúvel em água, pois pode formar com ela pontes de hidrogênio.

c) O ácido bórico é um ácido de Lewis, pois o boro apresenta um orbital 2p vazio.



d) Identificar a reação é mais fácil se o aluno perceber que, no ânion tetraborato $\text{B}_4\text{O}_7^{2-}$, o boro possui o mesmo número de oxidação +3 que apresenta no ácido bórico. Vejamos. Se o íon tem carga total igual a -2 e o oxigênio tem nox -2, temos que número de oxidação **b** do boro é:

$$4b + 7 \cdot (-2) = -2$$

$$4b - 14 = -2$$

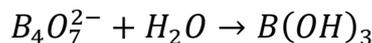
$$\therefore 4b = 14 - 2 = 12$$

$$\therefore b = \frac{12}{4} = 3$$

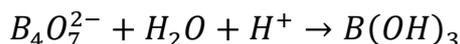
Dessa maneira, podemos já desconfiar que o tetraborato é proveniente de alguma desidratação do ácido bórico.



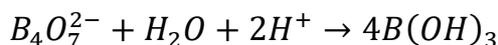
Sendo assim, devemos adicionar alguma quantidade de água para produzir o ácido bórico a partir dele.



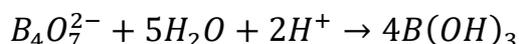
Vemos, no entanto, que essa equação não fecha, porque faltam cargas positivas. Como existe a presença de ácido sulfúrico em solução, podemos adicionar moléculas de H^+ .



Agora, conseguimos balancear a equação. Como temos 4 boros do lado esquerdo, precisamos de 4 no lado direito. Como temos 2 cargas negativas do lado esquerdo, precisamos de duas positivas pra equilibrar.

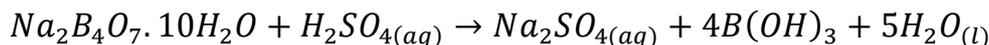


Do lado direito, temos 12 átomos de hidrogênio. Como só temos 2 no lado esquerdo, precisamos adicionar mais 10. Para isso, basta completar com 5 H_2O .



E, pronto, a equação está balanceada. Podemos verificar que temos 12 oxigênios de cada lado.

Portanto, basta apenas completar com o cátion sódio, o ânion sulfato e as moléculas de água presentes no sal hidratado:



Gabarito: discursiva

33. (TFC – Inédita)

Um béquer contém uma solução saturada de cloreto de prata. Assinale a alternativa que pode resultar na dissolução de parte do corpo de fundo da amostra:

- a) Adição de uma solução aquosa diluída de hidróxido de amônio.
- b) Adição um sal solúvel de prata à solução, como nitrato de prata.
- c) Adição um cloreto solúvel à solução, como cloreto de sódio.
- d) Adição de um sal de prata menos solúvel que o encontrado na mistura.

Comentários

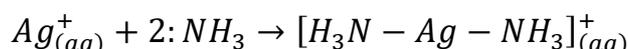
É importante lembrar que a solução saturada de cloreto de prata ($AgCl$) contém uma pequena quantidade de íons prata (Ag^+) e cloreto (Cl^-).



Adicionar qualquer sal que contenha um íon comum ocasionará a formação de mais precipitado, por isso B, C e D estão erradas. Nas letras B e D, a adição de mais cátions prata (Ag^+) provocará a precipitação desses cátions adicionados com o pouco de cloreto que restou em solução.

O mesmo acontece, se for adicionado o cloreto de sódio como proposto pela letra C. A adição de mais íons cloreto fará que o excesso de íons cloreto seja precipitado com o pouco de íons prata que restou em solução.

No entanto, é possível dissolver o precipitado, adicionando-se hidróxido de amônio, uma vez que o cátion Ag^+ é um ácido de Lewis que reage com a amônia (base de Lewis), formando um cátion complexado:



Gabarito: A.

34. (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.

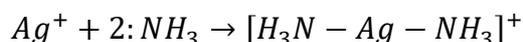
Sabendo que a mistura de haletos é composta pelo fluoreto, brometo, cloreto e iodeto de sódio, assinale a alternativa CORRETA para o(s) haleto(s) de prata presente(s) no precipitado não dissolvido.

- 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

35. (ITA-2013)

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



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

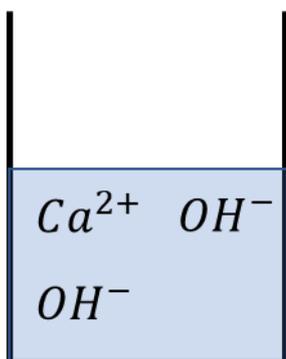
- a) I < II < III
- b) I = II = III
- c) II < I < III
- d) III < I < II
- e) III < II < I

Comentários

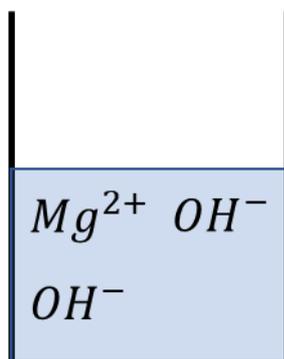
Todos os hidróxidos de metais são bases fortes. Com base nisso, podemos imaginar uma situação em que temos três soluções de mesma concentração muito baixa, por exemplo, 10^{-8} mol/L de cada um dos hidróxidos citados.

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

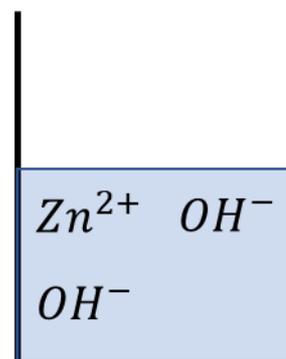




Ca(OH)₂ 10⁻⁸ mol/L
3.10⁻⁸ mol/L de íons



Mg(OH)₂ 10⁻⁸ mol/L
3.10⁻⁸ mol/L de íons



Zn(OH)₂ 10⁻⁸ mol/L
3.10⁻⁸ 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 3.10⁻⁸ mol/L de íons.

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

Gabarito: B

36. (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 (HNO₂) e acético (CH₃COOH), apresentam a seguinte relação:

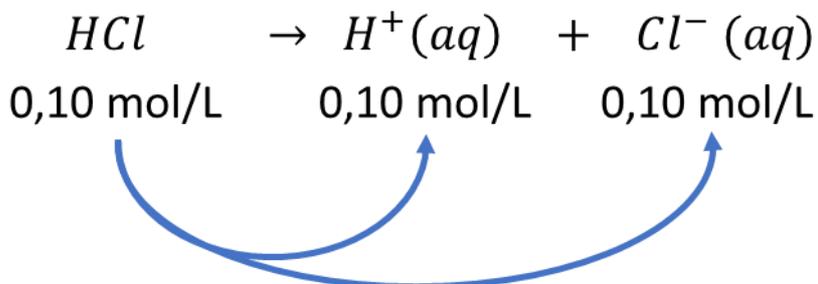


- a) pH (I) < pH (II) < pH (III)
- b) pH (I) < pH (III) < pH (II)
- c) pH (II) < pH (I) < pH (III)
- d) pH (II) < pH (III) < pH (I)
- e) pH (III) < pH (II) < pH (I)

Comentários

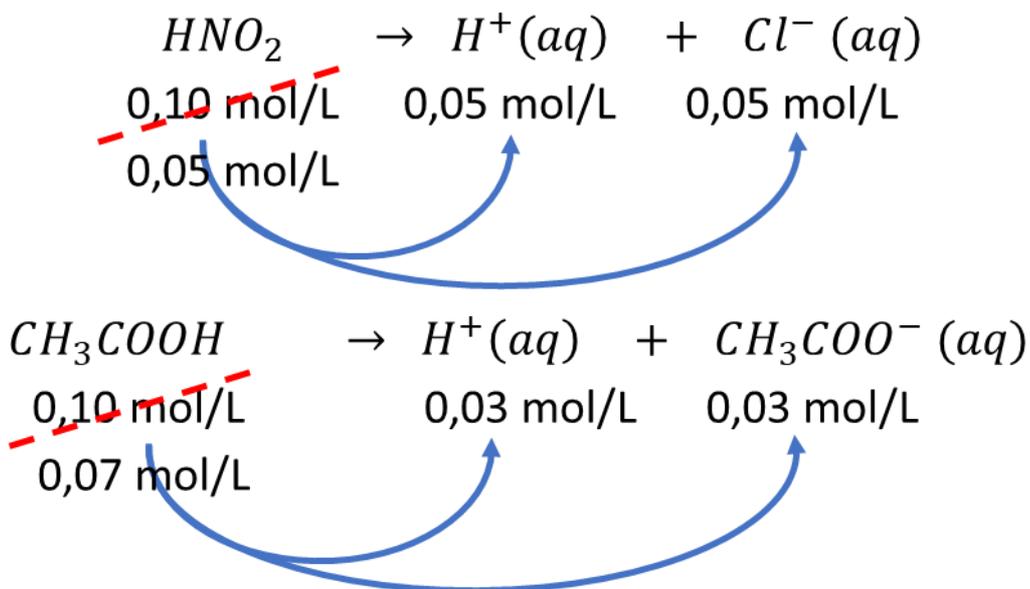
No caso de ácidos, que são moleculares, a constante de dissociação (K) se relaciona com a força do ácido ou com o seu grau de ionização.

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^+ .

Já o ácido nitroso (HNO_2) e o ácido acético (CH_3COOH) 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 H^+ produzida segue a ordem de força dos ácidos ($HCl > HNO_2 > CH_3COOH$).

Porém, lembre-se que, quanto menor o pH, maior é a acidez da solução. Portanto, a solução de menor pH é a do HCl e a solução de maior pH é a do CH_3COOH .

$$pH(I) < pH(II) < pH(III)$$

Gabarito: A



37. (ITA – 2014 – adaptada)

Considere a reação do tetraborato de sódio:



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

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

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

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

Das afirmações acima, estão corretas:

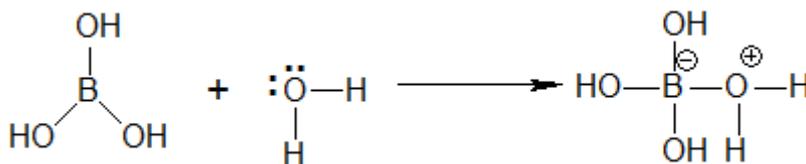
- a) Apenas I.
- b) Apenas I e III.
- c) Apenas II.
- d) Apenas II e III.
- e) Apenas III.

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.

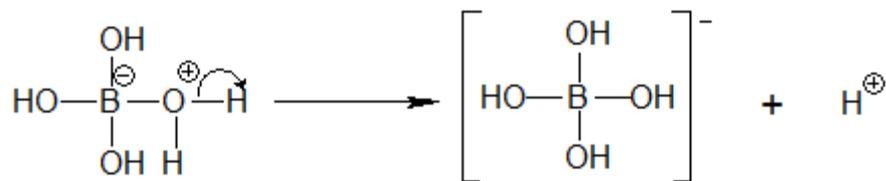
I – O ácido bórico é sim um ácido de Lewis, porque o boro apresenta apenas 6 elétrons na camada de valência, portanto, tem um orbital vazio. Uma das reações mais importantes desse ácido é com a própria água, formando um complexo de coordenação. Afirmação Correta.



II – Apesar da forma como foi escrita, o ácido bórico (H_3BO_3) não é uma base, mas sim um ácido de Arrhenius, pois libera H^+ , e não OH^- quando dissolvida em meio aquoso. Afirmação Errada.

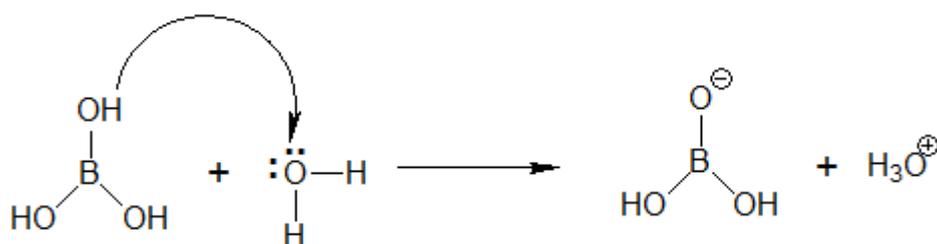
III – Em um item para lá de ITA, quando ionizado, o ácido bórico produz $\text{B}(\text{OH})_4^-$, e não $[\text{BO}(\text{OH})_2]^-$. Vejamos.





A razão para isso é que a carga negativa em $B(OH)_4^-$ 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 $B(OH)_3$, teríamos realmente a formação de $[BO(OH)_2]^-$, 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.

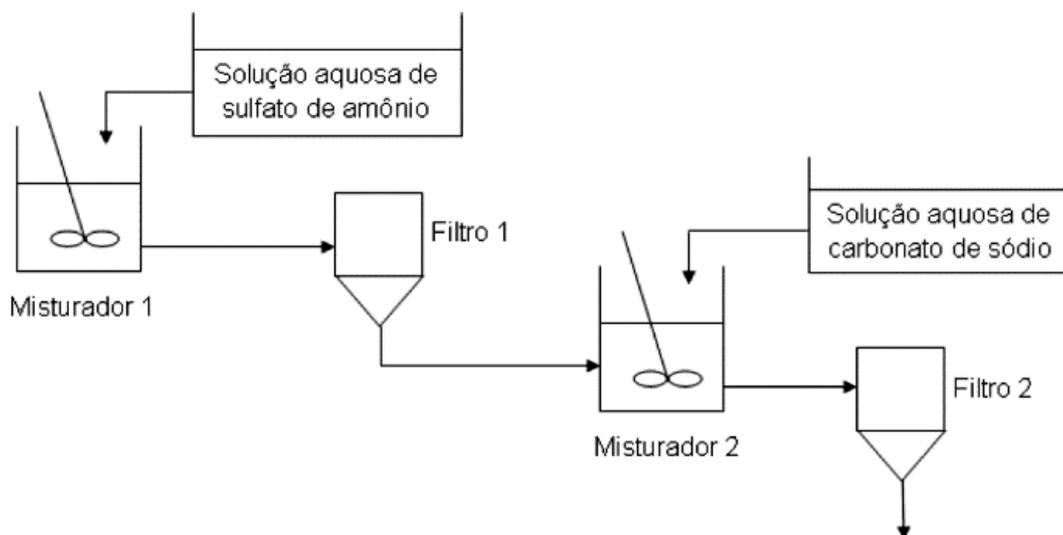


Logo, a afirmação III está errada. Somente a I está correta.

Gabarito: A

38. (IME RJ/2015/1ªFase)

Considere as etapas sequenciais de mistura/filtração do processo não contínuo a seguir.



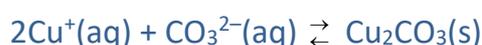
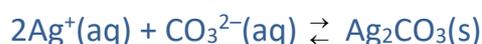
No Misturador 1, antes da adição de 100 mL de uma solução aquosa de sulfato de amônio 20 g/L, encontram-se 100 mL de uma solução aquosa composta por massas iguais de nitrato de prata, nitrato cúprico e nitrato de chumbo (II), de concentração total 60 g/L.

Ao Misturador 2, que contém o material passante do Filtro 1, adicionam-se 100 mL de uma solução aquosa de carbonato de sódio 40 g/L e uma pequena quantidade de uma solução de hidróxido de sódio objetivando o adequado ajuste do pH de precipitação para, em seguida, proceder a filtração. Sobre os produtos de filtração, pode se dizer que:

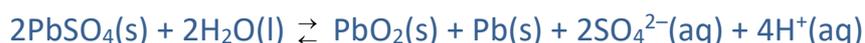
- a) o precipitado retido no Filtro 2 é uma mistura heterogênea.
b) o precipitado retido no Filtro 1, conhecido como galena, é um sólido iônico resultante da reação:



- c) no misturador 2 observam-se os seguintes equilíbrios iônicos:



- d) o chumbo no estado sólido pode ser obtido espontaneamente através do sólido retido no Filtro 1, conforme a reação comum às baterias de chumbo:



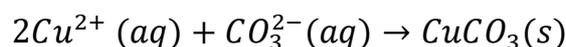
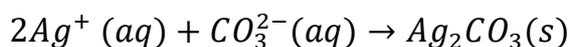
- e) o precipitado retido no Filtro 2 é um sólido molecular, metaestável, com baixo ponto de fusão e com excelentes propriedades de condução térmica e elétrica.

Comentários

O aluno precisa conhecer bem as regras de solubilidade para resolver esse tipo de questão.

No filtro 1, a solução de sulfato de amônio ((NH₄)₂SO₄) provoca a precipitação de íons chumbo (Pb²⁺) devido à formação do sal insolúvel sulfato de chumbo (PbSO₄). Portanto, a letra B está errada, porque não é o sulfeto de chumbo (PbS), mas sim o sulfato de chumbo (PbSO₄) que se forma.

No filtro 2, os íons prata (Ag⁺) e cúprico (Cu²⁺) serão precipitados pela adição de carbonato (CO₃²⁻).



O erro da letra C, portanto, está no composto de cobre formado, que não é o Cu₂CO₃, mas sim o CuCO₃.



O precipitado retido no filtro 2 será, portanto, uma mistura de carbonatos de prata e cúprico (Ag_2CO_3 e CuCO_3). Portanto, a letra A está correta.

O erro da letra D é que a reação citada não é espontânea, já que o sulfato de chumbo (PbSO_4) é um sal estável em solução aquosa, seja ela neutra, alcalina ou ácida.

A letra E está bastante errada, porque o composto retido no filtro 2 é, na verdade, uma mistura de sólidos iônicos, estável, que possui elevado ponto de fusão e baixas condutividades térmica e elétrica.

Gabarito: A

39. (ITA – 2007)

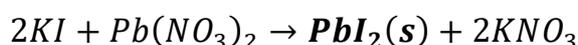
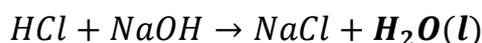
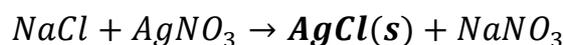
Nas condições ambientes, a 1 L de água pura, adiciona-se 0,01 mol de cada uma das substâncias A e B descritas nas opções abaixo. Dentre elas, qual solução apresenta a maior condutividade elétrica?

- a) A = NaCl e B = AgNO_3
- b) A = HCl e B = NaOH
- c) A = HCl e B = CH_3COONa
- d) A = KI e B = $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$
- e) A = $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ e B = ZnCl_2

Comentários

Devemos nos lembrar que a condutividade elétrica de uma solução depende diretamente da quantidade total de mols de íons presentes em solução.

Ao misturar os reagentes, haverá precipitação na maioria dos casos. Essa precipitação reduzirá a quantidade de mols de substâncias dissolvidas.



O ácido acético (CH_3COOH) não precipita, porém, é um eletrólito muito fraco, portanto, a sua formação diminui a quantidade de mols em solução.

Na solução da letra E, não ocorre nenhuma precipitação, porque o cloreto de cobre (CuCl_2) e o nitrato de zinco (ZnNO_3). Portanto, o número de mols de íons dissolvidos será igual à soma direta do número de mols de íons produzidos pelas substâncias misturadas. Para isso, devemos lembrar que tanto o nitrato de cobre como o cloreto de zinco liberam 3 mols de íons.



$$x = 3.0,01 + 3.0,01 = 0,06 \text{ mol}$$

Essa análise de precipitação é suficiente para responder à questão, até porque, em nenhuma outra alternativa, estão presentes duas substâncias que liberam 3 mols de íons. Portanto, necessariamente, as demais alternativas produzirão uma quantidade menor. Porém, podemos fazer a conta de quantos mols de íons restarão ao final de cada

Podemos calcular para o primeiro sistema a quantidade de íons presentes.

	<i>NaCl</i>	+	<i>AgNO₃</i>	→	<i>AgCl(s)</i>	+	<i>NaNO₃</i>	Total de Íons
Início	0,01 mol		0,01 mol		0 mol		0 mol	0,04 mol
Reage	0,01 mol		0,01 mol		0,01 mol		0,01 mol	
Final	0 mol		0 mol		0,01 mol		0,01 mol	0,02 mol (somente NaNO ₃)

Para o segundo sistema, temos:

	<i>HCl</i>	+	<i>NaOH</i>	→	<i>NaCl</i>	+	<i>H₂O</i>	Total de Íons
Início	0,01 mol		0,01 mol		0 mol		0 mol	0,04 mol
Reage	0,01 mol		0,01 mol		0,01 mol		0,01 mol	
Final	0 mol		0 mol		0,01 mol		0,01 mol	0,02 mol (somente NaCl)

Para o terceiro sistema, podemos calcular o número de mols de íons, considerando que o ácido acético não se ioniza. Na verdade, a quantidade de mols de íons é ligeiramente maior devido à ionização do ácido, porém, ainda não é suficiente para que a letra C seja a resposta.

	<i>HCl</i>	+	<i>CH₃COONa</i>	→	<i>NaCl</i>	+	<i>CH₃COOH</i>	Total de Íons
Início	0,01 mol		0,01 mol		0 mol		0 mol	0,04 mol
Reage	0,01 mol		0,01 mol		0,01 mol		0,01 mol	



Final	0 mol		0 mol		0,01 mol		0,01 mol	0,02 mol (somente NaCl)
--------------	-------	--	-------	--	----------	--	----------	-------------------------

No caso da letra D, também podemos calcular, mas é um pouco mais complicado, porque precisamos de 2 mols de KI para cada mol de $Pb(NO_3)_2$ para a precipitação. Logo, a quantidade existente de KI (0,01 mol) é suficiente para reagir com apenas 0,005 mol de $Pb(NO_3)_2$.

	2KI	+	Pb(NO₃)₂	→	PbI₂(s)	+	2KNO₃	Total de Íons
Início	0,01 mol		0,01 mol		0 mol		0 mol	0,05 mol
Reagente	0,01 mol		0,005 mol		0,005 mol		0,01 mol	
Final	0 mol		0,005 mol		0,005 mol		0,01 mol	0,035 mol

O total de mols nessa solução pode ser calculado, considerando que o nitrato de chumbo libera 3 mols de íons, enquanto que o nitrato de potássio libera 2 mols de íons. Lembre-se que o iodeto de chumbo (PbI_2) é sólido, portanto, não se dissocia.

$$x = 3 \cdot 0,005 + 2 \cdot 0,01 = 0,015 + 0,02 = 0,035 \text{ mol}$$

Sendo assim, de fato, a mistura da letra E é aquela que, de fato, produz a maior quantidade de mols de íons, que é igual a 0,06 mol.

Gabarito: E



10. Considerações Finais



Chegamos ao final de mais uma aula.

O assunto de Funções Inorgânicas é bastante cobrado pela prova do ITA, portanto, você precisa estar bem afiado.

Não hesite em entrar em contato pelo Fórum de Dúvidas. Suas dúvidas são muito importantes não só para você, mas também para mim, pois elas me ajudam a melhorar esse material.

Também se sinta livre para falar sobre o que você gostou desse curso e o que você não gostou, pois nós buscaremos melhorar.

Bons estudos para você e até a nossa próxima aula.

Continue devorando esse material. Seu esforço valerá a pena.



11. Referências

- [1] C. E. Housecroft e A. G. Sharpe, Química Inorgânica, 4ª ed., Vols. %1 de %21-2, LTC, 2013.
- [2] J. McMurry, Química Orgânica, Vols. %1 de %21-2, Cengage, 2011.
- [3] E. L. d. Canto e F. M. Peruzzo, Química na Abordagem do Cotidiano, vol. 1, Moderna, 2007.
- [4] [Online]. Available: <https://brasilecola.uol.com.br/quimica/como-funciona-galinho-tempo.htm>. [Acesso em 12 Abril 2019].
- [5] molekuul_be, "Shutterstock," [Online]. Available: <https://www.shutterstock.com/pt/image-illustration/quartz-aquartz-sio2-crystal-structure-atoms-188206736?src=Tsit08zvNwm-mc90Y8QW9g-1-21>. [Acesso em 11 Abril 2019].
- [6] ALERT Life Sciences Computing, S.A., "Alert Online," 27 Agosto 2010. [Online]. Available: <http://www.alert-online.com/br/news/health-portal/sais-de-zinco-eficazes-no-refluxo-gastrico>. [Acesso em 7 Novembro 2011].
- [7] Satany, "Shutterstock," [Online]. Available: <https://www.shutterstock.com/pt/image-photo/measure-cup-milk-1157286184?src=bXp7qM7xDsYgmyozNB8RsQ-1-68>. [Acesso em 11 Abril 2019].
- [8] Designua, "Shutterstock," [Online]. Available: <https://www.shutterstock.com/pt/image-illustration/acid-rain-caused-by-emissions-sulfur-137898872>. [Acesso em 11 Abril 2019].

