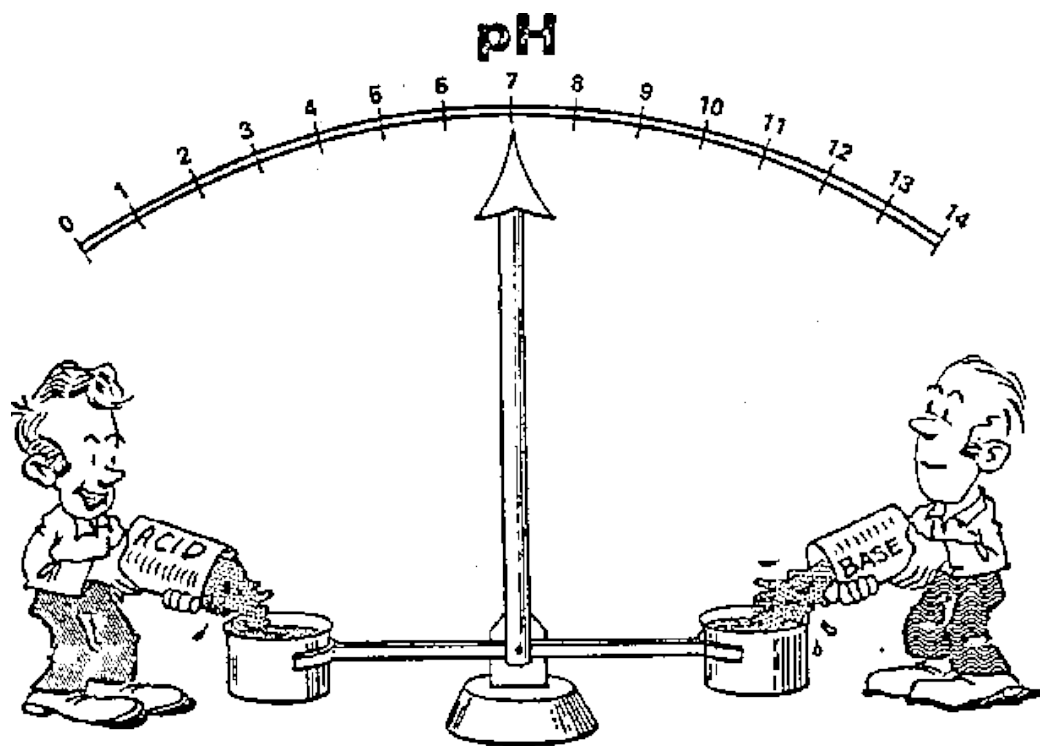


Esercitazioni di CHIMICA

8. pH DI ACIDI, BASI E SALI



Secondo **ARRHENIUS**, un **acido** è una sostanza che dissociandosi in acqua libera ioni H^+ . Una **base** è invece una sostanza che dissociandosi in acqua libera ioni OH^- .

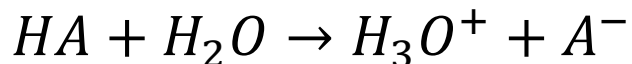
Secondo **BRØNSTED E LOWRY**, un **acido** è una specie chimica capace di donare uno ione H^+ ad un'altra specie chimica; similmente, una **base** è una specie chimica capace di accettare uno ione H^+ da un'altra specie chimica.

Acidi e basi possono essere elettroliti **forti** (reazione completamente spostata a destra) oppure **deboli** (reazione di equilibrio, con una propria costante termodinamica).

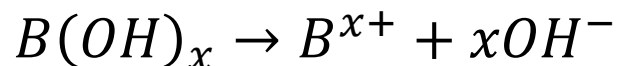
Il **pH** è una scala di misura dell'acidità o della basicità di una soluzione acquosa:

$$pH = -\text{Log}[H_3O^+]$$

ACIDI FORTI: HCl, HI, HBr, HNO₃, HClO₄, H₂SO₄



BASI FORTI: Idrossidi di Na, K, Ca, Ba, Mg, Li



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

L'uso del pH e del pOH consente di esprimere il prodotto ionico dell'acqua nel seguente modo:

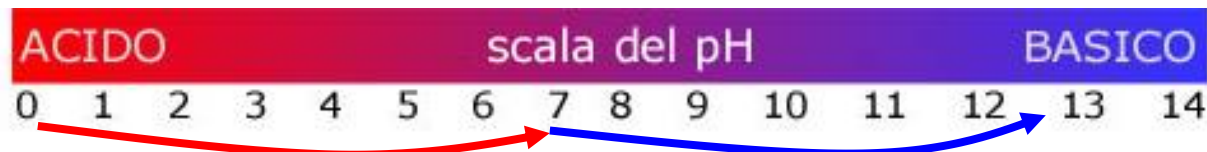
$$pH + pOH = 14$$

ES 8.1] 0.669 L di HCl gassoso a NTP sono disciolti in 7.50 L di H_2O . Calcolare il pH della soluzione finale.

Nel pH, sono significative solo le cifre della mantissa

ES 8.2] Si ha a disposizione una soluzione acquosa $4.52 \cdot 10^{-3}$ M di $\text{Ba}(\text{OH})_2$. Che volume ne occorre per preparare 100 mL di una soluzione avente pH 10.250?

ES 8.3] Calcolare la massa di NaOH da aggiungere a 1.20 L di HCl 0.400 M in H₂O per avere un pH finale di 12.830.





Esercizi/4

ES 8.4] Calcolare il volume di acqua da aggiungere a 2.00 L di una soluzione acquosa di acido nitrico $3.0 \cdot 10^{-4}$ M per portare il pH a 3.80. [1.8 L]

ES 8.5] Si raddoppia il volume, tramite aggiunta di acqua, di una soluzione acquosa di acido perclorico a pH 2.70. Calcolare il pH finale. [3.00]

ES 8.6] Calcolare il volume di una soluzione acquosa di acido nitrico $1.0 \cdot 10^{-2}$ M da aggiungere a 3.0 L di una soluzione acquosa di acido cloridrico $5.0 \cdot 10^{-2}$ M per portare il pH a 1.70. [9.1 L]

ES 8.7] L'acidità di un succo gastrico è dovuta principalmente alla presenza di acido cloridrico libero. Calcolare il pH di un succo gastrico, sapendo che 12.4 mL di questo richiedono, per la neutralizzazione, 3.7 mL di soda caustica 0.10 M. [1.53]

ES 8.8] Calcolare la massa di acido nitrico presente in 3.7 L di una sua soluzione acquosa avente pH 3.20. **[0.15 g]**

ES 8.9] Calcolare la massa di idrossido di calcio necessaria per salificare quantitativamente 650 mL di una soluzione acquosa di acido nitrico 0.250 M. **[6.02 g]**

ES 8.10] Calcolare il pH di 150 mL di una soluzione acquosa di idrossido di calcio, che per la neutralizzazione necessita di $4.0 \cdot 10^{-2}$ g di acido cloridrico. **[11.86]**

ES 8.11] Una soluzione acquosa contiene $8.57 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$ di una base forte monobasica. Se il pH della soluzione è 13.000, calcolare la massa molare della base. **[85.7 g mol⁻¹]**

ES 8.12] Calcolare il pH di una soluzione preparata sciogliendo 10.80 g di idrossido di potassio in 100.0 mL di una soluzione acquosa di idrossido di potassio 1.000 M. **[14.4661]**

ES 8.13] Calcolare la massa di acido nitrico da aggiungere a 2.0 L di una soluzione acquosa di acido perclorico avente pH 2.50 per portare il pH finale a 2.00. **[0.86 g]**

ES 8.14] Ad 1.0 L di una soluzione acquosa $1.0 \cdot 10^{-2}$ M di acido cloridrico si aggiungono 2.0 L di una soluzione acquosa $8.0 \cdot 10^{-3}$ M di soda caustica. Calcolare il pH della soluzione risultante. **[11.30]**

ES 8.15] Calcolare il pH di una soluzione ottenuta mescolando 0.300 L di una soluzione acquosa di acido cloridrico 0.550 M e 0.350 L di una soluzione acquosa contenente 25.8 g L^{-1} di idrossido di calcio. **[13.083]**

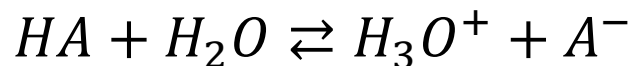
ES 8.16] Calcolare il pH della soluzione che si ottiene quando 125 mL di una soluzione acquosa di soda caustica 0.606 M vengono diluiti con acqua a 15.0 L **[11.703]**

ES 8.17] Calcolare il volume di acido cloridrico concentrato (36.0 wt%, $\rho = 1.18 \text{ g mL}^{-1}$) che serve per preparare 12.5 L di una sua soluzione acquosa avente pH 2.10. **[8.5 mL]**

Un **acido debole** si ionizza solo in piccola parte: provoca pertanto un minore abbassamento del pH (a parità di concentrazione e proticità) rispetto ad un acido forte, il quale al contrario rilascia tutti i suoi atomi di idrogeno in acqua. Per ogni acido occorre quindi valutare una **costante di equilibrio K_a** : più è alta, più forte è l'acido.

Lo stesso discorso vale per una **base debole**.

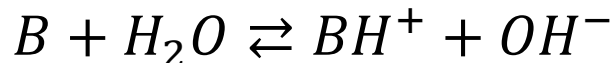
ACIDI DEBOLI: HF, HCN, H₂S, HNO₂, H₃PO₄, HClO, RCOOH



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

da cui si ricava il pH

BASI DEBOLI: NH₃, Ammine (RHN₂, R₂NH, R₃N)



$$K_b = \frac{[BH^+] \cdot [OH^-]}{[B]}$$

da cui si ricava il pOH



ES 8.18] Calcolare il pH di una soluzione acquosa di HCN 0.50 M ($K_a = 4.0 \cdot 10^{-10}$).

La x nelle somme algebriche è trascurabile se K_a è minore di 10^{-4} e se $[HA]$ è maggiore di 10^{-2} M

ES 8.19] Calcolare la K_b di una soluzione 0.275 M di una base debole generica B, avente pH 11.724.



ES 8.20] Calcolare il pH di una soluzione acquosa di HBr $1.00 \cdot 10^{-7}$ M.

ES 8.21] Calcolare il pH di una soluzione 0.180 M di acido benzoico ($\text{C}_7\text{H}_6\text{O}_2$, monoprotico, $K_a = 6.46 \cdot 10^{-5}$). **[2.467]**

ES 8.22] Calcolare il volume di ammoniaca gassosa ($K_b = 1.80 \cdot 10^{-5}$) da sciogliere, a NTP, in 100 mL di acqua per ottenere una soluzione a pH 11.00. Si trascuri la variazione di volume. **[0.13 L]**

ES 8.23] Calcolare la variazione di pH che si verifica raddoppiando il volume, con dell'acqua, di una soluzione acquosa 0.100 M di ammoniaca ($K_b = 1.80 \cdot 10^{-5}$). **[0.151]**

ES 8.24] L'acido caproico ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_2$, monoprotico), presente in piccole quantità negli oli di cocco e di palma, viene utilizzato nella fabbricazione di essenze artificiali. Sciogliendone 11 g L^{-1} in acqua si misura un pH pari a 2.94. Calcolare la K_a . **[1.4 · 10⁻⁵]**



ES 8.25] Un particolare aceto da cucina contiene il 5.7 wt% di acido acetico ($K_a = 1.8 \cdot 10^{-5}$). Calcolare che massa di questo aceto dovrebbe essere diluita con acqua per preparare 0.750 L di una soluzione avente pH 4.52. **[64 mg]**

ES 8.26] Calcolare la molarità di una soluzione acquosa di ammoniaca ($K_b = 1.8 \cdot 10^{-5}$) per essere ionizzata al 4.2%. **[$9.8 \cdot 10^{-3}$]**

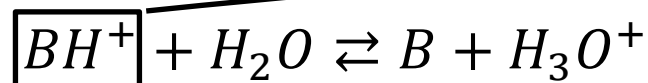
ES 8.27] Calcolare la percentuale di ionizzazione di una soluzione acquosa 0.20 M di aspirina (acido acetilsalicilico, $C_9H_8O_4$, monoprotico, $K_a = 3.0 \cdot 10^{-4}$). Dopodiché, ricalcolare questo valore quando un individuo (i cui succhi gastrici hanno pH 1.00) ingoia alcune pasticche di aspirina fino a che la concentrazione di acido acetilsalicilico nel suo stomaco raggiunge 0.20 M. **[3.9% ; 0.30%]**

ES 8.28] L'emoglobina (Hb) è la proteina del sangue responsabile del trasporto dell'ossigeno, secondo la reazione $\text{HbH}^+ + \text{O}_2 \rightleftharpoons \text{HbO}_2 + \text{H}^+$. Spesso a una persona in iperventilazione viene consigliato di respirare in una busta di carta. Perché? [L'iperventilazione è una serie frequente di atti respiratori che portano ad un massiccio aumento di O_2 e ad una notevole riduzione di CO_2 nel sangue. La rimozione di CO_2 comporta una riduzione di H^+ (acido carbonico), spostando l'equilibrio verso destra. Respirare all'interno di un sacchetto di carta aumenta la concentrazione di CO_2 (reinspirando la CO_2 emessa), determinando così una maggiore liberazione di O_2 .]

I **sali** sono composti che in soluzione acquosa esistono dissociati nei loro ioni. Se questi ioni derivano da acidi deboli o da basi deboli, reagiscono con le molecole di acqua, comportandosi a loro volta da acidi o da basi.

Questa reazione tra gli ioni e l'acqua è una reazione di equilibrio detta **idrolisi**, ed è regolata da una **costante di equilibrio** K_i .

IDROLISI ACIDA: se gli ioni del sale derivano da un AF e una **BD**

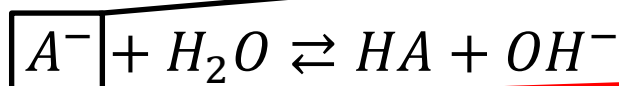


$$K_i = \frac{[B] \cdot [H_3O^+]}{[BH^+]}$$

$$K_i = \frac{K_w}{K_b}$$

da cui si ricava il pH

IDROLISI BASICA: se gli ioni del sale derivano da un **AD** e una BF



$$K_i = \frac{[HA] \cdot [OH^-]}{[A^-]}$$

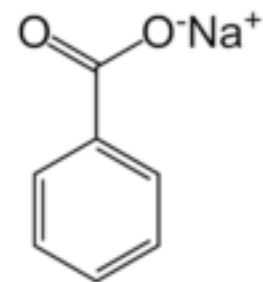
$$K_i = \frac{K_w}{K_a}$$

da cui si ricava il pOH



Esercizi/14

ES 8.29] Calcolare il pH di una soluzione acquosa di $\text{C}_6\text{H}_5\text{COONa}$ (benzoato di sodio, $K_a = 6.46 \cdot 10^{-5}$) avente concentrazione $1.25 \cdot 10^{-3} \text{ M}$.







ES 8.30] Calcolare il pH di una soluzione acquosa ottenuta aggiungendo 0.500 L di NH_4OH 0.100 M ($K_b = 1.79 \cdot 10^{-5}$) ad 1.00 L di HCl $5.00 \cdot 10^{-2}$ M.





ES 8.31] Una soluzione acquosa di NH_4Cl (per NH_4OH : $K_b = 1.79 \cdot 10^{-5}$) ha $\text{pH} = 5.050$. Calcolare il volume di H_2O che bisogna aggiungere a 0.500 L di tale soluzione perché il pH diventi uguale a 5.500.







ES 8.32] Calcolare la K_a di un acido debole HA, sapendo che una soluzione acquosa 0.300 M del suo sale BA (dove la base da cui deriva il catione B^+ è forte) ha $\text{pH} = 9.834$. **[6.44 · 10⁻⁷]**

ES 8.33] Calcolare la molarità di una soluzione acquosa di ipoclorito di calcio, avente $\text{pH} = 10.642$. Per l'acido ipocloroso vale $K_a = 2.95 \cdot 10^{-8}$. **[0.284 M]**

ES 8.34] Calcolare il pH di una soluzione acquosa di solfato d'ammonio 0.125 M. Per l'ammoniaca vale $K_b = 1.79 \cdot 10^{-5}$, mentre l'acido solforico è considerato un acido forte per entrambe le dissociazioni. **[4.927]**

ES 8.35] L'acido sorbico ($\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_2$, monoprotico, $K_a = 1.7 \cdot 10^{-5}$) è usato nell'industria alimentare come conservante. Ad esempio, il suo sale di potassio viene aggiunto al formaggio per impedire la formazione di muffe. Calcolare il pH di una soluzione acquosa 0.37 M di sorbato di potassio. **[9.17]**



ES 8.36] Considerando che una soluzione acquosa ha $\text{pH} = 5 \cdot \text{pOH}$, rispondere ai seguenti quesiti:

- La soluzione è acida o basica? **[Basica]**
- Quanto vale $[\text{H}^+]$? **$[2.15 \cdot 10^{-12} \text{ M}]$**
- Tra ammoniaca, acido acetico e acetato d'ammonio, qual è il soluto? **[Ammoniaca]**
- Qual è la molarità del soluto? **$[1.20 \text{ M}]$**

Usare 3 cifre significative nell'esprimere i risultati numerici.

Se è necessaria una costante acido/base/idrolisi, reperirla dagli esercizi che precedono.

ES 8.37] L'odore sgradevole di pesce è essenzialmente attribuibile a dei composti organici (RNH_2) che contengono un gruppo amminico (NH_2) in cui R è la restante parte della molecola. Le ammine sono basi come l'ammoniaca. Spiegare perché mettendo del succo di limone sul pesce si diminuisce enormemente il cattivo odore. [Il succo di limone contiene l'acido citrico, in grado di dare reazione di salificazione con una base come RNH_2 : si ottiene un sale. I sali sono caratterizzati da attrazioni elettrostatiche che comportano una bassa tensione di vapore. Ne consegue che l'odore (direttamente proporzionale alla volatilità delle specie) diminuisce quando si passa da una molecola covalente (come l' RNH_2 di partenza) ad un sale.]