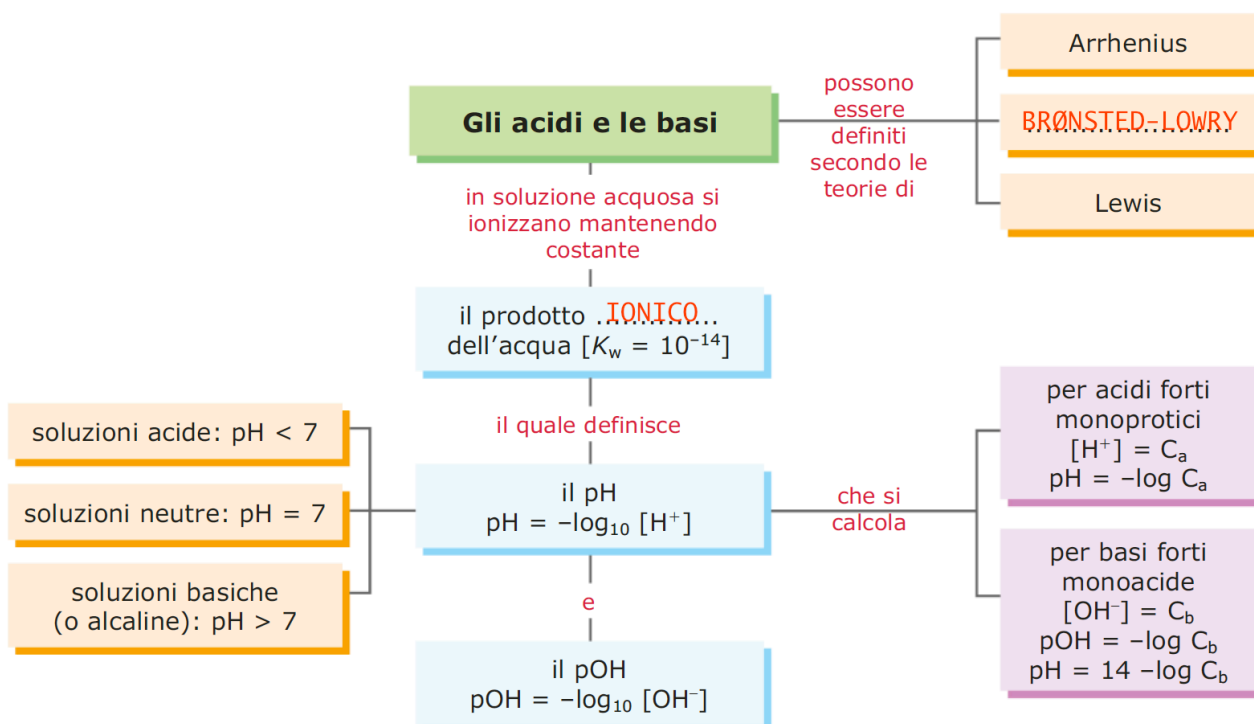


## Soluzioni degli esercizi del testo

### Lavorare con le mappe

1.



2. *Risposta aperta.*

3. *Risposta aperta.*

4. Il **prodotto ionico dell'acqua** è il prodotto tra la concentrazione molare di ioni idrogeno  $[H^+]$  e di ioni idrossido  $[OH^-]$  presenti in acqua:  $K_W = [H^+][OH^-]$ . Si tratta della costante di equilibrio della ionizzazione dell'acqua moltiplicato per la concentrazione molare dell'acqua (in acqua):



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

$$K_W = K_{eq} [H_2O]$$

Pertanto a ogni data condizione di pressione e temperatura ha un valore costante. A 298 K e pressione ambiente sempre lo  $K_W = 10^{-14}$ .

Il **pH** è il negativo del logaritmo in base dieci della concentrazione degli ioni  $H^+$ :

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

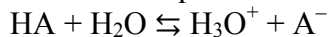
In soluzione acquosa a condizioni ambiente, poiché  $K_W = [H^+][OH^-] = 10^{-14}$ , si ha  $pH + pOH = 14$ .

In acqua,  $[H^+] = [OH^-] = 10^{-7}$ , quindi  $pH = pOH = 7$ .

In soluzione acida  $[H^+] > [OH^-]$ , quindi  $pH < 7$  (e  $pOH > 7$ ).

In soluzione basica  $[H^+] < [OH^-]$ , quindi  $pH > 7$  (e  $pOH < 7$ ).

Gli **acidi** si distinguono in **forti**, **medi** o **deboli**, a seconda se in soluzione acquosa si ionizzano quasi completamente, parzialmente o quasi per niente. Quantitativamente questo è espresso dalla costante di equilibrio della reazione di dissociazione:



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

La costante di ionizzazione acida è definita come:

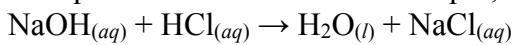
$$K_a = K_{eq} [\text{H}_2\text{O}]$$

Considerando che  $[\text{H}_2\text{O}]$  è praticamente costante,  $K_a$  è una costante a pressione e temperatura costanti.

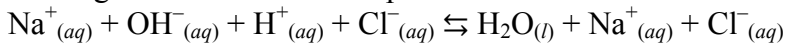
Quanto maggiore è  $K_a$ , tanto più l'equilibrio è spostato a destra. Si considerano acidi forti gli acidi con  $K_a > 10^3$  (la soluzione contiene quantità trascurabili di acido non dissociato), acidi deboli quelli con  $K_a < 10^{-3}$  (la soluzione contiene quantità trascurabili di acido dissociato) e acidi medi quelli con  $K_a$  intermedia tra questi valori (la soluzione contiene quantità apprezzabili sia di acido dissociato che non dissociato).

Il **pH di viraggio** è quello a cui un indicatore colorimetrico di pH cambia colore. Si chiama indicatore colorimetrico di pH una sostanza che aggiunta anche in minime quantità in una soluzione acquista un colore diverso a seconda che il pH sia inferiore o superiore a un valore limite, che è diverso da indicatore a indicatore.

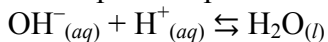
Gli **ioni spettatori** sono gli ioni di acidi, basi o sali che disciolti in soluzione non partecipano all'equilibrio acido base. Per esempio,  $\text{Na}^+$  e  $\text{Cl}^-$  nella seguente reazione sono ioni spettatori:



Infatti gli ioni effettivamente presenti nelle due soluzioni sono:



Che si può semplificare:



Infatti  $\text{Na}^+$  e  $\text{Cl}^-$  compaiono inalterati da entrambe le parti.

## Conoscenze e abilità

1. D
2. B
3. C
4. A
5. C
6. D
7. A
8. B
9. D
10. C
11. C
12. D
13. D
14. A
15. B
16. B
17. D
18. D
19. B
20. C
21. A
22. D

23. ioni  $\text{H}^+$ ,  $\text{OH}^-$ , numero, protoni, molecola

24. reazione, protone, cede, protone, accetta, base

25.  $\text{H}^+$ , coniugata, reazione acido/base, base coniugata, acido coniugato

26. accettare, elettroni, donare, elettroni, dativo  
 27. deboli, ionizzata, diverso, non ionizzata, maggiore  
 28. concentrazione, concentrazione, volume, concentrazione, soluzione  
 29. coniugata, Brønsted-Lowry, debole, reagisce, pH

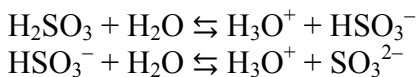
30. F  
 31. F  
 32. V  
 33. F  
 34. V  
 35. V  
 36. F  
 37. F  
 38. V  
 39. V  
 40. F

41.

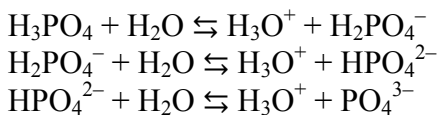
- a.  $\text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{NO}_3^-$   
 b.  $\text{HNO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{NO}_2^-$   
 c.  $\text{HClO} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{ClO}^-$   
 d.  $\text{HClO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{ClO}_2^-$   
 e.  $\text{HClO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{ClO}_3^-$   
 f.  $\text{HClO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{ClO}_4^-$

42.

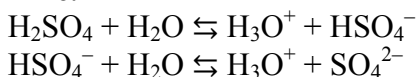
a.



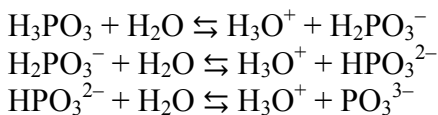
b.



c.



d.



43.

*An Arrhenius acid is a chemical entity that releases  $\text{H}^+$  ions in water. An Arrhenius base is a chemical entity which releases  $\text{OH}^-$  ions in water. A Brønsted-Lowry acid is a chemical entity able to release  $\text{H}^+$  ions to another species. A Brønsted-Lowry base is a chemical entity able to accept a  $\text{H}^+$  ions from an acid. The Brønsted-Lowry definition allows to define as bases molecules which do not release  $\text{OH}^-$  ions but increase the pH of water (by increasing the concentration of  $\text{OH}^-$  ions), such as ammonia. Moreover, this definition clarifies that a chemical species cannot be named acid or basis unless it is compared to another species (e.g. water) which behaves as an acid or base with it.*

44.

	$K_a$	Esempio
Acidi forti	$> 10^3$	HCl, acido cloridrico

Acidi medio deboli	$10^{-3} < K_a < 10^3$	H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub> , acido fosforico
Acidi deboli	$< 10^{-3}$	CH <sub>3</sub> COOH, acido acetico

45. Dire che l'acqua è pura include implicitamente il fatto che sia neutra, dato che nell'acqua pura si ha l'equilibrio  $\text{OH}^- + \text{H}^+ \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O}$  con  $[\text{OH}^-] = [\text{H}^+] = 10^{-7}$ .

46.

- a. 2
- b. 1
- c. 1,3
- d. 1,52
- e. 2,70
- f. 2,52
- g. 11,30
- h. 12,48
- i. 11,54
- j. 11,60
- k. 13,51

47. 0,302 g

48. 2,66 g

49. 1,36

50. 1,59

51. 1,85

52. 1,38

53. 2,08

54. 1,65

55. 12,81

56. 12,60

57. 12,5 mL

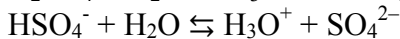
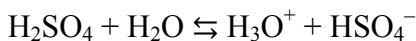
58. 12 mL

59. 3.75 mL

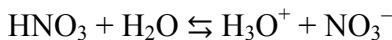
### Il laboratorio delle competenze

60.

Dissociazione ionica dell'acido solforico in acqua:

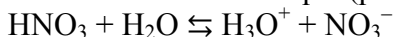


Dissociazione ionica dell'acido nitrico in acqua:

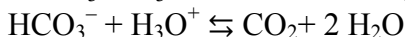


61.

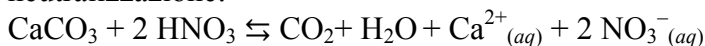
L'acido nitrico nell'acqua (pioggia) dà l'equilibrio:



Il carbonato di calcio in ambiente acido dà gli equilibri:

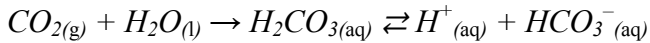


Complessivamente quindi tra carbonato di calcio e pioggia acida si ha la reazione di neutralizzazione:

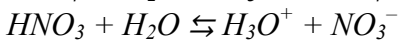
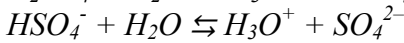
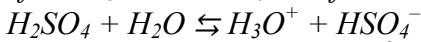


62.

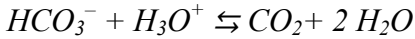
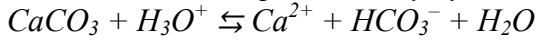
*Acid rains contain small amounts of CO<sub>2</sub> dissolved in the form of carbonic acid, that participates in the balance:*



The presence of pollutants increases the concentration of  $\text{H}^+$ , in particular because of the presence of  $\text{HNO}_3$  and  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , so of the balances:



Limestones are composed mostly by  $\text{CaCO}_3$  that in presence of acids participates in the balances:



Moreover,  $\text{CO}_2$  gaseous is continuously subtracted from equilibrium, that moves to right.

63.

Concentrazione molare di $\text{H}^+$	Concentrazione molare di $\text{OH}^-$	pH	La soluzione è (acida/basic)
$10^{-10}$ M	$10^{-4}$ M	10	basica
$10^{-3}$ M	$10^{-11}$ M	3	acida
$10^{-13}$ M	$10^{-1}$ M	13	basica
$10^{-3}$ M	$10^{-11}$ M	3	acida
$10^{-7}$ M	$10^{-7}$ M	7	neutra
$10^{-3}$ M	$10^{-11}$ M	3	acida
$10^{-13}$ M	$10^{-1}$ M	13	basica
$10^{-6}$ M	$10^{-8}$ M	6	acida

64.

	Concentrazione molare di $\text{H}^+$	Concentrazione molare di $\text{OH}^-$	pH	Si ottengono sciogliendo in acqua	Per esempio		
					$[\text{H}^+] =$	$[\text{OH}^-] =$	pH =
<b>Soluzioni acide</b>	$> 10^{-7}$ M	$< 10^{-7}$ M	$< 7$	acidi, sali con idrolisi acida	$10^{-3}$ M	$10^{-11}$ M	3
<b>Soluzioni neutre</b>	$= 10^{-7}$ M	$= 10^{-7}$ M	$= 7$	sali con idrolisi neutra	$10^{-7}$ M	$10^{-7}$ M	7
<b>Soluzioni basiche</b>	$< 10^{-7}$ M	$> 10^{-7}$ M	$> 7$	basi, sali con idrolisi basica	$10^{-10}$ M	$10^{-4}$ M	10