

CARÁTER ÁCIDO-BASE NA QUÍMICA ORGÂNICA

Para conceituar os compostos inorgânicos em ácidos e base, utilizamos as definições de Arrhenius;

Ácidos	Bases
São compostos que se ionizam em água produzindo como cátion apenas (H ⁺).	São compostos que se dissociam em água, liberando como ânion apenas hidroxila (OH ⁻)

Também estudamos o grau de ionização/dissociação para compreender o quanto um ácido ou uma base são fortes, em uma solução aquosa. Para isso, é preciso recordar como calculamos essa capacidade por parte dos compostos inorgânicos:

$$\text{Grau de ionização: } \alpha = \frac{\text{Quantidade de mols ionizados}}{\text{Quantidade inicial de mols}}$$

Isso também se aplica aos compostos orgânicos. A diferença é que o grau de ionização dos compostos orgânicos é muito menor do que os dos compostos inorgânicos. Por isso, são válidas as mesmas regras dos equilíbrios químicos:

- ▶ para o ácido: $\text{HA} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{A}^-$ temos: $K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$ e $\text{p}K_a = -\log K_a$
- ▶ para a base: $\text{BOH} \rightleftharpoons \text{B}^+ + \text{OH}^-$ temos: $K_b = \frac{[\text{B}^+][\text{OH}^-]}{[\text{BOH}]}$ e $\text{p}K_b = -\log K_b$
- ▶ $\text{pH} = -\log[\text{H}^+]$

Assim, quanto maior o $\text{p}K_a$, mais fraco o caráter ácido do composto orgânico; ou seja, é um ácido fraco. O mesmo raciocínio é aplicado para o caráter básico das moléculas orgânicas: quanto maior o $\text{p}K_b$, menor a quantidade de hidroxilas presentes no meio aquoso.

$\text{p}K_a$ e $\text{p}K_b$ são inversamente proporcionais à força dos ácidos e bases.

Porém, não é somente na ionização dos compostos orgânicos em água, segundo a teoria de Arrhenius, que podemos falar sobre ácidos e bases. Nas reações orgânicas, observamos um comportamento análogo às reações ácido-base. Por isso, vamos relembrar a teoria de Bronsted-Lowry



Ácidos	Bases
Toda espécie que pode doar prótons (H^+).	Toda substância que pode receber prótons (H^+).

Outro conceito importante é a acidez e basicidade de Lewis. Lembre que as bases de Lewis doam um par de elétrons, e os ácidos de Lewis recebem um par de elétrons.

Moléculas com cargas positivas muito concentradas vão ser ácidos de Lewis muito fortes – querem receber um par de elétrons.

Moléculas com cargas negativas muito concentradas vão ser bases de Lewis muito fortes – querem doar um par de elétrons.

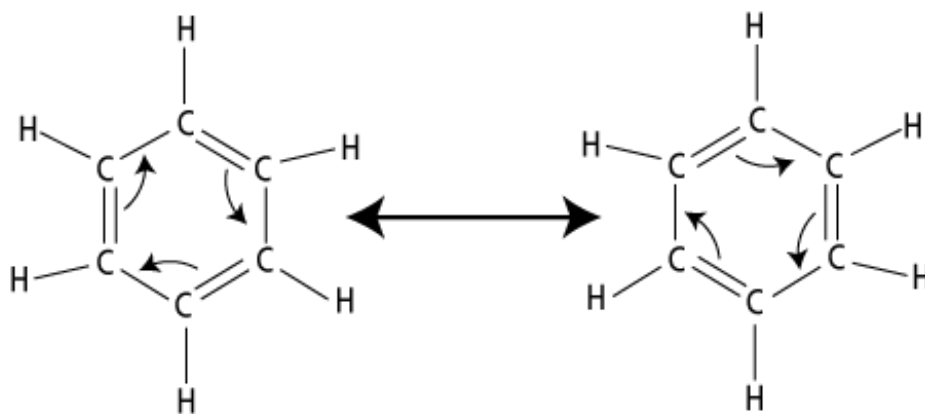
Se o ácido é forte, sua base conjugada será fraca, e vice-versa. A reação do tipo ácido-base sempre ocorre no sentido de formar outro ácido e outra base, mais fracos que os iniciais.

O CARÁTER ÁCIDO NA QUÍMICA ORGÂNICA

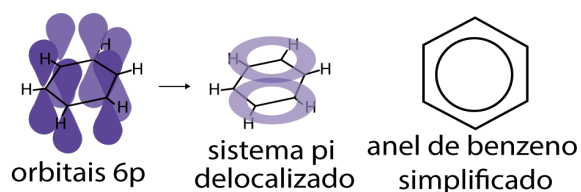
Para entendermos o caráter ácido, precisamos entender também os **efeito indutivo** e **ressonante**.

O QUE É EFEITO RESSONANTE (OU DE RESSONÂNCIA)?

A ressonância é um efeito de deslocalização dos elétrons. Normalmente, eles estão alocados na região entre os dois átomos, na ligação química. Porém, **quando temos elétrons π , eles podem ser distribuídos pela molécula**. Assim, são compartilhados por várias ligações químicas nela. Esse fenômeno é chamado de ressonância. O exemplo mais corriqueiro é do benzeno, veja:

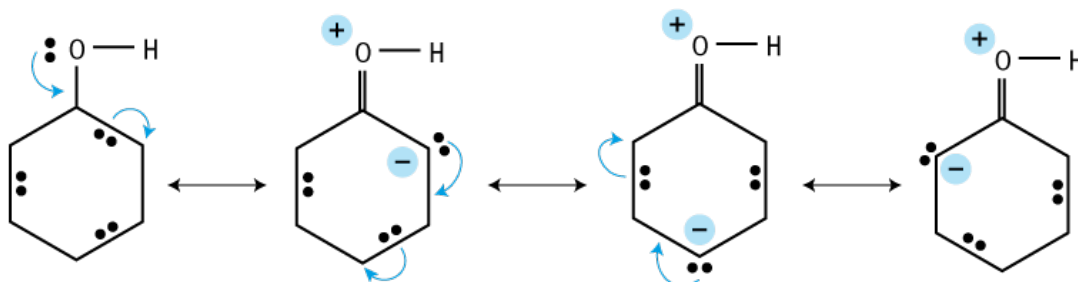


Na imagem ao lado vemos representados os orbitais p dos carbonos do anel. Os orbitais p interagem entre si, e os elétrons são compartilhados, gerando aromaticidade. Podemos representá-la como um círculo no centro do anel benzênico.





Exemplo:



Nesse caso as fórmulas canônicas são escritas para o fenol, indicando a deficiência e excesso de elétrons.

A ressonância é uma grande estabilizadora de cargas – tanto para o benzeno quanto para o fenol, porque a alternância dos elétrons impede que as cargas (+ ou -) fiquem muito concentradas.

O QUE É EFEITO INDUTIVO?

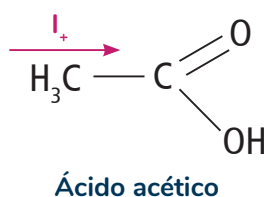
Observe as representações abaixo:

$pK_a = 3,77$	$pK_a = 4,76$
Ácido Metanoico	Ácido Etanoico (ácido acético)

Lembre que maior o pK_a , menos ácida a molécula tende a ser. Nas moléculas acima, os valores de pK_a indicam que o Ácido Etanoico é menos ácido que o Metanoico.

Explicamos isso pelo efeito indutivo: a cadeia carbônica do Ácido Acético tem mais carbonos. **Os carbonos “doam” sua nuvem eletrônica para os oxigênios, que são mais eletronegativos. Assim, quando os ácidos (-COOH) perdem o hidrogênio (-COO-), aquele com maior efeito indutivo vai ter mais carga negativa concentrada, e fica menos estável.**

A doação de elétrons pelos carbonos é chamada de **Efeito Indutivo Positivo**. Na imagem abaixo, a seta representa o sentido de deslocamento dos elétrons,



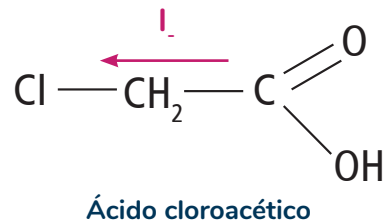
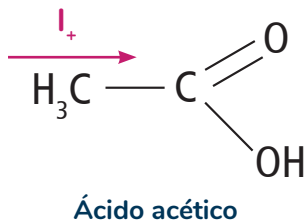


Existem exemplos em que o grupo é responsável por retirar elétrons. Esses são grupos elétron-receptores, que sofrem efeito indutivo negativo. Esses grupos aumentam a acidez da molécula. Veja os exemplos abaixo:

$pK_a = 4,76$	$pK_a = 2,86$
Ácido Etanóico	Ácido 1-cloro-etanoico (ácido cloro-acético)

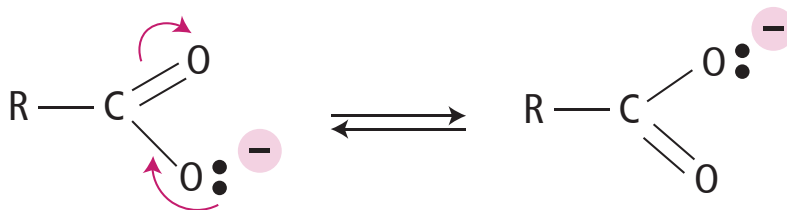
Nesse exemplo, a o átomo de cloro ligado no carbono no Ácido Cloroacético faz com que o pK_a diminua drasticamente. Isso acontece porque o **Cloro é bastante eletronegativo, então também tende a atrair elétrons**. Assim, quando o ácido é ionizado ($-\text{COO}^-$), **a carga negativa fica distribuída pela molécula, e não mais tão concentrada. Isso aumenta a estabilidade da molécula.**

Assim, quando uma molécula é ionizada, e ela tem um grupo retirador como Cloro, sua acidez tende a aumentar.

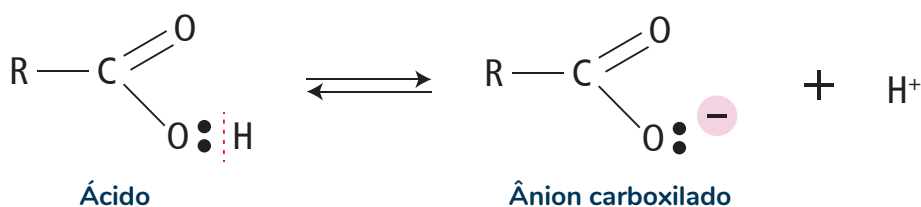


ÁCIDOS CARBOXÍLICOS

Como já sabemos, os ácidos carboxílicos são ácidos. A carboxila é responsável por doar prótons (H^+) para uma outra espécie química.



Dependendo da cadeia carbônica (R) ligada na carboxila, o ânion carboxilato poderá estar com maior ou menor estabilidade. É possível escrever fórmulas canônicas para o ânion:





Se o ânion é muito estável, sabemos que os átomos de sua cadeia de alguma forma retiram elétrons da carboxila. Assim, o carboxilato ($-\text{COO}^-$) fica menos negativo e mais estável (base de Lewis mais fraca). Por isso, é bastante favorável que o H da carboxila seja perdido ($-\text{COOH} \rightleftharpoons -\text{COO}^-$), mais H^+ é doado, e o pH diminui.

O processo inverso é verdadeiro também: **se tivermos mais grupos doadores de carga negativa, menos ácida vai ser a molécula.**

Abaixo, veja que o aumento da cadeia carbônica causa menor acidez (maior pK_a). Isso porque os carbonos doam os elétrons para a carboxila, que fica com carga negativa mais concentrada. Assim, é uma base de Lewis mais forte – portanto, o ácido de origem é mais fraco.

- ▶ Ácido fórmico ($\text{H} - \text{COOH}$) $\rightarrow K_a = 1,77 \cdot 10^{-4}$; $\text{pK}_a = 3,75$
- ▶ Ácido acético ($\text{CH}_3 - \text{COOH}$) $\rightarrow K_a = 1,76 \cdot 10^{-5}$; $\text{pK}_a = 4,75$
- ▶ Ácido propiônico ($\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{COOH}$) $\rightarrow K_a = 1,34 \cdot 10^{-5}$; $\text{pK}_a = 4,87$

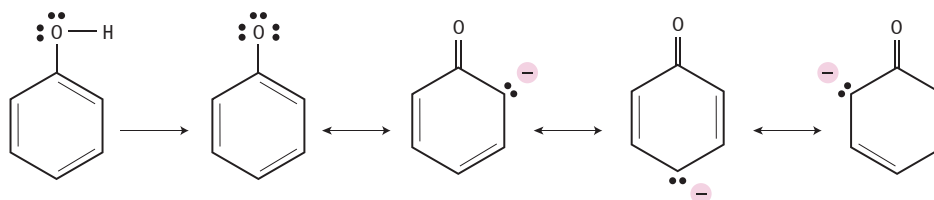
Se o ácido é forte, sua base conjugada será fraca, e vice-versa.

Os ácidos carboxílicos também reagem com compostos inorgânicos básicos, através de uma reação de neutralização. O produto formado são sais que apresentam as mesmas características dos sais inorgânicos.

FENÓIS

Os fenóis têm um caráter levemente ácido. São mais ácidos que os álcoois. Suas estruturas de ressonância explicam essa baixa capacidade de doar Hidrônio: H_3O^+ (H^+).

Veja que a carga negativa da perda do H é distribuída por toda a molécula. Assim, a base conjugada do Fenol (fenolato) é uma base bem fraca. O ácido conjugado do fenolato (Fenol) é um ácido mais forte.



Grupos que retiram elétrons ($-\text{NO}_2$), por exemplo, tornam os fenóis bem mais ácidos, porque a carga negativa fica menos concentrada – é o efeito indutivo negativo.

Ponto de destaque:

Tanto os álcoois quanto alcinos e alcanos têm certa acidez. Porém, é muito pequena. Observe essa sequência esquemática para ácidos:



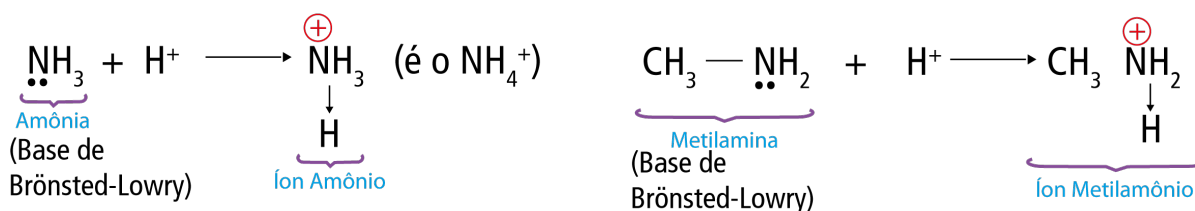
Ácidos inorgânicos fortes (como HCl) ($K_a = 10^5$)
Ácidos carboxílicos ($K_a = 10^{-5}$)
Fenóis ($K_a = 10^{-10}$)
Água ($K_a = 10^{-16}$)
Álcoois ($K_a = 10^{-18}$)
Alcinos ($K_a = 10^{-25}$)
Alcanos ($K_a = 10^{-40}$)



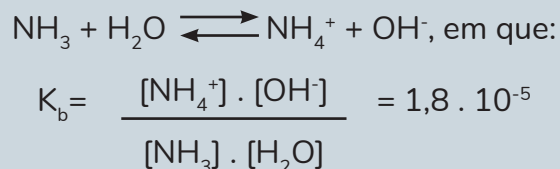
O CARÁTER BÁSICO NA QUÍMICA ORGÂNICA

As principais classes orgânicas básicas são as aminas. O nitrogênio presente no grupo funcional pode doar um par de elétrons para uma espécie química receptora do par. Assim, ele é uma base de Lewis.

Como as aminas são derivadas da molécula de amônia, podemos utilizá-la para comparar:



A amônia é uma base fraca. De fato:



As aminas primárias, secundárias e terciárias são mais básicas que a amônia, pois o grupo alquila ligado tem um efeito indutivo positivo: como os carbonos doam os elétrons, a densidade eletrônica no nitrogênio aumenta. Assim, a molécula se torna uma base de Lewis mais forte – tem tendência maior a doar elétrons.

As aminas secundárias são mais básicas que as terciária, pois quando o nitrogênio está ligado a três cadeias carbônicas diferentes, acaba tendo um efeito chamado de impedimento estérico ou espacial.

Generalizando, podemos dizer que qualquer grupo que empurre elétrons (grupos doadores de elétrons) para o nitrogênio aumenta a basicidade, temos, então:

Amina secundária > amina primária > amina terciária

- ✉ contato@biologiatotal.com.br
- ▶ [/biologiajubulut](#)
- 📷 [Biologia Total com Prof. Jubilut](#)
- 📘 [@biologiatotaloficial](#)
- 🐦 [@Prof_jubilut](#)
- 📌 [biologiajubulut](#)

