



Insegnamento di Chimica Generale

083424 - CCS *CHI* e *MAT*

 POLITECNICO DI MILANO



# Esercizi sulle Reazioni Acido-Base

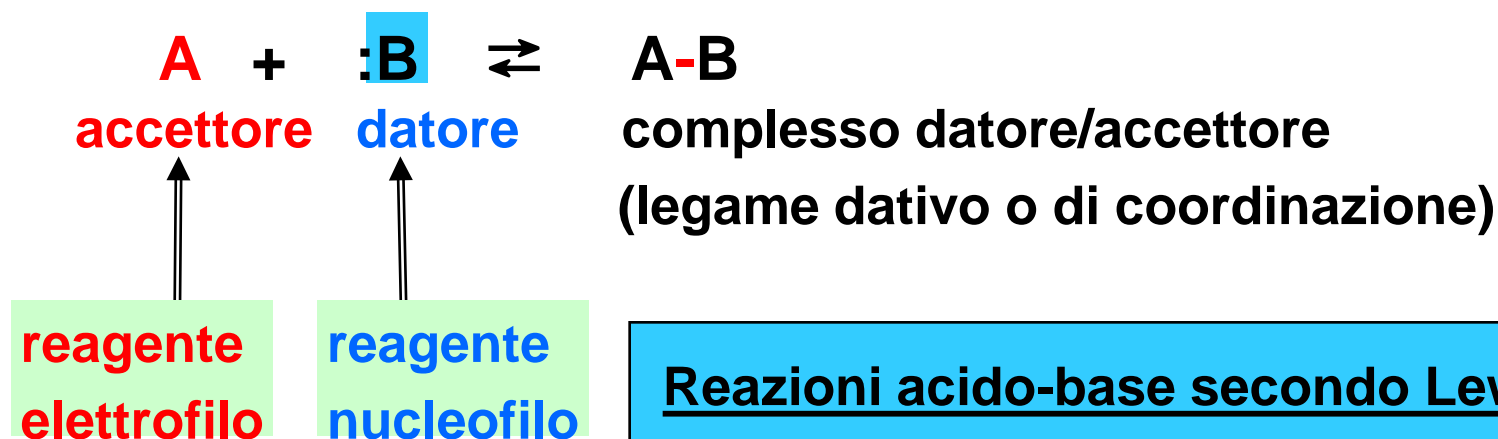
Prof. Attilio Citterio

Dipartimento CMIC “Giulio Natta”

<http://iscamap.chem.polimi.it/citterio/education/general-chemistry-exercises/>

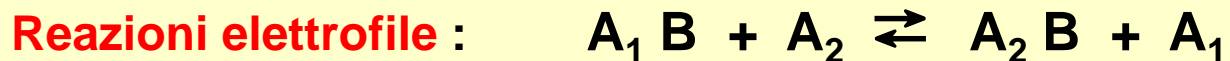


## Sistemi Acido-Base secondo Lewis



### Reazioni acido-base secondo Lewis :

- Formazione di legami
- Spostamenti (Rott./Form. legami)





# Esempi di Reazioni Acido-Base secondo Lewis

Acido	+	Base	$\xrightleftharpoons{K}$	Addotto	Tipo
$\begin{array}{c} \text{F} \\   \\ \text{F}-\text{B} \\   \\ \text{F} \end{array}$		$\begin{array}{c} \text{H} \\   \\ \text{:N}-\text{H} \\   \\ \text{H} \end{array}$		$[\text{F}_3\text{B} \leftarrow \text{NH}_3]^+$	Sale
$\text{H}^+$		$\text{ \overline{O}H}_2$		$\left( \text{H} \leftarrow \overset{+}{\text{O}} \begin{array}{l} \text{H} \\ \text{H} \end{array} \right)$	Ione idronio
$\text{H}^+$		$\text{ \overline{O}}-\text{H}$		$\text{H}-\underset{\text{H}}{\text{O}}$	Legame covalente
$\text{Ag}^+$		$\text{ \overline{C}\equiv N:}$		$[\text{:N}\equiv\text{C} \rightarrow \text{Ag} \leftarrow \text{C}\equiv\text{N:}]^+$	Ione complesso
$\text{Fe}^{3+}$		$\text{ \overline{O}H}_2$		$[\text{Fe}(\text{OH}_2)_6]^{3+}$	Complesso cationico
$\text{BF}_3$		$\text{ \overline{F}}^-$		$\text{BF}_4^-$	Complesso anionico



- Dissociazione di un Acido

- Acido monoprotico generico A

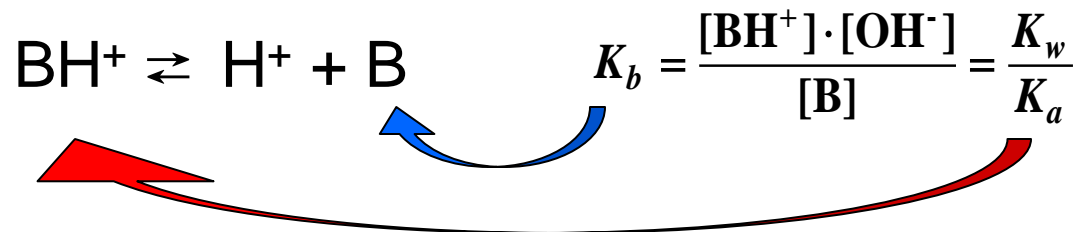


$$K_a = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

- $K_a$  determina la forza dell'acido
  - grandi  $K_a$  – acido forte
    - acidi nitrico, cloridrico, solforico
  - bassi  $K_a$  – acido debole
    - acidi carbonico, acetico, ipocloroso
- $K_a$  è normalmente riportato come  $pK_a$ 
  - $pK_a = -\log K_a$



- Dissociazione di una Base
  - Base monoprotica generica B



- $K_a$  e  $K_b$  correlate dalla  $K_w$

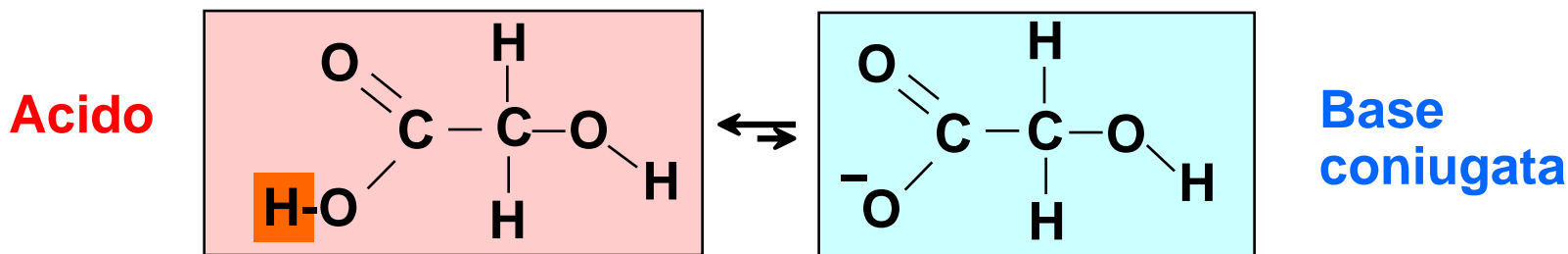
$$K_a \cdot K_b = K_w$$

$$pK_a + pK_b = pK_w$$

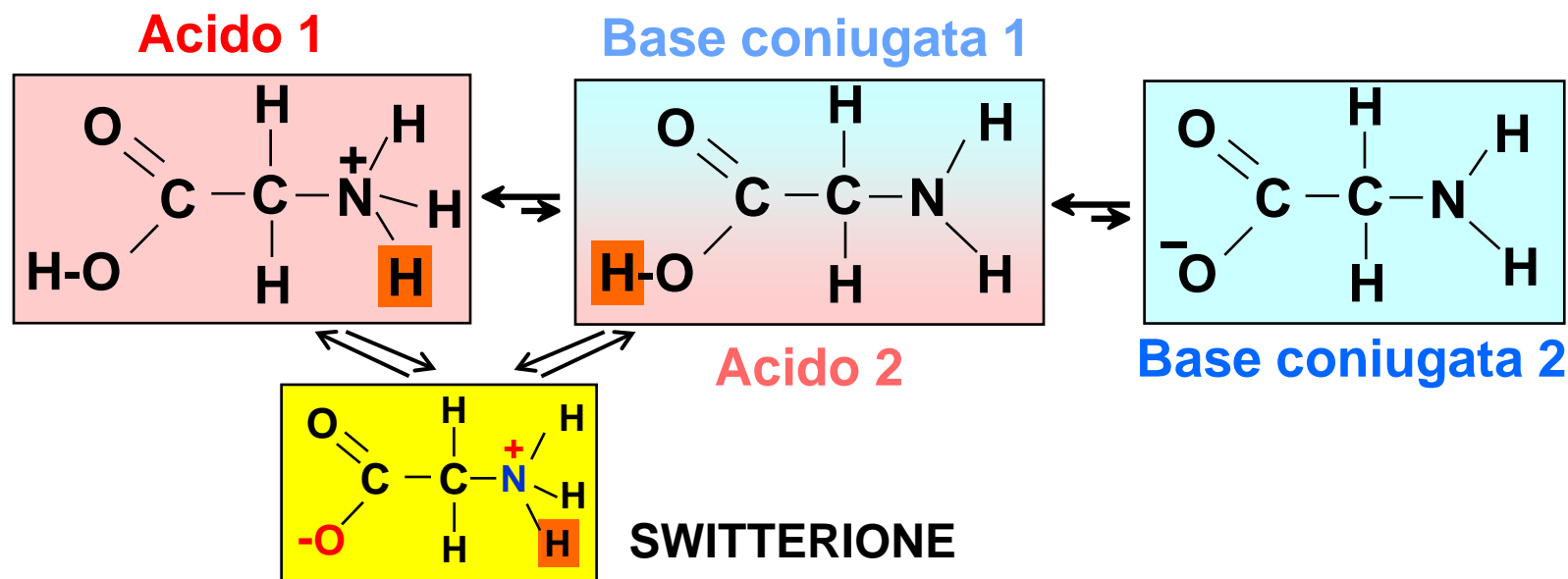


# Forza Acida relativa di potenziali Centri Acidi e Basici in Molecole

a) Coppia  $\text{CH}_2(\text{OH})\text{COOH} / \text{CH}_2(\text{OH})\text{COO}^-$

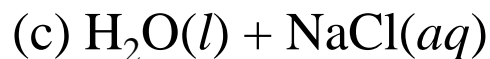
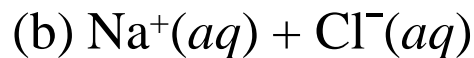
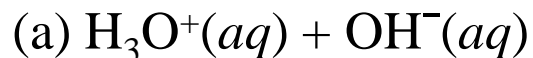


b) Coppie  $\text{H}_3\text{N}^+\text{CH}_2\text{COOH} / \text{H}_3\text{N}^+\text{CH}_2\text{COO}^- / \text{NH}_2\text{CH}_2\text{COO}^-$



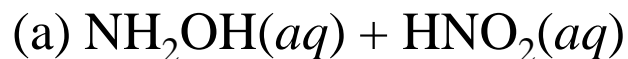


1. Predire i prodotti della seguente reazione acido-base:



(d) non si ha alcuna reazione

2. Predire i prodotti della seguente reazione acido-base:



(d) non si ha alcuna reazione

3. Si mescolano i seguenti reagenti in quantità equimolari. Predire se la soluzione risultante sarà acida, basica, neutra.





4. Se si vuole fare una soluzione acquosa di un sale del catione Zinco(II),  $Zn^{2+}$ , quale anione scegliereste?

- (a)  $NO_3^-$       (b)  $CO_3^{2-}$       (c)  $C_2O_4^{2-}$       (d)  $PO_4^{3-}$

*Risposta:* (a) il nitrato perché porta mono-carica e l'ossigeno è base dura e lo ione zinco è acido duro. Gli altri anioni sono tutti duri (centrati su O) ma hanno carica superiore e ciò provoca un aumento dell'energia reticolare del solido ionico e il composto è insolubile.

5. Se si vuol fare un sale insolubile in acqua usando lo ione nichel(II), quale anione non scegliereste?

- (a)  $S^{2-}$       (b)  $Cl^-$       (c)  $PO_4^{3-}$       (d)  $CO_3^{2-}$

*Risposta:* (a) il cloruro perché porta una mono-carica e il cloruro è base medio dura e lo ione nichel è acido intermedio. Gli altri anioni sono duri (quelli centrati su O) ma hanno carica superiore e ciò provoca un aumento dell'energia reticolare del solido ionico e i sali di nichel saranno insolubili, lo ione solfuro è molle e interagirà bene con  $S^{2-}$  formando il composto NiS coval. insolubile.





## Esercizi 6 e 7

6. Quale equazione sotto indicata rappresenta meglio l'equazione bilanciata ionica netta per la reazione dell'idrossido di potassio e il cloruro di ferro(II)?
- (a)  $2 \text{KOH}(\text{aq}) + \text{FeCl}_2(\text{aq}) \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_2(\text{s}) + 2 \text{KCl}(\text{aq})$
  - (b)  $2 \text{KOH}(\text{aq}) + \text{FeCl}_2(\text{aq}) \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_2(\text{aq}) + 2 \text{KCl}(\text{aq})$
  - (c)  $2 \text{OH}^-(\text{aq}) + \text{Fe}^{2+}(\text{aq}) \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_2(\text{s})$
  - (d)  $\text{K}^+(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq}) \rightarrow \text{KCl}(\text{aq})$
7. Quale delle seguenti rappresenta l'equazione per la reazione dell'ammoniaca acquosa e l'acido solforico?
- (a)  $\text{NH}_3(\text{aq}) + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{aq}) \rightarrow \text{H}_3\text{SO}_4^+(\text{aq}) + \text{NH}_2^-(\text{aq})$
  - (b)  $\text{NH}_3(\text{aq}) + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{aq}) \rightarrow \text{NH}_4\text{SO}_4(\text{aq})$
  - (c)  $2 \text{NH}_3(\text{aq}) + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{aq}) \rightarrow (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4(\text{aq})$
  - (d) non c'è alcuna reazione chimica



## Esercizi 8, 9 e 10

8. Qual è la formula della base coniugata dello ione diidrogeno fosfato,  $\text{H}_2\text{PO}_4^-$ ? \_\_\_\_\_ e del suo acido coniugato? \_\_\_\_\_
9. In quale dei seguenti solventi vi aspettate che la solubilità di NaCl sia maggiore?

	Costante Dielettrica	Momento Dipolare	
(a) glicerolo	42.5	2.56	$\text{C}_3\text{H}_8\text{O}_3$
(b) acetone	20.7	2.88	$\text{C}_3\text{H}_6\text{O}$
(c) nitrometano	35.87	3.46	$\text{CH}_3\text{NO}_2$
(d) benzene	2.284	0	$\text{C}_6\text{H}_6$

10. L'energia di idratazione di uno ione positivo è sempre:  
(a) Positiva    (b) Negativa    (c) Talvolta positiva e talvolta negativa



11. Predire il pH relativo ( $>$ ,  $<$  o  $=$  a 7) dei seguenti sali:

(a)  $\text{NaH}_2\text{PO}_4$  .....

(b)  $\text{KBr}$  .....

(c)  $\text{FeCl}_3$  .....

(d)  $\text{NH}_4\text{Br}$  .....

(e)  $\text{NaCN}$  .....

(f)  $\text{Na}_3\text{PO}_4$  .....

12. Si consideri una soluzione  $0.76 \text{ M}$  di  $\text{HNO}_3$ . Quanto vale  $[\text{H}_3\text{O}^+]$ ,  $[\text{OH}^-]$ , ed il pH di questa soluzione?



$$[\text{H}^+] = C_a = 0.76 \text{ M}$$

$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+] = -\log(0.76) = 0.12$$

$$[\text{OH}^-] = 10^{-14}/0.76 = 1.31 \cdot 10^{-14} \text{ M}$$



13. Qual è tra i seguenti l'acido **più forte**? Qual è il **più debole**?
6. (a)  $\text{HClO}_4$  (b)  $\text{HClO}_3$  (c)  $\text{HClO}_2$  (d)  $\text{HClO}$  (e)  $\text{HF}$
14. Quali di queste specie è l'acido **più debole**?
- (a)  $\text{HCl}$  (b)  $\text{H}_3\text{PO}_4$  (c)  $\text{H}_2\text{PO}_4^-$  (d)  $\text{HPO}_4^{2-}$  (e)  $\text{HNO}_3$
15. Quale dei seguenti è un idrossido metallico anfotero?
- (a)  $\text{KOH}$  (b)  $\text{Ba}(\text{OH})_2$  (c)  $\text{Pb}(\text{OH})_2$  (d)  $\text{LiOH}$  (e)  $\text{Mg}(\text{OH})_2$
16. Quale sale **non** è derivato da un acido forte e da una base forte solubile?
- (a)  $\text{MgCl}_2$  (b)  $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$  (c)  $\text{LiClO}_4$  (d)  $\text{CsBr}$  (e)  $\text{NaI}$



17. Quale dei seguenti è un elettrolita forte?  
(a)  $\text{H}_2\text{O}$  (b)  $\text{KF}$  (c)  $\text{HF}$  (d)  $\text{HNO}_2$  (e)  $(\text{CH}_3)_3\text{N}$
18. Se  $K_w$  è  $2.9 \times 10^{-15}$  a  $10^\circ\text{C}$ , qual è il pH dell'acqua pura a  $10^\circ\text{C}$ ?  
(a) 6.72 (b) 7.00 (c) 7.27 (d) 7.53 (e) nessuno di questi.
19. La  $[\text{H}_3\text{O}^+]$  in una soluzione  $0.050\text{ M}$  di  $\text{Ba}(\text{OH})_2$  è:  
(a)  $1.0 \times 10^{-5}\text{ M}$  (b)  $5.0 \times 10^{-2}\text{ M}$  (c)  $1.0 \times 10^{-13}\text{ M}$  (d)  $5.0 \times 10^{-10}\text{ M}$   
(e)  $2.0 \times 10^{-5}\text{ M}$
20. Qual è il pH di  $500\text{ mL}$  di una soluzione contenente  $0.0124$  grammi di  $\text{HNO}_3$ ?  
(a) 3.04 (b) 1.24 (c) 0.0062 (d) 3.40 (e) 10.60



**Acidi forti:**  $pH = -\log(C_a)^*$

**Acidi deboli:**  $pH = 1/2 pK_a - 1/2 \log(C_a)$

**Acidi medi:**  $pH = 1/2 pK_a - 1/2 \log(C_a - [H^+])$

**Basi forti:**  $pH = 14 + \log(C_b)^*$

**Basi deboli:**  $pH = 7 + 1/2 pK_a + 1/2 \log(C_b)$

**Basi medie:**  $pOH = 1/2 pK_b - 1/2 \log(C_b - [OH^-])$

$$\frac{\alpha^2}{(1-\alpha)} = \frac{K_a}{C_a}$$

Dipendenza da  $K_a$  e  $C_a$

**Soluzioni tampone:**  $pH = pK_a + \log \frac{[Base]}{[Acido]}$

$$\begin{array}{l} \mathbf{A} \quad [H^+] = K_a \frac{(C_a - [H^+])}{(C_b + [H^+])} \\ \mathbf{B} \quad [H^+] = K_a \frac{(C_a + [OH^-])}{(C_b - [OH^-])} \end{array}$$

**Coppia Sali o anfolita :**  $pH = 1/2 pK_{a1} + 1/2 pK_{a2}$



21. Una soluzione  $0.20\text{ M}$  di un acido sconosciuto, HA, ha un pH di 2.67. Quanto vale la costante di ionizzazione,  $K_a$ , per questo acido debole?
22. Qual è il pH di una soluzione  $0.10\text{ M}$  di acido formico? ( $K_a = 1.8 \times 10^{-4}$ )
23. Porre i seguenti acidi in ordine di (a) forza crescente e (b) pH crescente. Assumere di avere una soluzione  $0.10\text{ M}$  di ogni acido.
- a) acido 4-chlorobenzoico,  $\text{ClC}_6\text{H}_4\text{CO}_2\text{H}$       $pK_a = 4.0$
  - b) acido bromoacetico,  $\text{BrCH}_2\text{CO}_2\text{H}$       $pK_a = 2.9$
  - c) ione trimetilammonio,  $(\text{CH}_3)_3\text{NH}^+$       $pK_a = 9.8$

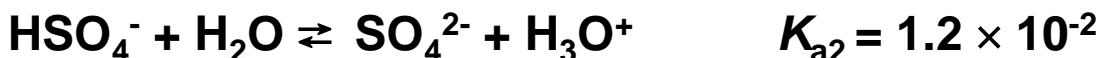
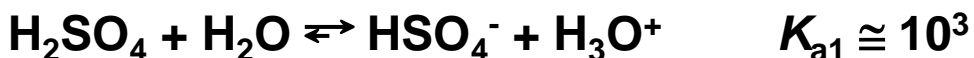


## Esercizio 24

- Stabilire il pH di una soluzione acquosa di acido solforico ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ ) 0.50 M.

### Risoluzione:

$\text{H}_2\text{SO}_4$ : ACIDO DIPROTICO FORTE NELLA I<sup>A</sup> COSTANTE E MEDIO-FORTE NELLA II<sup>A</sup>:



Essendo  $K_{a1}$  grande si può considerare la prima reazione completamente spostata a destra. L'importanza della  $K_{a2}$  sul pH invece deve essere valutata in relazione alla concentrazione dell'acido. Valgono le relazioni:

$$\left\{ \begin{array}{l} K_w = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-] \\ K_{a2} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{SO}_4^{2-}]}{[\text{HSO}_4^-]} \\ C_a = [\text{HSO}_4^-] + [\text{SO}_4^{2-}] \text{ (bilancio di massa)} \\ [\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{HSO}_4^-] + 2 \cdot [\text{SO}_4^{2-}] + [\text{OH}^-] \text{ (elettroneutralità)} \end{array} \right.$$





## Esercizio 24 (cont.)

Ora, trascurando il contributo dell'acqua e risolvendo rispetto a  $[\text{H}_3\text{O}^+]$  si ottiene:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{(C_a - K_{a2}) + \sqrt{C_a^2 + 6 \cdot C_a \cdot K_{a2} + K_{a2}^2}}{2}$$

**Se  $C_a \gg K_{a2}$  (in questo caso  $C_a = 0.5 \text{ M}$ )**

**$[\text{H}_3\text{O}^+] \cong C_a = 0.5 \text{ M}$  cioè la seconda dissociazione è trascurabile e**

**$\text{pH} = -\log 0.5 = 0.30$**

**Ma se  $C_a \ll K_{a2}$  (per esempio  $C_a < 2 \cdot 10^{-4} \text{ M}$ )**

**$[\text{H}_3\text{O}^+] \cong 2 \cdot C_a$  cioè la seconda dissociazione è pressoché completa.**

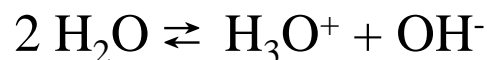
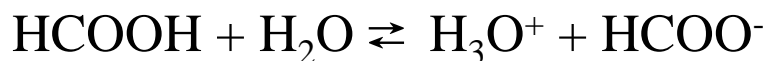
**Quando  $C_a$  risulta compresa tra  $2 \cdot 10^{-4}$  e  $0.5 \text{ M}$  la concentrazione di  $\text{H}_3\text{O}^+$  va calcolata con la formula quadratica sopra indicata.**



## Esercizio 25

Quale è il pH di una soluzione 0.10 M di acido formico? ( $K_a = 1.8 \times 10^{-4}$ )

**Risoluzione:** Nel calcolo del pH relativo ad acidi deboli vanno considerati i seguenti equilibri simultanei:



il sistema sarà descritto considerando la simultanea coesistenza di quattro condizioni:

$$\left\{ \begin{array}{l} K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{HCOO}^-]}{[\text{HCOOH}]} \\ K_w = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-] \\ C_A = [\text{HCOOH}] + [\text{HCOO}^-] \quad \text{bilancio di massa} \\ [\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{HCOO}^-] + [\text{OH}^-] \quad \text{bilancio di carica (elettroneutralità)} \end{array} \right.$$

Da cui combinando e riordinando si ottiene:



$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot \left( [\text{H}_3\text{O}^+] - \frac{K_w}{[\text{H}_3\text{O}^+]} \right)}{C_a - [\text{H}_3\text{O}^+] + \frac{K_w}{[\text{H}_3\text{O}^+]}}$$

Questa equazione generale è **spesso semplificabile** in altre d'uso più comune quando il grado di approssimazione lo consente.

a) per  $[\text{H}_3\text{O}^+] > 10^{-6} \text{ M}$  il termine che segue  $C_a$  può essere approssimato ad  $[\text{H}_3\text{O}^+]$  (essendo  $K_w/[\text{H}_3\text{O}^+] < 10^{-8}$ ) per cui il pH si recupera da:

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{C_a - [\text{H}_3\text{O}^+]} \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{-K_a \pm \sqrt{K_a^2 + 4K_a \cdot C_A}}{2}$$

b) se fosse anche  $[\text{H}_3\text{O}^+] \ll C_A$  l'espressione si semplifica ancora in:

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{C_A} \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = \sqrt{K_a \cdot C_A} = 2.37$$

## Esercizio 25 (cont.)

Si può accertare le ipotesi precedenti anche valutando il *grado di dissociazione* dell'acido debole:

$$\alpha = \frac{\text{quantità dissociata}}{\text{quantità dissociabile}} = \frac{[A^-]}{C_A}$$

e, trascurando l' $[H_3O^+]$  da  $H_2O$   $\alpha = \frac{[H_3O^+]}{C_A}$

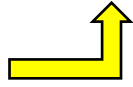
Ma, essendo  $C_A = [HA] + [A^-]$ , sostituendo si ha:

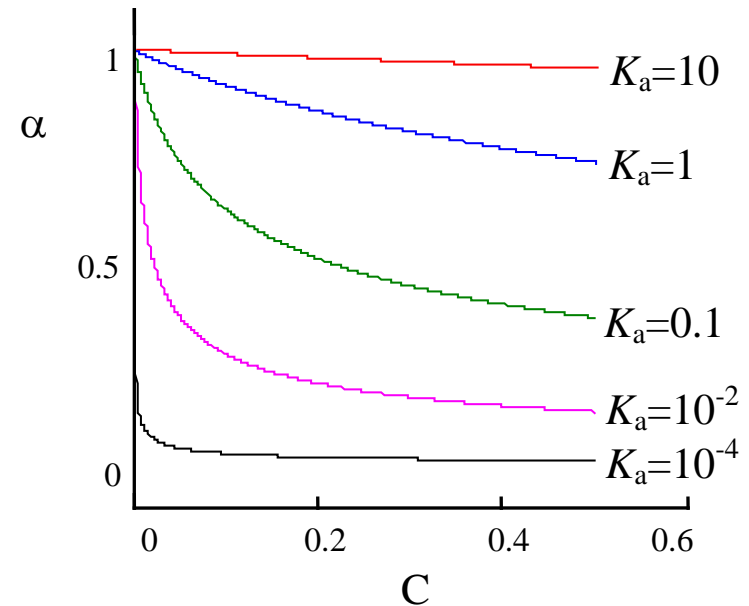
$$\alpha = \frac{C_A - [HA]}{C_A} \Rightarrow \alpha C_A = C_A - [HA]$$

$$\Rightarrow C_A - \alpha C_A = [HA] = C_A(1 - \alpha)$$

Inserendo nella  $K_a$ , si ottiene:

$$K_a = \frac{\alpha^2 \cdot C_A^2}{C_A(1 - \alpha)}$$

che risolvendo in  $\alpha$  diventa:  $\alpha = \frac{1}{2 \cdot C_A} \left( K_a + \sqrt{K_a^2 + 4 \cdot K_a \cdot C_A} \right)$  

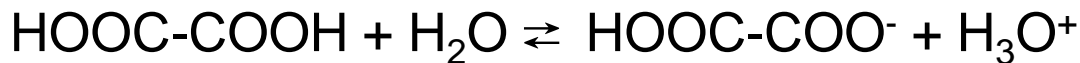




## Esercizio 26

Determinare il pH di una soluzione di acido ossalico  $\text{HOOC-COOH}$   $1 \cdot 10^{-4} \text{ M}$ , sapendo che  $\text{p}K_{a1} = 1.25$  e  $\text{p}K_{a2} = 4.19$  ( $\Delta\text{p}K_a \approx 4$ ).

**Risoluzione:** Sussistono i seguenti equilibri:



ma assumendo di trascurare il secondo, il calcolo del pH si potrebbe fare in base alla sola  $K_{a1}$ , ponendo  $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{HC}_2\text{O}_4^-]$  ( $C_a \gg 10^{-6} \text{ M}$ ):

$$K_{a1} = \frac{[\text{HC}_2\text{O}_4^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4]} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{C_a - [\text{H}_3\text{O}^+]} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{10^{-4} - [\text{H}_3\text{O}^+]} = 10^{-1.25}$$

da cui:  $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{HC}_2\text{O}_4^-] = 10^{-4} \text{ M}$ . Inoltre dalla  $K_{a2}$  si ricava  $[\text{C}_2\text{O}_4^{2-}]$ :

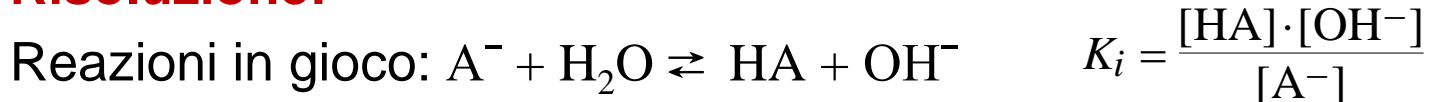
$$K_{a2} = \frac{[\text{C}_2\text{O}_4^{2-}] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HC}_2\text{O}_4^-]} = 10^{-4.19} \Rightarrow [\text{C}_2\text{O}_4^{2-}] = 10^{-4.16} = 6.4 \cdot 10^{-5} \text{ M}$$

**Si vede come il 65 % dell'acido  $\text{HOOC-COO}^-$  è dissociato. (pH tra 4.0 e 3.7).**



Ricavare la relazione approssimata pH contro la concentrazione del sale ( $C_s$ ) per il generico caso di idrolisi basica di un sale di potassio KA.

### Risoluzione:



considerando inoltre il bilancio di massa e di carica si ha:

$$\left\{ \begin{array}{l} K_i = \frac{[HA][OH^-]}{[A^-]} \\ K_w = [H_3O^+][OH^-] \\ C_s = [HA] + [A^-] = [K^+] \\ [H_3O^+] + [K^+] = [A^-] + [OH^-] \end{array} \right.$$

combinando e riordinando si ha:

$$K_i = \frac{[OH^-] \cdot \left( [OH^-] - \frac{K_w}{[OH^-]} \right)}{C_s - [OH^-] + \frac{K_w}{[OH^-]}}$$



## Esercizio 27 (cont.)

Essendo  $[\text{OH}^-] \gg [\text{H}_3\text{O}^+]$  si può assumere, in prima approssimazione, che il termine  $K_w/[\text{OH}^-]$  sia trascurabile. Quindi:

$$K_i = \frac{[\text{OH}^-]^2}{C_s - [\text{OH}^-]} \quad \text{da cui, risolvendo in } [\text{OH}^-], \text{ si ha:}$$
$$[\text{OH}^-]^2 + K_i[\text{OH}^-] - K_i \cdot C_s = 0$$

Si può introdurre una seconda approssimazione se  $K_i \ll (K_i \cdot C_s)$  (essendo in generale  $[\text{OH}^-] < 1 \text{ M}$ ). In tal caso il secondo termine può essere trascurato e l'equazione si riduce a:

$$[\text{OH}^-]^2 = K_i \cdot C_s \quad \Rightarrow \quad [\text{OH}^-] = \sqrt{K_i \cdot C_s}$$

Passando ai logaritmi si ha:

$$-\log[\text{OH}^-] = -\frac{1}{2} \log K_i - \frac{1}{2} \log C_s \quad \Rightarrow \quad p[\text{OH}^-] = -\frac{1}{2} pK_i - \frac{1}{2} pC_s$$

Ricordando che  $p\text{H} + p\text{OH} = pK_w$  e che  $K_i = K_w/K_a$  si conclude:

$$p\text{H} = \frac{1}{2} pK_w + \frac{1}{2} pK_a + \frac{1}{2} \log C_s = 7 + \frac{1}{2} pK_a + \frac{1}{2} \log C_s \quad \text{a } 25 \text{ }^\circ\text{C}$$

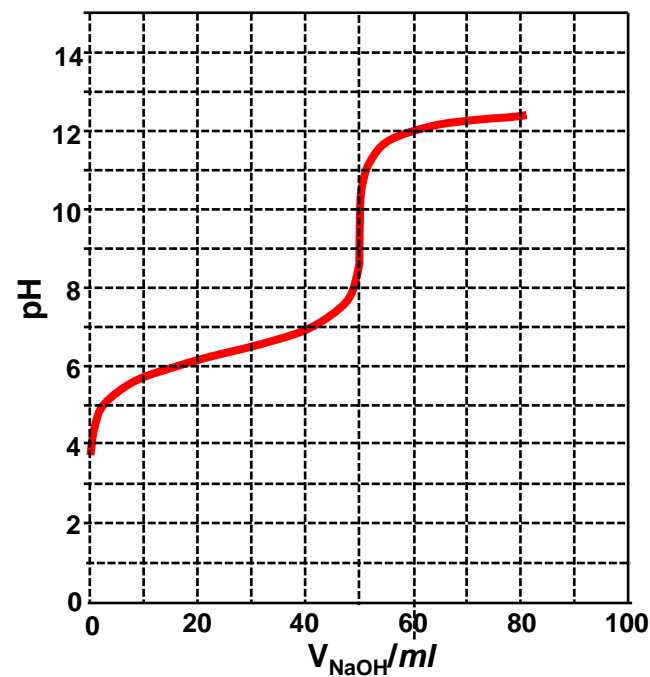


## Esercizio 28

24

Il grafico mostra il risultato della titolazione di 100 mL di una soluzione 0.050 M dell'acido debole monoprotico  $C_3H_6O_2$  con NaOH 0.100 M.

- Quale è il pH prima dell'inizio della titolazione? \_\_\_\_\_
- Quanto vale il  $pK_a$  dell'acido? \_\_\_\_\_
- Quanto vale il pH al punto di equivalenza? \_\_\_\_\_
- Dove la soluzione ha il massimo potere tamponante? \_\_\_\_\_







## Esercizio 29

Si aggiunge ad una soluzione di 80.0 mL di  $\text{CH}_3\text{COOH}$  0.50 M ( $K_a = 1.8 \times 10^{-5}$ ) una soluzione di NaOH 1.00 M. Stabilire il pH dopo le seguenti aggiunte di NaOH

- a. 20.0 mL                      pH = 4.8 (soluzione tampone)
- b. 40.0 mL                      pH = 9.64 (idrolisi del sale)
- c. 60.0 mL                      pH = 13.16 (eccesso di base forte)



## Esercizio 30

Lo ione Cobalto(III) forma molti composti con l'ammoniaca. Per trovare la formula di uno di questi composti, si titola la  $\text{NH}_3$  con acido cloridrico standardizzato.



Assumere di usare 23.63 mL di HCl 1.500 M per titolare 1.580 g di  $\text{Co}(\text{NH}_3)_x\text{Cl}_3$ . Qual è il valore di x?

(a) 2

(b) 3

(c) 4

(d) 6

**Risposta:** mmoli di HCl = 23.63 mL  $\times$  1,500 mol/L = 0.03544 mmol

g di  $\text{NH}_3$  in 1.580 = 0.03544  $\times$  17.03 = 0.6036 g

mmoli di complesso: 1.580 g / (165.29 + x $\cdot$ 17.03) =

frazione di  $\text{NH}_3$  nel complesso in 1.580 g : 17.03x / (165.29 + x $\cdot$ 17.03) =  
= 0.6036 / 1.580

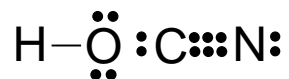
Da cui 26.91x = 99.77 + 10.28x e quindi x = 99.77 / 16.63 = 5.999

Per cui  $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_3$ , probabilmente il costo più noto di Co(III).



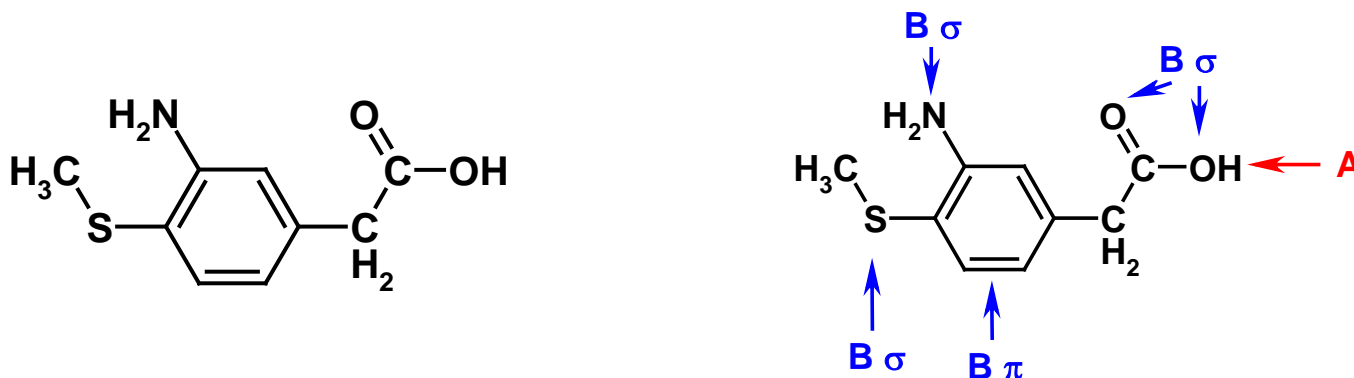
## Esercizio 31

- L'acido cianico ha la struttura elettronica di Lewis sotto indicata.

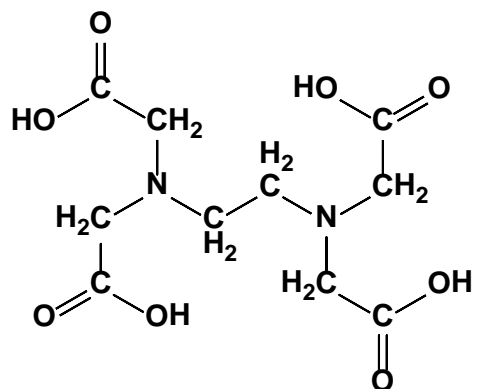


- (i) Quanti legami sigma ( $\sigma$ ) ci sono in HOCN? \_\_\_\_\_ legami  $\pi$ ? \_\_\_\_\_
- (ii) Che valore ha l'angolo C—O—H? \_\_\_\_\_
- (iii) Che valore ha l'angolo N—C—O? \_\_\_\_\_
- (IV) è un acido forte? \_\_\_\_\_ Perché? \_\_\_\_\_

32. Stabilire i centri acidi e basici (sigma e pi-greca) per il composto:



33. Stabilire i centri acidi e basici (sigma e pi-greca) per il composto:



- 4 centri acidi (O-H)
- 10 centri basici sigma (8 O e 2 N)
- 4 centri acidi e 4 basici  $\pi$  (C=O)



## Esercizio 34

34. Determinare lo stato di ossidazione formale del legante e del metallo, la configurazione  $d^n$  del metallo ed il numero totale di elettroni di valenza dei seguenti complessi:  $[\text{ReH}_9]^{2-}$   $[\text{Ni}(\eta^5\text{-C}_5\text{H}_5)_2]$

**Soluzione:**

(a)  $[\text{ReH}_9]^{2-}$  (diamagnetico) prismatico trigonale tricappato (CN = 9) Re = +7 H = -2

Re	* 0 ( $d^0$ )	=	0 $e^-$
9 H <sup>-</sup>	* 2 $e^-$	=	18 $e^-$
0 M-M-Legami	* 2 $e^-$	=	0 $e^-$
	Somma:		= 18

(b)  $[\text{Ni}(\eta^5\text{-C}_5\text{H}_5)_2]$  tipo ferrocene (Ni = +2), ( $\eta^5\text{-C}_5\text{H}_5 = -2$ ) - paramagnetico

Ni	* 8 ( $d^0$ )	=	8 $e^-$
2 $\eta^5\text{-C}_5\text{H}_5^-$	* 6 $e^-$	=	12 $e^-$
0 M-M-Legami	* 2 $e^-$	=	0 $e^-$
	Somma:		= 20