



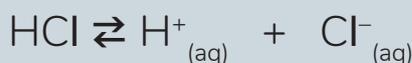
ÁCIDOS

É perigoso provar indiscriminadamente as substâncias químicas ou mesmo suas soluções, pois há substâncias que são extremamente perigosas. É o que acontece com a maioria dos ácidos. Entretanto, estamos acostumados a provar o sabor azedo dos ácidos em alguns alimentos:

- ▶ limão e laranja: ácido cítrico
- ▶ uva: ácido tartárico
- ▶ maçã verde: ácido málico
- ▶ vinagre: ácido acético

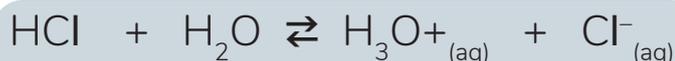


Segundo o conceito de Arrhenius, ácidos são substâncias que em solução aquosa se ionizam produzindo como cátion o íon H^+ (hidrogênio ionizável). Em geral, são substâncias moleculares, constituídas por um ou mais não metais (ânions) ligados a um H.



Reação de dissociação do ácido clorídrico.

A forma mais correta de representarmos essa reação é da seguinte maneira:



Apesar de ser mais correto escrever H_3O^+ , costuma-se escrever o H^+ como produto da ionização de um ácido em solução aquosa por questão de simplicidade. Já se subentende que o íon H^+ será atraído pelo polo negativo da molécula de água.

De um modo geral, os ácidos têm a fórmula:



onde o Y^{-x} é um ânion que pode ser consultado em qualquer tabela de ânions. Repare que a carga do ânion é o número de hidrogênios na fórmula. No final deste material existe uma tabela de ânions para consulta.

Por exemplo:

$Cl^- \rightarrow HCl$, ácido clorídrico.

$SO_4^{-2} \rightarrow H_2SO_4$, ácido sulfúrico.

$PO_4^{-3} \rightarrow H_3PO_4$, ácido fosfórico.



É interessante notar que todo e qualquer ácido, ao se ionizar, libera como íon positivo única e exclusivamente o cátion H^+ . Por isso dizemos que os ácidos apresentam em comum um ou mais hidrogênio ionizáveis ou hidrogênios ácidos.

CLASSIFICAÇÃO

Quanto à natureza

Ácidos inorgânicos ou minerais: de um modo geral são os que não tem carbono:



Ácidos orgânicos: são os que têm carbono e serão estudados na orgânica, geralmente apresentam um radical $COOH$, denominado carboxila.

$HCOOH$ → ácido metanóico ou fórmico (picada de formiga)

CH_3COOH → ácido etanóico ou acético (vinagre)

$H_2C_2O_4$ → ácido oxálico (é encontrado nas plantas do gênero *Oxalis*).



As formigas secretam uma substância ácida.



A carambola é rica em ácido oxálico.

Há alguns ácidos considerados “intermediários” entre essas duas classes; os principais são H_2CO_3 , HCN , HNC , $HCNO$, $HCNS$ entre outros, eles são normalmente estudados no grupo dos ácidos inorgânicos.

Quanto à volatilidade

Ácidos fixos ou ácidos não-voláteis são ácidos de ponto de ebulição elevado, como H_2SO_4 (ácido sulfúrico) que ferve a $338^\circ C$. Outros são H_3BO_3 , H_3PO_4 , H_3PO_3 , etc.

Já os ácidos voláteis têm ponto de ebulição baixo. Hidrácidos, em geral (como HCl , HBr , HI , H_2S , HCN etc) são na verdade, gases em temperatura ambiente que dissolvidos em água dão soluções ácidas. São também exemplos comuns: HNO_3 (ferve a $86^\circ C$) e HNO_2 , CH_3COOH (ferve a $118^\circ C$) e a maioria dos ácidos orgânicos.

Em todos esses exemplos, basta abrirmos um frasco contendo o ácido volátil para percebermos o desprendimento de vapores ou sentirmos o cheiro forte e sufocante do ácido. Cuidado, são vapores em geral muito tóxicos!



Voláteis		Fixos	
Baixo P.E.		Alto P.E. $\approx 340^{\circ}\text{C}$	
Hidrácidos: HCl, HCN, H ₂ S...		H ₂ SO ₄ .	
HNO ₂ e HNO ₃ .		H ₃ PO ₄ .	
H ₂ CO ₃ .		H ₃ PO ₃ .	
CH ₃ COOH.		H ₃ BO ₃ .	

Quanto ao número de hidrogênio ionizáveis na molécula:

Monoácido monoprótico	Diácido diprótico	Triácido triprótico	Poliácido poliprótico
1 H ⁺ na molécula	2 H ⁺ na molécula	3 H ⁺ na molécula	4 H ⁺ na molécula
HCl, HCN, HNO ₃ , CH ₃ COOH	H ₂ S, H ₂ SO ₄ , H ₂ CO ₃	H ₃ PO ₄ , H ₃ BO ₃	H ₄ [Fe(CN) ₆]

Exceção: H₃PO₃ (diácido), H₃PO₂ (monácido).

FORÇA DOS ÁCIDOS

Um ácido na água ioniza como mostrado abaixo:



Entretanto, podemos verificar que, se colocarmos, por exemplo, 100 moléculas de HCl na água, nem todas as moléculas irão se ionizar. Se das 100 moléculas, se ionizarem 90 moléculas, diremos que a ionização foi de 90% ou que o grau de ionização é de 0,90.

Notem então a definição:

Grau de ionização (α) de um eletrólito é o quociente entre o número de moléculas ionizadas e o número inicial de moléculas que foram dissolvidas.

Ou abreviadamente:

$$\alpha = \frac{\text{n}^{\circ} \text{ de moléculas ionizadas}}{\text{n}^{\circ} \text{ moléculas inicialmente dissolvidas}}$$

É importante notar que a variação do grau de ionização é $0 \leq \alpha \leq 1$. Quando dado em porcentagem, ele se torna 100 vezes maior $\alpha_{\%} = 100 \cdot \alpha$ e portanto $0 \leq \alpha \leq 100$.

Além disso o grau de ionização depende da temperatura e da concentração da solução. Por isso, só tem cabimento compararmos os α de vários ácidos, se todos eles estiverem na mesma temperatura (em geral 25°C, que é a temperatura ambiente) e na mesma concentração.



A tabela abaixo apresenta o grau de ionização de alguns ácidos, em solução 0,1 mol/L⁻¹, a 25°C:

Nome	Fórmula	α %
ácido iodídrico	HI	95 %
ácido bromídrico	HBr	93 %
ácido clorídrico	HCl	92 %
ácido nítrico	HNO ₃	92 %
ácido sulfúrico	H ₂ SO ₄	61 %
ácido fosfórico	H ₃ PO ₄	27 %
ácido acético	CH ₃ COOH	1,3 %
ácido sulfídrico	H ₂ S	0,075 %
ácido cianídrico	HCN	0,008 %

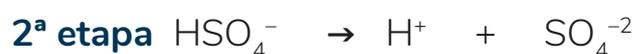
Pois bem, considera-se um ácido tanto mais forte quanto maior for seu α :

- ▶ ácidos fortes têm $\alpha > 50\%$.
- ▶ ácidos moderados (ou semi-fortes) quando $5\% < \alpha < 50\%$.
- ▶ ácidos fracos quando $\alpha < 5\%$.

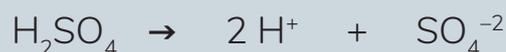
Devemos observar também que quanto mais forte for um ácido mais acentuadamente sua solução apresentará as propriedades funcionais, como sabor azedo, condutividade elétrica, ação sobre indicadores...

IONIZAÇÃO EM ETAPAS

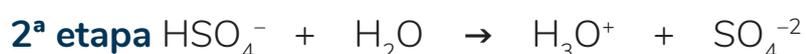
Quando um ácido possui dois ou mais hidrogênios ionizáveis, a ionização se processa, na verdade, em etapas, de modo a se liberar um H⁺ por vez. Assim no caso do ácido sulfúrico, será mais correto escrevermos:



do que escrevermos a ionização total:



Levando em conta a participação da água é mais correto:





do que escrevermos a ionização total:



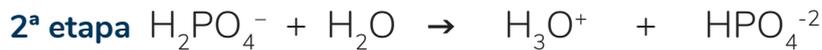
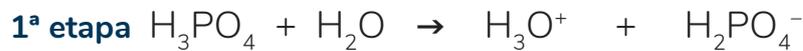
Outro exemplo, no caso do ácido ortofosfórico:



do que escrevermos a ionização total:



Levando em conta a participação da água é mais correto:



do que escrevermos a ionização total:

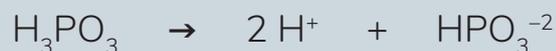


As vezes, nem todos os hidrogênios presentes num ácido são ionizáveis. Os exemplos mais comuns são:

- ▶ O ácido fosforoso, H_3PO_3 , que possui apenas dois hidrogênios ionizáveis. Sua ionização será então:



do que escrevermos a ionização total:



Obs: não existe o íon PO_3^{-3}

- ▶ O ácido hipofosforoso, H_3PO_2 , que possui apenas um hidrogênio ionizável:



Obs: não existe o íon HPO_2^{-2} nem PO_2^{-3}



Quanto a presença do oxigênio

HIDRÁCIDOS	OXIÁCIDOS
Não tem oxigênio	Tem oxigênio
HCl H ₂ S HCN	HNO ₃ H ₂ SO ₄ H ₂ CO ₃ H ₃ PO ₄

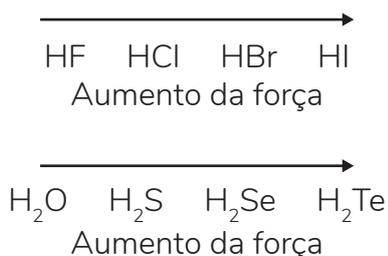
A) Quanto aos hidrácidos podemos dizer que:

ácidos fortes: HCl, HBr, HI

ácidos moderados: HF

ácidos fracos: os demais.

Nos hidrácidos, a força do ácido aumenta de cima para baixo na coluna da tabela periódica.



B) No caso dos oxiácidos, faz-se simplesmente o número de oxigênios menos o número de hidrogênios para descobrir sua força.

Oxigênio – hidrogênio = 0, ácido fraco. ex: H₃BO₃.

Oxigênio – hidrogênio = 1, ácido moderado. ex: H₃PO₄.

Oxigênio – hidrogênio = 2, ácido forte. ex: H₂SO₄.

Oxigênio – hidrogênio = 3, ácido muito forte. ex: HClO₄.

exceções à essa regra são:

H₂CO₃, que é um ácido fraco.

H₃PO₃ e H₃PO₂, que são ácidos moderados.

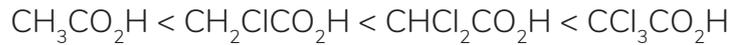
FORÇA DOS ÁCIDOS ORGÂNICOS:

Quanto maior a cadeia, mais fraco é o ácido:





Quanto mais elementos eletronegativos (radicais eletrôn-atraentes: F, Cl, Br, I, OH, NO₂) mais forte é o ácido:



NOMENCLATURA

A nomenclatura dos ácidos é mais difícil, pode-se tentar decorar todos os ácidos ou pelo menos só os principais. Mas também pode-se usar a **Tabela de Ânions** (Informações complementares)

HIDRÁCIDOS

Ácido nome do elemento + **ídrico**

Exemplo:

HCl – ácido clorídrico

H₂S – ácido sulfídrico

HCN – ácido cianídrico

OXIÁCIDOS

Ácido nome do elemento + **ico ou oso**

entre parênteses está o nox do elemento central.

Exemplo:

HNO₃ – ácido nítrico
(+5)

HClO – ácido hipocloroso
(+1)

HNO₂ – ácido nitroso
(+4)

HClO₂ – ácido cloroso
(+3)

H₂SO₄ – ácido sulfúrico
(+6)

HClO₃ – ácido clórico
(+5)

H₂SO₃ – ácido sulfuroso
(+4)

HClO₄ – ácido perclórico
(+7)



Repare que podemos usar o nox para dar nome para a maioria dos oxiácidos:

nox do elemento central	Prefixos e sufixos
+7	Per _____ ico
+6 ou +5	_____ ico
+4 ou +3	_____ oso
+2 ou +1	Hipo _____ oso

Claro que tem exceções, onde o nox não confere com os prefixos e sufixos esperados. Essas 3 exceções são muito importantes e precisam ser decoradas:

H_2CO_3 ácido carbônico

H_3BO_3 ácido bórico

H_4SiO_4 ácido silícico.

GRAU DE HIDRATAÇÃO.

Alguns ácidos podem conter diferente grau de hidratação, como por exemplo os ácidos abaixo:

HPO_3 ácido **meta**fosfórico.

$H_4P_2O_7$ ácido **piro**fosfórico.

H_3PO_4 ácido **orto**fosfórico.

O elemento fósforo em todos os ácidos possui o nox +5 e portanto tem a terminação ICO. Mas como são ácidos diferentes possuem um prefixo para diferencia-los: **meta**, **piro** e **orto**.

O grau de hidratação segue a ordem crescente dos prefixos: meta < piro < orto.

Como o orto é o mais hidratado, podemos retirar uma água dele para gerar os outros ácidos.

1 orto - 1 água = meta
Ex: $H_3PO_4 - H_2O = HPO_3$
2 orto - 1 água = piro
Ex: $2 H_3PO_4 - H_2O = H_4P_2O_7$



TIOCOMPOSTOS

Para um composto receber o prefixo **TIO**, ele precisa trocar um oxigênio por um enxofre.

Observe a molécula do ácido sulfúrico abaixo:



Ao trocar um oxigênio desta molécula por um enxofre adiciona-se o prefixo TIO na frente do nome do ácido.



Na orgânica isso também ocorre. Observe a molécula de etanol abaixo:



Ao trocar um oxigênio desta molécula por um enxofre adiciona-se o prefixo TIO também.



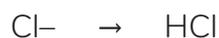
Nomenclatura e fórmula usando ânions

De um modo geral, os ácidos têm a fórmula:



A carga dos ânions, as espécies negativas, informa quanto hidrogênios os ácidos terão na fórmula deles.

Por exemplo:



Pode-se tentar decorar todos os ânions ou pelo menos só os principais.

Ânions e ácidos COM oxigênio, OXIÁCIDOS

Os ânions com oxigênio terminam em ATO ou ITO e os ácidos com oxigênio terminam em ICO ou OSO.

Nomenclatura do Ácido		Nomenclatura Do Sal
oso	⇔	ito
ico	⇔	ato



Ácidos

Veja alguns exemplos:

PO_4^{-3}	fosfato	H_3PO_4	ácido fosfórico
SO_4^{-2}	sulfato	H_2SO_4	ácido sulfúrico
NO_3^{-1}	nitrato	HNO_3	ácido nítrico
ClO_3^{-1}	clorato	HClO_3	ácido clórico
CO_3^{-2}	carbonato	H_2CO_3	ácido carbônico

mais exemplos:

HPO_3^{-2}	fosfito	H_3PO_3	ácido fosforoso
SO_3^{-2}	sulfito	H_2SO_3	ácido sulfuroso
NO_2^{-1}	nitrito	HNO_2	ácido nitroso
ClO_2^{-1}	clorito	HClO_2	ácido cloroso
CO_2^{-2}	não existe		

Ânions e ácidos **SEM** oxigênio, **HIDRÁCIDOS**

Os ânions sem oxigênio terminam em **ETO** e os ácidos sem oxigênio terminam em **ÍDRICO**.

Nomenclatura do Ácido		Nomenclatura Do Sal
ídrico	⇔	eto

F^{-1}	fluoreto	HF	ácido fluorídrico
Cl^{-1}	cloreto	HCl	ácido clorídrico
Br^{-1}	brometo	HBr	ácido bromídrico
I^{-1}	iodeto	HI	ácido iodídrico
S^{-2}	sulfeto	H_2S	ácido sulfídrico
CN^{-1}	cianeto	HCN	ácido cianídrico
NC^{-1}	isocianeto	HNC	ác. isocianídrico
$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{-3}$	ferricianeto	$\text{H}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$	ác. ferricianídrico
$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{-4}$	ferrocianeto	$\text{H}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$	ác. ferrocianídrico



PROPRIEDADES GERAIS

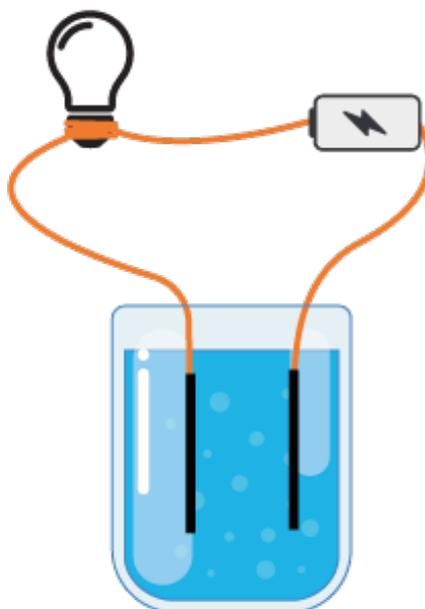
SOLUBILIDADE

Em virtude de sua reação com água, quase todos os ácidos são solúveis em água.

CONDUTIVIDADE ELÉTRICA

As soluções dos ácidos conduzem a corrente elétrica devido a divisão (ionização) da molécula do ácido em dois ou mais íons (idéia geral da Teoria de ionização de Arrhenius).

Mas é importante notar que um ácido anidro, isto é, um ácido sem água não conduz a corrente elétrica, pois a molécula do ácido é eletricamente neutra e não consegue ionizar-se na ausência de água. Este é um dos motivos que nos levam a admitir que o ácido, ao ser dissolvido na água, reage com a água formando, em lugar do íon H^+ , o íon H_3O^+ chamado hidroxônio o hidrônio.



ANOTAÇÕES
