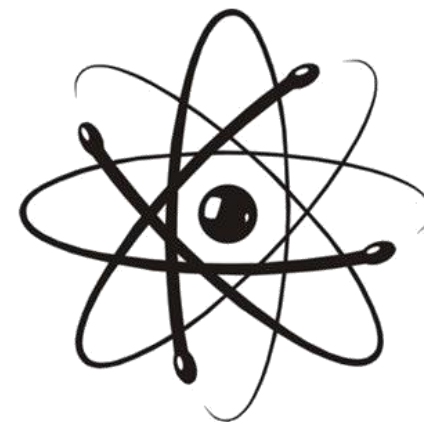


# Hidrólise de Sais (II)

**Prof. Francis Isotton**  
Química

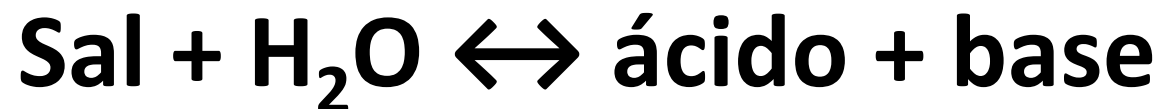


# Hidrólise de Sais (II)

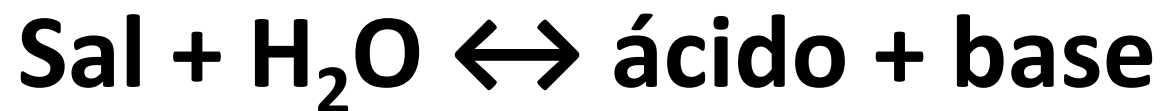
Observamos, experimentalmente, que nem toda solução aquosa de certo sal é neutra, ou seja, possui  $\text{pH} = 7$  a  $25\text{ }^\circ\text{C}$ .

Algumas soluções salinas podem ser ácidas ou básicas. Isso se explica porque alguns íons reagem com a água (hidrólise), modificando a concentração de  $\text{H}^+$  e  $\text{OH}^-$  e alterando o pH do meio. Tal reação é denominada hidrólise salina.

Por definição, hidrólise salina é a reação entre um sal e a água, produzindo um ácido e uma base correspondentes.



# Hidrólise de Sais (II)



Como podemos notar, a hidrólise salina é o inverso da reação de neutralização (salificação).

Para facilitar o entendimento desse assunto, devemos lembrar que:

- ácidos e bases fortes se encontram predominantemente na forma iônica (ionizados ou dissociados);
- para sofrer hidrólise, o sal deve estar dissociado;
- a água é um composto que ioniza muito pouco, prevalecendo sua fórmula molecular.

## Constante de hidrólise (K<sub>h</sub>)

Como vimos anteriormente, toda hidrólise salina é estabelecida a partir de um equilíbrio químico. Para esse equilíbrio, existem dois conceitos fundamentais: o grau de hidrólise ( $\alpha_h$ ) e a constante de hidrólise ( $K_h$ ).

O grau de hidrólise indica a porcentagem do íon que sofreu hidrólise e é definido da seguinte maneira:

$$\alpha_h = \frac{\text{número de íons hidrolisados}}{\text{número total de íons dissolvidos}}$$

# Hidrólise de Sais (II)

– Hidrólise de um sal formado por um ácido fraco e uma base forte (NaCN)

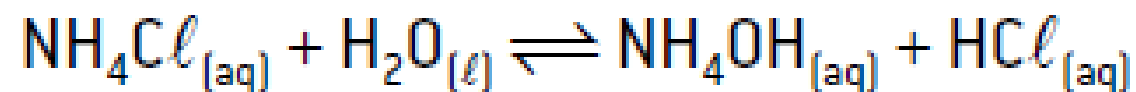


Montando a equação iônica:

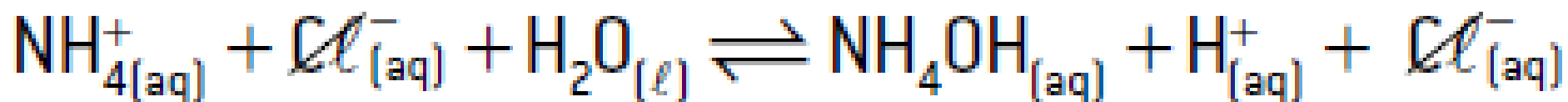


## Hidrólise de Sais (II)

– Hidrólise de um sal formado por um ácido forte e uma base fraca ( $\text{NH}_4\text{Cl}$ )



Montando a equação iônica:



## Hidrólise de Sais (II)

A constante de hidrólise para essa situação pode ser definida da seguinte maneira (levando em consideração a hidrólise do  $\text{NH}_4\text{CN}$ ):



Para montar a equação iônica, devemos observar as seguintes condições:

– o sal  $\text{NH}_4\text{CN}$  se encontra dissociado em  $\text{NH}_4^+$  e  $\text{CN}^-$ ;

Quando o sal é formado por um ácido forte e uma base forte, como o  $\text{NaCl}$ , não ocorre hidrólise, ou seja, não há um valor para  $K_h$ . Nessa situação, o pH sempre será 7 (a 25 °C).

## Hidrólise de Sais (II)

Uma solução aquosa de  $\text{NH}_4\text{Cl}$  a  $0,1 \text{ mol/L}$ , cujo sal está 100% dissociado, apresenta pH igual a:

**Dados:**  $\text{pH} = -\log [\text{H}^+]$ ;  $K_w = 10^{-14}$ ;  $K_b = 10^{-5}$ ;  $K_h = \frac{K_w}{K_b}$

a. 9



5

e. 2

b. 7

d. 4



## Hidrólise de Sais (II)

0,1% do cloreto de amônio se hidrolisou em água a 25 °C. Sabendo-se que a solução inicial do sal tinha concentração  $10^{-2}$  mol/L, calcule

- a equação iônica de hidrólise salina;
- a constante de hidrólise ( $K_h$ );
- o pH da solução;
- o valor da constante de dissociação do hidróxido de amônio ( $K_b$ ).

## Hidrólise de Sais (II)

Preparam-se 500 mL de uma solução contendo 4,9 g de cianeto de sódio. Sabendo que a constante de ionização do ácido é  $2 \cdot 10^{-5}$ , calcule

**Dados:** massas atômicas: C = 12; N = 14; Na = 23;

$$K_w = 1 \cdot 10^{-14}$$

- a constante de hidrólise;
- o pH da solução.