

UN ESEMPIO DI EQUILIBRIO CHIMICO:

IL PRODOTTO IONICO DELL'ACQUA

$$K_w = [H^+] [OH^-]$$

Deriva dalla costante di equilibrio della reazione di ionizzazione dell'acqua:



$$K_{eq} = [H^+] [OH^-] / [H_2O]$$

Dato che $[H_2O] \approx$ costante allora:

$$K_{eq} * [H_2O] = K_w = [H^+] [OH^-]$$

CHE VALORE HA K_w ?

(a 25°C)

$$K_w = [H^+] [OH^-] = 10^{-14}$$

Esempio:

Se a 25°C $[OH^-] = 10^{-5}$ M quale è la concentrazione di $[H^+]$?

$$K_w = [H^+] [OH^-]$$

$$[H^+] = K_w / [OH^-] = 10^{-14} / 10^{-5} = 10^{-9}$$

UNA SOLUZIONE SI DEFINISCE:

NEUTRA se $[H^+] = [OH^-]$ ($[H^+] = [OH^-] = 10^{-7}$ M)

ACIDA se $[H^+] > [OH^-]$ ($[H^+] > 10^{-7}$ M)

BASICA se $[H^+] < [OH^-]$ ($[H^+] < 10^{-7}$ M)

DEFINIZIONE DI PH E POH

$$\text{pH} = -\log_{10} [\text{H}^+]$$

$$\text{pOH} = -\log_{10} [\text{OH}^-]$$

$$K_w = [\text{H}^+] [\text{OH}^-] = 10^{-14}$$

$$\text{allora } \text{pH} + \text{pOH} = 14$$

Esempio:

Se $[\text{H}^+] = 10 \text{ mM}$ quale è il pH e il pOH?

$$\text{pH} = -\log_{10} [\text{H}^+] = -\log_{10} (10 \times 10^{-3}) = -\log_{10} (10^{-2}) = 2$$

$$\text{pH} = 2$$

$$\text{pOH} = 14 - 2 = 12$$

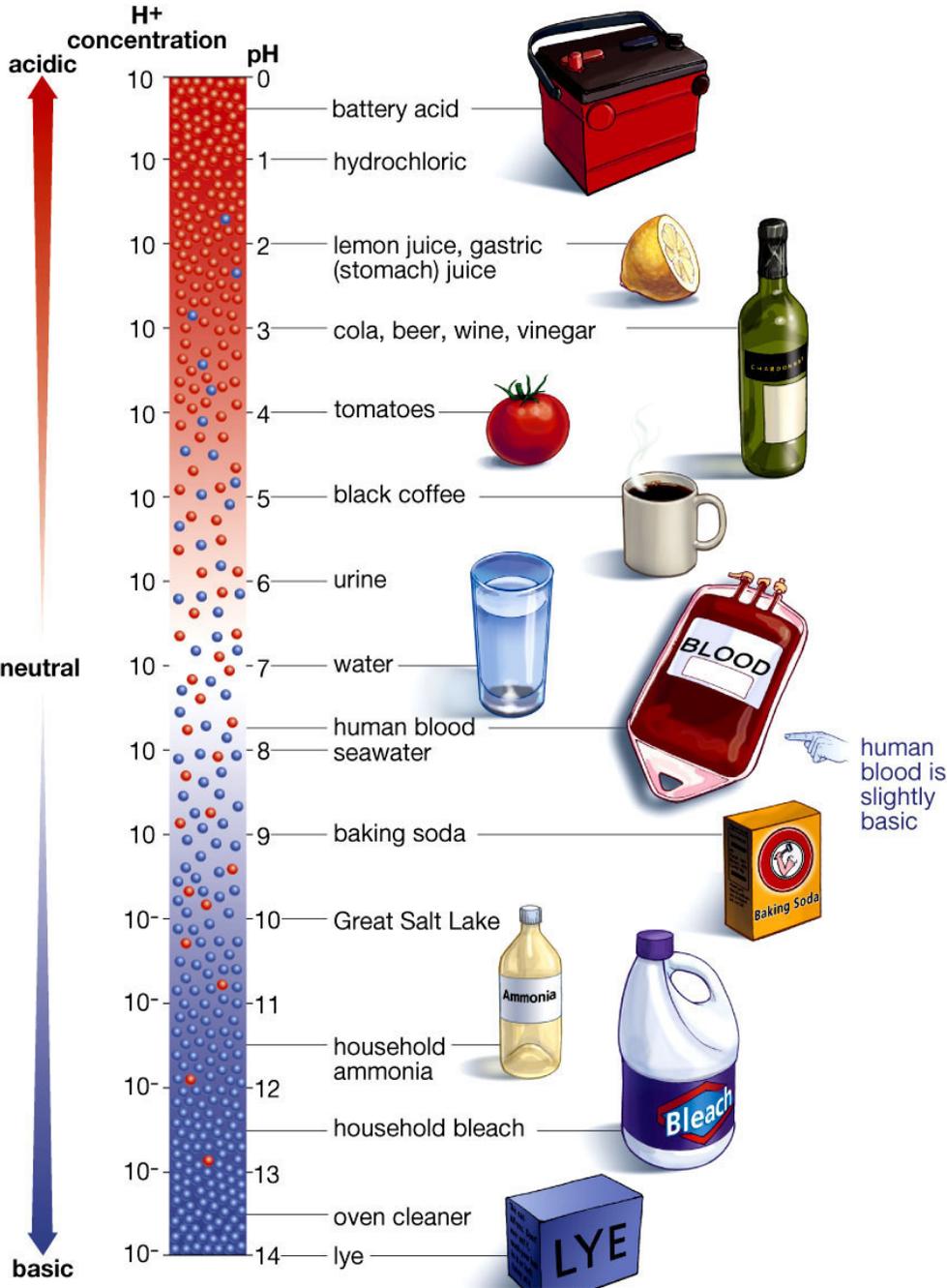
VALORI DI PH

IN BIOLOGIA E' MOLTO IMPORTANTE MANTENERE COSTANTE IL VALORE DI PH

Esempi di processi biologici che dipendono dal pH:

-trasporto dell'ossigeno nel sangue;

-attività dei catalizzatori biologici (enzimi) e quindi le funzioni cellulari che dipendono da essi



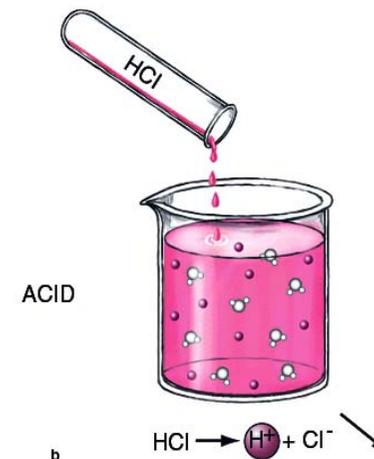
ACIDI E BASI: COMPOSTI CHE VARIANO IL PH

Definizione di Arrhenius

- Acido: sostanza che rilascia ioni H^+ (es. $HCl + H^+ + Cl^-$)
- Base: sostanza che rilascia ioni OH^- (es. $NaOH + Na^+ + OH^-$)

Definizione di Brønsted e Lowry

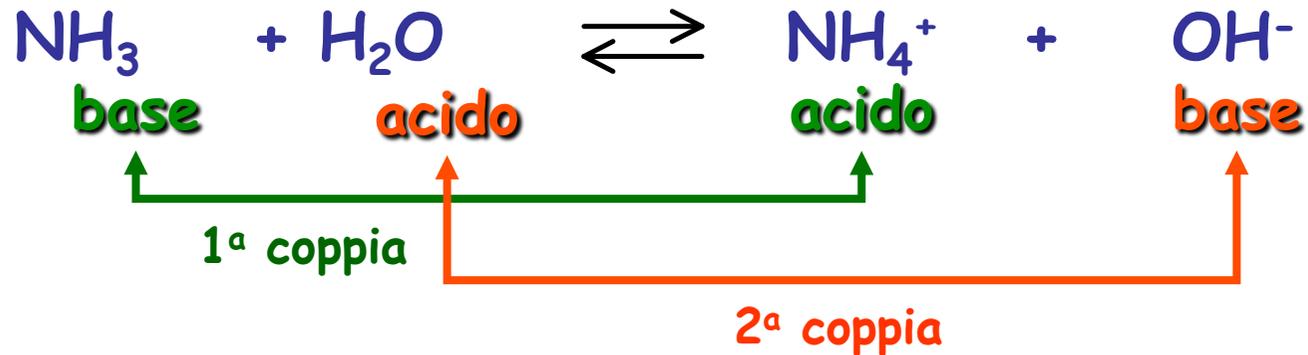
- Acido: sostanza che rilascia ioni H^+
- Base: sostanza che lega ioni H^+ (es. $NH_3 + H^+ + NH_4^+$)



In acqua qualsiasi composto che libera OH^- lega anche H^+ (e viceversa) e quindi le due definizioni di base coincidono

REAZIONI ACIDO-BASE

Una **REAZIONE ACIDO-BASE** è caratterizzata da **due** coppie coniugate acido-base (specie chimiche che differiscono per un solo protone):



*UN COMPOSTO SI PUO' COMPORTARE DA ACIDO O BASE
A SECONDA DELLA SPECIE CHIMICA CON CUI REAGISCE*



FORZA RELATIVA DI ACIDI E BASI

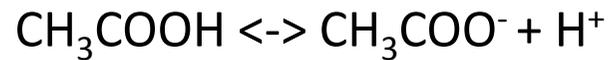
ACIDI E BASI FORTI

In soluzione acquosa si dissociano *completamente*
($\alpha=1$)



ACIDI E BASI DEBOLI

In soluzione acquosa si dissociano *parzialmente*
($\alpha < 1$)



ACIDI E BASI DI INTERESSE BIOMEDICO

Acidi:

cloridrico	HCl	forte, presente nel succo gastrico
nitrico	HNO ₃	forte, caustico
solforico	H ₂ SO ₄	forte, caustico
fosforico	H ₃ PO ₄	debole, presente nel sangue
borico	H ₃ BO ₃	debole, antisettico per uso oftalmico
carbonico	H ₂ CO ₃	debole, presente nel sangue in equilibrio con l'anidride carbonica (CO ₂)
acetico	CH ₃ COOH	debole

BASI

idrossido di sodio	NaOH	base forte, caustico
idrossido di potassio	KOH	base forte, caustico
idrossido di calcio	Ca(OH) ₂	base forte poco solubile, caustico
idrossido di magnesio	Mg(OH) ₂	base forte poco solubile, antiacido
idrossido di alluminio	Al(OH) ₃	base forte poco solubile, antiacido
Ammoniaca	NH ₃	base debole, prodotto metabolismo, tossica

Il pH di soluzioni di acidi e basi forti

$$[\text{H}^+]_{\text{tot}} = [\text{H}^+]_{\text{acido}}$$
$$[\text{OH}^-]_{\text{tot}} = [\text{OH}^-]_{\text{base}}$$

Es. 1

Quale è il pH di una soluzione 30 μM di HCl?

$$\text{pH} = -\log_{10}(3 \cdot 10^{-5}) = 4.52$$

Es. 2

Quale è il pH di una soluzione 20 mM di $\text{Ba}(\text{OH})_2$?

$$[\text{OH}^-] = 2 \times (2 \times 10^{-2}) = 4 \times 10^{-2} \text{M}$$

$$\text{pOH} = -\log_{10}(4 \times 10^{-2}) = 1.4$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 12.6$$

Il pH di soluzioni di acidi e basi deboli

Ca (e Cb) sono le concentrazioni dell'acido debole (AH) o della base debole (B).
Si dimostra (con le dovute approssimazioni) che:

$$\text{Acidi } [H^+] \approx \sqrt{K_a C_a}$$

$$\text{Basi } [OH^-] \approx \sqrt{K_b C_b}$$

Esempio 1

Quale è il pH di una soluzione 0.1M di acido acetico ($K_a = 1.8 \times 10^{-5}$ M a 25°C)?

$$[H^+] = \sqrt{K_a C_a} = \sqrt{1.8 \times 10^{-5} \times 0.1} = 1.34 \times 10^{-3} \text{ M}$$

$$\text{pH} = -\log_{10} (1.34 \times 10^{-3}) = 2.87$$

Esempio 2

Quale è il pH di una soluzione 0.01M di ammoniaca ($K_b = 1.8 \times 10^{-5}$ M a 25°C)?

$$[OH^-] = \sqrt{K_b C_b} = \sqrt{1.8 \times 10^{-5} \times 10^{-2}} = 4.24 \times 10^{-4} \text{ M}$$

$$\text{pOH} = -\log_{10} (4.24 \times 10^{-4}) = 3.37 \quad \text{pH} = 14 - \text{pOH} = 10.63$$