

Corrigé : Les acides et les bases

4.1 Les théories des acides et des bases

1.

Théorie	Acide	Base
Arrhenius	Produit des H ⁺	Produit des OH ⁻
Bronsted-Lowry	Donneur de protons	Accepteur de protons
Lewis	Accepte une paire d'électrons	Donne une paire d'électrons

2. a) F⁻_(aq) b) CO₃²⁻_(aq) c) HSO₄⁻ d) N₂H_{4(aq)}
3. a) HNO_{3(aq)} b) H₂O (l) c) H₃O⁺_(aq) d) H₂CO_{3(aq)}
4. Acide : HClO_{4(aq)}; base, H₂O (l); acide conjugué: H₃O⁺_(aq); base conjuguée: ClO₄⁻_(aq)
5. a) base, HS⁻_(aq); Acide : H₂O (l); acide conjugué: H₂S_(aq); base conjuguée: OH⁻_(aq)
- b) base, O²⁻_(aq); Acide : H₂O (l); acide conjugué: OH⁻_(aq); base conjuguée: OH⁻_(aq)
- c) Acide: H₂S_(aq); base, NH_{3(aq)}; acide conjugué: NH₄⁺_(aq); base conjuguée: HS⁻_(aq)
- d) Acide: H₂SO_{4(aq)}; base, H₂O (l); acide conjugué: H₃O⁺_(aq); base conjuguée: HSO₄⁻_(aq)

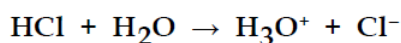
4.2 La neutralisation

1. Base forte : une base qui se dissocie complètement en ions Ex. NaOH, KOH, RbOH, Ca(OH)₂, Ba(OH)₂
2. sel : composé ionique produit lors d'une réaction de neutralisation entre un acide et une base Ex. NaCl, KCl
- 3.
- HBr_(aq) + NaOH_(aq) → NaBr_(aq) + H₂O(l)
 - HCl_(aq) + NaOH_(aq) → NaCl_(aq) + H₂O(l)
 - $$\begin{aligned} & \text{H}_2\text{SO}_4(\text{aq}) + \text{KOH}(\text{aq}) \rightarrow \\ & \text{H}_2\text{SO}_4(\text{aq}) + 2 \text{KOH}(\text{aq}) \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4(\text{aq}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \end{aligned}$$
 - NaOH_(aq) + HI_(aq) → NaI_(aq) + H₂O(l)
 - $$\begin{aligned} & \text{Ca}(\text{OH})_2(\text{aq}) + \text{HCl}(\text{aq}) \rightarrow \\ & \text{Ca}(\text{OH})_2(\text{aq}) + 2 \text{HCl}(\text{aq}) \rightarrow \text{CaCl}_2(\text{aq}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \end{aligned}$$
 - HNO_{3(aq)} + KOH_(aq) → KNO_{3(aq)} + H₂O(l)

4.3 Le pH

1. $2,0 \times 10^{-13}$ mol/L
2. $[\text{H}_3\text{O}^+] = 0,125$ mol/L et $[\text{OH}^-] = 8,0 \times 10^{-14}$ mol/L
3. $[\text{OH}^-] = 0,557$ mol/L et $[\text{H}_3\text{O}^+] = 1,80 \times 10^{-14}$ mol/L
4. $K_w = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]$ $[\text{OH}^-] = 0,675$ mol/L et $[\text{H}_3\text{O}^+] = 1,47 \times 10^{-14}$ mol/L
5. $[\text{OH}^-] = 0,10$ mol/L et 8,6 g de $\text{Ba}(\text{OH})_2$
6. $[\text{H}_3\text{O}^+] = 6,99 \times 10^{-11}$ mol/L
7.
 - a. $[\text{H}^+] = 2,0 \times 10^{-3}$
 $\text{pH} = -\log[\text{H}^+] = -\log(2,0 \times 10^{-3}) = 2,7$
 - b. $[\text{H}^+] = 3,5 \times 10^{-4}$
 $\text{pH} = -\log[\text{H}^+] = -\log(3,5 \times 10^{-4}) = 3,4$
 - c. $[\text{OH}^-] = 7,5 \times 10^{-7}$
 $\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-] = -\log(7,50 \times 10^{-7}) = 6,1$
 $\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 6,1 = 7,9$
 - d. $[\text{OH}^-] = 9,0 \times 10^{-9}$
 $\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-] = -\log(9,0 \times 10^{-9}) = 8,0$
 $\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 8,05 = 6,0$
8.
 - a. $\text{pH} = 7,0$
 $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-7} = 1,0 \times 10^{-7}$ mol/L H_3O^+
 - b. $\text{pOH} = 5,0$
 $\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 5,0 = 9,0$
 $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-9} = 1,0 \times 10^{-9}$ mol/L H_3O^+
 - c. $\text{pH} = 13,0$
 $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-13} = 1,0 \times 10^{-13}$ mol/L H_3O^+
 - d. $\text{pOH} = 11,0$
 $\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 11,0 = 3,0$
 $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-3} = 1,0 \times 10^{-3}$ mol/L H_3O^+
9.
 - a. $\text{pH} = 5,4$
 $\text{pOH} = 14 - \text{pH} = 14 - 5,4 = 8,6$
 - b. $\text{pH} = 8,6$
 $\text{pOH} = 14 - \text{pH} = 14 - 8,6 = 5,4$
10.
 - a. $\text{pH} = 1,6$
 $\text{pOH} = 14 - \text{pH} = 14 - 1,6 = 12,4$
 $[\text{OH}^-] = 10^{-\text{pOH}} = 10^{-12,40} = 4,0 \times 10^{-13}$ mol/L OH^-
 - b. $\text{pH} = 9,2$
 $\text{pOH} = 14 - \text{pH} = 14 - 9,2 = 4,8$
 $[\text{OH}^-] = 10^{-\text{pOH}} = 10^{-4,80} = 1,6 \times 10^{-5}$ mol/L OH^-

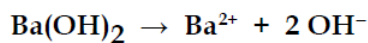
11. a. 0.0020 mol/L HCl



$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 0.0020 \text{ mol/L}$$

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log(0.0020) = 2.7$$

b. 4.00×10^{-4} mol/L Ba(OH)₂



$$[\text{OH}^-] = 2(4.00 \times 10^{-4} \text{ mol/L}) = 8.0 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{K_w}{[\text{OH}^-]} = \frac{1.0 \times 10^{-14}}{8.0 \times 10^{-4}} = 1.25 \times 10^{-11} \text{ mol/L H}_3\text{O}^+$$

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log(1.25 \times 10^{-11}) = 10.9$$

12. Bleu de thymol

13. pH de 3 à un pH de 4,6: bleu de bromophénol; pH de 4,4 à 6,2: rouge de méthyle

14. Oui, il y a toujours des ions hydroxyde dans une solution aqueuse. Cela est évident car le produit de la concentration en ions hydrogène et la concentration en ions hydroxyde doit toujours être égal à K_w .

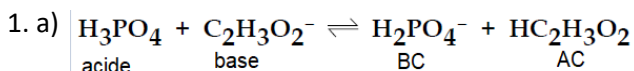
15. c.

16. d.

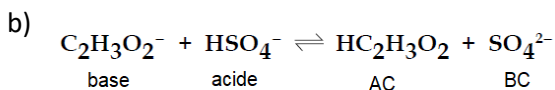
17. a.

18. b.

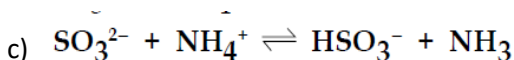
4.4 L'équilibre des acides et des bases



La réaction directe est favorisée, donc H_3PO_4 est plus fort que $\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$



La réaction directe est favorisée.

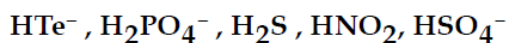


La réaction inverse est favorisée.

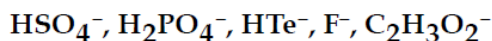
2. a) HSO_3^- , HCO_3^- , HPO_4^{2-}

b) CO_3^{2-} , HPO_4^{2-} , HCO_3^- , $\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-$, HSO_3^-

3. Acides



Bases



4. 4,23

5. $6,0 \times 10^{-9}$

6. 0,056 mol/L

7. 11,39

8. 0,0315 %

9. 3,2 %

10. 3,9 % $K_a = 1,5 \times 10^{-5}$

11. 28,7 %

12. 13,1 %

4.5 Détermination de la concentration

1. 0,21 mol/L 2. 0,17 mol/L 3. 120 ml 4. 45 ml
 5. 0,28 mol/L 6. 52,3 ml 7. 0,21 mol/L 8. 2,50 L
 9. 3,43L 10. 0,926 g
 11. a) Bleu de bromothymol ou rouge de phénol

b) On doit connaître la concentration de l'acide. $(0,1245)(17) = x(50)$ $x = 0,04233$ mol/L

On calcule la concentration des ions $[H_3O^+]$ en utilisant la formule

$$pH = -\log[H_3O^+] \quad 3 = -\log[H_3O^+] \quad [H_3O^+] = 1 \times 10^{-3}$$

Ensuite, on calcule le K_a à l'aide de la formule $K_a = \frac{[H_3O^+][A^-]}{[HA]}$. Puisque l'acide est un

monoacide, la $[H_3O^+] = [A^-]$. $K_a = \frac{(1 \times 10^{-3})(1 \times 10^{-3})}{0,04233} = 2,4 \times 10^{-5}$

c) $0,225 \text{ g} \div 50 \text{ ml} = 0,0045 \text{ g/ml}$ ou $0,225 \text{ g} \div 0,05 \text{ L} = 4,5 \text{ g/L}$
 $4,5 \text{ g/L} \times 1\text{L}/0,04233 \text{ mol} = 106 \text{ g/mol}$

d) Oui, la concentration de l'acide serait plus basse et donc le volume de la base nécessaire pour neutraliser l'acide serait moins élevé.

12.

a) Rouge de méthyle ou vert de bromocrésol

b) On doit connaître la concentration de la base. $(0,02635)(0,020) = x(0,100)$ $x = 0,00527$ mol/L

Étant donné la base :

$$B + H_2O \rightleftharpoons BH^+ + OH^-$$

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

Alors son acide conjugué :

$$BH^+ + H_2O \rightleftharpoons B + H_3O^+$$

$$K_b = \frac{K_e}{K_a} = K_e \cdot \frac{[BH^+]}{[B][H_3O^+]} = [OH^-][H_3O^+] \cdot \frac{[BH^+]}{[B][H_3O^+]}$$

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

Le K_b de l'acide conjugué a la même valeur que le K_b de la base.

On calcule la concentration des ions $[OH^-]$ en utilisant la formule

$$pOH = -\log[OH^-] \quad 14-9,8 = -\log[OH^-] \quad [OH^-] = 6,3 \times 10^{-5} \text{ mol/L}$$

$K_b = \frac{[A^+][OH^-]}{[AOH]}$. Puisque la base est une monobase, la $[A^+] = [OH^-]$.

$$K_b = \frac{(6,3 \times 10^{-5})(6,3 \times 10^{-5})}{0,00527} = 7,5 \times 10^{-7}$$

c) $0,0165 \text{ g} \div 100 \text{ ml} = 0,000165 \text{ g/ml}$ ou $0,0165 \text{ g} \div 0,1 \text{ L} = 0,165 \text{ g/L}$
 $0,165 \text{ g/L} \times 1\text{L}/0,0527 \text{ mol} = 3,13 \text{ g/mol}$

13.

a) $(0,0985)(26) = x(50)$ $x = 0,0512$ mol/L

b) Phénolphtaléine

c) On commence par calculer la concentration des ions $[H_3O^+]$ en utilisant la formule

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] \quad 2,5 = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] \quad [\text{H}_3\text{O}^+] = 3,2 \times 10^{-3}$$

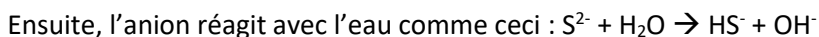
Ensuite, on calcule le K_a à l'aide de la formule $K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$. Puisque l'acide est un

monoacide, la $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{A}^-]$. $K_a = \frac{(3,2 \times 10^{-3})(3,2 \times 10^{-3})}{0,0512} = 2,0 \times 10^{-4}$

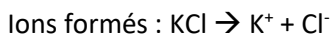
14. a) NaOH est une base forte et HNO₃ est un acide fort. Donc, le sel est **neutre**



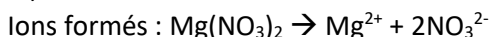
b) NaOH est une base forte et H₂S est un acide faible. Donc la solution est **basique**.



c) KOH est une base forte et HCl est un acide fort. Donc, la solution est **neutre**.



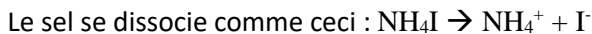
d) Mg(OH)₂ est une base forte et HNO₃ est un acide fort. Donc, la solution est **neutre**.



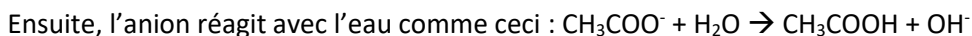
e) NaOH est une base forte et HCO₃ est un acide faible. La solution est donc **basique**.



f) NH₄OH est une base faible et HI est un acide fort. La solution est donc **acide**.



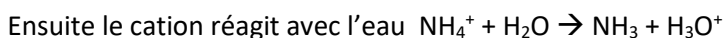
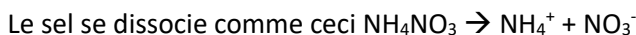
g) KOH est une base forte et CH₃COOH est un acide faible. La solution est donc **basique**.



h) Le Ca(OH)₂ est une base forte et H₂O est neutre. La solution est donc **basique**.



i) NH₄OH est une base faible et HNO₂ est un acide fort. La solution est donc **acide**.



j) NH₄OH est une base faible et H₂CO₃ est un acide faible.



On doit donc comparer le K_a de l'ion agissant comme l'acide et le K_b de l'ion agissant comme la base.

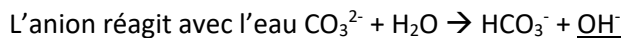
Le K_a du NH_4^+ est $5,7 \times 10^{-10}$

Le K_a du H_2CO_3 est $4,4 \times 10^{-7}$ mais nous avons besoin le K_b .

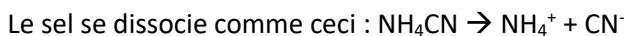
$K_a \times K_b = 1 \times 10^{-14}$

$$K_b = \frac{1 \times 10^{-14}}{4,4 \times 10^{-7}} = 2,3 \times 10^{-8}$$

$K_a < K_b$ donc le sel est basique.



k) NH₄OH est une base faible et HCN est un acide faible.



On doit donc comparer le K_a de l'ion agissant comme l'acide et le K_b de l'ion agissant comme la base.

Le K_a du NH_4^+ est $5,7 \times 10^{-10}$

Le K_a du HCN est $6,2 \times 10^{-10}$ mais nous avons besoin le K_b .

$$K_a \times K_b = 1 \times 10^{-14}$$

$$K_b = \frac{1 \times 10^{-14}}{6,2 \times 10^{-10}} = 1,6 \times 10^{-5}$$

$K_a < K_b$ donc le sel est basique.

L'anion réagit avec l'eau $\text{CN}^- + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HCN} + \underline{\text{OH}^-}$