

Acidi e Basi

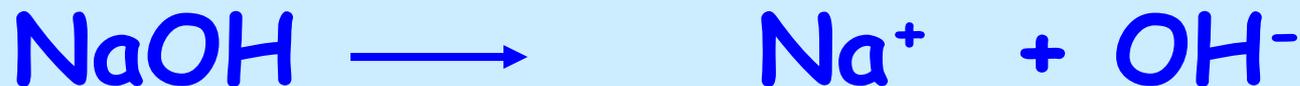
Teoria di Arrhenius

Teoria di Arrhenius

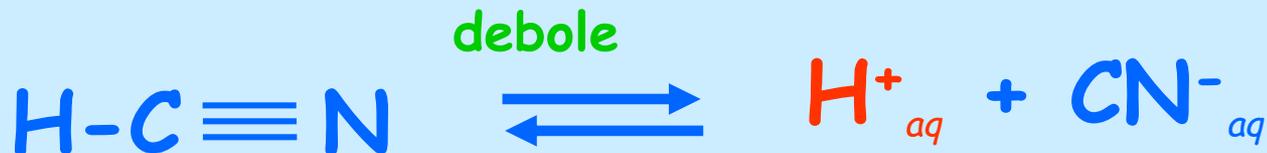
Vengono definiti acidi quei composti che, in soluzione acquosa, sono in grado di dissociarsi liberando ioni H^+



Vengono definiti basi quei composti che, in soluzione acquosa, sono in grado di dissociarsi liberando ioni OH^-



ACIDI secondo ARRHENIUS



HCl è un **acido forte** in quanto in soluzione acquosa si dissocia completamente.

CH₃COOH e HCN sono definiti **acidi deboli** perché non si dissociano completamente quando vengono messi in soluzione.

Basi secondo ARRHENIUS



NaOH e Ca(OH)_2 sono basi forti in quanto, in soluzione acquosa, si dissociano completamente.

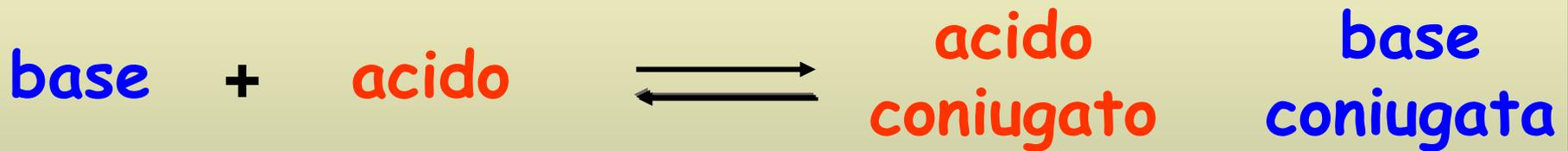
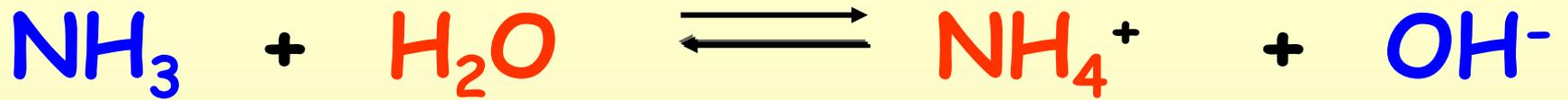
La definizione di Arrhenius è piuttosto restrittiva perché subordinata al fatto di usare come solvente acqua e non tiene conto che esistono molte reazioni che avvengono in solventi diversi dall'acqua, come anche in assenza totale di solvente; inoltre ci sono specie chimiche di natura basica come l'ammoniaca NH_3 che non possiedono gruppi ossidrilici (OH).

Definizione di Bronsted e Lowry

Definizione di Bronsted e Lowry
di Acidi e Basi

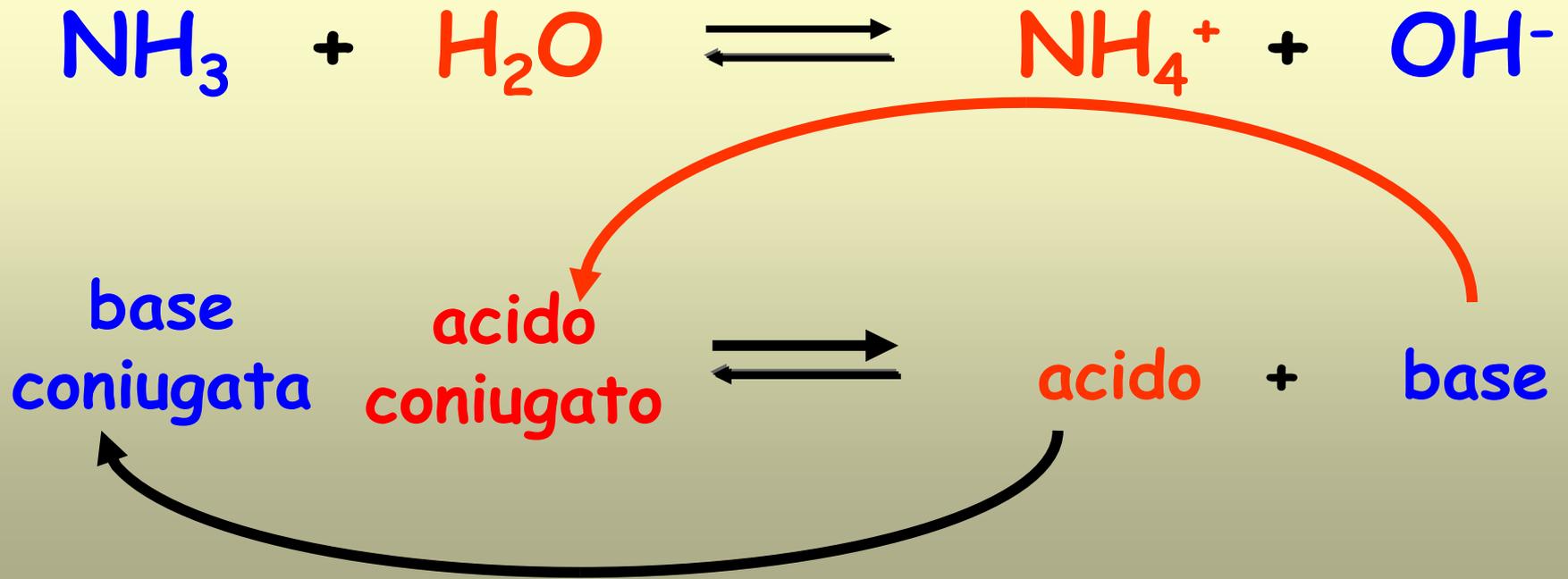
Teoria di Brönsted e Lowry

- Sono **acidi** i composti che cedono un protone al **partner** di reazione.
- Sono **basi** i composti che acquistano un protone dal **partner** di reazione
- Si parla di coppia coniugata **acido**-**base**
- Le reazioni **acido**-**base** vengono considerate equilibri chimici



L'ammoniaca, acquista un protone dall'acqua, comportandosi da **base**.

L'acqua, cede un protone all'ammoniaca, comportandosi da **acido**.

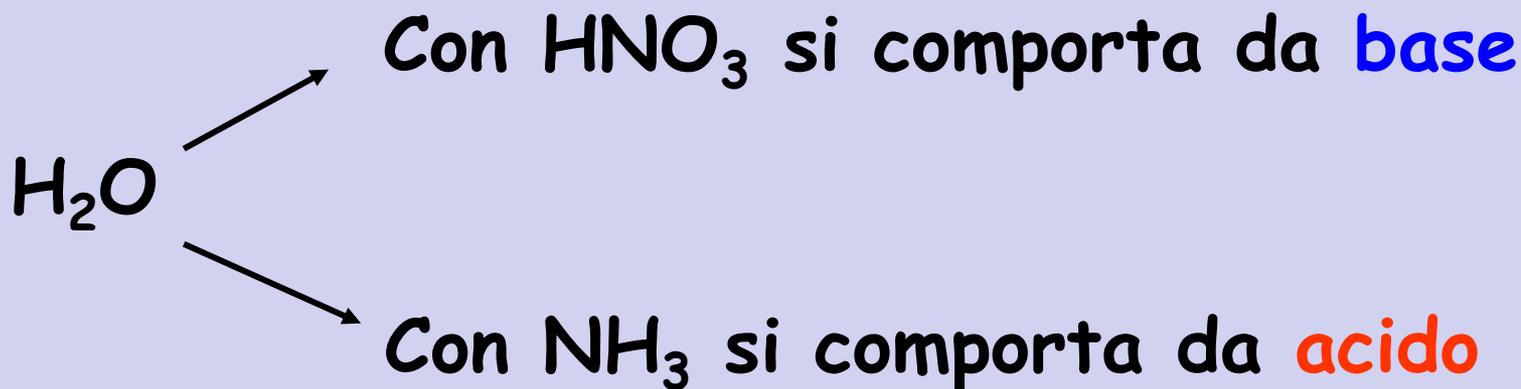


Nella reazione inversa, OH^- riceve un protone dallo ione ammonio.

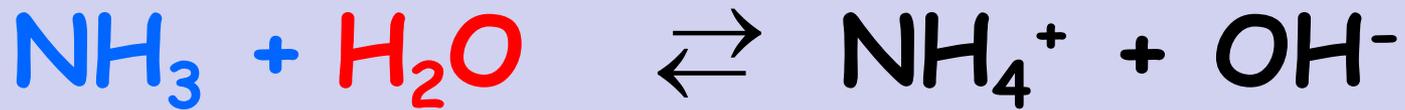
In questa reazione lo **ione ammonio** si comporta quindi da acido e lo ione OH^- si comporta da **base**.

Sostanze anfotere

Una sostanza anfotera è una specie chimica che si comporta da base in presenza di acidi e da acido in presenza di basi.

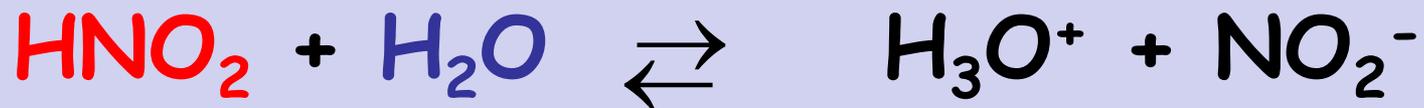


L'acqua è un composto Anfotero

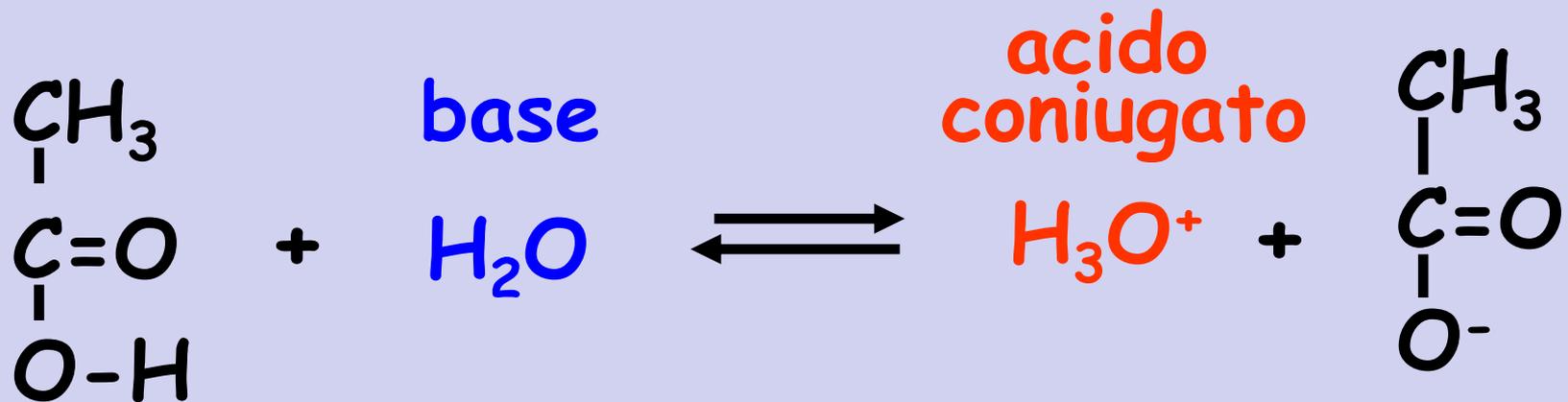


base acido

L'acqua si comporta in certe reazioni come **acido** e in altre come **base**



acido base



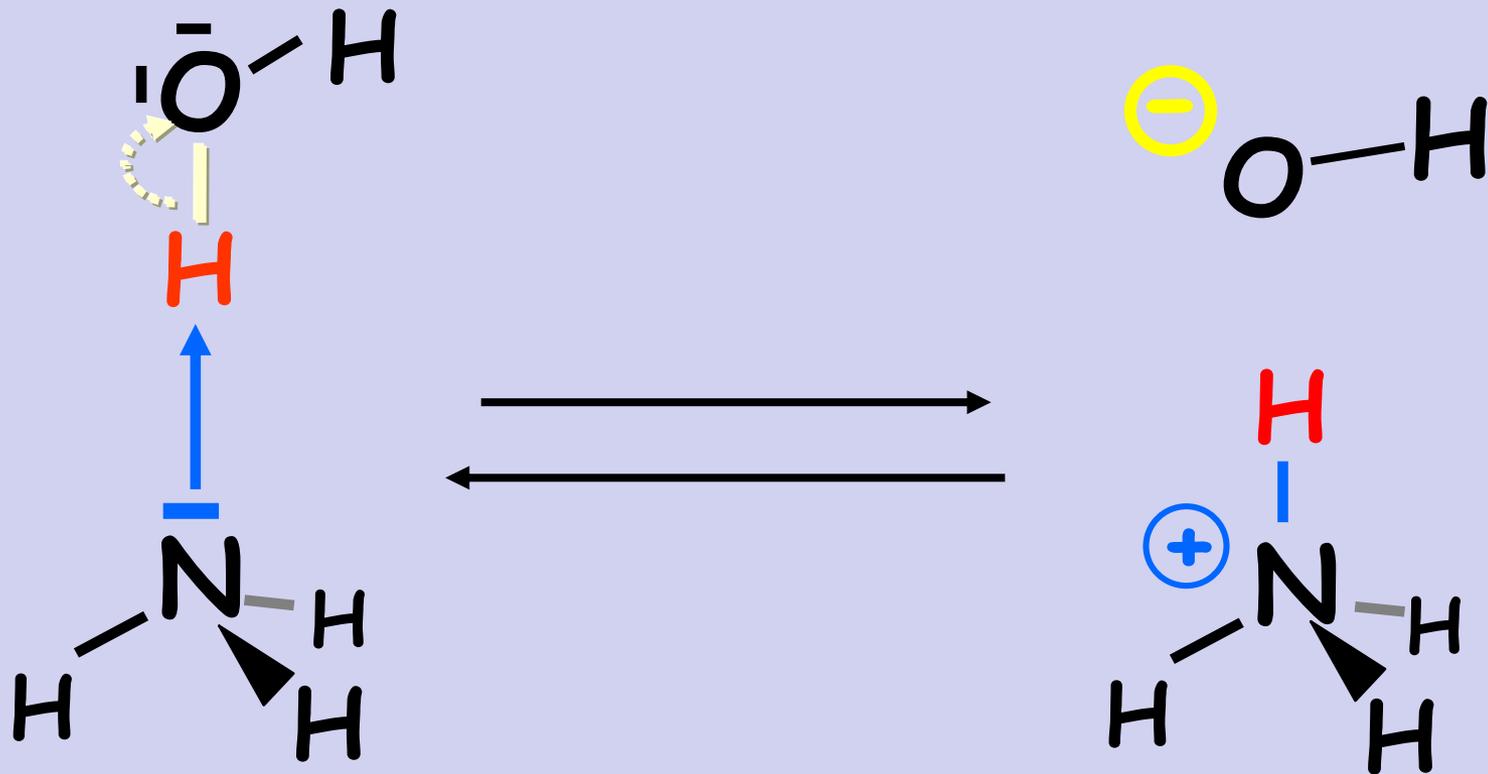
Anche la dissociazione dell'acido acetico consiste nella cessione di un protone alla base da parte di un acido.

In questa reazione l'acqua si comporta da base.

Acidi e basi di Lewis

Acidi e basi di Lewis

- Un **acido** è una specie chimica che può accettare una coppia di elettroni formando un legame covalente coordinato (dispone di un orbitale vuoto)
- Una **base** è una specie chimica che può fornire una coppia di elettroni formando un legame covalente coordinato (dispone di un orbitale completo).
- La neutralizzazione è la formazione di un legame covalente coordinato fra il donatore (**base**) e l'accettore (**acido**)



L'ammoniaca si comporta da base quando strappa un protone all'acqua. In questo processo l'ammoniaca usa il doppietto elettronico dell'azoto per condurre un attacco nucleofilo sull'acqua.

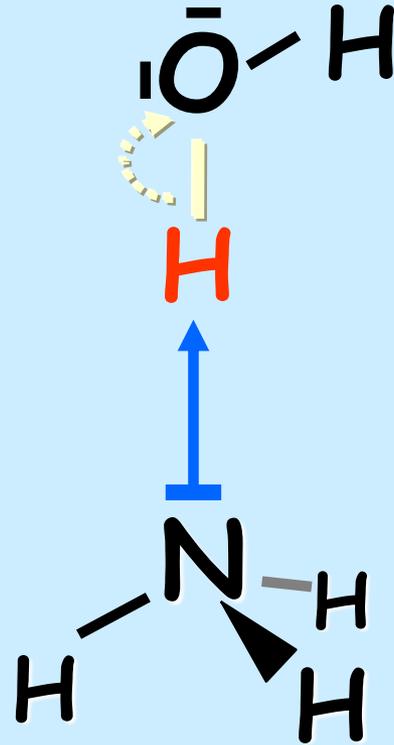
Nella definizione di Lewis, nucleofilo è sinonimo di base

Si definiscono acidi di Lewis gli elettrofili

L'acqua è un acido in quanto riceve l'attacco del nucleofilo ammoniacca.

Si definiscono basi di Lewis i nucleofili

L'ammoniaca è una base in quanto usa il doppietto elettronico dell'azoto per legare un protone



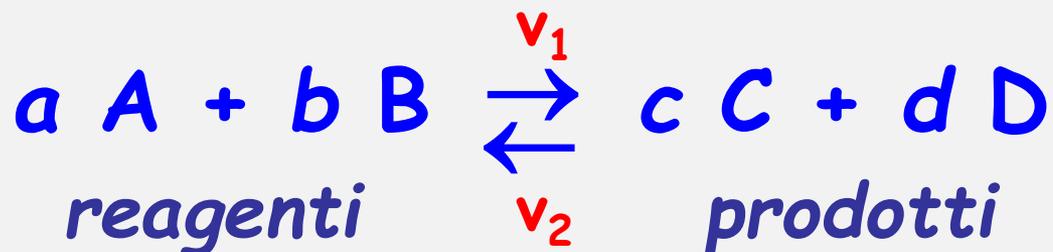
Costanti di dissociazione degli acidi e delle basi



HCl è un acido forte in quanto in soluzione acquosa si dissocia completamente.

CH₃COOH e HCN sono definiti acidi deboli perché non si dissociano completamente quando vengono messi in soluzione.

L'Equilibrio Chimico



Legge di azione delle masse

$$K = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$$

K = costante di equilibrio
è funzione solo di T

Molti acidi e basi sono elettroliti deboli e quindi caratterizzati da un grado di dissociazione (α) compreso tra 0 e 1.

La loro forza relativa viene indicato in maniera quantitativa dalla loro costante di dissociazione:



Un acido debole indicato con HA in soluzione acquosa è soggetto all'equilibrio di dissociazione:



A questo equilibrio viene applicata la legge delle masse e sperimentalmente si può calcolare la costante di acidità K_A :

$$K_A = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

K_A è una misura della forza di un acido: maggiore è il valore della costante e maggiore è la forza dell'acido

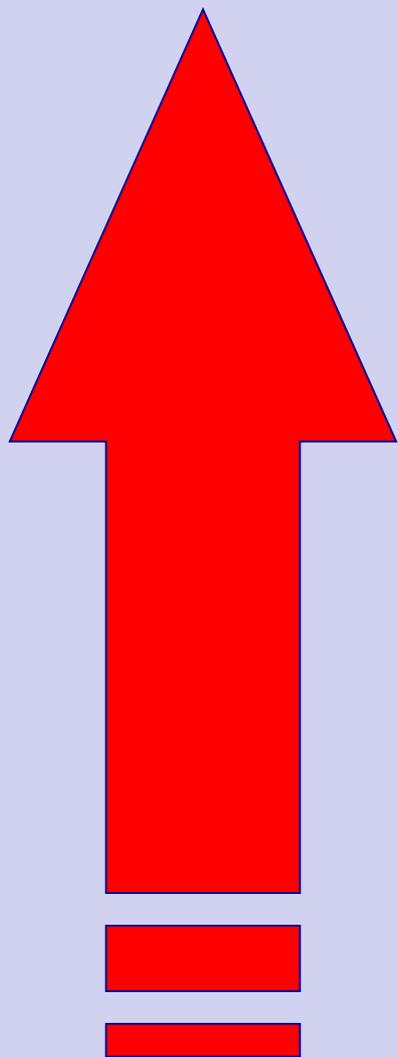
ACIDI DEBOLI


$$K_A \text{ (acido nitroso)} = 4,5 \cdot 10^{-4}$$

$$K_A \text{ (acido formico)} = 1,7 \cdot 10^{-4}$$

$$K_A \text{ (acido acetico)} = 1,8 \cdot 10^{-5}$$

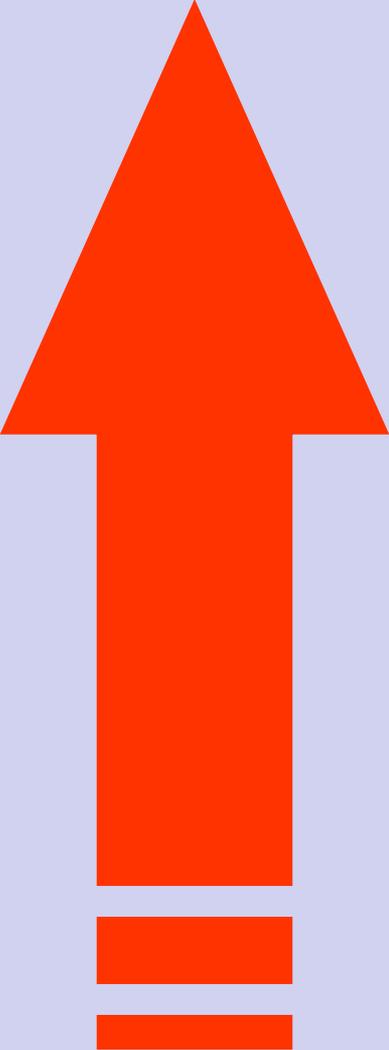
acidi forti



| | |
|------------|-------------------------|
| perclorico | HClO_4 |
| nitrico | HNO_3 |
| solforico | H_2SO_4 |
| iodidrico | HI |
| bromidrico | HBr |
| cloridrico | HCl |

acidi

K_A a 25 °C



| | | |
|-----------------|---|----------------------|
| tricloroacetico | CCl_3COOH | $3,0 \cdot 10^{-1}$ |
| benzensolfonico | $\text{C}_6\text{H}_5\text{SO}_3\text{H}$ | $2 \cdot 10^{-1}$ |
| iodico | HIO_3 | $1,7 \cdot 10^{-1}$ |
| solforoso | H_2SO_3 | $1,6 \cdot 10^{-2}$ |
| cloroso | HClO_2 | $1,0 \cdot 10^{-2}$ |
| fosforico | H_3PO_4 | $7,6 \cdot 10^{-3}$ |
| cloroacetico | CH_2ClCOOH | $1,4 \cdot 10^{-3}$ |
| lattico | $\text{CH}_3(\text{CHOH})\text{COOH}$ | $8,4 \cdot 10^{-4}$ |
| nitroso | HNO_2 | $4,3 \cdot 10^{-4}$ |
| formico | HCOOH | $1,8 \cdot 10^{-4}$ |
| benzoico | $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$ | $6,5 \cdot 10^{-5}$ |
| acetico | CH_3COOH | $1,8 \cdot 10^{-5}$ |
| carbonico | H_2CO_3 | $4,3 \cdot 10^{-7}$ |
| ipocloroso | HClO | $3,8 \cdot 10^{-8}$ |
| ipobromoso | HBrO | $2,0 \cdot 10^{-9}$ |
| borico | H_3BO_3 | $7,2 \cdot 10^{-10}$ |
| cianidrico | HCN | $4,9 \cdot 10^{-10}$ |
| fenolo | $\text{C}_6\text{H}_5\text{OH}$ | $1,3 \cdot 10^{-10}$ |
| ipiodoso | HIO | $2,3 \cdot 10^{-11}$ |
| etanolo | $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ | $1,3 \cdot 10^{-16}$ |

$$K_A < 10^{-4}$$

acido debole

$$10^{-4} < K_A < 10^{-1}$$

acido di media forza

$$(K_A > 10^{-1})$$

acido forte

Gli acidi deboli in soluzione acquosa sono elettroliti deboli e si dissociano solo parzialmente. Il pH di una loro soluzione dipende quindi dalla concentrazione dell'acido e dal valore della K_A .

Gli acidi forti in soluzione acquosa si dissociano completamente. Il pH della soluzione dipende solo dalla concentrazione dell'acido.

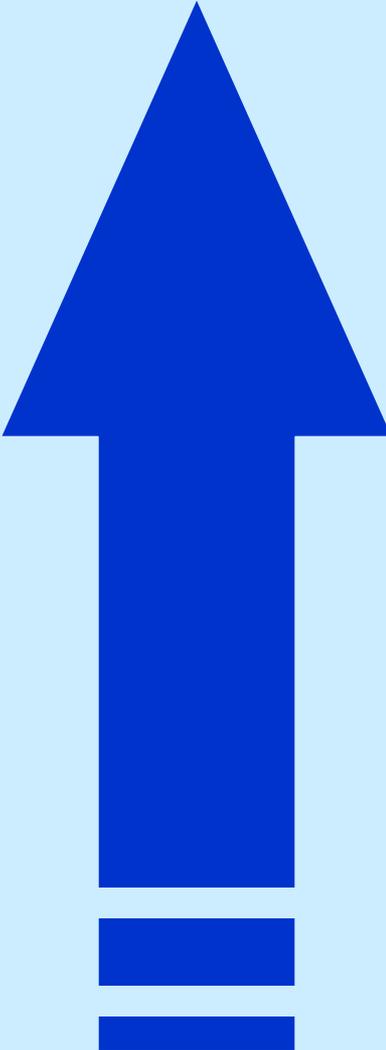
Forza delle basi



$$K_B = \frac{[\text{B}^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{BOH}]}$$

basi

K_B a 25 °C



| | | |
|----------------|--------------------|----------------------|
| trietilammina | $(CH_3CH_2)_3N$ | $1,0 \cdot 10^{-3}$ |
| etilammina | $CH_3CH_2NH_2$ | $6,5 \cdot 10^{-4}$ |
| dimetilammina | $(CH_3)_2NH$ | $5,4 \cdot 10^{-4}$ |
| metilammina | CH_3NH_2 | $3,6 \cdot 10^{-4}$ |
| trimetilammina | $(CH_3)_3N$ | $6,5 \cdot 10^{-5}$ |
| ammoniaca | NH_3 | $1,8 \cdot 10^{-5}$ |
| idrazina | NH_2NH_2 | $1,7 \cdot 10^{-6}$ |
| morfina | $C_{17}H_{19}O_3N$ | $1,6 \cdot 10^{-6}$ |
| nicotina | $C_{10}H_{14}N_2$ | $1,0 \cdot 10^{-8}$ |
| idrossilammina | $HONH_2$ | $1,1 \cdot 10^{-8}$ |
| piridina | C_5H_5N | $1,8 \cdot 10^{-9}$ |
| anilina | $C_6H_5NH_2$ | $4,3 \cdot 10^{-10}$ |
| urea | $CO(NH_2)_2$ | $1,3 \cdot 10^{-14}$ |

Autoprotolisi dell'acqua

Autoprotolisi dell'acqua

Sperimentalmente si dimostra che l'acqua pura conduce corrente. Questo fenomeno è dovuto alla presenza di ioni in soluzione.

Gli ioni si originano dalla reazione di autoprotolisi.

a 25°C, 1 litro di acqua ha una massa pari a 1000 g,
quindi $1000/18 = 55.5 \text{ M}$



$$K_c = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]^2}$$

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-]$$

K_w = Prodotto ionico dell'acqua

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 1 \cdot 10^{-14} \text{ M}^2$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] = 1 \cdot 10^{-7} \text{ M} \quad \text{a } 25^\circ\text{C}$$

- L'acqua è un conduttore elettrico di seconda specie perché si dissocia parzialmente in ioni idronio (H_3O^+) ed idrossilioni (OH^-).
- La reazione di autoprotolisi è endotermica: K_w aumenta all'aumentare della temperatura

In base alla quantità relativa di ioni H_3O^+ e OH^- , le soluzioni si dividono in tre gruppi

Soluzione acida

$$[\text{H}_3\text{O}^+] > 1 \cdot 10^{-7}$$

$$[\text{OH}^-] < 1 \cdot 10^{-7}$$

Soluzione neutra

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 1 \cdot 10^{-7}$$

$$[\text{OH}^-] = 1 \cdot 10^{-7}$$

Soluzione basica

$$[\text{H}_3\text{O}^+] < 1 \cdot 10^{-7}$$

$$[\text{OH}^-] > 1 \cdot 10^{-7}$$

operatore p

$$pX = -\log X$$

$$K_w = [H_3O^+] \cdot [OH^-] = 1 \cdot 10^{-14}$$

$$-\log K_w = -\log [H_3O^+] - \log [OH^-]$$

$$-\log (1 \cdot 10^{-14}) = -\log 1 - \log 10^{-14} = 14$$

$$pK_w = pH + pOH = 14$$

Calcolo del pH delle soluzioni acquose

pH di soluzioni di acidi forti



$$[\text{H}_3\text{O}^+] \cong C_a$$

$$\text{pH} \cong -\log C_a$$

$$\text{pH} \cong -\log C_a$$

$$0,1 \text{ N} > C_a > 10^{-6} \text{ N}$$

Analogamente per basi forti

$$[\text{OH}^-] \cong C_b \implies \text{pOH} \cong -\log C_b$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} \quad \text{pH} = 14 + \log C_b$$

Acidi deboli

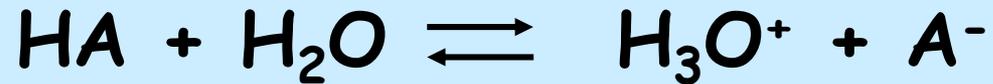


Basi deboli



Il pH di una soluzione di un **acido debole** o di una **base debole** dipende non solo dalla concentrazione dell'acido (C_a e C_b), ma anche dal valore della K_A e della K_B .

Calcolo semplificato con approssimazioni:



$$K_c = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{A}^-]}{[\text{H}_2\text{O}] \cdot [\text{HA}]}$$

- $[\text{H}_2\text{O}]$ si considera costante e si ingloba nella costante di equilibrio K_c che diventa K_a
- $[\text{H}_3\text{O}^+] \sim [\text{A}^-]$
- $[\text{HA}] \sim C_A$ per cui si può scrivere

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{C_A}$$

$$C_A \cdot K_a = [H_3O^+]^2$$

Acidi deboli $pH = \frac{1}{2} p K_a - \frac{1}{2} \log C_a$

Basi deboli $pOH = \frac{1}{2} p K_b - \frac{1}{2} \log C_b$

$$pH = 14 - pOH$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 1 \cdot 10^{-7}$$

$$\text{pH} = -\log 1 \cdot 10^{-7} = -\log 1 - \log 10^{-7} = 7$$

$$\text{pOH} = 14 - 7 = 7$$

$$\text{pH} = 7$$

La soluzione è neutra

$$[H_3O^+] = 1 \cdot 10^{-12}$$

$$pH = -\log 1 \cdot 10^{-12} = -\log 1 - \log 10^{-12} = 12$$

$$pOH = 14 - 12 = 2$$

$$pH > 7$$

La soluzione è basica

$$[H_3O^+] = 1,1 \cdot 10^{-4}$$

$$\begin{aligned} \text{pH} &= -\log 1,1 \cdot 10^{-4} = -\log 1,1 - \log 10^{-4} = \\ &= -0,0413 + 4 = 3,958 \end{aligned}$$

$$\text{pOH} = 14 - 3,958 = 10,042$$

$$\text{pH} < 7$$

La soluzione è acida

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 7,4 \cdot 10^{-10}$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$\text{pH} = -\log (7,4 \cdot 10^{-10})$$

$$\text{pH} = -\log 7,4 - \log 10^{-10}$$

$$\text{pH} = -0,869 + 10 = 9,131$$

Soluzione acida $[H_3O^+] > 10^{-7}$ $pH < 7$

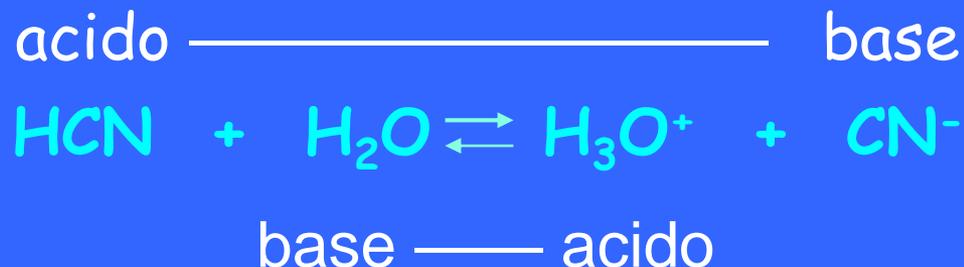
Soluzione neutra $[H_3O^+] = [OH^-] = 10^{-7}$ $pH = 7$

Soluzione basica $[H_3O^+] < 10^{-7}$ $pH > 7$

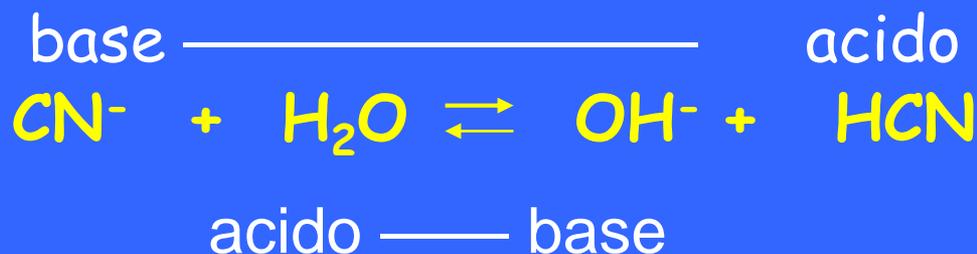
Soluzioni Saline:

Idrolisi

coppie acido-base coniugate (teoria di Brønsted - Lowry)



$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{CN}^-]}{[\text{HCN}]}$$



$$K_b = \frac{[\text{OH}^-][\text{HCN}]}{[\text{CN}^-]}$$

$$K_a \cdot K_b = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{CN}^-]}{[\text{HCN}]} \cdot \frac{[\text{OH}^-][\text{HCN}]}{[\text{CN}^-]} = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-] = K_w$$

$$K_a \cdot K_b = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{CN}^-]}{[\text{HCN}]} \frac{[\text{OH}^-][\text{HCN}]}{[\text{CN}^-]} = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-] = K_w$$

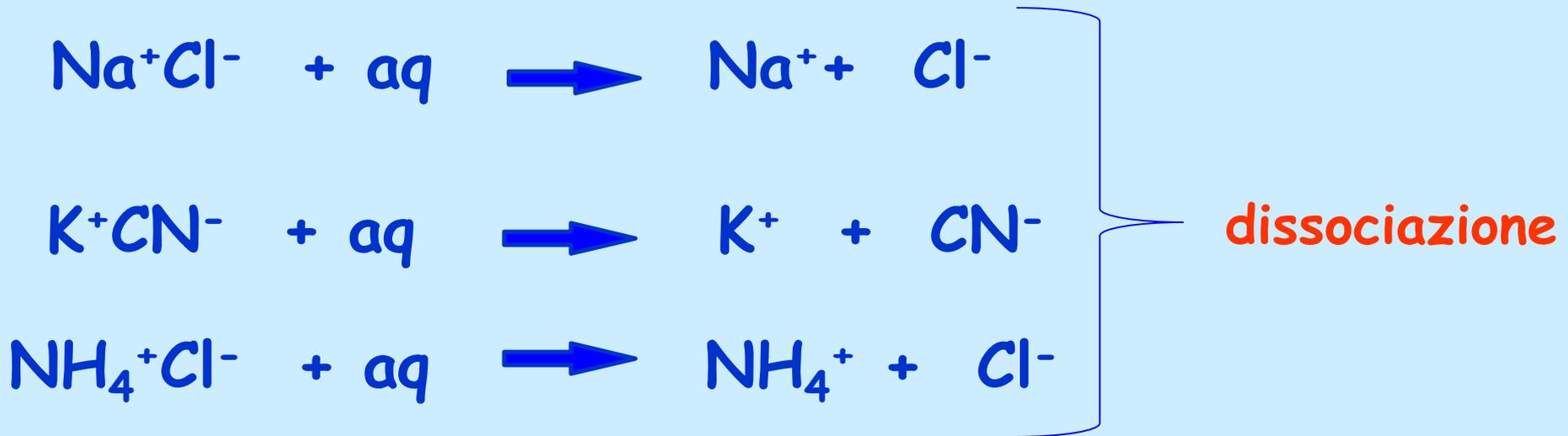
$$K_a \cdot K_b = K_w = 10^{-14} \quad \text{p}K_a + \text{p}K_b = \text{p}K_w = 14$$

Le forze dell'acido e della sua base coniugata sono inversamente proporzionali

Forza relativa di coppie acido - base coniugate

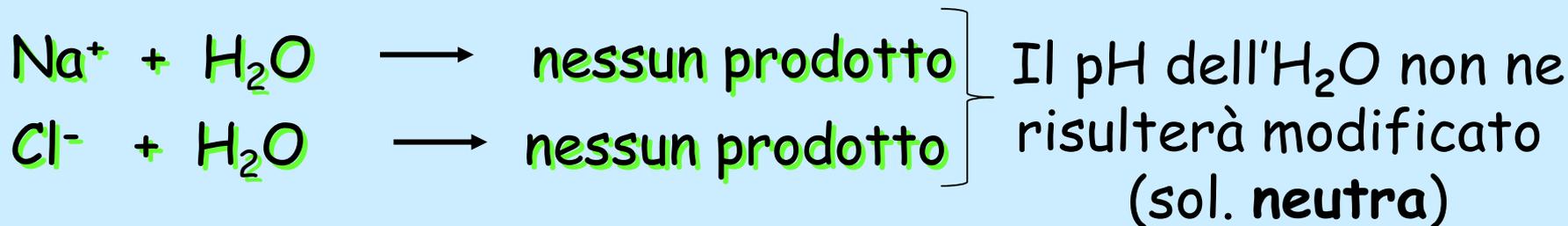
| pKa | acido | base | pKb |
|------------|---------------------------|---------------------------|-------------|
| fortissimo | HClO_4 | ClO_4^- | debolissima |
| fortissimo | HI | I^- | debolissima |
| fortissimo | HBr | Br^- | debolissima |
| fortissimo | HCl | Cl^- | debolissima |
| fortissimo | HNO_3 | NO_3^- | debolissima |
| fortissimo | H_2SO_4 | HSO_4^- | debolissima |
| 2 | H_2SO_3 | HSO_3^- | 12 |
| 2 | HSO_4^- | $\text{SO}_4^{=}$ | 12 |
| 2 | H_3PO_4 | H_2PO_4^- | 12 |
| 4 | HNO_2 | NO_2^- | 10 |
| 5 | CH_3COOH | CH_3COO^- | 9 |
| 7 | H_2CO_3 | HCO_3^- | 7 |
| 7 | H_2S | HS^- | 7 |
| 7 | H_2PO_4^- | $\text{HPO}_4^{=}$ | 7 |
| 7 | HSO_3^- | $\text{SO}_3^{=}$ | 7 |
| 8 | HClO | ClO^- | 6 |
| 9 | NH_4^+ | NH_3 | 5 |
| 11 | HCO_3^- | $\text{CO}_3^{=}$ | 3 |
| 13 | $\text{HPO}_4^{=}$ | PO_4^{---} | 1 |

Soluzioni Saline: Idrolisi

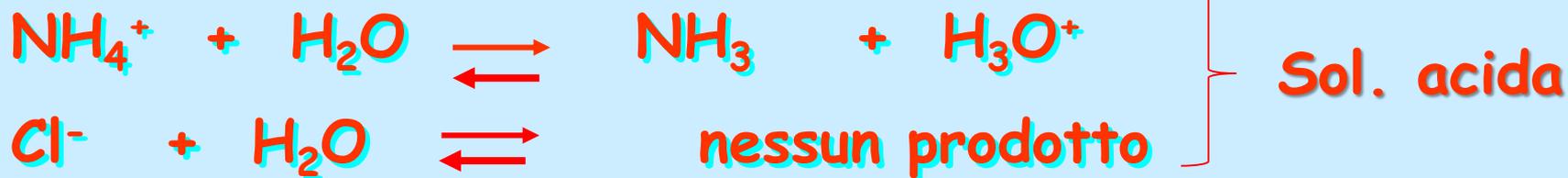


Dalla dissociazione dei sali si formano delle specie, cationi e anioni, che possono essere considerate acidi e basi, forti o deboli.

Sali "neutri" NaCl



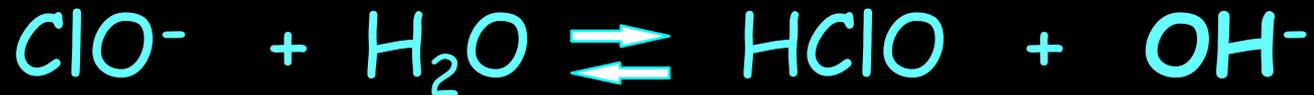
Sali "acidi" NH₄Cl



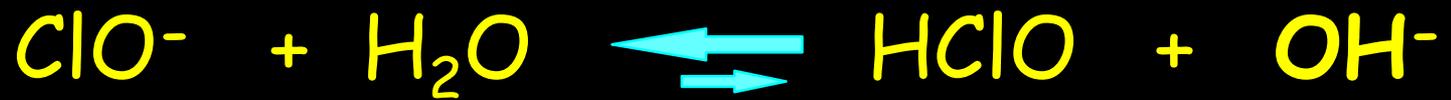
Sali "basici" KCN



Sale basico



$$\text{HClO} \quad K_a \cong 10^{-8} \quad K_b = \frac{K_w}{K_a} \cong 10^{-6}$$



$$K_b = \frac{[\text{OH}^-][\text{HClO}]}{[\text{ClO}^-]} \quad \begin{array}{l} [\text{OH}^-] \cong [\text{HClO}] \\ [\text{ClO}^-] \cong C_s \end{array}$$

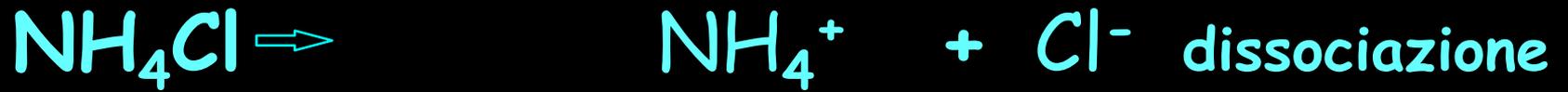
$$K_b \cong \frac{[\text{OH}^-]^2}{C_s} = \frac{K_w}{K_a}$$

$$[\text{OH}^-] \cong \sqrt{K_b \cdot C_s}$$

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] \cong -\frac{1}{2} \log K_b - \frac{1}{2} \log C_s$$

$$\text{pOH} = \frac{1}{2} \text{p} K_b - \frac{1}{2} \log C_s$$

Sale acido



$$[\text{H}_3\text{O}^+] \cong \sqrt{K_a \cdot C_s} \quad \text{con } K_a = \frac{K_w}{K_b \text{ NH}_3}$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] \cong -\frac{1}{2} \log K_a - \frac{1}{2} \log C_s$$

$$\text{pH} = \frac{1}{2} \text{p} K_a - \frac{1}{2} \log C_s$$

Sale acido

$$\text{pH} = \frac{1}{2} \text{p} K_a - \frac{1}{2} \log C_s$$

Sale basico

$$\text{pOH} = \frac{1}{2} \text{p} K_b - \frac{1}{2} \log C_s$$

Soluzioni Tampone

a: Acido debole e un suo sale con una base forte



b: Base debole e un suo sale con un acido forte



Hanno lo scopo di mantenere il pH della soluzione costante (*entro certi limiti*) qualora vengano aggiunti ioni H_3O^+ o OH^-

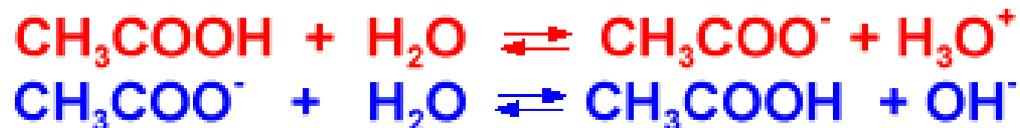
Il pH del sangue umano rimane costante (compreso tra 7.35 e 7.45) grazie alla presenza di parecchi sistemi tampone

a: Acido debole e un suo sale con una base forte



meccanismo di tamponamento

In una soluzione di $\text{CH}_3\text{COOH} / \text{CH}_3\text{COO}^-\text{Na}^+$ esistono i due equilibri:



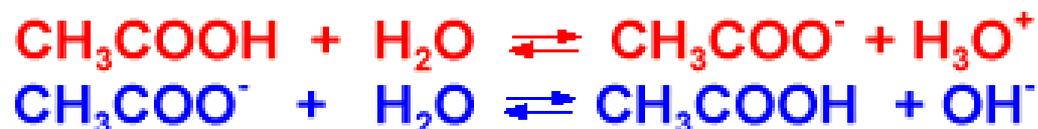
Se, per cause esterne, si verificasse un eccesso di H_3O^+ che tenderebbe ad abbassare il pH:



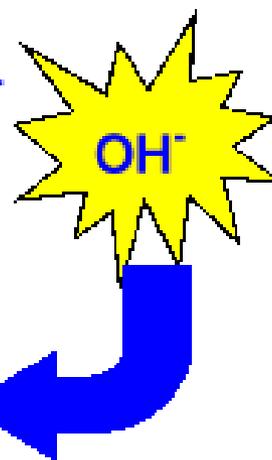
la reazione si sposterà verso sinistra con formazione di una quantità equivalente di CH_3COOH a spese di CH_3COO^- , consumando quindi gli H_3O^+ in eccesso.

meccanismo di tamponamento

In una soluzione di $\text{CH}_3\text{COOH} / \text{CH}_3\text{COO}^-\text{Na}^+$ esistono i due equilibri:



Se invece si verificasse un eccesso di OH^- che tenderebbe ad innalzare il pH:



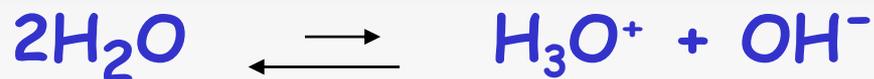
la reazione di idrolisi del CH_3COO^- si sposterà verso sinistra con formazione di una quantità equivalente di CH_3COOH a spese di CH_3COO^- , consumando quindi gli OH^- in eccesso.



$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-] [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$



$$K_i = \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}] [\text{OH}^-]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}$$



$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+] [\text{OH}^-]$$

Data l'interconnessione tra i tre equilibri, risulta indifferente la scelta dell'espressione da utilizzare per il calcolo del pH

$$K_a = \frac{[H_3O^+][CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]}$$

$$[H_3O^+] = K_a \frac{[CH_3COOH]}{[CH_3COO^-]}$$

$$[H_3O^+] = K_a \frac{[CH_3COOH]}{[CH_3COO^-]}$$



$$[CH_3COOH] \approx C_a \quad [CH_3COO^-] \approx C_s$$

- Le molecole di acido acetico che provengono dall'idrolisi salina si possono trascurare in quanto questa reazione è fortemente repressa dalla presenza delle molecole di acido acetico messe in soluzione
- Le molecole di ioni acetato provenienti dalla dissociazione acida possono essere trascurate in quanto questa reazione è fortemente repressa dagli ioni acetato originati dalla dissociazione completa del sale.

Equazione di Henderson-Hasselbach

$$[H_3O^+] = K_a \frac{C_a}{C_s}$$

$$- \log [H_3O^+] = \log K_a - \log \frac{C_a}{C_s}$$

$$pH = pK_a + \log \frac{C_s}{C_a}$$

2. Il pH di una soluzione 10^{-8} molare di HCl (acido forte) è:

- A. Uguale a 7
- B. Uguale a 8
- C. Inferiore a 7
- D. Inferiore a 6
- E. indeterminabile

Se noi applichiamo la regola $\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$ per cui si ottiene un $\text{pH} = 8$ commettiamo un errore grossolano. In ogni soluzione acida, $[\text{H}_3\text{O}^+] > 10^{-7}$ e quindi il $\text{pH} < 7$; in realtà in **soluzioni molto diluite**, gli ioni provenienti **dall'autoprotolisi dell'acqua** non sono trascurabili e contribuiscono alla concentrazione totale degli ioni $[\text{H}_3\text{O}^+]$. La concentrazione degli ioni H_3O^+ provenienti dall'acqua è pari a 10^{-7} . La concentrazione totale degli ioni H_3O^+ sarà uguale a $(10^{-7} + 10^{-8})$ M, ovvero 1.1×10^{-7} M.

Si ha quindi $\text{pH} = -\log 1.1 \times 10^{-7} = 6.9$ (risposta C)

3. Se un litro di soluzione aquosa di HCl a pH = 4 viene diluito con acqua a 10 litri, il pH della soluzione ottenuta è:

A. 0.4

B. 10

C. 3

D. 5

E. 14

Ricordando che il $\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$, la concentrazione degli ioni H_3O^+ risulta pari a 10^{-4} . Quando diluiamo a 10 litri, utilizziamo la formula:

$$C_1 \times V_1 = C_2 \times V_2$$

per cui $C_2 = 10^{-5}$ che corrisponde a un $\text{pH} = 5$ (risposta D)

4. A quale dei seguenti valori di pH si ha la massima concentrazione degli ioni H_3O^+ ?

A. 6.12

B. 8.14

C. 6.6

D. 3.11

E. 3.5

Ricordando che il $\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$, a valori alti di concentrazione corrispondono bassi valori di pH, per cui tra i valori proposti quello più basso corrisponde alla lettera D.

5. In una reazione di neutralizzazione si ha sempre:

- A. Il pH finale è uguale a quello iniziale
- B. La concentrazione finale degli ioni H_3O^+ è nulla
- C.** Il pH finale è diverso da quello iniziale
- D. Il pH finale è maggiore di quello iniziale
- E. Il pH finale è minore di quello iniziale

Ricordiamo che la reazione di neutralizzazione è una reazione tra un **acido e una base**; se si tratta di un acido e di una base forte il pH finale sarà uguale a 7, ma se abbiamo a che fare con acidi e basi di forza differente il pH finale sarà acido o basico a seconda delle sostanze coinvolte. Non esiste, però, una regola generale per poterlo prevedere; sicuramente sarà diverso da quello iniziale (risposta C).

6. Qual è la normalità di una soluzione all'8% (p/V) di NaOH (PM=40)?

A. 2

B. 8

C. 1

D. 4

E. 40

8% significa 8g in 100ml ossia 80g in 1000ml (= 1l);

la normalità (N) è pari a numero equivalenti / 1litro;

numero di equivalenti = grammi / peso equivalente; p.e. = PM/ n. di equivalenti

In questo caso NaOH è un idrossido monofunzionale per cui il PM = PE, quindi

Numero di equivalenti = grammi / PM = 80 / 40 = 2 (risposta A).

7. Se un litro di soluzione acquosa contiene 360 g di HCl (PM = 36) e 360 g di NaOH (PM = 40) il suo pH è:

A. neutro

B. 8

C. 12

D. Minore di 7

E. Maggiore di 7

Bisogna calcolare la concentrazione delle due sostanze:

$$M(\text{HCl}) = n. \text{ moli} / V(\text{l}) = g / \text{PM} = 360\text{g} / 36 = 10 \text{ M.}$$

$$M(\text{NaOH}) = 360 / 40 = 9\text{M.}$$

Trattandosi di acido e base forti, $[\text{H}_3\text{O}^+] = C_a = 10$ e $[\text{OH}^-] = C_b = 9$

per cui $[\text{H}_3\text{O}^+] > [\text{OH}^-]$ e il pH è minore di 7 (risposta D).

8. Se una soluzione ha pH pari a 3 la concentrazione degli ioni OH^- è:

A. 1×10^{-11}

B. 11

C. 1×10^{-3}

D. 1×10^{-8}

E. Non ci sono OH^- perché la soluzione è acida

Ricordiamo che $\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$ quindi $[\text{H}_3\text{O}^+] = 1 \times 10^{-3}$.

$$\text{pOH} + \text{pH} = 14; \text{pOH} = 14 - 3 = 11$$

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-]; 11 = -\log [\text{OH}^-] \text{ e } [\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-11} \quad (\text{risposta } \underline{\text{A}})$$

9. In 100 ml di una soluzione di HCl 0,1 N vengono sciolti 0,01 moli di idrossido di sodio. Una sola delle affermazioni è corretta. Quale?

- A. Il pH aumenta perché la soluzione è costituita da elettroliti forti
- B. Il pH diminuisce perché la soluzione è costituita da elettroliti forti
- C. Il pH aumenta perché la ionizzazione dell'acido cloridrico diminuisce
- D. Il pH aumenta perché aumenta la concentrazione degli ossidrioni
- E. Il pH aumenta perché la soluzione è costituita da elettroliti di forza differente

10 A quale pH si ha la maggior concentrazione di idrogenioni:

A. 5

B. 6,5

C. 7

D. 8

E. 10

11. Se la soluzione acquosa 0,1 M di una soluzione ha un pH uguale 4,5 la sostanza in soluzione è:

A. Un acido forte

B. Un acido debole

C. Una sostanza neutra

D. Una base di Lewis

E. Una base debole

12. Quale è il pH di una soluzione acquosa di KCl 0,5 M

A. 5

B. 7,5

C. 7,0

D. 2

E. 8

13. Partendo da una soluzione di acido cloridrico con pH uguale a 1 (soluzione A), desidero ottenere una soluzione con pH uguale a 4 (soluzione B). Di quante volte devo diluire la soluzione A per ottenere la soluzione B?

A. 3

B. 4

C. 104

D. 1000

E. 10.000

14. Rispetto all'acqua pura, una soluzione di NaCl:

A. È più acida

B. È meno acida

C. Ha la stessa acidità

D. È meno basica

E. È più basica o più acida a seconda della concentrazione

15. Il bicarbonato di sodio sciolto in acqua dà una soluzione il cui pH è:

A. basico

B. acido

C. neutro

D. fortemente acido

E. Acido o basico a seconda della concentrazione

16. Un sistema tampone è formato da:

A. Acidi forti e basi forti

B. Acidi e basi deboli in presenza dei loro sali

C. Un acido debole aggiunto a NaCl

D. Un acido o base debole neutralizzati

E. Soluzioni diluite di acidi deboli

17. Se 100 ml di una soluzione tampone formata da un acido debole ed un suo sale con una base forte viene diluito con acqua a 100 litri, il pH della soluzione ottenuta:

A. Diventa acido

B. Aumenta

C. diminuisce

D. Resta invariato

E. Aumenta o diminuisce a seconda del volume della soluzione tampone

18. Quale delle seguenti soluzioni ha il pH minore?

A. HCl 0,8 N

B. HCl 0,1 N

C. HCl 0,01 N

D. HCl 0,2 N

E. HCl 1 N

19. Una soluzione acquosa 10^{-6} M di KOH presenta una concentrazione di ioni H_3O^+ paria:

A. 10^{-10} M

B. 10^{-5} M

C. 10^8 M

D. 6×10^{-7} M

E. 10^{-8} M

20. Individuare, tra le seguenti sostanze l'acido forte:

A. Acido acetico

B. Acido carbonico

C. Acido oleico

D. Idrossido di sodio

E Acido nitrico

21. Quale è il pH di una soluzione di NaOH 0,1 M?

A. 13

B. 2

C. 0,13

D. 10

E. 0,01

23. L' idrolisi salina è il fenomeno:

- A. Dovuto al passaggio di corrente continua attraverso le soluzioni acquose dei sali
- B.** Corrisponde alla scissione di ioni di carica opposta dei componenti dei sali, quando questi vengono disciolti in acqua
- C. Che provoca la formazione di soluzioni acide o basiche quando determinati tipi di sali, anche se stechiometricamente neutri, vengono disciolti in acqua
- D. Della scissione dell'acqua a mezzo della corrente elettrica
- E. Della scissione dell'acqua provocata dalla dissoluzione dei sali

25. Indicare in quali dei seguenti equilibri l'acqua si comporta da acido:

