

Lezione 8

8.1

- Gli acidi e le basi

8.2

- Definizione della forza di acidi e basi

8.3

- Coppie acido-base

8.5

- Costanti di dissociazione acida

8.6

- Proprietà degli acidi e basi

8.7

- Proprietà acido-base dell'acqua

8.8

- Il pH e il pOH

8.9

- La titolazione

8.10

- I tamponi

8.1

• Gli acidi e le basi

Nel 1884, un giovane chimico svedese di nome Svante Arrhenius (1859-1927) rispose alla domanda:

«cos'è un acido, cos'è una base?»

«un **acido** è una sostanza che, in soluzione acquosa, produce ioni **H⁺** e una **base** è una sostanza che, in soluzione acquosa, produce ioni **OH⁻**»

Nella versione moderna, H⁺ è stato sostituito con H₃O⁺

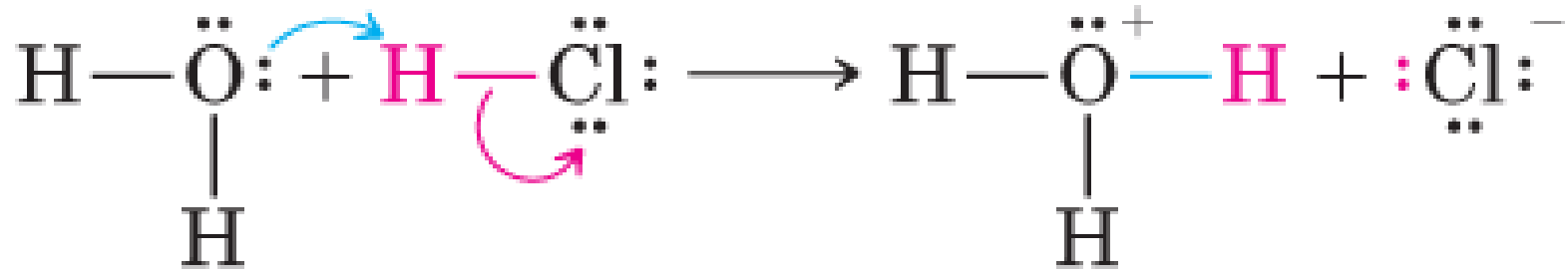
Quando un **acido** si dissolve in acqua, reagisce con l'acqua per produrre H_3O^+ .

Per esempio, l'acido cloridrico (HCl) allo stato puro è un gas velenoso.

Quando in acqua, reagisce con una molecola di acqua per dare uno ione H^+ e uno ione cloruro:



Usiamo le frecce curve per indicare come avviene la reazione



la **freccia curva blu** indica che **una coppia di elettroni** non condivisa sull'ossigeno forma un nuovo legame covalente con l'idrogeno.

La **freccia curva rossa** indica che la **coppia di elettroni** del legame H—Cl è acquisita completamente dal cloro per formare uno ione cloruro.

La reazione di HCl con H₂O è il **trasferimento** di un protone da HCl a H₂O

Nel processo, si forma un legame O—H e si rompe un legame H—Cl

Le basi

Tutti gli idrossidi di ioni metallici

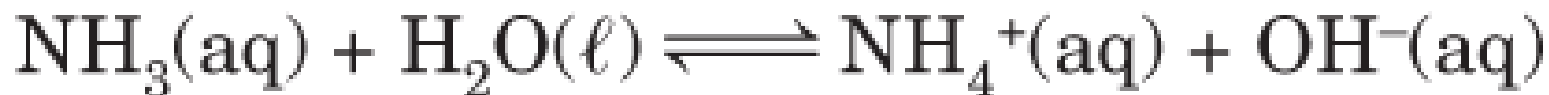
KOH, NaOH, Mg(OH)₂ e Ca(OH)₂.



In altri casi lo ione OH⁻ è generato attraverso una reazione

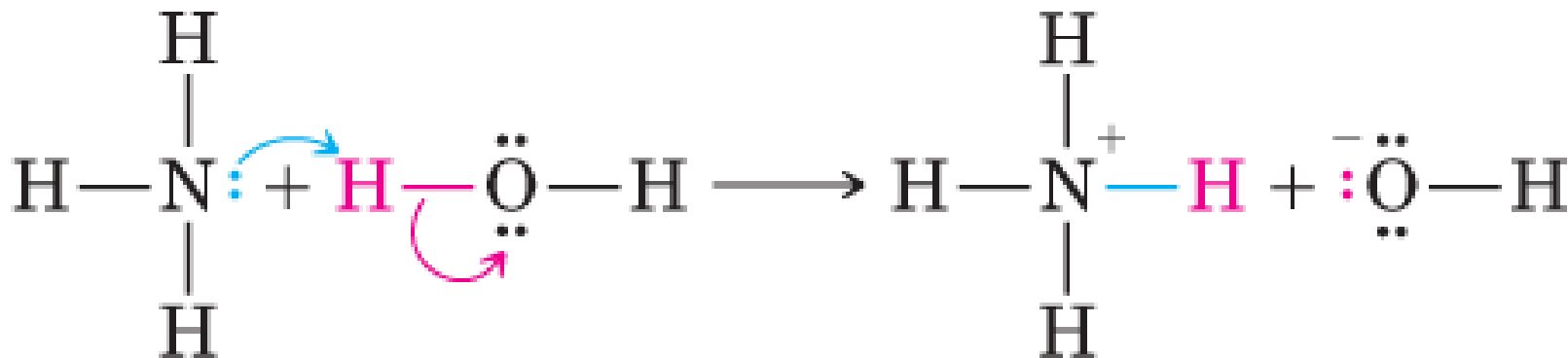
Composti basici diversi dagli idrossidi.

L'esempio più importante: **l'ammoniaca, NH₃**, un gas tossico.



l'ammoniaca è una **base debole: genera pochi ioni OH⁻**.

In una soluzione 1.0 M di NH₃, solo **4 molecole di NH₃ su 1000** reagiscono per formare NH₄⁺ e OH⁻.



8.2

• Definizione della forza di acidi e basi

Gli acidi non hanno tutti la stessa forza.

Un **acido forte** è un composto che reagisce completamente (o quasi) con l'acqua per formare ioni H_3O^+

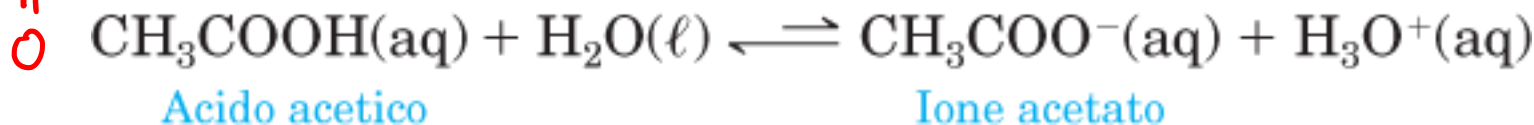
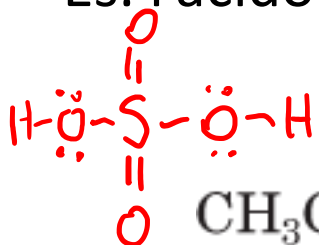
Alias: gli acidi forti si **dissociano** completamente per dare ioni H_3O^+ .

Tabella 8.1 Acidi e basi forti

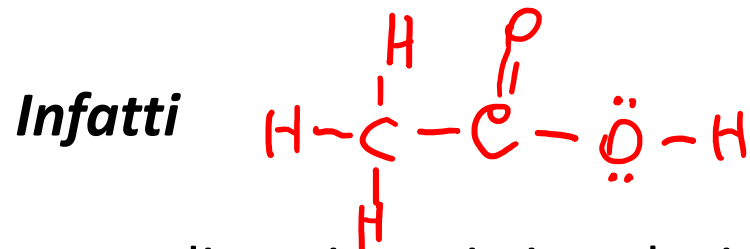
Formula dell'acido	Nome	Formula della base	Nome
HCl	Acido cloridrico	LiOH	Idrossido di litio
HBr	Acido bromidrico	NaOH	Idrossido di sodio
HI	Acido iodidrico	KOH	Idrossido di potassio
HNO_3	Acido nitrico	$\text{Ba}(\text{OH})_2$	Idrossido di bario
H_2SO_4	Acido solforico	$\text{Ca}(\text{OH})_2$	Idrossido di calcio
HClO_4	Acido perclorico	$\text{Sr}(\text{OH})_2$	Idrossido di stronzio

Un **acido debole** è un composto che **NON reagisce completamente** con l'acqua per formare ioni H_3O^+

Es. l'acido acetico, in acqua solo **4 molecole su 1000** sono dissociate.



- N.B.: la forza di un acido (o di una base) non dipende dalla sua concentrazione.



- HCl è un acido forte, è totalmente dissociato sia in soluzioni concentrate che diluite.
- L'acido acetico è un acido debole, sia quando è concentrato sia quando è diluito.

Le definizioni di Arrhenius sono valide per le soluzioni acquose.

Esistono altre definizioni.

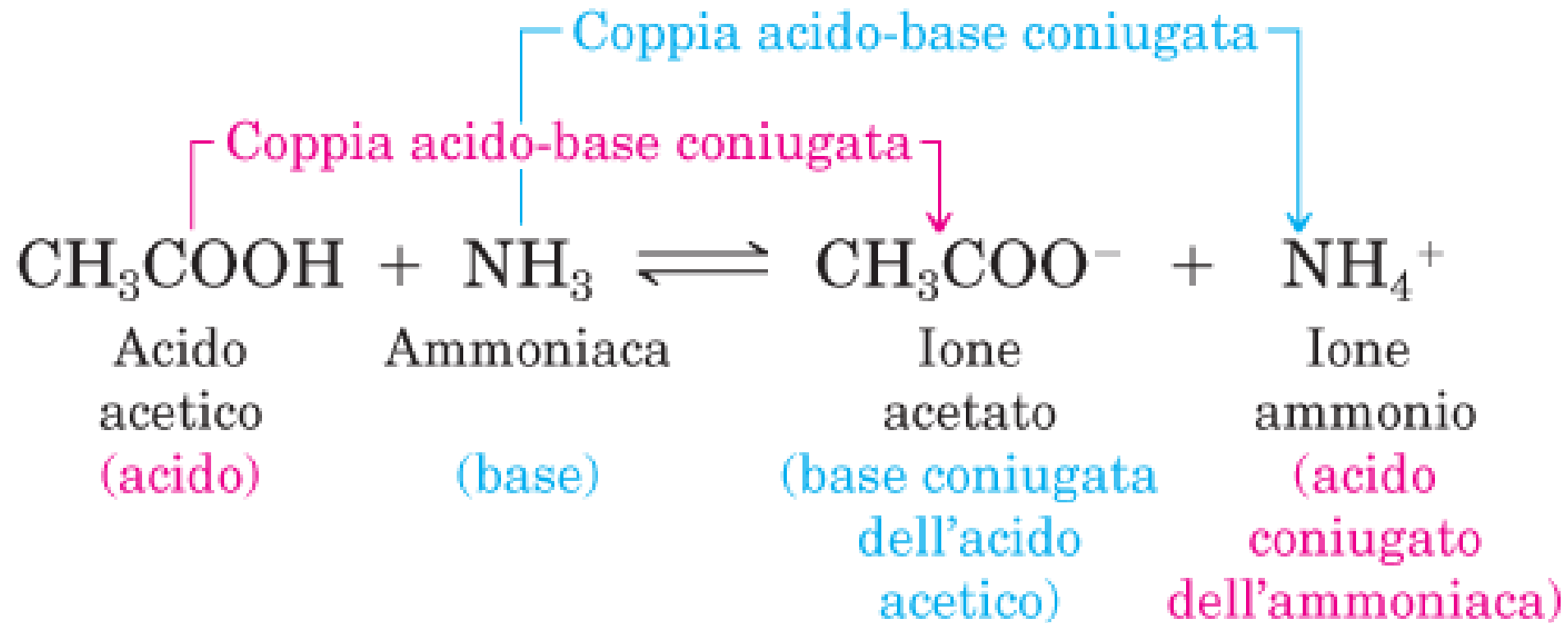
Nel 1923, il chimico danese Johannes **Brønsted** e il chimico inglese Thomas **Lowry**, indipendentemente, proposero nuove definizioni:

- Un **acido** è un **donatore** di protoni,
- Una **base** è un **accettore** di protoni
- Una **reazione acido-base** è una reazione di trasferimento di protoni.

Concetto di **coppia acido-base coniugata**.

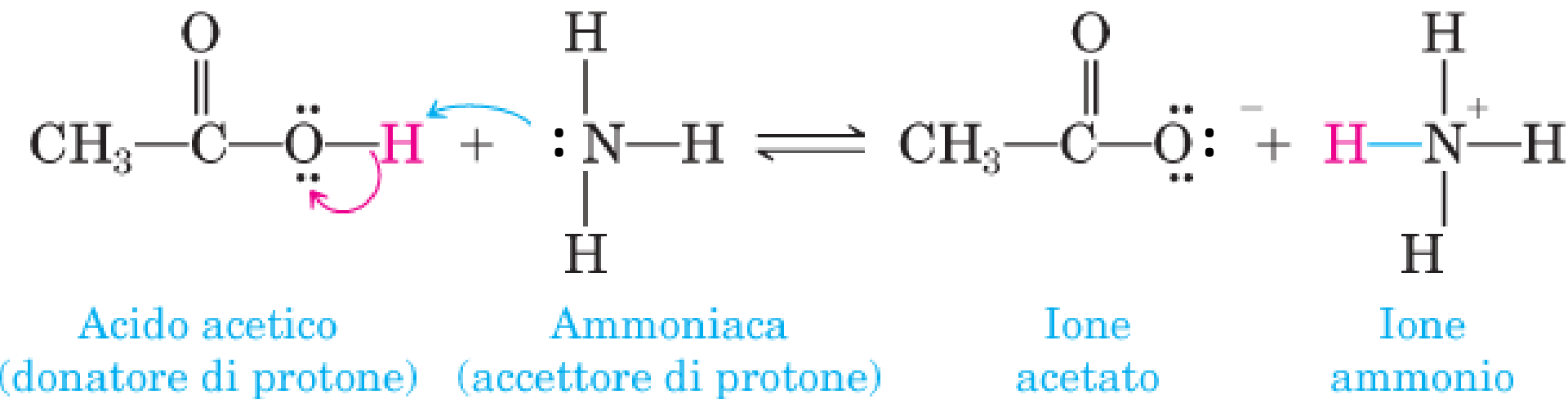
Quando un acido trasferisce un protone a una base, viene convertito nella sua **base coniugata**. La base che accetta un protone, è convertita nel suo **acido coniugato**.

Concetto di **coppia acido-base coniugata**.



Uso delle frecce per mostrare come ha luogo questa reazione.

N.B.: sono SEMPRE gli elettroni che si muovono.

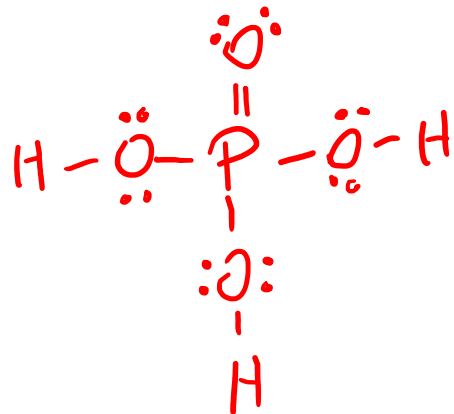


Caratteristiche degli acidi e delle basi

- Un **acido** può essere carico positivamente, neutro o carico negativamente.
 - Es.: H_3O^+ , H_2CO_3 e H_2PO_4^-
- Una **base** può avere carica negativa o neutra.
 - Es.: PO_4^{3-} e $:\text{NH}_3$

Caratteristiche degli acidi e delle basi

- Gli acidi sono classificati come monoprotici, diprotici o triprotici
 - Dipende dal numero di protoni che possono cedere
- **acidi monoprotici:** HCl, HNO₃ e CH₃COOH.
- **acidi diprotici:** H₂SO₄ e H₂CO₃.
- **acido triprotico:** H₃PO₄.



Esempio: l'acido carbonico, acido neutro e diprotico



Acido
carbonico

Ione
bicarbonato



Ione
bicarbonato

Ione
carbonato

N.B.: Lo ione bicarbonato, HCO_3^- può donare un protone (in questo caso è un acido) o può accettare un protone (in questo caso si tratta di una base).

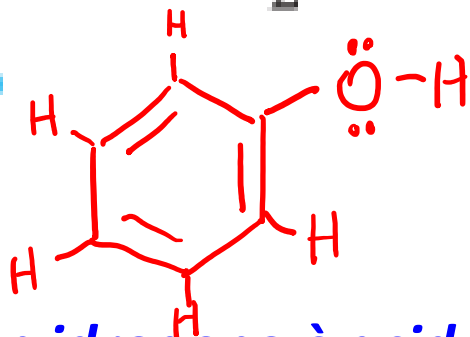
Una sostanza che può agire sia come acido sia come base è detta **anfiprotica**.

Altro sostanza anfiprotica: l'acqua

- Una sostanza non può essere un acido di Brønsted-Lowry se non contiene **un atomo di idrogeno**, ma non tutti gli atomi di idrogeno possono essere scambiati.
- Es. l'acido acetico, CH_3COOH , ha quattro atomi di idrogeno, ma è monoprotico: ne può cedere solo uno.
- Lo stesso vale per il fenolo, $\text{C}_6\text{H}_5\text{OH}$



Fenolo





Ione
fenossido

N.B.: Un idrogeno è acido quando è legato a un atomo elettronegativo come l'ossigeno o un alogeno.

- Esiste una **relazione inversa** tra la forza di un acido e la forza della sua base coniugata: più forte è l'acido, più debole è la sua base coniugata.
 - Es. HI è l'acido più forte e I^- , la sua base coniugata, è la più debole delle basi.
 - Es. CH_3COOH (acido acetico) è un acido più forte di H_2CO_3 (acido carbonico) e, lo ione acetato CH_3COO^- è una base più debole di HCO_3^- (ione bicarbonato).

esempi di alcuni acidi comuni e delle loro basi coniugate.

Tabella 8.2 Alcuni acidi e le loro basi coniugate

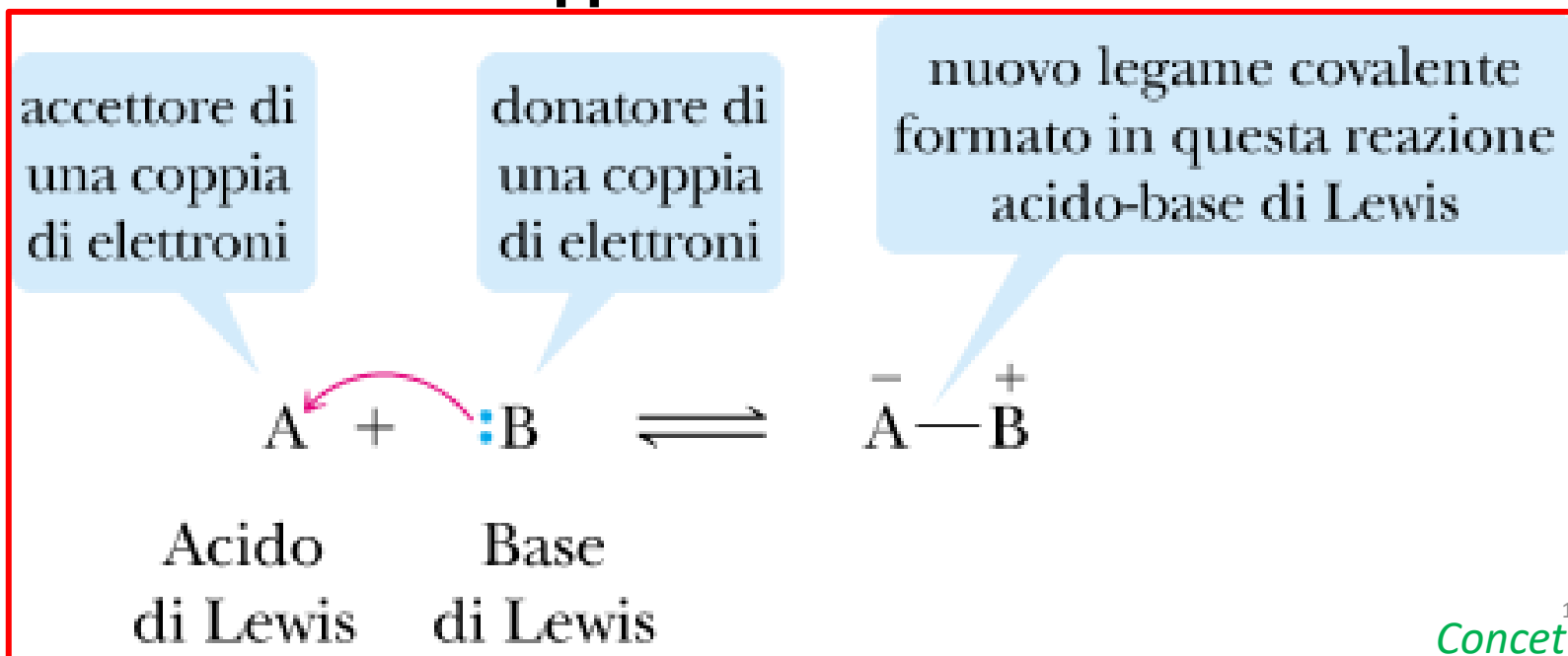
	Acido	Nome	Base coniugata	Nome	
<p>Acido forte</p>  <p>Acido debole</p>	HI	Acido iodidrico	I ⁻	Ione ioduro	<p>Base debole</p>  <p>Base forte</p>
	HCl	Acido cloridrico	Cl ⁻	Ione cloruro	
	H ₂ SO ₄	Acido solforico	HSO ₄ ⁻	Ione idrogeno solfato	
	HNO ₃	Acido nitrico	NO ₃ ⁻	Ione nitrato	
	H ₃ O ⁺	Ione idrossonio	H ₂ O	Acqua	
	HSO ₄ ⁻	Ione idrogeno solfato	SO ₄ ²⁻	Ione solfato	
	H ₃ PO ₄	Acido fosforico	H ₂ PO ₄ ⁻	Ione diidrogeno fosfato	
	CH ₃ COOH	Acido acetico	CH ₃ COO ⁻	Ione acetato	
	H ₂ CO ₃	Acido carbonico	HCO ₃ ⁻	Ione bicarbonato	
	H ₂ S	Acido solfidrico	HS ⁻	Ione idrogeno solfuro	
	H ₂ PO ₄ ⁻	Ione diidrogeno fosfato	HPO ₄ ²⁻	Ione idrogeno fosfato	
	NH ₄ ⁺	Ione ammonio	NH ₃	Ammoniaca	
	HCN	Acido cianidrico	CN ⁻	Ione cianuro	
	C ₆ H ₅ OH	Fenolo	C ₆ H ₅ O ⁻	Ione fenossido	
	HCO ₃ ⁻	Ione bicarbonato	CO ₃ ²⁻	Ione carbonato	
	HPO ₄ ²⁻	Ione idrogeno fosfato	PO ₄ ³⁻	Ione fosfato	
	H ₂ O	Acqua	OH ⁻	Ione idrossido	
	C ₂ H ₅ OH	Etanolo	C ₂ H ₅ O ⁻	Ione etossido	

Acidi e basi secondo Lewis

Gilbert Lewis, autore del modello del legame covalente come condivisione di una o più coppie di elettroni ampliò la teoria degli acidi e delle basi di Brønsted e Lowry

un **acido di Lewis**, è una specie che può formare un nuovo legame covalente **accettando una coppia di elettroni**

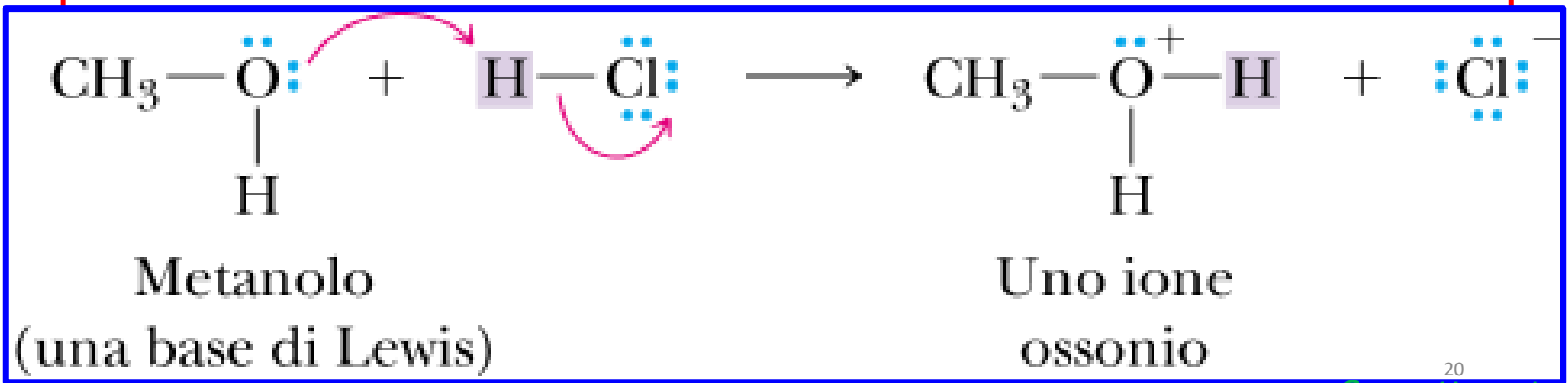
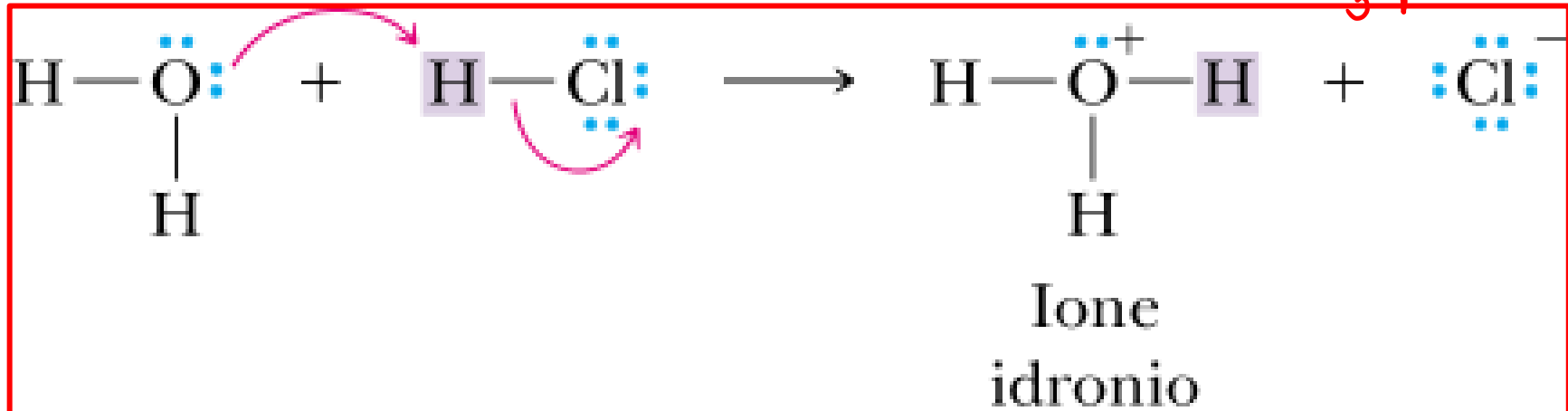
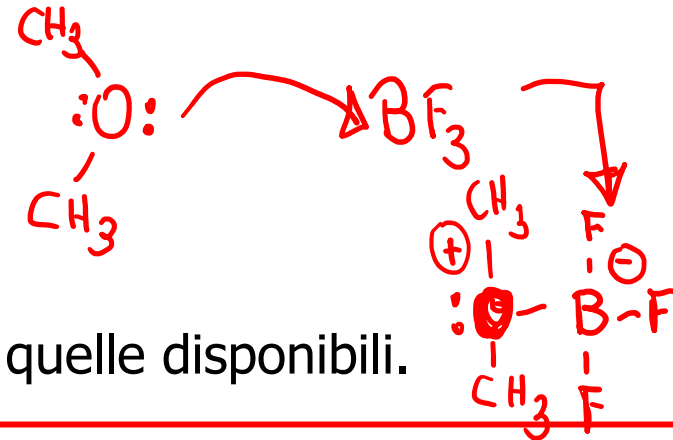
una **base di Lewis** è una specie che può formare un nuovo legame covalente **donando una coppia di elettroni**.



Acidi e basi secondo Lewis

Acido di Lewis più importante: il protone.

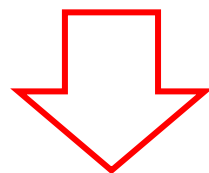
Protoni isolati non esistono in soluzione,
Sono legati alla base di Lewis più forte tra quelle disponibili.



8.5

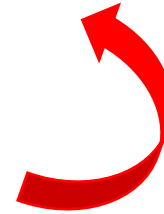
- Costanti di dissociazione acida

La dissociazione degli **acidi deboli** in acqua è un **equilibrio**,
E' possibile usare le costanti di equilibrio per valutare la forza
dell'acido.



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

$$K = \frac{[A^-][H_3O^+]}{[HA][H_2O]}$$



Concentrazione dell'acqua è costante: ca. 55.5 M

Possiamo semplificare la formula e la nuova costante prende il nome di **costante di dissociazione (ionizzazione) acida, K_a** .

$$K_a = K[H_2O] = \frac{[A^-][H_3O^+]}{[HA]}$$

Tabella 8.3 Valori di K_a e pK_a per alcuni acidi deboli

Formula	Nome	K_a	pK_a
H_3PO_4	Acido fosforico	7.5×10^{-3}	2.12
HCOOH	Acido formico	1.8×10^{-4}	3.75
$CH_3CH(OH)COOH$	Acido lattico	1.4×10^{-4}	3.86
CH_3COOH	Acido acetico	1.8×10^{-5}	4.75
H_2CO_3	Acido carbonico	4.3×10^{-7}	6.37
$H_2PO_4^-$	Ione diidrogeno fosfato	6.2×10^{-8}	7.21
H_3BO_3	Acido borico	7.3×10^{-10}	9.14
NH_4^+	Ione ammonio	5.6×10^{-10}	9.25
HCN	Acido cianidrico	4.9×10^{-10}	9.31
C_6H_5OH	Fenolo	1.3×10^{-10}	9.89
HCO_3^-	Ione bicarbonato	5.6×10^{-11}	10.25
HPO_4^{2-}	Ione idrogeno fosfato	2.2×10^{-13}	12.66

Aumento della forza dell'acido

pK_a ?

Tabella 8.3 Valori di K_a e pK_a per alcuni acidi deboli

Formula	Nome	K_a	pK_a
H_3PO_4	Acido fosforico	7.5×10^{-3}	2.12
HCOOH	Acido formico	1.8×10^{-4}	3.75
$CH_3CH(OH)COOH$	Acido lattico	1.4×10^{-4}	3.86
CH_3COOH	Acido acetico	1.8×10^{-5}	4.75



Es. per l'acido acetico, $K_a = 1.8 \times 10^{-5}$.

Esponente negativo = numero piccolo

Trucco algebrico: utilizzare il logaritmo negativo del numero.

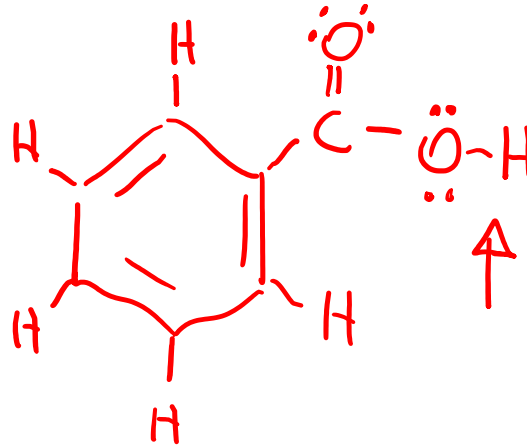
– $\log K_a = pK_a$: la “p” indica il logaritmo negativo di un numero.

Il pK_a dell'acido acetico è 4.75.

Relazione inversa tra i valori di K_a e pK_a . L'acido più debole ha la minore K_a , ma il più grande pK_a .

Esempio, pK_a

La K_a dell'acido benzoico è 6.5×10^{-5} . Qual è il pK_a di questo acido?



Qual è l'acido più forte?

(a) L'acido benzoico con una K_a di 6.5×10^{-5} o l'acido cianidrico con una K_a di 4.9×10^{-10} ?

(b) L'acido borico con un pK_a di 9.14 o l'acido carbonico con un pK_a di 6.37?

8.6

• Proprietà degli acidi e basi

Neutralizzazione

La reazione di un acido con una base è detta neutralizzazione.

Nome derivato dal fatto che:

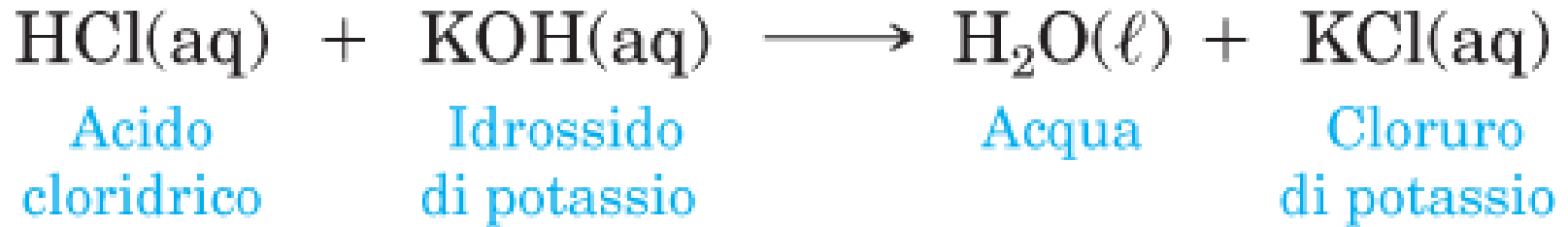
La reazione di un acido forte corrosivo come **l'acido cloridrico** con una base forte corrosiva come **l'idrossido di sodio**, il prodotto (una soluzione di comune sale da tavola in acqua) produce **NaCl**.

La soluzione non ha più proprietà né acide né basiche

E' una **soluzione neutra**.

Reazione con idrossidi metallici

Gli acidi reagiscono con idrossidi metallici per dare un sale e acqua.

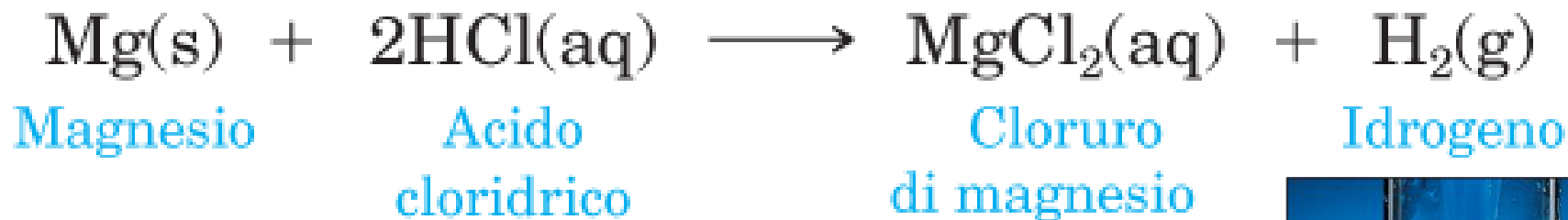


Sia l'acido sia l'idrossido sono dissociati in soluzione acquosa.
Lo stesso per il prodotto che si forma.

E' possibile scrivere l'equazione mostrando gli ioni presenti.



Reazione con i metalli



Gli acidi forti reagiscono con alcuni metalli per produrre H_2 , e un sale.

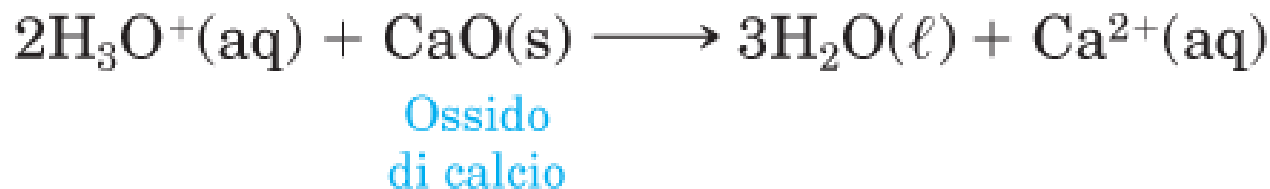
Reazione di ossido-riduzione
Avviene un trasferimento di elettroni



Charles D. Winters

Reazione con ossidi metallici

Gli acidi forti reagiscono con gli ossidi metallici per dare acqua e un sale



Reazione con carbonati e bicarbonati

La reazione di un **acido forte con carbonato** sviluppa gas.

La reazione globale è la somma di due reazioni



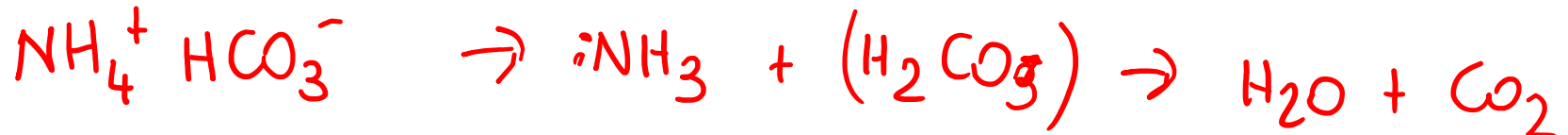
Stessa reazione con l'IDROGENO CARBONATO o BICARBONATO



Il BICARBONATO – il lievito chimico

La produzione di CO_2 rende l'impasto di pane e dolci più gonfio.

Lievito chimico: NaHCO_3 (bicarbonato di sodio) insieme a un acido: diidrogeno fosfato di sodio, NaH_2PO_4 , o il diidrogeno fosfato di potassio, KH_2PO_4



Finchè solidi, NaHCO_3 e NaH_2PO_4 non reagiscono

Nell'impasto è presente acqua che aiuta la reazione tra NaHCO_3 e NaH_2PO_4

La temperatura (cottura) velocizza la reazione

Reazione con ammoniaca e ammine

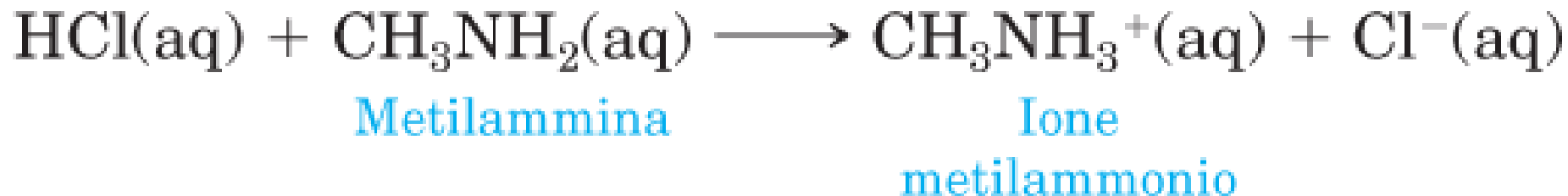


il sale che si forma è il cloruro di ammonio, NH_4Cl

Viene scritto nella forma dissociata

Le ammine sono simili all'ammoniaca

Uno o più idrogeni sono sostituiti con gruppi alchilici



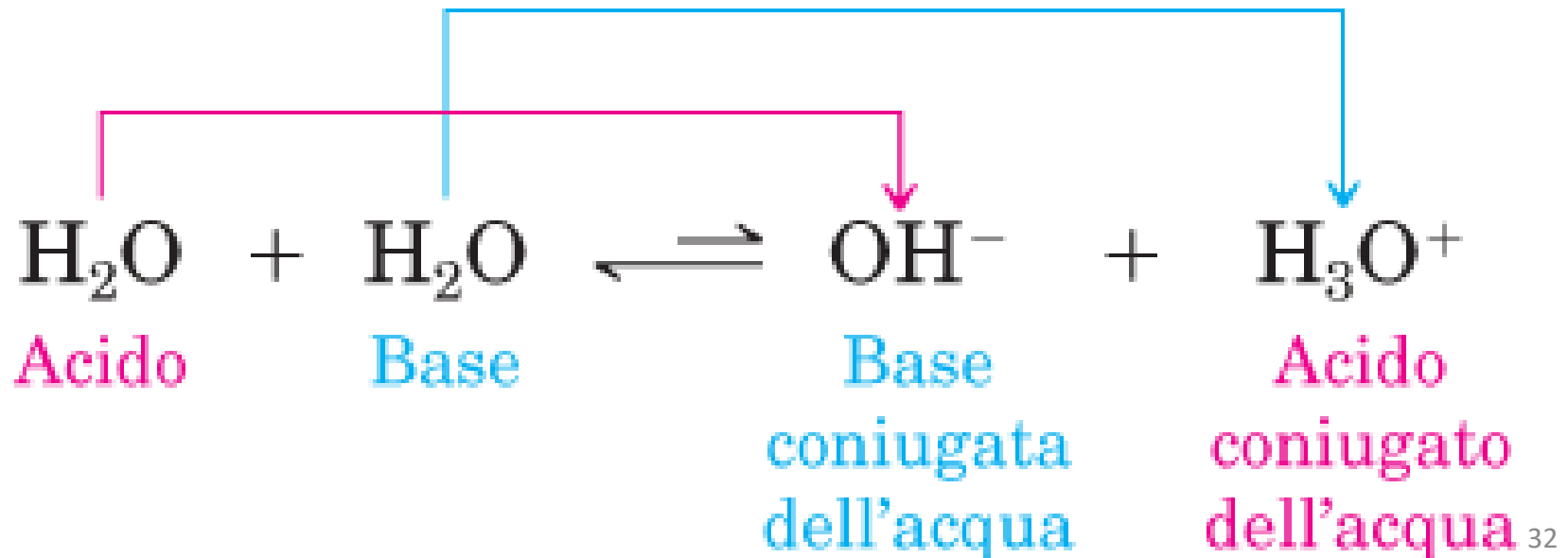
8.7

• Proprietà acido-base dell'acqua

L'acqua pura si dissocia.

Contiene un piccolo numero di ioni H_3O^+ e OH^- .

Avviene una reazione di trasferimento di un protone da una molecola di acqua (il donatore di protoni) ad un'altra molecola di acqua (l'accettore di protone).



La costante di dissociazione, o **prodotto ionico** dell'acqua, dell'acqua è

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

la concentrazione di acqua, $[\text{H}_2\text{O}]$, è una costante = 1000 g/L o circa 55.49 mol/L

$$K_w = K[\text{H}_2\text{O}]^2 = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]$$

Omettendo $[\text{H}_2\text{O}]$, K_a è modificata nel **prodotto ionico** K_w

$$K_w = K[\text{H}_2\text{O}]^2 = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]$$

$$K_w = 1.0 \times 10^{-14}$$

$$\left. \begin{array}{l} [\text{H}_3\text{O}^+] = 1.0 \times 10^{-7} \text{ mol/L} \\ [\text{OH}^-] = 1.0 \times 10^{-7} \text{ mol/L} \end{array} \right\} \text{In acqua pura}$$

8.8

- Il pH e il pOH

Spesso $[\text{H}_3\text{O}^+]$ e $[\text{OH}^-]$ sono valori molto piccoli
Più conveniente usare l'opposto del valore logaritmico

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

Una soluzione è acida se il suo pH è inferiore a 7.0

Una soluzione è basica se il suo pH è superiore a 7.0

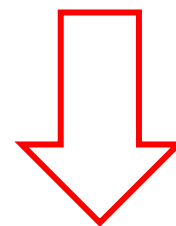
Una soluzione è neutra se il suo pH è uguale a 7.0

Come esiste il pH, esiste il pOH

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

Inoltre:

$$K_w = 1 \times 10^{-14} = [\text{H}^+][\text{OH}^-]$$



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

Tabella 8.4 Valori di pH di alcuni materiali comuni

Sostanza	pH	Sostanza	pH
Acido delle batterie	0.5	Saliva	6.5-7.5
Succo gastrico	1.0-3.0	Acqua pura	7.0
Succo di limone	2.2-2.4	Sangue	7.35-7.45
Aceto	2.4-3.4	Bile	6.8-7.0
Succo di pomodoro	4.0-4.4	Succo pancreatico	7.8-8.0
Bevande gassate	4.0-5.0	Acqua del mare	8.0-9.0
Caffè	5.0-5.1	Sapone	8.0-10.0
Urina	5.5-7.5	Latte di magnesia	10.5
Pioggia (non inquinata)	6.2	Ammoniaca (uso domestico)	11.7
Latte	6.3-6.6	Liscivia (NaOH 1.0 M)	14.0

N.B.: il pH varia su una scala logaritmica

Es. pH = 3 significa $[\text{H}_3\text{O}^+]$ di $10^{-3} M$

pH = 4 significa $[\text{H}_3\text{O}^+]$ di $10^{-4} M$.

La $[\text{H}_3\text{O}^+]$ a pH 3 è **dieci volte maggiore** della soluzione di pH 4.

Misurazione del pH.

Modo semplice: la cartina al tornasole

Striscia di carta imbevuta di un indicatore di pH opportuno.

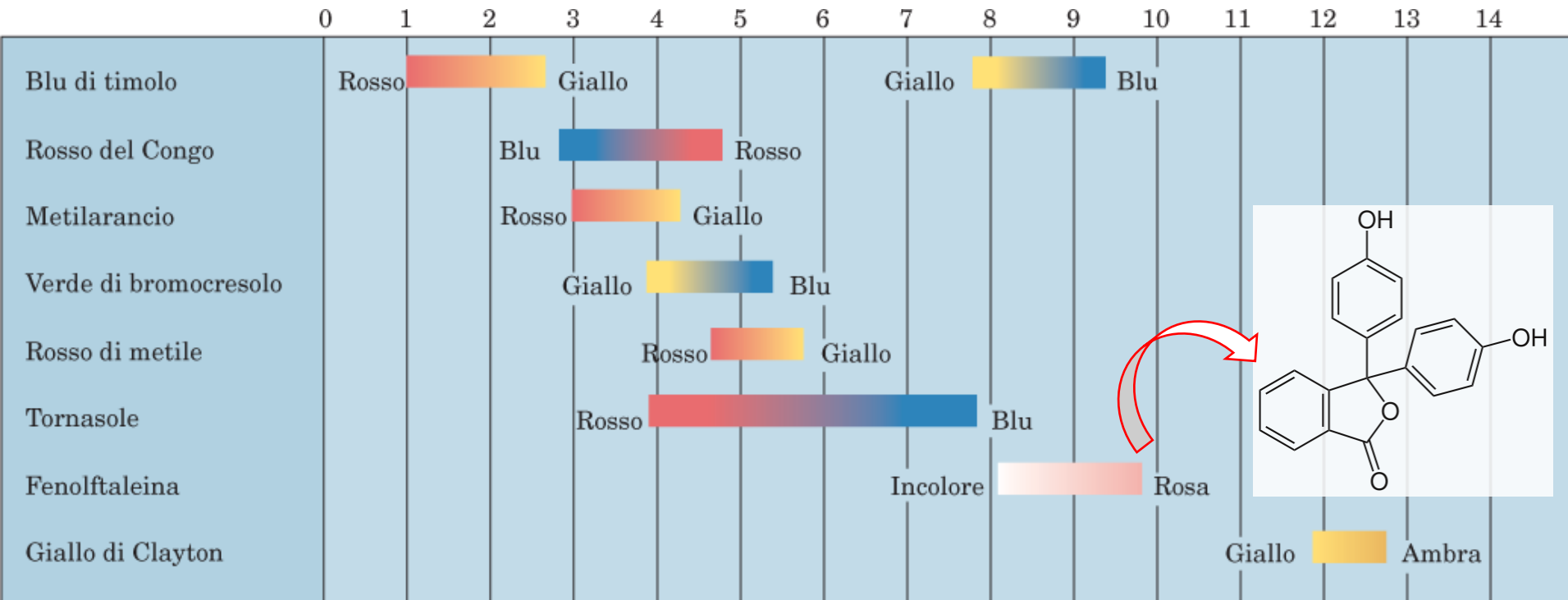
Un **indicatore** di pH è una sostanza che cambia colore in funzione del pH della soluzione in esame.



Charles D. Winters

Esistono tanti tipi di indicatori

Ogni indicatore ha un colore caratteristico e un diverso intervallo di cambio colore



Alternativa al metodo semplice della cartina

Metodo ancora più semplice

Il pHmetro

