

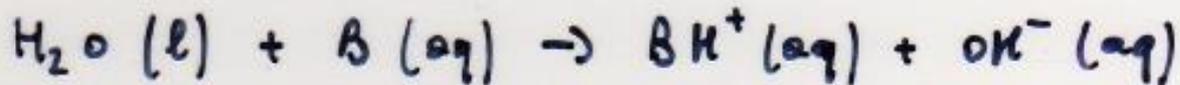
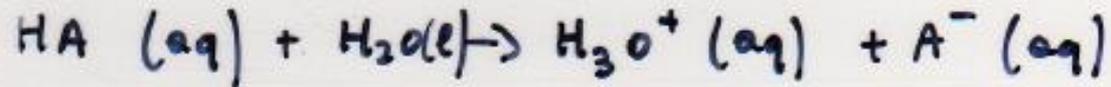
ACIDI e BASI

Definizione di **Brønsted-Lowry** (non solo limitata alle **soluzioni acquose**)

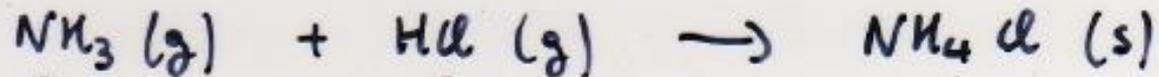


ACIDO = Sostanza in grado di **donare** ioni H^+ (protoni o ioni idrogeno)

BASE = Sostanza in grado di **accettare** ioni H^+ (protoni o ioni idrogeno)



In fase gas:

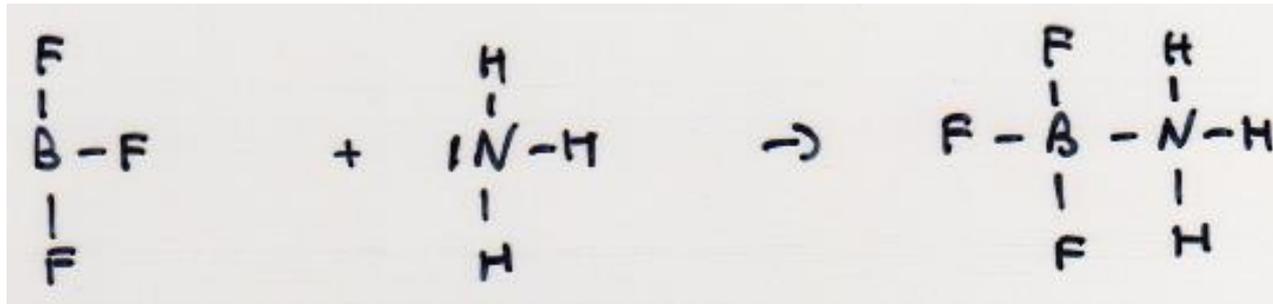


ACIDI e BASI

Definizione di Lewis

Acido di Lewis: accettore di una coppia elettronica

Base di Lewis: donatore di una coppia elettronica



Ottetto incompleto

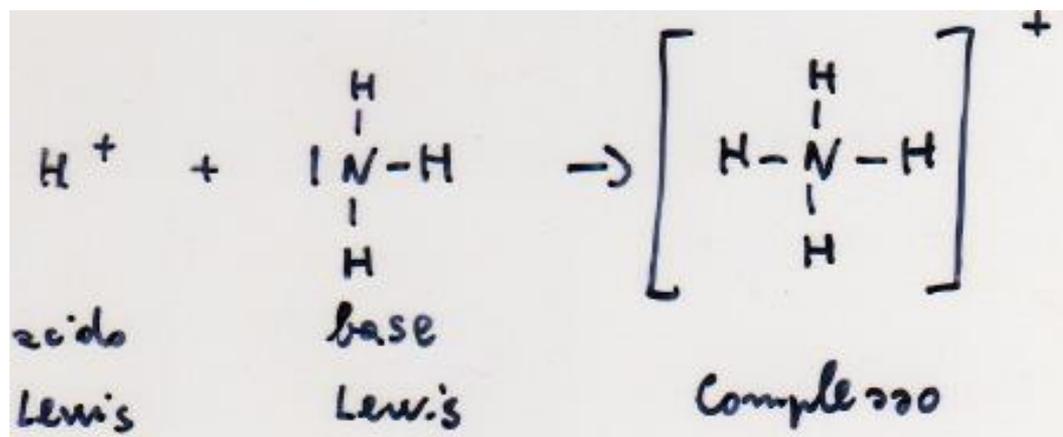
Coppia solitaria

↑
Acido di Lewis

↑
Base di Lewis

Tutti gli acidi e le basi secondo Brønsted sono anche acidi e basi secondo Lewis

Esempio



Esistono acidi e basi di Lewis che invece non sono anche acidi e basi di Brønsted

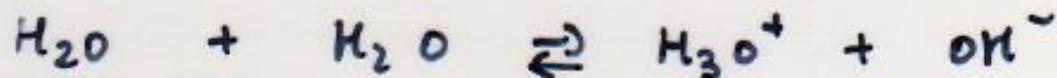
BF₃ è acido di Lewis ma non è acido di Brønsted!!!



Chi è l'acido e chi la base di Lewis? L'acqua, in questo esempio, funge da acido o da base di Brønsted??

Acidi e Basi secondo Brønsted-Lowry

H₂O: sostanza anfotera o anfiprotica (può accettare e cedere protoni facilmente)



Reazione di autoionizzazione dell'acqua

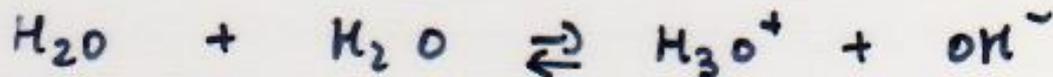
Essendo un equilibrio scrivo la Kc

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

Ricorda concetto di coppia acido-base coniugata

base 1

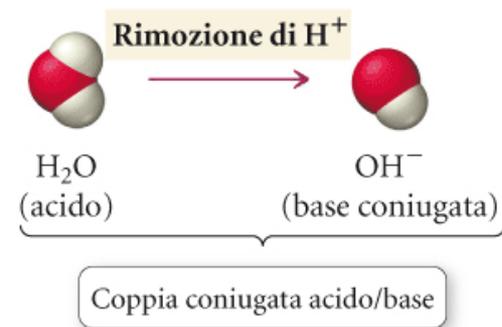
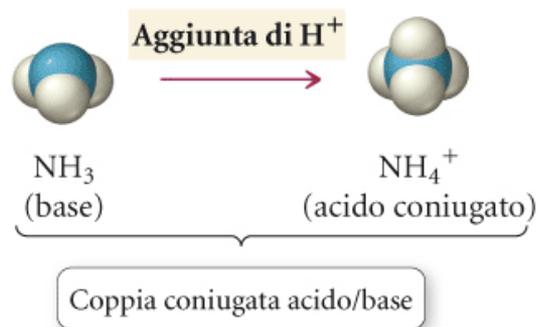
acido 1



acido 2

base 2

► **FIGURA 15.3 Coppia coniugata acido/base** Una coppia coniugata acido/base è formata da due sostanze legate tra loro da una reazione di trasferimento di un protone.



$$K_c = \frac{[H_3O^+][OH^-]}{[H_2O]^2}$$

In acqua pura $[H_3O^+]$ e $[OH^-]$ sono molto piccole e $[H_2O]$ si ricava dalla densità, cioè è 56M ed è da ritenersi costante.

$$[H_3O^+][OH^-] = \underbrace{[H_2O]^2}_{\text{cost.}} \cdot K_c = K_w$$

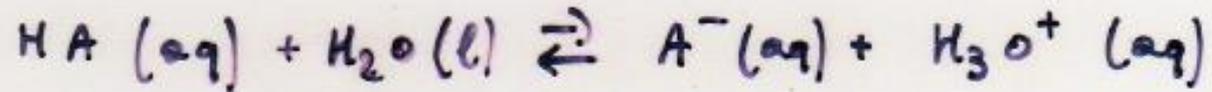
Prodotto ionico dell'acqua

A $25^\circ C$

$$K_w = [H_3O^+][OH^-] = 1.0 \cdot 10^{-14} (M^2)$$

In acqua pura $[H_3O^+] = [OH^-] = 10^{-7}$ (una quantità infinitesima...)

Supponiamo di sciogliere in H_2O un acido generico HA:



Definiamo K_c :

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

e supponiamo di essere in condizioni diluite, per cui $[H_2O]$ è costante

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

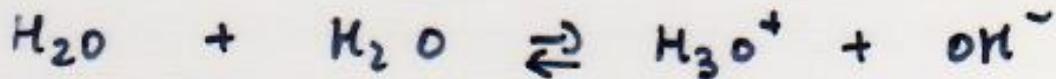
**COSTANTE di
IONIZZAZIONE ACIDA**

Per **CH₃COOH (acidi deboli)**:



$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = 1.8 \cdot 10^{-5} \text{ (M)}$$

Seppure debole l'acido acetico determina la [H₃O⁺] nella soluzione acquosa perché il contributo alla [H₃O⁺] derivante dall'equilibrio:



E' trascurabile!!!

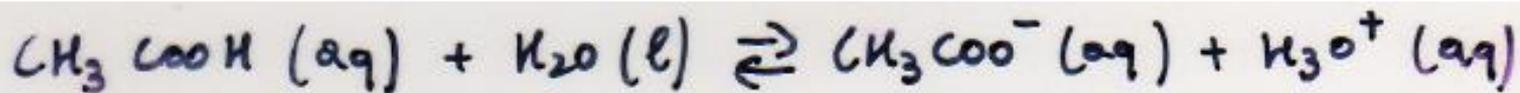
Quindi [H₃O⁺] si calcola considerando solo la prima equazione!!

$$K_a = \frac{[H_3O^+][CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]} = 1.8 \cdot 10^{-5}$$

Da cui:

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

Sia CA la concentrazione iniziale della soluzione di acido acetico, come variano le quantità a seguito della reazione acido-base?



inizio CA

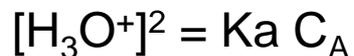
eccesso

—

—

equilibrio

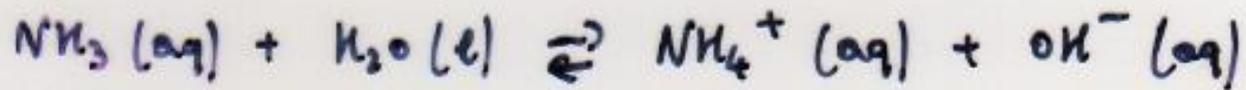
Per quanto visto prima:



$$\boxed{[\text{H}_3\text{O}^+] = (K_a C_A)^{1/2}}$$

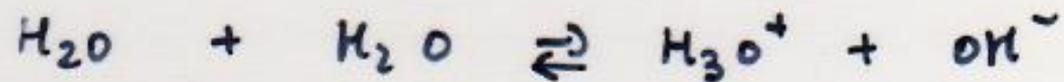
L'approssimazione di non considerare il contributo alla $[\text{H}_3\text{O}^+]$ totale da parte della reazione di autoionizzazione dell'acqua è valida se l'acido non è troppo debole.

Per **NH₃**(basi deboli):



$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+] [\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]} = 1.8 \cdot 10^{-5}$$

Seppure debole l'ammoniaca determina la [OH⁻] nella soluzione acquosa perché il contributo alla [OH⁻] derivante dall'equilibrio:



E' trascurabile!!!

Quindi [OH⁻] si calcola considerando solo la prima equazione!!

Con un ragionamento del tutto analogo al caso dell'acido acetico:

$$[\text{OH}^-] = (\text{Kb } C_B)^{1/2}$$

L'approssimazione di non considerare il contributo alla $[\text{OH}^-]$ totale da parte della reazione di autoionizzazione dell'acqua è valida se la base non è troppo debole.

Per **ACIDI FORTI (HCl)**:



Per tutti gli **acidi forti** non c'è doppia freccia perché la reazione va a completezza, cioè si raggiunge un equilibrio completamente spostato verso i prodotti. A maggior ragione si trascura il contributo a $[\text{H}_3\text{O}^+]$ totale da parte della reazione di autoionizzazione dell'acqua.



inizio	CA	eccesso	—	—
equilibrio	—	eccesso	CA	CA

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

Per **BASI FORTI (NaOH)**:



Per tutti le **basi forti** non c'è doppia freccia perché la reazione va a completezza, cioè si raggiunge un equilibrio completamente spostato verso i prodotti. A maggior ragione si trascura il contributo a $[\text{OH}^-]$ totale da parte della reazione di autoionizzazione dell'acqua.



inizio	CB	eccesso	___	eccesso	___
equilibrio	___	eccesso	CB	eccesso	CB

$$[\text{OH}^-] = C_B$$

In quale situazione ci troveremmo se avessimo a che fare con soluzioni molto diluite di acidi o basi forti esempio 10^{-8}M ?

Da:



$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-8} \text{ M}$ nel caso di acido e $[\text{OH}^-] = 10^{-8} \text{ M}$ nel caso di base

Però non possiamo trascurare il contributo alla concentrazione di H_3O^+ e OH^- derivante dalla reazione di autoionizzazione dell'acqua!!

Esercizi:

Calcolare la $[\text{H}_3\text{O}^+]$ ottenuta da una soluzione acquosa 3M di acido acetico ($K_a = 1.8 \cdot 10^{-5}$).

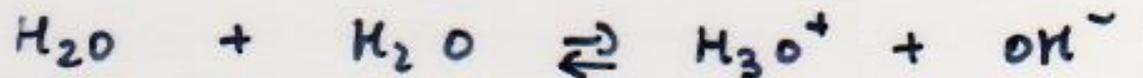
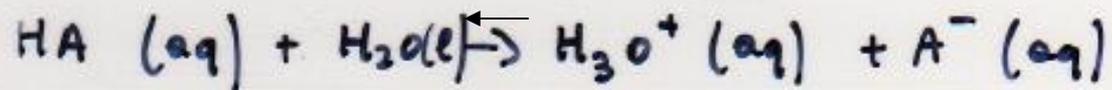
Calcolare la $[\text{OH}^-]$ ottenuta da una soluzione acquosa 3M di ammoniaca ($K_b = 1.8 \cdot 10^{-5}$).

Calcolare la $[\text{H}_3\text{O}^+]$ ottenuta da una soluzione acquosa 3M di acido cloridrico.

Calcolare la $[\text{OH}^-]$ ottenuta da una soluzione acquosa 3M di idrossido di sodio.

Fermiamoci a riflettere...

Quando sciolgo un acido (forte o debole) in acqua due sono gli equilibri da considerare sempre:

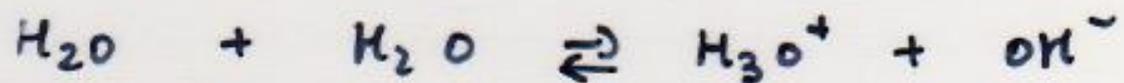


- 1) Nel caso di acido forte il primo equilibrio viene scritto con solo la freccia che va dai reagenti ai prodotti.
- 2) Se l'acido è molto debole ($K_a \sim 10^{-16}$) e/o molto diluito per il calcolo della $[\text{H}_3\text{O}^+]$ bisogna considerare tutti e due gli equilibri. Altrimenti solo il primo (si trascura il secondo).
- 3) Anche se il secondo equilibrio non partecipa quasi mai alla $[\text{H}_3\text{O}^+]$ totale è un equilibrio sempre esistente e che risente della concentrazione di $[\text{H}_3\text{O}^+]$ determinata dal primo equilibrio.

Supponiamo di avere una soluzione acquosa di HCl 1M a 25°C. Quale è la $[H_3O^+]$ in tale soluzione??

$$R- [H_3O^+] = 1M$$

Quanto vale di conseguenza la concentrazione di OH^- ?



$$K_w = [H_3O^+][OH^-] = 1.0 \cdot 10^{-14} (M^2)$$

$$[OH^-] = 10^{-14}$$

Ripetere il ragionamento sopra per una soluzione di NaOH 1M, nel calcolo della $[H_3O^+]$.

Riassumendo:

Calcolata $[\text{H}_3\text{O}^+]$ che deriva dall'acido



Dalla $K_w = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = 10^{-14}$
(prodotto ionico dell'acqua)



Si calcola $[\text{OH}^-]$

Calcolata $[\text{OH}^-]$ che deriva dalla base



Dalla $K_w = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = 10^{-14}$
(prodotto ionico dell'acqua)



Si calcola $[\text{H}_3\text{O}^+]$

pH

In genere il cologaritmo in base dieci (logaritmo cambiato di segno) si indica con la lettera **p**.

Quindi il cologaritmo della K_w ($-\text{Log } K_w$) si indica **pK_w**.

pH è il cologaritmo in base dieci della concentrazione di H_3O^+ , cioè **$-\text{Log } [\text{H}_3\text{O}^+]$**

Calcolare il pH di soluzioni acquose con $[\text{H}_3\text{O}^+] = 1\text{M}, 10\text{ M}, 100\text{ M}, 10^{-1}\text{ M}, 10^{-3}\text{ M}$.

pOH è il cologaritmo in base dieci della concentrazione di OH^- , cioè **$-\text{Log } [\text{OH}^-]$**

Calcolare il pOH di soluzioni acquose con $[\text{OH}^-] = 1\text{M}, 10\text{ M}, 100\text{ M}, 10^{-1}\text{ M}, 10^{-3}\text{ M}$.

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = 10^{-14};$$

$$\text{pK}_w = -\text{Log } [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = -\text{Log } [\text{H}_3\text{O}^+] - \text{Log}[\text{OH}^-]$$

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

Esercizi:

Calcolare il pOH di una soluzione a $\text{pH} = 3$

Calcolare il pH di una soluzione a $\text{pOH} = 4$

Calcolare il pH di una soluzione acquosa di $\text{HCl } 10^{-3} \text{ M}$

Calcolare il pH di una soluzione acquosa di acido acetico 2M ($K_a = 1.8 \cdot 10^{-5}$)

Calcolare il pOH di una soluzione di $\text{NaOH } 10^{-2} \text{ M}$

Calcolare il pOH di una soluzione di $\text{NH}_3 10^{-1} \text{ M}$ ($K_b = 1.8 \cdot 10^{-5}$)

Calcolare il pH di una soluzione di $\text{NaOH } 10^{-2} \text{ M}$

Calcolare il pH di una soluzione di $\text{NH}_3 10^{-1} \text{ M}$

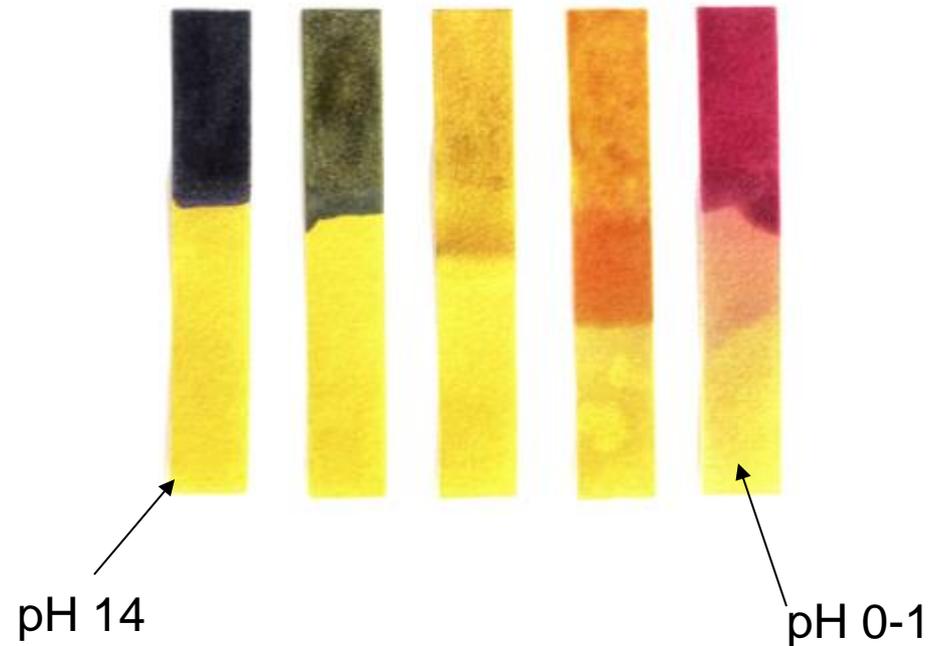
L'acqua pura ha un pH di 7 (neutra) perché:



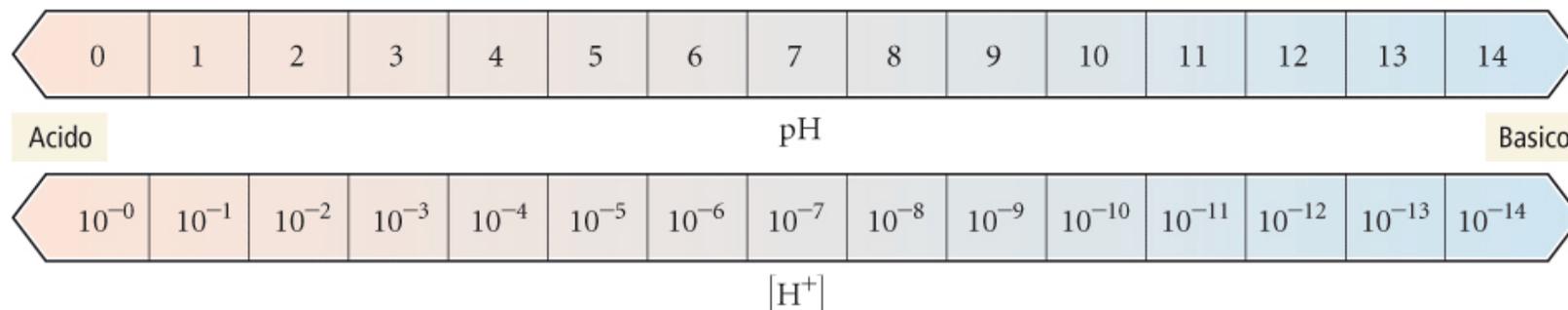
Una soluzione è definita acida se il $\text{pH} < 7$

Una soluzione è definita basica se il $\text{pH} > 7$

CARTINA al TORNASOLE (nell'intervallo di $0 < \text{pH} < 14$)



La scala del pH



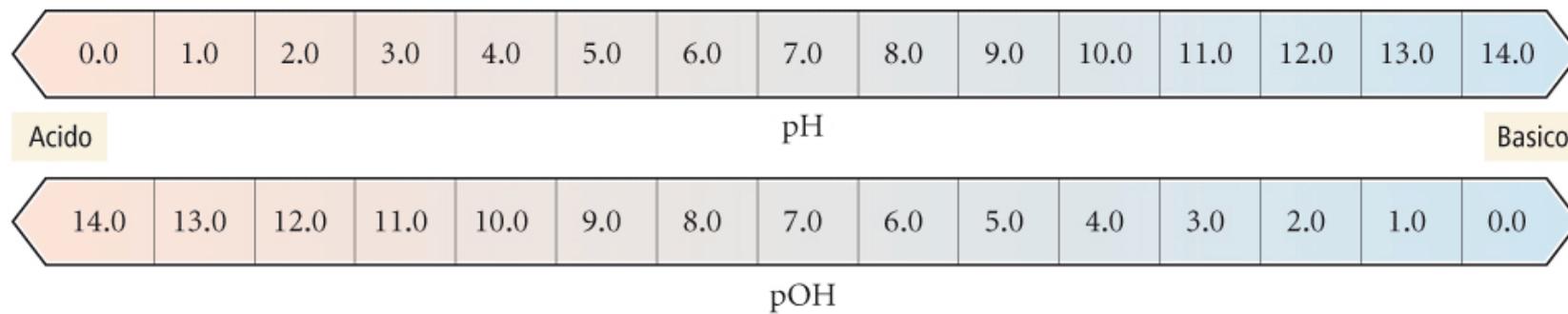
▲ **FIGURA 15.7 La scala del pH** L'aumento di 1 nella scala del pH corrisponde ad una diminuzione di un fattore 10 di $[H_3O^+]$.



Nivaldo J. Tro

Chimica - Un approccio molecolare

EdiSES



▲ FIGURA 15.8 pH e pOH



Nivaldo J. Tro
Chimica - Un approccio molecolare
EdiSES

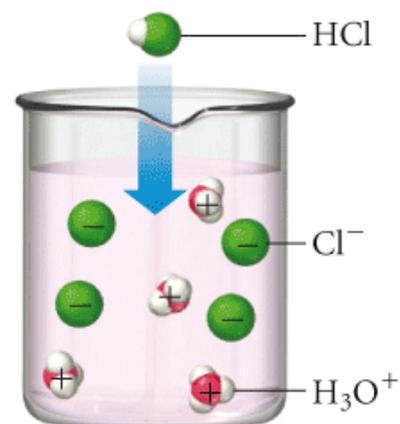
► **FIGURA 15.4 Ionizzazione di un acido forte** Quando HCl si dissolve in acqua, si ionizza completamente formando ioni H_3O^+ e Cl^- . La soluzione virtualmente non contiene HCl in forma indissociata.



Nivaldo J. Tro
Chimica - Un approccio molecolare
Edises

Acido forte

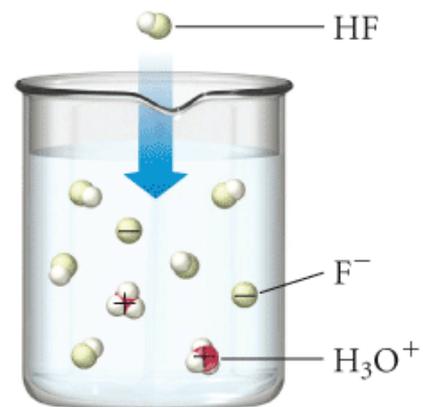
Quando l'HCl si dissolve in acqua, si ionizza completamente.



► **FIGURA 15.5 Ionizzazione di un acido debole** Quando HF si dissolve in acqua, solo una frazione di esso si ionizza formando ioni H_3O^+ e F^- . La soluzione contiene, oltre a questi ioni, anche HF in forma indissociata.

Acido debole

Quando HF si dissolve in acqua, si ionizza solo parzialmente.

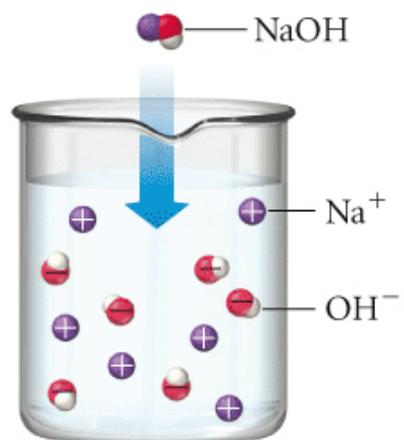


Nivaldo J. Tro

Chimica - Un approccio molecolare

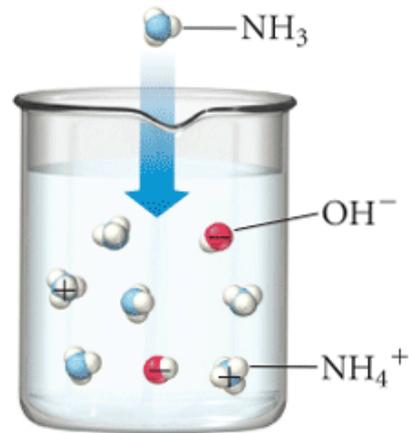
EdiSES

Base forte

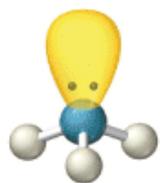


▲ **FIGURA 15.9 Ionizzazione di una base forte** Quando NaOH è disciolto in acqua si ionizza completamente, formando ioni Na⁺ e OH⁻. La soluzione non contiene NaOH nella sua forma indissociata.

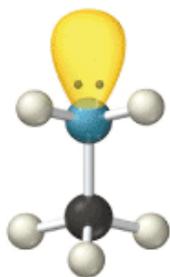
Base debole



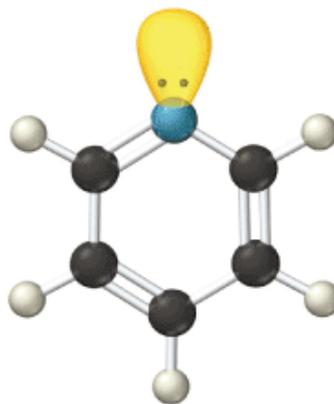
▲ **FIGURA 15.10 Ionizzazione di una base debole** Quando NH_3 è disciolta in acqua si ionizza parzialmente, formando NH_4^+ e OH^- . La maggior parte della NH_3 inizialmente posta in acqua rimane nella forma non ionizzata.



Ammoniaca



Metilammina



Piridina

◀ **FIGURA 15.11 Coppie di elettroni nelle basi deboli** Molte basi deboli contengono nella loro struttura un atomo di azoto con una coppia solitaria di elettroni che funge da accettore di protoni.



Nivaldo J. Tro

Chimica - Un approccio molecolare

EdiSES

POTERE LIVELLANTE del SOLVENTE

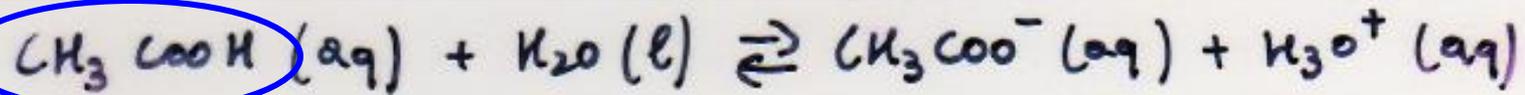
Nel solvente H_2O “esistono” solo gli acidi più deboli dell' H_3O^+ , quelli più forti sono convertiti totalmente in H_3O^+ . HCl non esiste come tale in H_2O viene totalmente convertito in H_3O^+ . Lo ione H_3O^+ è l'acido più forte che può esistere in soluzione acquosa.



Nel solvente H_2O “esistono” solo le basi più deboli dell' OH^- , quelli più forti sono convertiti totalmente in OH^- . Lo ione NH_2^- non esiste come tale in H_2O viene totalmente convertito in OH^- . Lo ione OH^- è la base più forte che può esistere in soluzione acquosa.

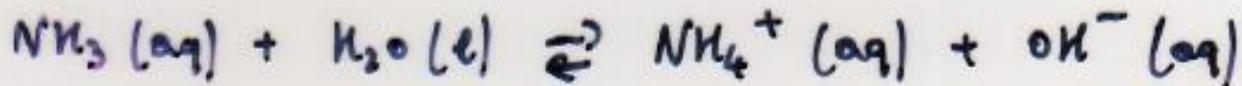


L'acido acetico è più debole di H_3O^+ e può esistere in acqua come tale

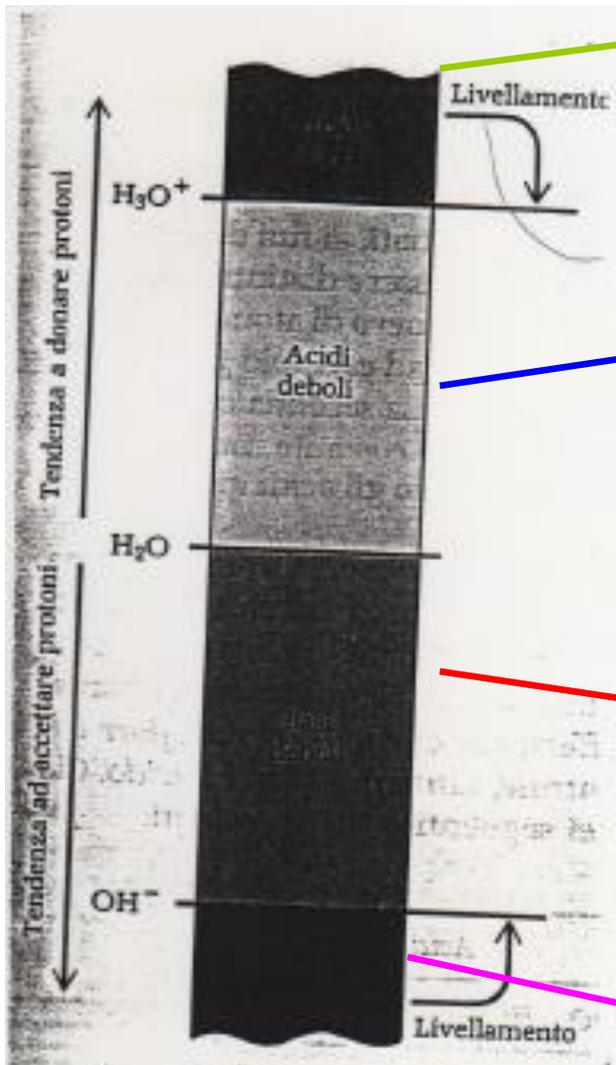


All'equilibrio ne troviamo una discreta quantità.. È un acido più debole di H_3O^+ ma più forte di H_2O .

Stesso ragionamento per NH_3 :



NH_3 è base più forte di H_2O ma più debole di OH^-



* HCl, H₂SO₄, HNO₃, HClO₄, HBr, HI, HClO₃

CH₃COOH, H₂SO₃, HIO₃, H₃PO₄, H₂CO₃, HCN, HNO₂, HF

NH₃, ammine in genere, urea.

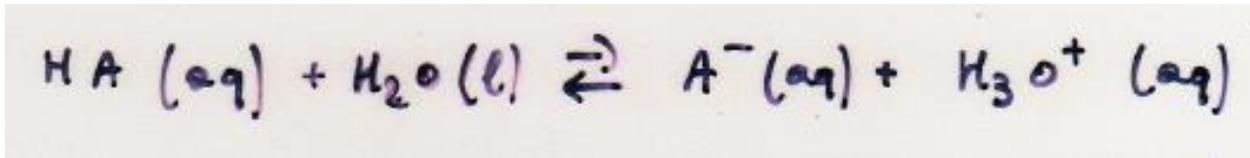
* Idrossidi ed ossidi [NaOH, Na₂O, Ca(OH)₂]

* Non esistono come tali in soluzione acquosa

* Non esistono come tali in soluzione acquosa

COPPIE ACIDO-BASE CONIUGATE

Base 2 ————— Acido 2



Acido 1 ————— Base 1

Le due coppie sono **Acido 1/ Base 1**
Acido 2/ Base 2

Vale la regola per cui se all'interno di una coppia acido base coniugata l'acido è forte la base è debole e viceversa.

COPPIE ACIDO-BASE CONIUGATE

Tabella 14.3 Coppie coniugate acido-base

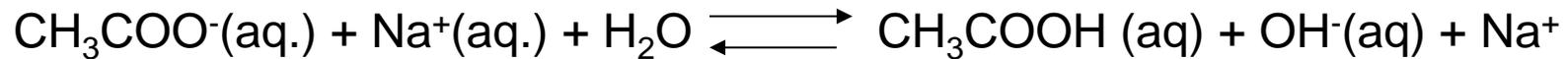
Acido	Base
HCl	Cl ⁻
HNO ₃	NO ₃ ⁻
H ₂ SO ₄	HSO ₄ ⁻
HSO ₄ ⁻	SO ₄ ²⁻
H ₂ CO ₃	HCO ₃ ⁻
HCO ₃ ⁻	CO ₃ ²⁻
CH ₃ COOH	CH ₃ CO ₂ ⁻
H ₂ O	OH ⁻
H ₃ O ⁺	H ₂ O
H ₂ S	HS ⁻
HS ⁻	S ²⁻
NH ₃	NH ₂ ⁻
NH ₄ ⁺	NH ₃
CH ₃ NH ₃ ⁺	CH ₃ NH ₂

Tutti gli acidi forti hanno basi coniugate debolissime

H₂O: comportamento anfotero, è sia un acido che una base debole → H₃O⁺ e OH⁻ sono acido e base forte, rispettivamente

NH₃: comportamento anfotero meno spiccato che H₂O. Ha un carattere basico più pronunciato. Quindi NH₄⁺ è un acido debole, mentre NH₂⁻ è base forte!

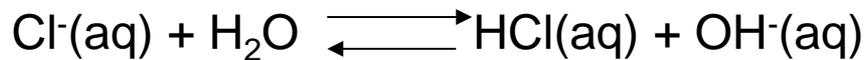
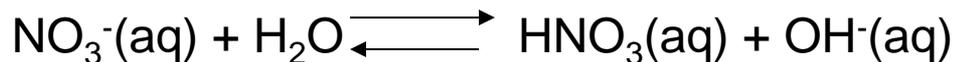
Molti Sali sciolti in H₂O modificano il valore di pH del solvente (7). Esempio CH₃COONa è un sale (composto ionico) che sciolto in H₂O fa alzare il pH



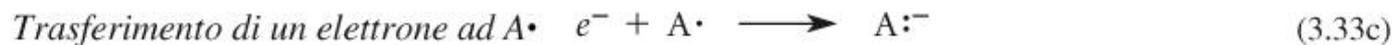
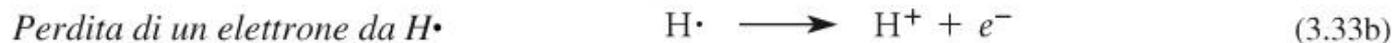
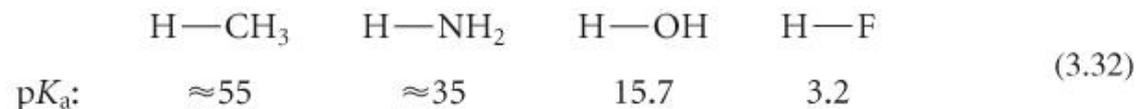
Per NH₄Cl il pH si abbassa:



Per NaNO₃ e per NaCl (Na⁺ ione spettatore) il pH rimane 7:



EFFETTO ELEMENTO



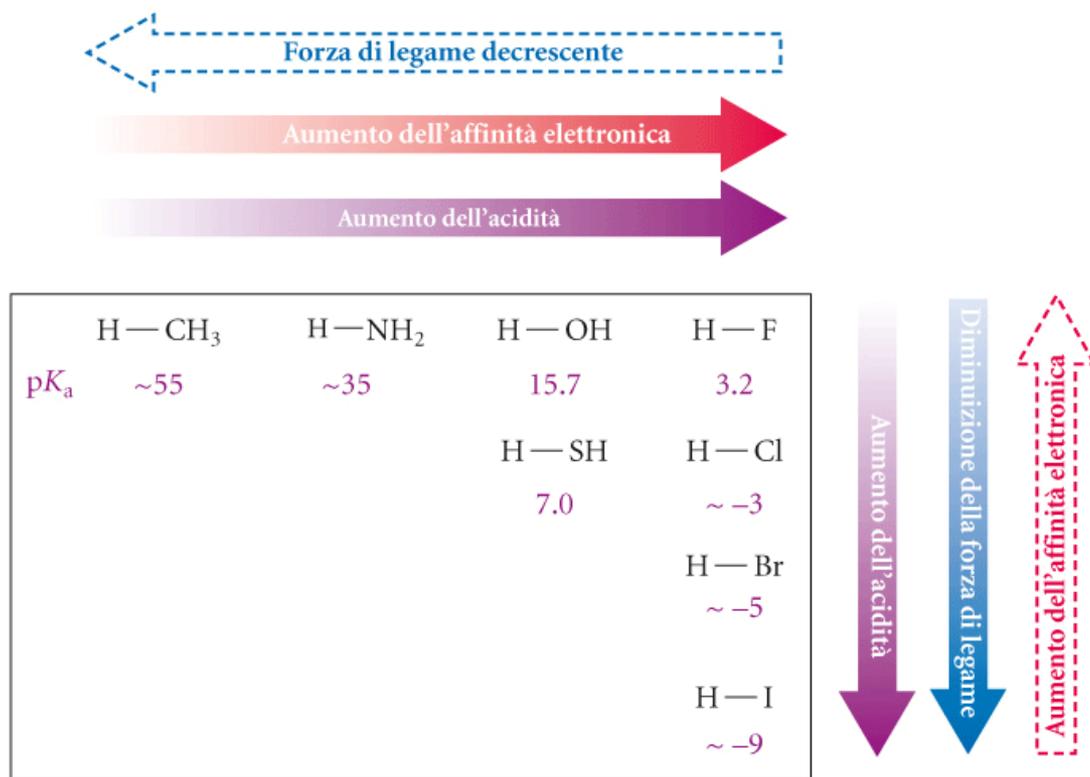
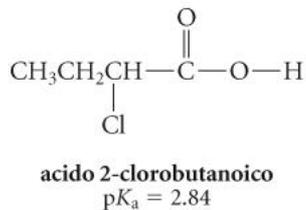
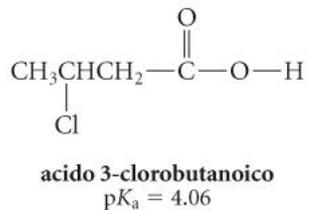
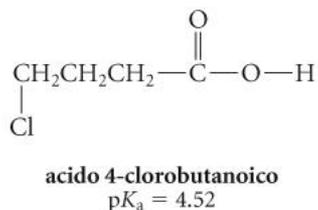
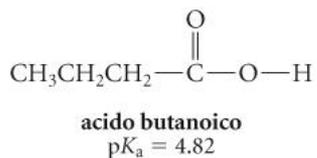


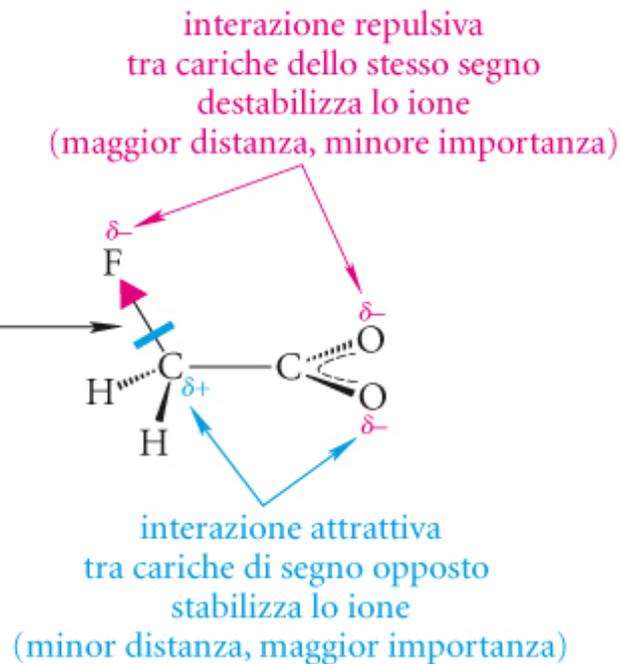
Figura 3.1 Fattori che influenzano l'acidità di Brønsted. Le acidità di alcuni acidi H—A di Brønsted sono determinate dalla posizione dell'elemento A nella tavola periodica. Le frecce di colore porpora indicano l'andamento dell'acidità lungo i periodi e i gruppi della tavola periodica. Le frecce piene indicano i più importanti fattori in ogni andamento e le frecce tratteggiate mostrano i fattori meno significativi.

Tabella 8.3 Valori medi di alcune entalpie di legame, in kilojoule per mole

C—H	412	N—H	388
C—C	348	N—N	163
C=C	612	N=N	409
C—C ↑ C=C	518 nel benzene	O—H	463
C≡C	837	O—O	157
C—O	360	F—H	565
C=O	743	Cl—H	431
C—N	305	Br—H	366
		I—H	299



dipolo di legame C—F



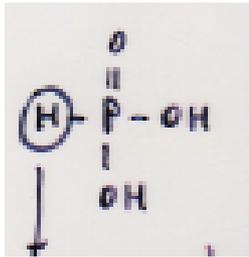
(3.39)

FORZA degli ACIDI non OSSIGENATI

1) In genere, un acido è tanto più forte quanto più è polare il legame H-A.

Es.

Legame C-H in CH_4 è poco polare mentre il legame H-Cl in HCl è polare e quindi l'HCl è un acido forte il metano è un acido molto debole!!



Acido fosforoso

Questo idrogeno non ha comportamento acido!

2) Un acido H-A è tanto più forte quanto più è debole il legame H-A

Es.

H - F

Legame molto polare ma molto forte (562 KJ/mole)

H - Cl

Legame meno polare ma meno forte (431 KJ/mole)

Aumento dell'elettronegatività
Aumento dell'acidità

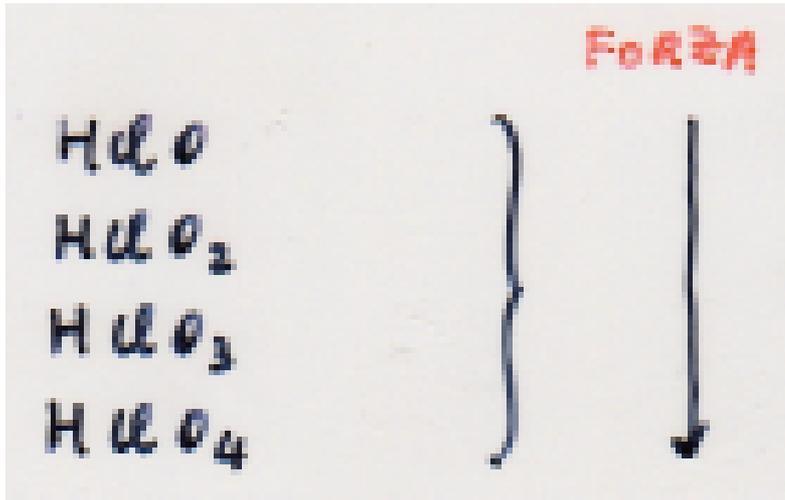
→

	6A	7A
Diminuzione della forza di legame Aumento dell'acidità	H ₂ O	HF
	H ₂ S	HCl
	H ₂ Se	HBr
	H ₂ Te	HI

↓

▲ FIGURA 15.14 Acidità degli idruri del gruppo 6A e 7A Muovendosi da sinistra verso destra nella tavola periodica, gli idruri diventano più acidi perché il legame H—Y diventa più polare. Muovendosi dall'alto verso il basso in un gruppo gli idruri diventano più acidi perché il legame H—Y diventa più debole.

FORZA degli ACIDI OSSIGENATI



All'aumentare del numero di ossigeni legati all'atomo centrale (del numero di ossidazione dell'atomo centrale) aumenta la forza dell'acido.



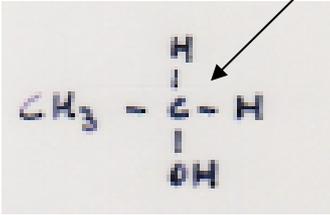
Base coniugata di HClO



Base coniugata di HClO₂

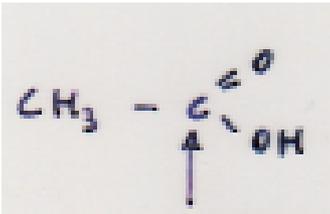
Più strutture di risonanza posso scrivere più stabile è la base coniugata, più forte è l'acido.

N.O. ??



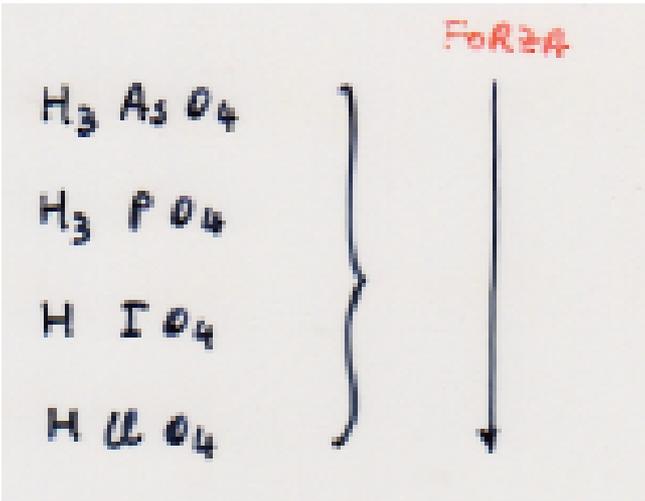
Alcool etilico

Chi è più acido, l'alcool etilico o l'acido acetico??

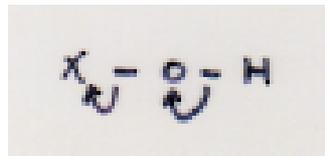


Acido acetico

N.O. ??



All'aumentare dell'elettronegatività dell'atomo centrale aumenta la forza dell'acido (a parità del numero di ossigeni legati a tale atomo).



Più X è elettronegativo più il legame O-H diventa polare, più l'acido è forte.

pKa e FORZA degli ACIDI

	Acido			
	HClO	HClO ₂	HClO ₃	HClO ₄
Numero di ossidazione	+1	+3	+5	+7
pK _a	7,53	2,0	Forte	Forte

	Acido			
	H ₃ AsO ₄	H ₃ PO ₄	HIO ₄	HClO ₄
Elettronegatività	2,0	2,1	2,5	3,0
pK _a	2,30	2,12	1,64	Forte

$$pK_a = -\text{Log } K_a$$

Più forte è l'acido più K_a è elevata.

Se $0 < K_a < 1$ all'aumentare di K_a il Log K_a diviene sempre meno negativo, il cologaritmo sempre meno positivo. In definitiva un acido è più debole se ha pK_a più elevato!!!

Per acidi forti (K_a > 1) il pK_a è negativo, e tanto più negativo più forte è l'acido!!

REAZIONE di NEUTRALIZZAZIONE

Sono tutte del tipo:



Tabella 14.2 Entalpie standard di neutralizzazione a 25°C

<i>Acido</i>	<i>Base</i>	<i>Salte</i>	ΔH° , kJ/mol
HCl	NaOH	NaCl	-57,1
HCl	KOH	KCl	-57,2
HNO ₃	NaOH	NaNO ₃	-57,3
2HCl	Ba(OH) ₂	BaCl ₂	2 × (-58,2)

Il fatto che il ΔH° non vari al variare del tipo di acido e base fa pensare che la reazione di neutralizzazione è sempre la stessa. Gli ioni che non partecipano alla reazione sono i ben noti ioni spettatori.

ACIDI e BASI POLIPROTICI

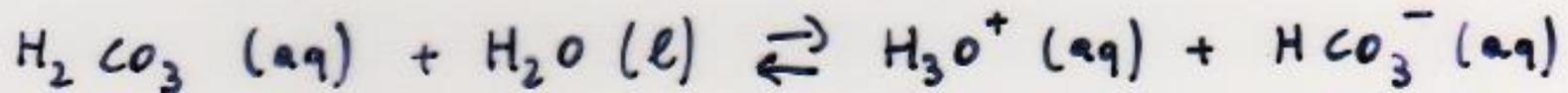
Acidi di Brønsted che possono donare più di un protone

Basi di Brønsted che possono accettare più di un protone

Es. di acidi **biprotici** (H_2CO_3 , H_2SO_4); acido **triprotico** (H_3PO_4)

Es. di basi **biprotiche** (CO_3^{2-} , $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$)

Esempio dell'acido carbonico:



Ogni stadio è caratterizzato da una sua K_a

$$K_{a1} = \frac{[H_3O^+][HCO_3^-]}{[H_2CO_3]}$$

$$K_{a2} = \frac{[H_3O^+][CO_3^{2-}]}{[HCO_3^-]}$$

In tutti gli acidi poliprotici
 $pK_{a1} < pK_{a2} < pK_{a3} \dots$

E' più difficile strappare un H^+ ad un anione
che ad una molecola neutra.

Per il calcolo del pH di soluzioni acquose di acidi poliprotici, in genere è sufficiente prendere in considerazione la prima reazione di ionizzazione che è molto più importante delle altre.

Vale spesso la condizione:

$$\frac{K_{a1}}{K_{a2}} \gg 10^4$$

E' importante solo il contributo alla $[H_3O^+]$ totale
della prima reazione di ionizzazione.

pKa di ACIDI POLIPROTICI

Tabella 14.7 Valori delle pK_a di acidi poliprotici

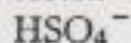
<i>Acido</i>	pK_{a1}	pK_{a2}	pK_{a3}
Acido solforico, H_2SO_4	Forte	1,92	
Acido ossalico, $(COOH)_2$	1,23	4,19	
Acido solforoso, H_2SO_3	1,81	6,91	
Acido fosforoso, H_3PO_3	2,00	6,59	
Acido fosforico, H_3PO_4	2,12	7,21	12,67
Acido tartarico, $C_4H_6O_6$	3,22	4,82	
Acido carbonico, H_2CO_3	6,37	10,25	
Acido solfidrico, H_2S	6,88	14,15	

Come calcolare il pH di soluzioni di H_2SO_4 , $(COOH)_2$ e di H_3PO_4 ??

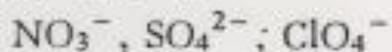
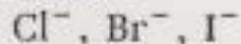
CARATTERE ACIDO e BASICO di alcuni IONI in ACQUA

Tabella 15.2 Carattere acido e basico di alcuni anioni in acqua*

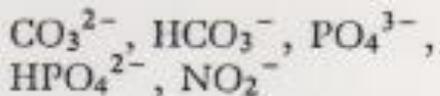
Acidi



Neutri



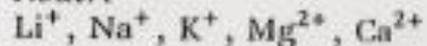
Basici



CH_3CO_2^- e altri anioni di acidi carbossilici

Tabella 15.1 Carattere acido e valori di pK_a di alcuni cationi in acqua

Neutri



Basici

Nessuno

Acidi

Ioni di elementi del blocco *d* tra cui
 Fe^{2+} , 5,10; Co^{2+} , 8,89; Ni^{2+} , 10,60;
 Cu^{2+} , 6,80; Fe^{3+} , 2,20

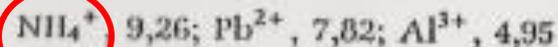


TABELLA 15.9 pH di soluzioni saline

		ANIONE	
		Base coniugata di un acido forte	Base coniugata di un acido debole
CATIONE	Acido coniugato di una base debole	<i>Acido</i>	<i>Dipende dalle forze relative</i>
	Metallico, piccolo, con elevata carica	<i>Acido</i>	<i>Dipende dalle forze relative</i>
	Controione di una base forte	<i>Neutro</i>	<i>Basico</i>



Nivaldo J. Tro

Chimica - Un approccio molecolare

EdiSES

TABELLA 15.6 Il pH di alcune sostanze di uso comune

Sostanza	pH
Succo gastrico (stomaco umano)	1.0–3.0
Lime	1.8–2.0
Limoni	2.2–2.4
Soft drinks	2.0–4.0
Prugne	2.8–3.0
Vino	2.8–3.8
Mele	2.9–3.3
Pesche	3.4–3.6
Ciliegie	3.2–4.0
Birra	4.0–5.0
Pioggia (non inquinata)	5.6
Sangue umano	7.3–7.4
Chiare d'uovo	7.6–8.0
Latte di magnesia	10.5
Ammoniaca di uso domestico	10.5–11.5
Soluzione di NaOH al 4%	14



Nivaldo J. Tro

Chimica - Un approccio molecolare

EdiSES

TABELLA 15.7 Basi forti

Idrossido di litio (LiOH)	Idrossido di stronzio [Sr(OH) ₂]
Idrossido di sodio (NaOH)	Idrossido di calcio [Ca(OH) ₂]
Idrossido di potassio (KOH)	Idrossido di bario [Ba(OH) ₂]



Nivaldo J. Tro

Chimica - Un approccio molecolare

EdiSES

TAMPONI

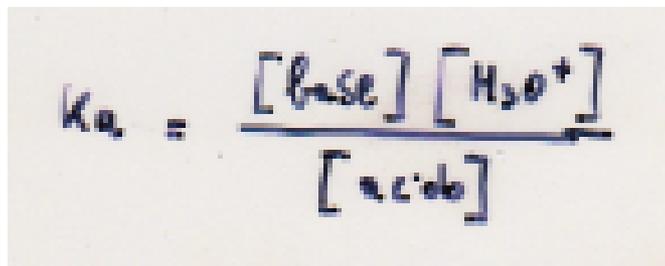
Soluzioni (acquose) in cui un acido **debole** e la sua **base coniugata** sono presenti in concentrazione paragonabile.

Es:

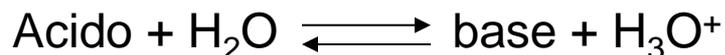


HCl e Cl^- costituiscono un tampone??

Generalmente si può scrivere:


$$K_a = \frac{[\text{base}][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{acido}]}$$

Per la reazione:



Dal lucido precedente..

$$[H_3O^+] = K_a \frac{[acido]}{[base]}$$

$$\log [H_3O^+] = \log K_a + \log \frac{[acido]}{[base]}$$

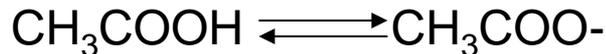
$$pH = pK_a + \log \frac{[base]}{[acido]}$$

Calcolare il pH di una soluzione tampone costituita da HF ed NaF entrambi concentrati 1M sapendo che la K_a dell'acido fluoridrico è $3.55 \cdot 10^{-4}$

Calcolare il pH di una soluzione tampone costituita da NH_3 0.1 M ed NH_4Cl 0.2 M sapendo che la K_b dell'ammoniaca è $1.8 \cdot 10^{-5}$

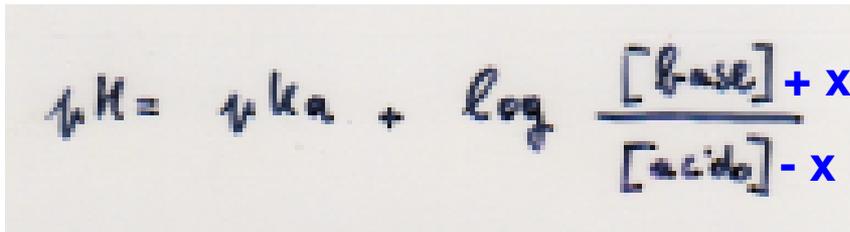
I tamponi sono soluzioni che si oppongono alla variazione di pH indotta da aggiunte di piccole quantità di acidi o di basi.

Es. Tampone acido acetico/acetato



Aggiunta di H^+ viene neutralizzata da CH_3COO^- , quella di OH^- viene neutralizzata da CH_3COOH . Come conseguenza il pH della soluzione non cambia!!!

Se aggiungiamo una piccola quantità x di una base, essa reagendo con l'acido aumenta la quantità di base coniugata del tampone e l'equazione seguente così si trasforma:


$$\text{pH} = \text{pK}_a + \log \frac{[\text{base}] + x}{[\text{acido}] - x}$$

Ma nei tamponi x è molto più piccolo di $[\text{base}]$ e $[\text{acido}]$ e quindi il termine logaritmico varia di poco e quindi il pH della soluzione non subirà una variazione significativa!!!

CAPACITA' di un TAMPONE

Quantità di un acido o di una base che possono essere aggiunti ad un tampone senza che questo perda la sua capacità di opporsi alle variazioni di pH.

La capacità di un tampone è buona se:

$$0.1 < \frac{[\text{base}]}{[\text{acido}]} < 10$$

Con un massimo per tale rapporto uguale a 1. Al di fuori di tale intervallo la soluzione non si comporta più come tampone.

Inoltre per avere buone capacità di tampone bisogna avere soluzioni tampone con medio-alte concentrazioni.