

# **AULA 2**

# **CAPÍTULO 10**

PROF. DAVID WESLEY AMADO DUARTE  
2023

# **COMPOSTOS INORGÂNICOS ÁCIDOS DE ARRHENIUS**

# INTRODUÇÃO

- + Uma tarefa importante na Ciência, e que facilita o estudo, é reunir substâncias semelhantes em **classes** ou **grupos**.
- + Como já vimos, no século XVIII foi feita uma classificação das substâncias em **inorgânicas (ou minerais)** e **orgânicas**.

# INTRODUÇÃO

- + O que se dizia era:
- + **Substância inorgânica (ou mineral)** é a que se origina dos minerais.
- + **Substância orgânica** é a que se origina dos organismos vivos (vegetais e animais)

# INTRODUÇÃO

- + Posteriormente, verificou-se que todas as substâncias orgânicas contém o elemento carbono e passou-se a dizer que:
- + **Substâncias orgânicas** são as que contêm carbono.
- + **Substâncias inorgânicas** são formadas pelos demais elementos químicos.

# INTRODUÇÃO

- + Já vimos, porém, que existem **muitas exceções** de compostos que contêm carbono, mas que apresentam características de compostos inorgânicos, como CO, CO<sub>2</sub>, Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>, KCN, etc.

# INTRODUÇÃO

- + Como o número de compostos inorgânicos é muito grande, nós os dividimos em agrupamentos menores, denominados **grupos de compostos inorgânicos**. Levamos em consideração sua constituição química e sua interação com a água.
- + Os principais são: **ácidos, bases, sais e óxidos**.

## Svante August Arrhenius

Nasceu na Suécia em 1859. Em 1876 ingressou na Universidade de Upsala, onde se doutorou em 1884. A partir de 1891, tornou-se professor na Universidade de Estocolmo. Já em 1884, propôs sua célebre **teoria da dissociação iônica**, que revolucionou o mundo científico da época. De fato, suas idéias sobre a existência de **íons** foram de início muito combatidas, pois na época era aceito o modelo atômico de Dalton, que falava em partículas neutras e indivisíveis. Aos poucos, porém, as idéias de Arrhenius não só foram aceitas como também contribuíram para o desenvolvimento das teorias eletrônicas da matéria. Por seus trabalhos, Arrhenius recebeu, em 1903, o Prêmio Nobel de Química.



GARCIA-PELAYO / CID

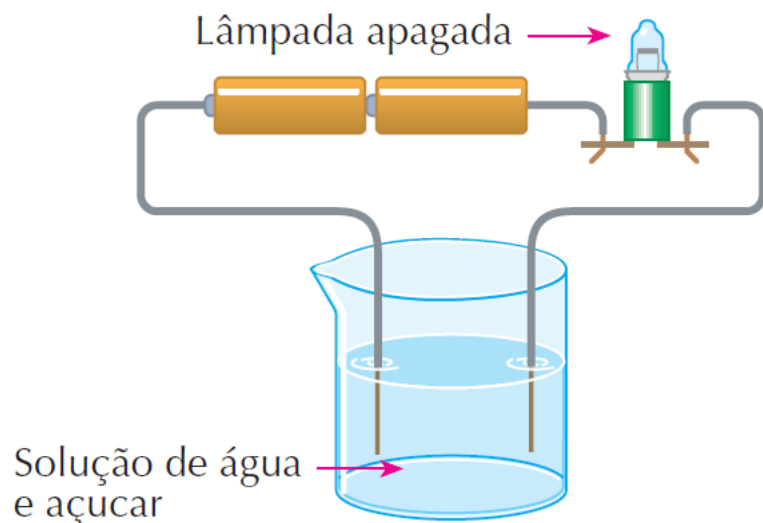
# SVANTE AUGUST ARRHENIUS



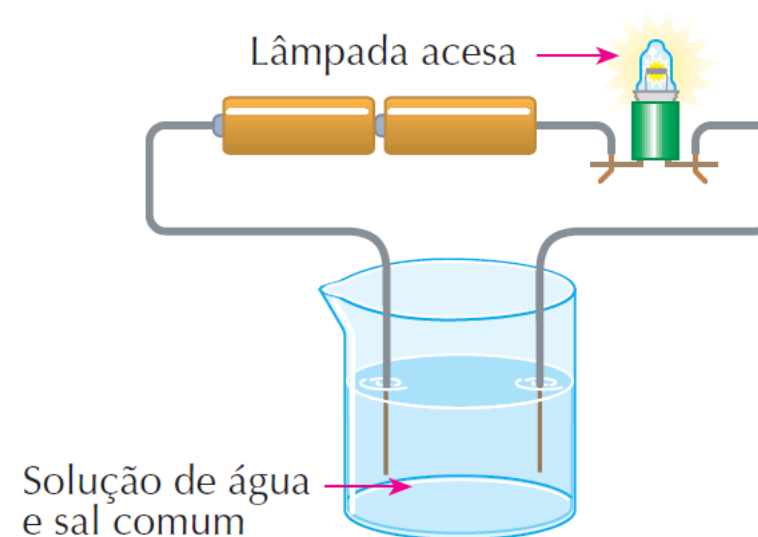
# TEORIA DA DISSOCIAÇÃO IÔNICA

- + **Svante August Arrhenius** verificou, no fim do século XVIII, que algumas soluções aquosas conduziam corrente elétrica, e outras não.

# TEORIA DA DISSOCIAÇÃO IÔNICA



A lâmpada se mantém apagada, provando que a solução de água e açúcar **não** permite a passagem da corrente elétrica (solução não-eletrolítica).



A lâmpada se acende, provando que a solução de água e sal permite a passagem da corrente elétrica (solução eletrolítica).

# TEORIA DA DISSOCIAÇÃO IÔNICA

- + Arrhenius explicou a diferença de comportamento assim:
- + O **açúcar** (e outros **não-eletrólitos**), quando dissolvido em água, subdivide-se em **moléculas** ( $C_{12}H_{22}O_{11}$ ) que são **eletricamente neutras**, insensíveis ao campo elétrico. Assim, **a corrente elétrica não pode fluir na solução.**

# TEORIA DA DISSOCIAÇÃO IÔNICA

- + No caso do **sal** (e demais **eletrólitos**), quando dissolvido na água, subdivide-se em **partículas carregadas eletricamente**, denominadas **íons** ( $\text{Na}^+$  e  $\text{Cl}^-$ , nesse caso). Os **cátions** caminham **em direção ao pólo negativo** e os **ânions** caminham **em direção ao pólo positivo**. **A corrente elétrica flui e a lâmpada acende.**

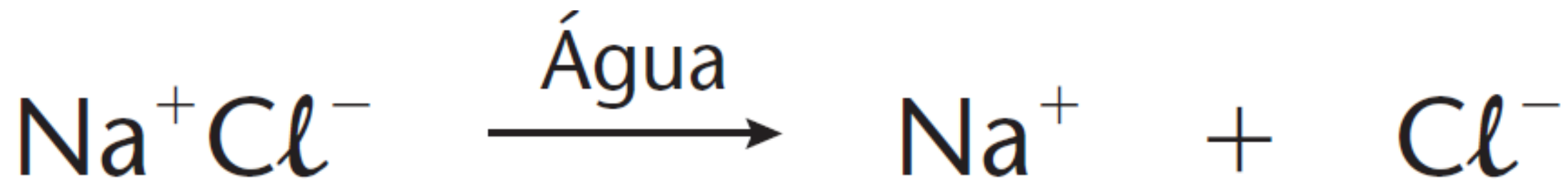
# DISSOCIAÇÃO E IONIZAÇÃO

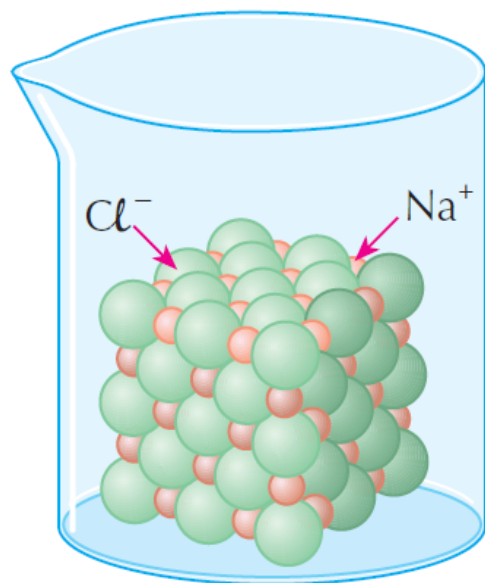
- + Os **não-eletrólitos** são sempre **substâncias moleculares** (como o açúcar).
- + Os **eletrólitos podem ser moleculares ou iônicos**.

# DISSOCIAÇÃO E IONIZAÇÃO

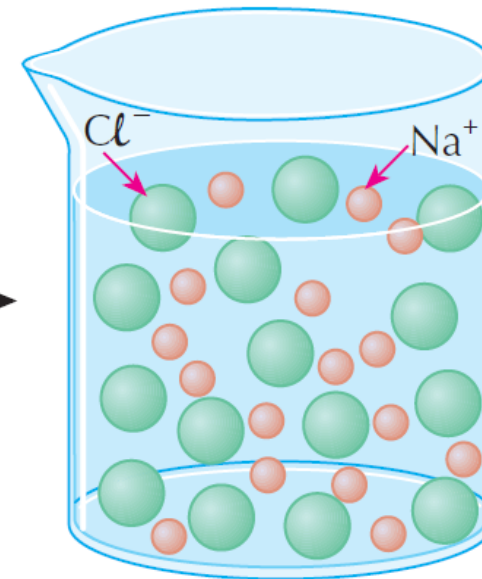
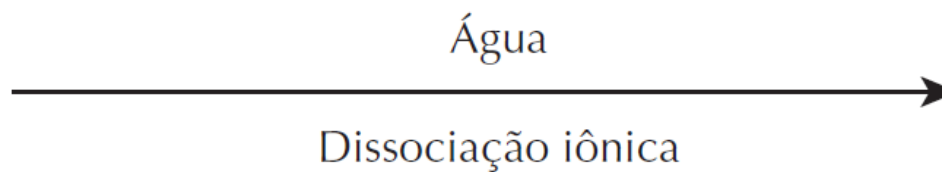
- + Na verdade, como já sabemos, o sal comum é formado por íons ( $\text{Na}^+$  e  $\text{Cl}^-$ ) no seu estado natural, que é o estado sólido.
- + Quando se coloca sal em água, a água provoca apenas a **separação dos íons que já existem**, a **dissociação iônica** ou **dissociação eletrolítica**.

# DISSOCIAÇÃO E IONIZAÇÃO





No estado sólido, os íons  $\text{Na}^+$  e  $\text{Cl}^-$  estão “presos” no reticulado cristalino. (cores-fantasia; sem escala)



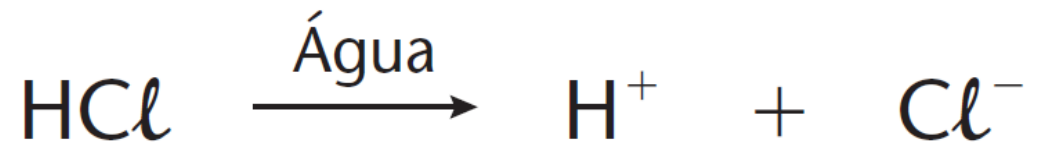
Em solução na água, os íons  $\text{Na}^+$  e  $\text{Cl}^-$  estão “soltos” e podem se movimentar, transportando a corrente elétrica.

# DISSOCIAÇÃO E IONIZAÇÃO



# DISSOCIAÇÃO E IONIZAÇÃO

- + O ácido clorídrico (HCl) é um gás no estado natural. Ao ser dissolvido em água, **a própria água quebra as moléculas de HCl e provoca a formação dos íons  $H^+$  e  $Cl^-$ :**



# DISSOCIAÇÃO E IONIZAÇÃO

- + A formação de íons a partir de substâncias moleculares é denominada de **ionização**.
- + A quantidade de moléculas ionizadas depende de cada substância. Em certas condições, pode-se verificar que de cada 100 moléculas de HCl em água, 92 estão ionizadas.
- + Por outro lado, nas mesmas condições, o HF ( $\text{H}^+$  e  $\text{F}^-$ ) só ioniza 8 de cada 100 moléculas.

# GRAU DE IONIZAÇÃO

- + Para medir se a extensão da ionização é maior ou menor, usamos o **grau de ionização** (ou **grau de dissociação iônica**, quando for o caso), representado pela letra  $\alpha$ :

$$\alpha = \frac{\text{Número de moléculas ionizadas}}{\text{Número de moléculas dissolvidas}}$$

# GRAU DE IONIZAÇÃO

+ Usando os exemplos dados acima, temos:

+ Para o HCl:  $\alpha = \frac{92}{100} = 0,92 \text{ ou } 92\%$

+ Para o HF:  $\alpha = \frac{8}{100} = 0,08 \text{ ou } 8\%$

# GRAU DE IONIZAÇÃO

- + O grau de ionização **varia entre 0 e 1 (ou 0% e 100%)**.
- + Quando o valor está próximo de zero, a substância está pouco ionizada e é um **eletrólito fraco**.
- + Quando o valor está próximo de 100, a substância está muito ionizada e é um **eletrólito forte**.

# OBSERVAÇÃO IMPORTANTE 1

- + As **substâncias iônicas** (como o NaCl) conduzem a corrente elétrica **tanto em solução como quando fundidas**, pois a água ou a fusão **apenas separam** e libertam os **íons já existentes**.

# OBSERVAÇÃO IMPORTANTE 2

- + As **substâncias moleculares**, por sua vez, **podem ser ionizáveis** (como o HCl) **ou não** (como o açúcar); no entanto, as primeiras **somente se ionizam com o auxílio da água ou de outro solvente** (solvente ionizante) que venha a quebrar suas moléculas.



**VAMOS  
EXERCITAR  
UM POUCO?**



(Unicamp-SP) À temperatura ambiente, o cloreto de sódio,  $\text{NaCl}$ , é sólido e o cloreto de hidrogênio,  $\text{HCl}$ , é um gás. Estas duas substâncias podem ser líquidas em temperaturas adequadas.

- a) Por que, no estado líquido, o  $\text{NaCl}$  é um bom condutor de eletricidade, enquanto, no estado sólido, não é?
- b) Por que, no estado líquido, o  $\text{HCl}$  é um mau condutor de eletricidade?
- c) Por que, em solução aquosa, ambos são bons condutores de eletricidade?

# EXERCÍCIO 1

Qual dos itens a seguir representa o eletrólito mais forte?

- a)  $\alpha = 40\%$
- b)  $\alpha = 0,85\%$
- c) Tem 40 moléculas dissociadas em cada 200 moléculas totais.
- d)  $\frac{3}{4}$  de moléculas estão dissociadas.
- e) Metade das moléculas se dissociaram.

## EXERCÍCIO 2

# COMPOSTOS INORGÂNICOS

- + Como a quantidade de cátions e ânions formados pode ser muito grande e com muitas variações, é interessante memorizar os principais e/ou consultar tabelas com os nomes e as fórmulas desses íons.

Tabela dos principais ânions			
Ânions monovalentes: 1–			
Halogênios	Carbono	Enxofre	
F <sup>1-</sup> fluoreto	CN <sup>1-</sup> cianeto	HS <sup>1-</sup> mono-hidrogenossulfeto (bissulfeto)	
Cl <sup>1-</sup> cloreto	NC <sup>1-</sup> isocianeto	HSO <sub>3</sub> <sup>1-</sup> mono-hidrogenossulfito (bissulfito)	
Br <sup>1-</sup> brometo	OCN <sup>1-</sup> cianato	HSO <sub>4</sub> <sup>1-</sup> mono-hidrogenossulfato (bissulfato)	
I <sup>1-</sup> iodeto	NOC <sup>1-</sup> isocianato	Nitrogênio	Metais de transição
ClO <sup>1-</sup> hipoclorito	ONC <sup>1-</sup> fulminato	NO <sub>2</sub> <sup>1-</sup> nitrito	MnO <sub>4</sub> <sup>1-</sup> permanganato
ClO <sub>2</sub> <sup>1-</sup> clorito	HCO <sub>3</sub> <sup>1-</sup> mono-hidrogenocarbonato (bicarbonato)	NO <sub>3</sub> <sup>1-</sup> nitrato	Outros
ClO <sub>3</sub> <sup>1-</sup> clorato	HCOO <sup>1-</sup> metanoato ou formiato	NH <sub>2</sub> <sup>1-</sup> amideto	H <sup>1-</sup> hidreto
ClO <sub>4</sub> <sup>1-</sup> perclorato	H <sub>3</sub> C — COO <sup>1-</sup> etanoato ou acetato	N <sub>3</sub> <sup>1-</sup> azoteto	OH <sup>1-</sup> hidróxido

# ÂNIONS MONOVALENTES

Ânions bivalentes: 2—			
Oxigênio	Enxofre	Metais de transição	Carbono
$O^{2-}$ óxido	$S^{2-}$ sulfeto	$CrO_4^{2-}$ (orto)cromato	$CO_3^{2-}$ carbonato
$O_2^{2-}$ peróxido	$SO_3^{2-}$ sulfito	$Cr_2O_7^{2-}$ dicromato	$C_2O_4^{2-}$ oxalato
$O_4^{2-}$ superóxido	$SO_4^{2-}$ sulfato	$MnO_3^{2-}$ manganito	$C_2^{2-}$ acetileto (carbeto)
Nitrogênio	$S_2O_3^{2-}$ tiosulfato	$MnO_4^{2-}$ manganato	Outros
$N_2O_2^{2-}$ hiponitrito	$S_2O_8^{2-}$ peroxidissulfato	$ZnO_2^{2-}$ zincato	$B_4O_7^{2-}$ tetraborato

# ÂNIONS BIVALENTES

Ânions trivalentes: 3—	
Nitrogênio	Metais de transição
$\text{N}^{3-}$ nitreto	$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$ ferricianeto
Fósforo	Outros
$\text{PO}_4^{3-}$ (orto)fosfato	$\text{BO}_3^{3-}$ (orto)borato

Ânions tetravalentes: 4—	
Fósforo	Metais de transição
$\text{P}_2\text{O}_7^{4-}$ pirofosfato	$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$ ferrocianeto
Carbono	Outros
$\text{C}^{4-}$ carbeto	$\text{SiO}_4^{4-}$ (orto)silicato

# ÂNIONS TRI E TETRAVALENTES

Tabela dos principais cátions					
	Monovalentes: 1+	Bivalentes: 2+	Trivalentes: 3+	Tetravalentes: 4+	Pentavalentes: 5+
Possuem uma única valência	H <sub>3</sub> O <sup>1+</sup> hidrônio	Be <sup>2+</sup> berílio	Al <sup>3+</sup> alumínio		
	NH <sub>4</sub> <sup>1+</sup> amônio	Mg <sup>2+</sup> magnésio	Bi <sup>3+</sup> bismuto		
	Li <sup>1+</sup> lítio	Ca <sup>2+</sup> cálcio			
	Na <sup>1+</sup> sódio	Sr <sup>2+</sup> estrôncio			
	K <sup>1+</sup> potássio	Ba <sup>2+</sup> bário			
	Rb <sup>1+</sup> rubídio	Ra <sup>2+</sup> rádio			
	Cs <sup>1+</sup> cézio	Zn <sup>2+</sup> zinco			
	Ag <sup>1+</sup> prata	Cd <sup>2+</sup> cádmio			
Possuem mais de uma valência	Cu <sup>1+</sup> cobre I cuproso	Cu <sup>2+</sup> cobre II cúprico			
	Hg <sub>2</sub> <sup>2+</sup> mercúrio I mercuroso	Hg <sup>2+</sup> mercúrio II mercúrico			
	Au <sup>1+</sup> ouro I auroso		Au <sup>3+</sup> ouro III áurico		
		Cr <sup>2+</sup> crômio II cromioso	Cr <sup>3+</sup> crômio III crômico		
		Fe <sup>2+</sup> ferro II ferroso	Fe <sup>3+</sup> ferro III fêrrico		
		Co <sup>2+</sup> cobalto II cobaltoso	Co <sup>3+</sup> cobalto III cobáltico		
		Ni <sup>2+</sup> níquel II níqueloso	Ni <sup>3+</sup> níquel III níquelico		
		Mn <sup>2+</sup> manganês II manganoso	Mn <sup>3+</sup> manganês III mangânico		
		Sn <sup>2+</sup> estanho II estanoso		Sn <sup>4+</sup> estanho IV estânico	
		Pb <sup>2+</sup> chumbo II plumboso		Pb <sup>4+</sup> chumbo IV plúmbico	
		Pt <sup>2+</sup> platina II platinoso		Pt <sup>4+</sup> platina IV platinico	
		Ti <sup>2+</sup> titânio II titanoso		Ti <sup>4+</sup> titânio IV titânico	
			As <sup>3+</sup> arsênio III arsenioso		As <sup>5+</sup> arsênio V arsênico
			Sb <sup>3+</sup> antimônio III antimonioso		Sb <sup>5+</sup> antimônio V antimônico

# PRINCIPAIS CÁTIONS PÁGINA 249

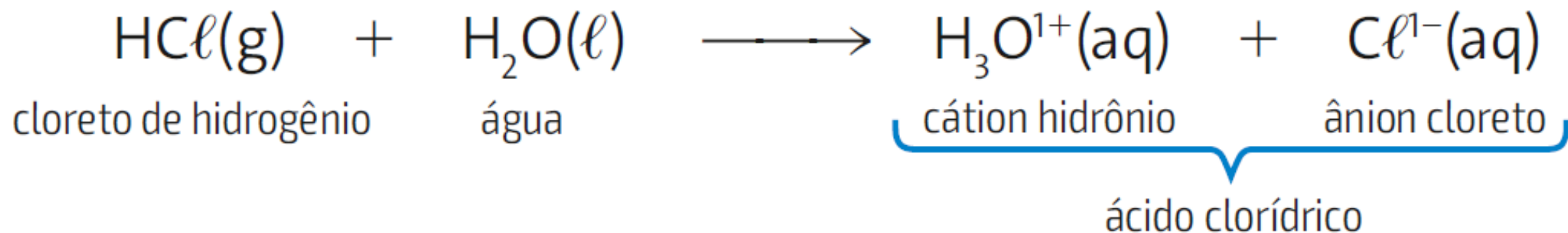
# ÁCIDOS DE ARRHENIUS

- + Os **ácidos são eletrólitos**. Logo, podem formar íons em solução aquosa.
- + A definição mais comum para ácidos foi formulada por Arrhenius, de acordo com o seu conceito de eletrólitos.



# ÁCIDOS DE ARRHENIUS

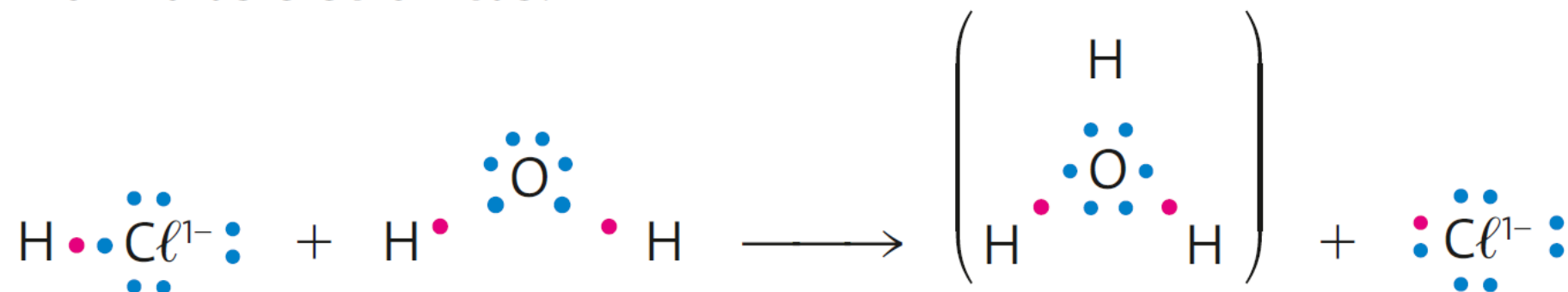
Ácidos são compostos covalentes que reagem com a água (sofrem ionização) formando soluções que apresentam como único cátion o hidrônio,  $\text{H}_3\text{O}^{1+}$ .



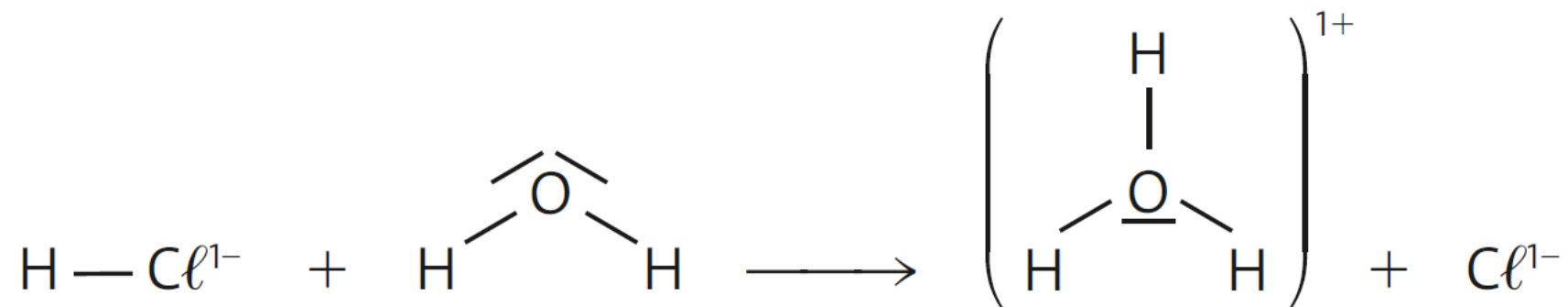
# ÁCIDOS DE ARRHENIUS

- + A **ionização** é uma **reação química** que, como dito anteriormente, **produz íons que não existiam anteriormente**.

- fórmulas eletrônicas:



- fórmulas estruturais:



# ÁCIDOS DE ARRHENIUS

# ÁCIDOS DE ARRHENIUS

- + O que foi demonstrado acima foi que o cloro é mais eletronegativo que o hidrogênio e, portanto, atrai o par de elétrons da ligação covalente para mais perto de si, originando um caráter parcial positivo ( $\delta^+$ ) próximo ao hidrogênio e um caráter parcial negativo ( $\delta^-$ ) próximo ao cloro na molécula.

# ÁCIDOS DE ARRHENIUS

- + Ao entrar em contato com a água, o hidrogênio positivamente carregado da molécula de HCl é fortemente atraído pelo oxigênio da água,  $\text{H}_2\text{O}$  (mais eletronegativo que o cloro), e se estabelece uma ligação covalente, formando o cátion hidrônio ( $\text{H}_3\text{O}^+$ ).

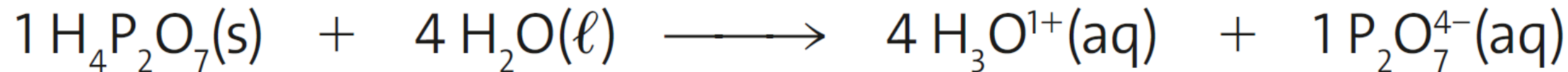
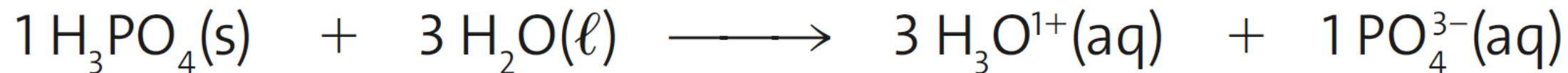
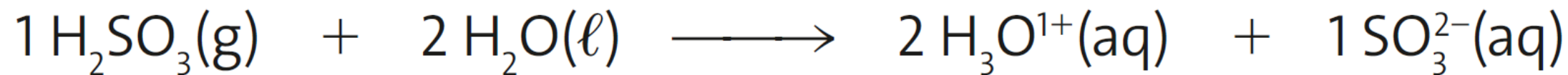
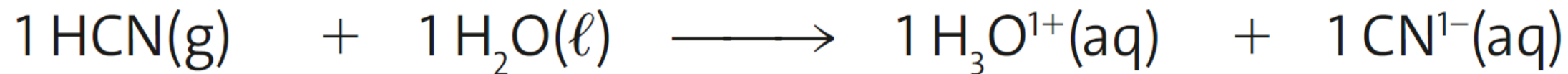
# ÁCIDOS DE ARRHENIUS

- + Em meio aquoso, o íon hidrônio ( $\text{H}_3\text{O}^+$ ) é cercado por moléculas de água, originando o cátion hidroxônio, ou seja o cátion hidrônio hidratado.



# ÁCIDOS DE ARRHENIUS

- + O cloro adquire carga negativa e transforma-se no ânion cloreto ( $\text{Cl}^-$ ).
- + **O mesmo processo de ionização, ou formação do íon hidrônio, ocorre para os demais ácidos, quando em solução aquosa.**

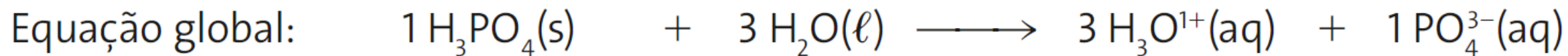
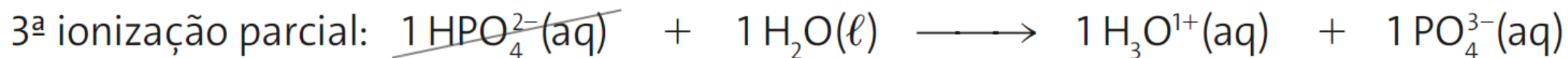
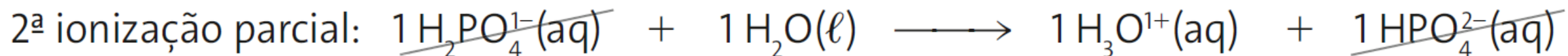
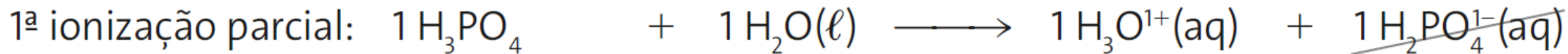


# ÁCIDOS DE ARRHENIUS



# ÁCIDOS DE ARRHENIUS

- + Um ácido pode conter mais de um hidrogênio ionizável. Neste caso, a ionização ocorre em etapas (ionização parcial) e é possível encontrar mais de um tipo de ânion (mas não de cátion) na solução.
- + Esse é o caso, por exemplo, do ácido fosfórico.



# ÁCIDOS DE ARRHENIUS

# ÁCIDOS DE ARRHENIUS

- + Assim, numa solução aquosa de ácido fosfórico, dependendo das condições do meio (temperatura, pressão, concentração), podemos encontrar os **ânions fosfato,  $\text{PO}_4^{3-}$  (aq), fosfato diácido,  $\text{H}_2\text{PO}_4^-$  (aq) e fosfato monoácido,  $\text{HPO}_4^{2-}$  (aq).**

# NOMENCLATURA DOS ÁCIDOS

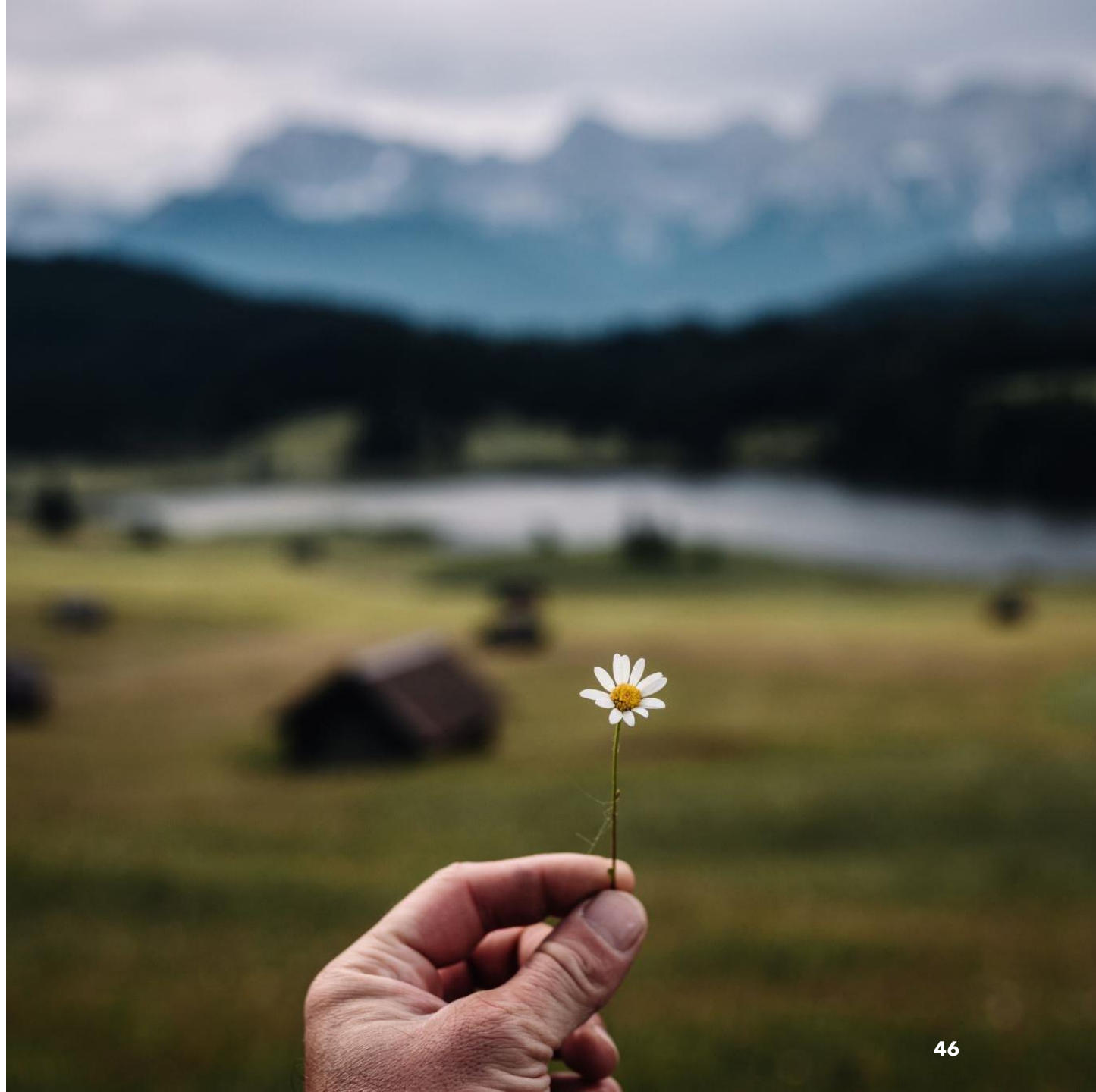
- + O nome dos ácidos inorgânicos é fornecido pelo esquema a seguir:

**ácido**  
**+**  
**nome do ânion com terminação trocada**

Ácido (fórmula molecular)	Ânion formado em meio aquoso (fórmula e nome)	Nome do ácido
$\text{HCl(aq)}$	$\text{Cl}^{-1}(\text{aq})$ : clor <b>eto</b>	Ácido clor <b>ídrico</b>
$\text{HClO(aq)}$	$\text{ClO}^{-1}(\text{aq})$ : <b>hipo</b> clor <b>ito</b>	Ácido <b>hipo</b> clor <b>oso</b>
$\text{HClO}_2(\text{aq})$	$\text{ClO}_2^{-1}(\text{aq})$ : clor <b>ito</b>	Ácido clor <b>oso</b>
$\text{HClO}_3(\text{aq})$	$\text{ClO}_3^{-1}(\text{aq})$ : ( <b>orto</b> )clor <b>ato</b>	Ácido ( <b>orto</b> )clór <b>ico</b>
$\text{HClO}_4(\text{aq})$	$\text{ClO}_4^{-1}(\text{aq})$ : <b>per</b> clor <b>ato</b>	Ácido <b>per</b> clór <b>ico</b>

# NOMENCLATURA DOS ÁCIDOS

# VAMOS EXERCITAR UM POUCO?



# EXERCÍCIO 3

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

Nome do ácido	Aplicações e características
Ácido muriático	Limpeza doméstica e de peças metálicas (decapagem)
Ácido fosfórico	Usado como acidulante em refrigerantes, balas e goma de mascar
Ácido sulfúrico	Desidratante, solução de bateria
Ácido nítrico	Indústria de explosivos e corantes

As fórmulas dos ácidos da tabela são, respectivamente:

- a)  $\text{HCl}$ ,  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{HNO}_3$
- b)  $\text{HClO}$ ,  $\text{H}_3\text{PO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{HNO}_2$
- c)  $\text{HCl}$ ,  $\text{H}_3\text{PO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{HNO}_3$
- d)  $\text{HClO}_2$ ,  $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_3$ ,  $\text{HNO}_2$
- e)  $\text{HClO}$ ,  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_3$ ,  $\text{HNO}_3$

# EXERCÍCIO 4

Escreva as equações de ionização dos seguintes ácidos:

a) ácido bromídrico

c) ácido sulfuroso

b) ácido nitroso

d) ácido pirofosfórico



# FORÇA DOS ÁCIDOS

- + Para entender a força dos ácidos, consideremos as diferenças entre o ácido clorídrico (HCl) e o ácido bórico ( $\text{H}_3\text{BO}_3$ ), a seguir.

# FORÇA DOS ÁCIDOS – HCl

- + Possui um único hidrogênio ionizável. É um gás incolor ou levemente amarelado, tóxico, obtido como subproduto da cloração do benzeno ou de outros hidrocarbonetos. Forma com a água um **ácido forte e corrosivo**.

# FORÇA DOS ÁCIDOS – $\text{H}_3\text{BO}_3$

- + Possui 3 hidrogênios ionizáveis. Sólido encontrado na forma de cristais incolores ou sob a forma de pó branco. É venenoso se ingerido ou inalado em grande quantidade, embora não seja considerado muito mais perigoso que o sal de cozinha. Forma com a água um **ácido fraco**, de ação antisséptica, que compõe vários colírios comerciais.

# FORÇA DOS ÁCIDOS

- + Podemos concluir que **a força de um ácido não reside na quantidade de hidrogênios ionizáveis.**
- + O HCl, com 1 hidrogênio ionizável é um ácido forte, enquanto o  $\text{H}_3\text{BO}_3$ , com 3 hidrogênios ionizáveis, é um ácido fraco.

# FORÇA DOS ÁCIDOS

- + A força de um ácido é determinada pelo seu grau de ionização, que vimos no começo da aula.
- + **Ácidos fortes:** possuem  $\alpha > 50\%$ .
- + **Ácidos semifortes:**  $\alpha$  entre 5 e 50%.
- + **Ácidos fracos:**  $\alpha < 5\%$ .

# ÁCIDOS FORTES

Exemplos: a 18 °C (solução diluída)

ácido clorídrico —  $\text{HCl}(\text{aq})$  —  $\alpha\% = 92,5\%$

ácido nítrico —  $\text{HNO}_3(\text{aq})$  —  $\alpha\% = 92\%$

ácido sulfúrico —  $\text{H}_2\text{SO}_4(\text{aq})$  —  $\alpha\% = 61\%$

# ÁCIDOS SEMIFORTES

Exemplos: a 18 °C (solução diluída)

ácido sulfuroso	—	$\text{H}_2\text{SO}_3(\text{aq})$	—	$\alpha\% = 30\%$
ácido fosfórico	—	$\text{H}_3\text{PO}_4(\text{aq})$	—	$\alpha\% = 27\%$
ácido fluorídrico	—	$\text{HF}(\text{aq})$	—	$\alpha\% = 8,5\%$

# ÁCIDOS FRACOS

Exemplos: a 18 °C (solução diluída)

ácido sulfídrico	—	$\text{H}_2\text{S}(\text{aq})$	—	$\alpha\% = 0,076\%$
ácido bórico	—	$\text{H}_3\text{BO}_3(\text{aq})$	—	$\alpha\% = 0,075\%$
ácido cianídrico	—	$\text{HCN}(\text{aq})$	—	$\alpha\% = 0,008\%$



# OBSERVAÇÃO IMPORTANTE

- + Os valores de  $\alpha$  (grau de ionização) são obtidos experimentalmente e tabelados.
- + Não é preciso memorizá-los. Porém, com o uso nós acabamos por relembrar de alguns dos principais.

# ÁCIDOS FIXOS E VOLÁTEIS

- + São classificados em fixos e voláteis a depender de suas TE. Os voláteis liberam vapores que podem ser tóxicos.
- + **Fixos:** alta TE ( $>100\text{ }^{\circ}\text{C}$ ), em condições ambiente passam lentamente para o estado de vapor.
- + **Voláteis:** baixa TE ( $<100\text{ }^{\circ}\text{C}$ ), em condições ambiente passam rapidamente para o estado de vapor.

# ÁCIDOS FIXOS – EXEMPLOS

ácido sulfúrico	—	$\text{H}_2\text{SO}_4(\text{aq})$ :	340 °C
ácido fosfórico	—	$\text{H}_3\text{PO}_4(\text{aq})$ :	213 °C
ácido bórico	—	$\text{H}_3\text{BO}_3(\text{aq})$ :	185 °C

# ÁCIDOS VOLÁTEIS – EXEMPLOS

ácido clorídrico	—	$\text{HCl}(\text{aq})$ :	$-85\text{ }^{\circ}\text{C}$
ácido sulfídrico	—	$\text{H}_2\text{S}(\text{aq})$ :	$-59,6\text{ }^{\circ}\text{C}$
ácido nítrico	—	$\text{HNO}_3(\text{aq})$ :	$86\text{ }^{\circ}\text{C}$

# ESTABILIDADE DOS ÁCIDOS

- + **Ácidos estáveis:** não sofrem decomposição numa faixa de temperatura e pressão próxima à ambiente. São a maioria dos ácidos.
- + **Ácidos instáveis:** sofrem decomposição parcial ou total à temperatura e pressão ambientes.

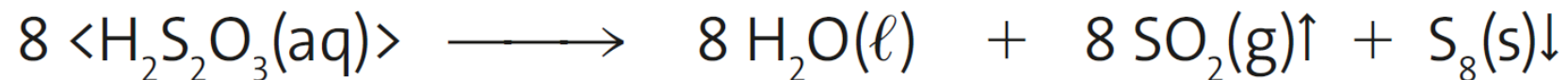
# ÁCIDOS INSTÁVEIS



ácido carbônico



ácido sulfuroso



ácido tiossulfúrico

# ÁCIDOS INSTÁVEIS

- + O símbolo  $\langle \rangle$  indica instabilidade.
- + As setas indicam o estado de agregação do produto formado.
- + Seta para cima ( $\uparrow$ ): **produto no estado gasoso**.
- + Seta para baixo ( $\downarrow$ ): **produto no estado sólido**, denominado **precipitado**.

# ATIVIDADE DE CASA

+ Atividade de leitura:

Ler as **páginas 248 a 258** do livro de Química.

+ Resolução de exercícios:

Responder as **questões 5 a 9** da **página 259** do livro de Química.



# REFERÊNCIAS

FELTRE, Ricardo. **Química:** Volume 1. 6 ed. São Paulo: Moderna, 2004.

FONSECA, Martha Reis Marques da. **Química 1:** ensino médio. 2 ed. São Paulo: Ática, 2016.



**ATÉ A PRÓXIMA  
AULA!**