

Les acides et les bases

Corrigés des exercices

Table des matières

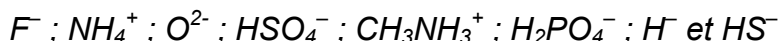
Table des matières	1
Acides-bases 1 : Acides et bases de Brønsted	2
Acides-bases 2 : Acides et bases conjuguées	4
Acides-bases 3 : Nomenclature des acides	6
Acides-bases 4 : Chlorure d'hydrogène et acide chlorhydrique	7
Acides-bases 5 : L'acide sulfurique	8
Acides-bases 6 : L'acide phosphorique	9
Acides-bases 7 : Les acides carboxyliques.....	10
Acides-bases 8 : Hydroxydes et ammoniac	11
Acides-bases 9 : Produit ionique de l'eau.....	13
Acides-bases 10 : L'échelle du pH	15
Acides-bases 12 : Constantes d'acidité et de basicité.....	19
Acides-bases 13 : Dissociation des acides faibles en fonction du K_a	21
Acides-bases 14 : Calcul du pH des solutions d'un acide ou d'une base dans l'eau	30
Acides-bases 15 : La neutralisation.....	37
Acides-bases 18 : Les solutions tampons	40
Acides-bases 20 : Les dosages acido-basiques	44

Acides-bases 1 : Acides et bases de Brønsted

1

Parmi les ions ci-dessous, indiquez :

- Ceux qui sont des acides selon Brønsted.
- Ceux qui sont des bases selon Brønsted.
- Ceux qui, selon les conditions, peuvent être des acides ou des bases selon Brønsted.



Réponses :

Acides selon Brønsted : NH_4^+ ; HSO_4^- ; $CH_3NH_3^+$.

Bases selon Brønsted : F^- ; O^{2-} ; H^- .

Amphotères : $H_2PO_4^-$; HS^- .

Remarque : du point de vue strict de l'échange du proton, HSO_4^- est amphotère.

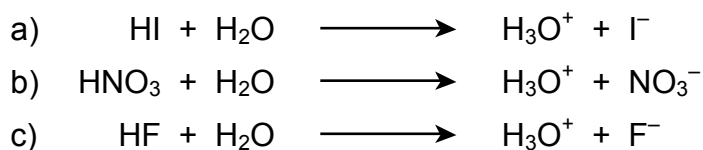
Mais, en pratique, H_2SO_4 est un acide tellement fort qu'on doit considérer sa base conjuguée HSO_4^- comme suffisamment négligeable pour ne pas être vraiment amphotère.

2

Indiquez les équations des réactions des acides ci-dessous avec la base H_2O :

- a) HI b) HNO_3 c) HF

Réponses :



3

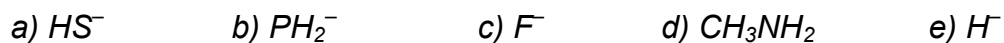
Complétez la phrase suivante : "lorsqu'un acide réagit avec l'eau, il y a toujours formation"

Réponse :

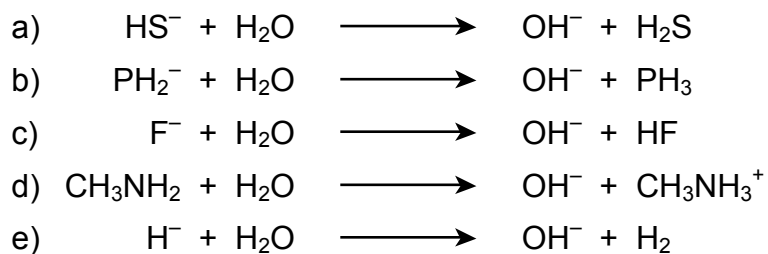
Lorsqu'un acide réagit avec l'eau, il y a toujours formation **d'ions hydronium H_3O^+** .

4

Indiquez les équations des réactions des bases ci-dessous avec l'acide H_2O :



Réponses :

**5**

Complétez la phrase suivante : "lorsqu'une base réagit avec l'eau, il y a toujours formation"

Réponse :

Lorsqu'une base réagit avec l'eau, il y a toujours formation d'ions hydroxyde OH^- .

Acides-bases 2 : Acides et bases conjuguées

1

Donnez la base conjuguée de chaque acide ci-dessous :

- | | |
|-------------------------------|------------------------------|
| a) HNO_2 | c) H_3PO_4 |
| b) CH_2ClCOOH | d) H_2PO_4^- |

Réponses :

- | | |
|--------------------------------|------------------------------|
| a) NO_2^- | c) H_2PO_4^- |
| b) $\text{CH}_2\text{ClCOO}^-$ | d) HPO_4^{2-} |

2

Indiquez le couple acide / base conjuguée dans les réactions suivantes :

- | | | |
|---|----------------------|---|
| a) $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH} + \text{H}_2\text{O}$ | \rightleftharpoons | $\text{H}_3\text{O}^+ + \text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-$ |
| b) $\text{CH}_3\text{NH}_2 + \text{H}_2\text{O}$ | \rightleftharpoons | $\text{CH}_3\text{NH}_3^+ + \text{OH}^-$ |
| c) $\text{HCOOH} + \text{H}_2\text{O}$ | \rightleftharpoons | $\text{H}_3\text{O}^+ + \text{HCOO}^-$ |

Réponses :

- a) $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH} / \text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-$
- b) $\text{CH}_3\text{NH}_3^+ / \text{CH}_3\text{NH}_2$
- c) $\text{HCOOH} / \text{HCOO}^-$

3

Donnez la formule des bases conjuguées des acides ci-dessous, ainsi que le nom du sel de sodium de la base conjuguée correspondante :

- a) acide acétique
- b) acide fluorhydrique
- c) acide phosphoreux
- d) acide periodique

Réponses :

- a) Formule de l'acide : CH_3COOH . Formule de la base conjuguée : CH_3COO^- . Nom du sel de sodium correspondant : acétate de sodium.
- b) Formule de l'acide : HF . Formule de la base conjuguée : F^- . Nom du sel de sodium correspondant : fluorure de sodium.
- c) Formule de l'acide : H_3PO_3 . Formule de la base conjuguée : H_2PO_3^- . Nom du sel de sodium correspondant : dihydrogénophosphite de sodium.
- d) Formule de l'acide : HIO_4 . Formule de la base conjuguée : IO_4^- . Nom du sel de sodium correspondant : periodate de sodium.

4

Donnez l'acide conjugué de chaque base ci-dessous :

- | | |
|---------------------|--------------------------------|
| a) NH_3 | c) NaOH |
| b) HSO_4^- | d) $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$ |

Réponses :

- | | |
|----------------------------|------------------------------|
| a) NH_4^+ | c) H_2O |
| b) H_2SO_4 | d) HC_2O_4^- |

5

Donnez la formule et le nom de l'acide conjugué correspondant aux composés ci-dessous :

- a) nitrite de potassium
- b) dihydrogénophosphate de sodium
- c) ammoniac
- d) eau

Réponses :

- a) acide nitreux HNO_2
- b) acide phosphorique H_3PO_4
- c) ion ammonium NH_4^+
- d) ion hydronium H_3O^+

6

Donnez la formule de trois particules ampholytes.

Réponses :

Par exemple, H_2O , H_2PO_4^- et HPO_4^{2-} .

Acides-bases 3 : Nomenclature des acides

1

Quelle est la formule des corps suivants :

- a) nitrate d'ammonium
- b) dihydrogénophosphate de potassium
- c) hydrogénosulfate de calcium
- d) carbonate de sodium
- e) chlorure d'aluminium

Réponses :

- a) NH_4NO_3
- b) KH_2PO_4
- c) $\text{Ca}(\text{HSO}_4)_2$
- d) Na_2CO_3
- e) AlCl_3

2

Donnez le nom et la formule des acides conjugués des ions suivants :

- a) sulfure
- b) hydrogénocarbonate
- c) hydrogénophosphate
- d) NO_3^-
- e) PO_3^{3-}

Réponses :

- a) hydrogénosulfure HS^-
- b) acide carbonique H_2CO_3
- c) dihydrogénophosphate H_2PO_4^-
- d) acide nitrique HNO_3
- e) hydrogénophosphite HPO_3^{2-}

3

Quel est le nom des acides suivants :

- a) HClO_4
- b) H_2SO_3
- c) HNO_2
- d) H_3PO_4
- e) HBr

Réponses :

- a) acide perchlorique
- b) acide sulfureux
- c) acide nitreux
- d) acide phosphorique
- e) acide bromhydrique

Acides-bases 4 : Chlorure d'hydrogène et acide chlorhydrique

1

Le chlorure d'hydrogène est-il un composé ionique ou un composé moléculaire ? Quel est son état d'agrégation dans les conditions normales de température et de pression ?

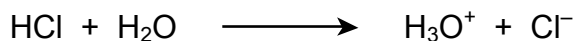
Réponses :

Le chlorure d'hydrogène est un composé moléculaire (il possède une liaison covalente). C'est un gaz dans les conditions normales de température et de pression.

2

Ecrivez l'équation de la réaction qui accompagne la mise en solution du chlorure d'hydrogène dans l'eau.

Réponse :



3

Quelles espèces chimiques trouve-t-on dans une solution aqueuse d'acide chlorhydrique ?

Réponse :

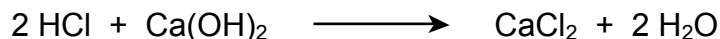
Molécule : H_2O .

Ions : H_3O^+ , Cl^- et très peu de OH^- .

4

On ajoute une solution aqueuse d'acide chlorhydrique à une solution aqueuse d'hydroxyde de calcium. Ecrivez l'équation de la réaction

Réponse :

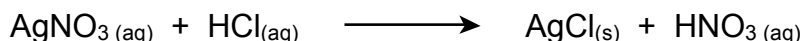


5

Que se passe-t-il quand on verse du nitrate d'argent dans une solution d'acide chlorhydrique ? Indiquez l'équation de la réaction.

Réponse :

Il y a la formation d'un précipité blanc de chlorure d'argent.



Acides-bases 5 : L'acide sulfurique

1

Quelles sont les particules en présence dans une solution aqueuse d'acide sulfurique ?

Réponse :

Molécule : H₂O.

Ions : H₃O⁺, SO₄²⁻ et très peu de OH⁻.

Il n'y a pas de molécule H₂SO₄ ni d'ion HSO₄⁻ dans une solution diluée.

2

Quelle est la formule du sulfate de calcium et de l'hydrogénosulfate de calcium ?

Réponses :

Sulfate de calcium : CaSO₄.

Hydrogénosulfate de calcium : Ca(HSO₄)₂.

3

Comment mélange-t-on l'eau et l'acide sulfurique concentré ?

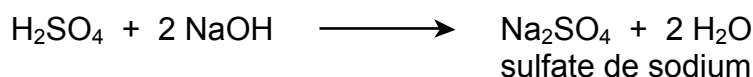
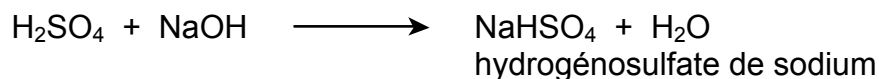
Réponse :

On verse toujours l'acide dans l'eau.

4

Quels sont les sels qui peuvent se former à partir de solutions d'acide sulfurique et d'hydroxyde de sodium ?

Réponse :



Acides-bases 6 : L'acide phosphorique

1

Pourquoi la force de l'acide phosphorique est-elle plus petite dans la deuxième étape de la protolyse ("étape de dissociation") que dans la première ?

Réponse :



Dans la première étape, on enlève un H^+ à une molécule neutre, tandis que dans la deuxième étape, on doit enlever un H^+ à un ion chargé négativement, donc avec une force d'attraction électrostatique beaucoup plus grande.

2

Quelle est la formule du phosphate de calcium, de l'hydrogénophosphate de calcium et du dihydrogénophosphate de calcium ?

Réponses :

phosphate de calcium : Ca^{2+} et $\text{PO}_4^{3-} \rightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$.

Hydrogénophosphate de calcium : Ca^{2+} et $\text{HPO}_4^{2-} \rightarrow \text{CaHPO}_4$.

Dihydrogénophosphate de calcium : Ca^{2+} et $\text{H}_2\text{PO}_4^- \rightarrow \text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$.

Acides-bases 7 : Les acides carboxyliques

1

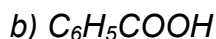
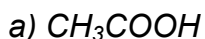
- a) Pourquoi une liaison H — Cl se scinde-t-elle beaucoup plus facilement qu'une liaison C — H au contact de l'eau ?
- b) En solution aqueuse, HCOOH libère-t-il un proton (monoacide) ou deux (diacide) ?

Réponses :

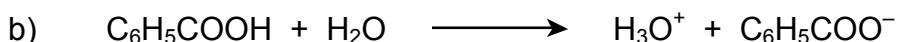
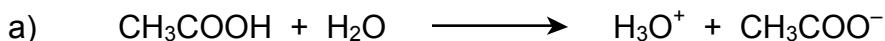
- a) La liaison H — Cl est une liaison plus polarisée à cause de la grande différence des deux électronégativités ($EN_H = 2,20$ et $EN_{Cl} = 3,16 \rightarrow \Delta EN = 0,96$), donc une liaison plus fragile, les deux électrons étant plus proche du chlore. La rupture est ainsi favorisée pour donner H^+ et Cl^- . La liaison se casse avec H_2O . La liaison C — H, quant à elle, n'est pas polarisée ($EN_H = 2,20$ et $EN_C = 2,35 \rightarrow \Delta EN = 0,15$), donc beaucoup plus solide.
- b) En solution aqueuse, un seul H^+ peut quitter la molécule, celui qui est lié à un oxygène. HCOOH est donc un monoacide.

2

Indiquez les équations des réactions des acides ci-dessous avec la base H_2O :



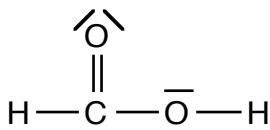
Réponses :



3

L'acide formique est l'acide carboxylique le plus simple. Quelle est sa formule de Lewis ?

Réponse :



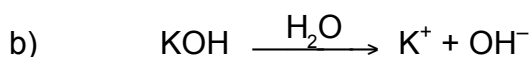
Acides-bases 8 : Hydroxydes et ammoniac

1

- a) Quelle est la base libérée lors de la dissolution du sel KOH dans l'eau ?
b) Représentez cette dissolution à l'aide d'une équation.

Réponses :

a) La base libérée lors de la dissolution de KOH est l'anion hydroxyde.

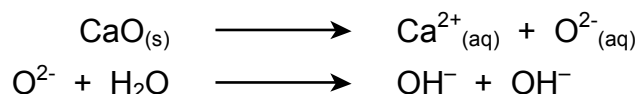


2

Si on dissout un peu d'oxyde de calcium dans l'eau, on obtient une solution basique.

Cette dissolution est accompagnée d'une réaction chimique. Représentez la dissolution proprement dite à l'aide d'une équation, puis la réaction chimique entre la base libérée et l'eau à l'aide d'une autre équation.

Réponse :



3

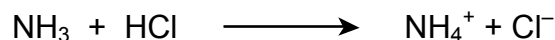
On place côte à côte un flacon d'ammoniac concentré et un flacon de HCl concentré et on les ouvre. Au bout d'un moment, on voit apparaître des fumées blanches.

Quelle est la réaction entre l'ammoniac et l'acide chlorhydrique ? Donnez l'équation.

Pourquoi observe-t-on des fumées ?

Réponses :

L'ammoniac est gazeux à température ambiante, l'acide chlorhydrique également. Le simple fait d'ouvrir les flacons va permettre aux deux gaz de s'échapper dans l'air. Lors du contact des deux gaz, ils réagissent ensemble pour donner du chlorure d'ammonium :



Les ions chlorures Cl^- et ammonium NH_4^+ se combinent immédiatement pour donner un sel solide NH_4Cl , qui est une poudre blanche.

Le chlorure d'ammonium est donc en suspension dans l'air : c'est pourquoi nous pouvons le voir sous forme de fumée.

4

a) Le NaNH_2 est-il un composé ionique ou un composé moléculaire ?

b) La dissolution de NaNH_2 est accompagnée d'une réaction chimique. Représentez la dissolution proprement dite à l'aide d'une équation, puis la réaction chimique entre la base libérée et l'eau à l'aide d'une autre équation.

Réponses :

a) Le NaNH_2 est composé d'un métal (le sodium Na) et de deux non-métaux (l'azote N et l'hydrogène H), donc il s'agit d'un composé ionique, formé de deux ions (Na^+ et NH_2^-).

b) Dissolution : $\text{NaNH}_2 \longrightarrow \text{Na}^+ + \text{NH}_2^-$

Réaction : $\text{NH}_2^- + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{NH}_3 + \text{OH}^-$

Acides-bases 9 : Produit ionique de l'eau

1

Quelles sont les valeurs de $C_{\text{H}_3\text{O}^+}$ et de C_{OH^-} dans l'eau pure à 22 °C ?

Réponse :

$$C_{\text{H}_3\text{O}^+} = C_{\text{OH}^-} = 10^{-7} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

2

Quelle est la valeur de K_e pour toute solution aqueuse diluée à 22 °C ?

Réponse :

$$K_e = 10^{-14} \text{ mol}^2 \cdot \text{L}^{-2}$$

3

Comment la vitesse de réaction (VR) de la réaction $\text{H}_3\text{O}^+ + \text{OH}^- \rightleftharpoons 2 \text{H}_2\text{O}$ varie-t-elle quand on ajoute un acide dans l'eau ?

Réponse :

La concentration de H_3O^+ va augmenter, donc la vitesse de réaction va augmenter.

4

Que vaut $C_{\text{H}_3\text{O}^+}$ dans une solution dans laquelle C_{OH^-} vaut $10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$?

Réponse :

$$C_{\text{H}_3\text{O}^+} \cdot C_{\text{OH}^-} = 10^{-14} \Rightarrow C_{\text{H}_3\text{O}^+} = \frac{10^{-14}}{10^{-4}} = 10^{-10} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

5

Que vaut $C_{\text{H}_3\text{O}^+}$ dans une solution dans laquelle C_{OH^-} vaut $10^{-12} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$?

Réponse :

$$C_{\text{H}_3\text{O}^+} \cdot C_{\text{OH}^-} = 10^{-14} \Rightarrow C_{\text{H}_3\text{O}^+} = \frac{10^{-14}}{10^{-12}} = 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

6

Que vaut C_{OH^-} dans une solution dans laquelle $C_{\text{H}_3\text{O}^+}$ vaut $10^{-3} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$?

Réponse :

$$C_{\text{H}_3\text{O}^+} \cdot C_{\text{OH}^-} = 10^{-14} \Rightarrow C_{\text{OH}^-} = \frac{10^{-14}}{10^{-3}} = 10^{-11} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

7

Que vaut C_{OH^-} dans une solution dans laquelle $C_{\text{H}_3\text{O}^+}$ vaut $10^{-9} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$?

Réponse :

$$C_{\text{H}_3\text{O}^+} \cdot C_{\text{OH}^-} = 10^{-14} \Rightarrow C_{\text{OH}^-} = \frac{10^{-14}}{10^{-9}} = 10^{-5} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

Acides-bases 10 : L'échelle du pH

1

- a) Comparez $C_{\text{H}_3\text{O}^+}$ des solutions acides avec $C_{\text{H}_3\text{O}^+}$ de l'eau pure à 22 °C.
 b) Comparez C_{OH^-} des solutions acides avec C_{OH^-} de l'eau pure à 22 °C.

Réponses :

- a) La concentration de H_3O^+ est plus grande que $10^{-7} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ dans les solutions acides et égale à $10^{-7} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ dans l'eau pure.
 b) La concentration de OH^- est plus petite que $10^{-7} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ dans les solutions acides et égale à $10^{-7} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ dans l'eau pure.

2

- a) Quel est le pH d'une solution dans laquelle $C_{\text{H}_3\text{O}^+} = 0,01 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$?
 b) Quel est le pH d'une solution dans laquelle $C_{\text{H}_3\text{O}^+} = 0,012 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$?

Réponses :

$$\text{pH} = -\log(C_{\text{H}_3\text{O}^+})$$

$$\text{a) pH} = -\log(0,01) = 2$$

$$\text{b) pH} = -\log(0,012) = 1,92$$

3

- a) Quel est le pH d'une solution dans laquelle $C_{\text{OH}^-} = 0,01 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$?
 b) Quel est le pH d'une solution dans laquelle $C_{\text{OH}^-} = 0,012 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$?

Réponses :

$$\text{pOH} = -\log(C_{\text{OH}^-}) \quad \text{pH} + \text{pOH} = 14$$

$$\text{a) pOH} = -\log(0,01) = 2 \Rightarrow \text{pH} = 14 - 2 = 12$$

$$\text{b) pOH} = -\log(0,012) = 1,92 \Rightarrow \text{pH} = 14 - 1,92 = 12,08$$

4

Quel est le pH d'une solution de HCl $0,001 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$?

Réponse :

HCl est un acide qui se dissocie complètement. Donc pour 1 HCl, on obtiendra 1 H_3O^+ . La concentration en H_3O^+ est $C_{\text{H}_3\text{O}^+} = 0,001 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$, ce qui fait le pH suivant :

$$\text{pH} = -\log(0,001) = 3$$

5

Quel est le pH d'une solution de NaOH $0,0001 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$?

Réponse :

NaOH est un sel qui se dissocie complètement dans l'eau. Donc pour 1 NaOH, on obtiendra 1 OH^- . La concentration en OH^- est $C_{\text{OH}^-} = 0,0001 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$. Comme on est en présence d'une base, on ne peut pas calculer directement le pH, mais on doit passer par le pOH :

$$\text{pOH} = -\log(0,0001) = 4 \Rightarrow \text{pH} = 14 - 4 = 10$$

6

Un certain vinaigre a un pH = 2,8. Que valent $C_{\text{H}_3\text{O}^+}$ et C_{OH^-} ?

Réponse :

$$C_{\text{H}_3\text{O}^+} = 10^{-\text{pH}} \Rightarrow C_{\text{H}_3\text{O}^+} = 10^{-2,8} = 0,00158 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

$$\text{pOH} = 14 - \text{pH} \text{ et } C_{\text{OH}^-} = 10^{-\text{pOH}}$$

$$\text{pOH} = 14 - 2,8 = 11,2 \Rightarrow C_{\text{OH}^-} = 10^{-11,2} = 6,310 \cdot 10^{-12} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

7

Quel est le pH approximatif du sang humain ? De la salive ? Du suc gastrique ?

Réponses :

Sang humain : pH = 7,4

Salive : pH = 7,2

Suc gastrique : pH = 1,8

8

Un jus de citron a un pH = 2,3. Calculez les concentrations en ions hydronium et hydroxyde.

Réponse :

$$C_{\text{H}_3\text{O}^+} = 10^{-\text{pH}} \Rightarrow C_{\text{H}_3\text{O}^+} = 10^{-2,3} = 5,012 \cdot 10^{-3} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

$$\text{pOH} = 14 - \text{pH} \text{ et } C_{\text{OH}^-} = 10^{-\text{pOH}}$$

$$\text{pOH} = 14 - 2,3 = 11,7 \Rightarrow C_{\text{OH}^-} = 10^{-11,7} = 1,995 \cdot 10^{-12} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

9

Complétez le tableau suivant :
(en grisé et en italique = les données de l'exercice)

Réponses :

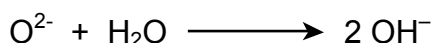
Solution	$C_{H_3O^+} / \text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$	pH	$C_{OH^-} / \text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$	pOH
-----	$6 \cdot 10^{-4}$	3,22	$1,667 \cdot 10^{-11}$	10,78
-----	$4,786 \cdot 10^{-9}$	8,32	$2,089 \cdot 10^{-6}$	5,68
-----	$1,660 \cdot 10^{-4}$	3,78	$6 \cdot 10^{-11}$	10,22
-----	$3,162 \cdot 10^{-10}$	9,5	$3,162 \cdot 10^{-5}$	4,5
<i>HCl</i> $6 \cdot 10^{-3} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$	$6 \cdot 10^{-3}$	2,22	$1,660 \cdot 10^{-12}$	11,78
<i>H₂SO₄</i> $6 \cdot 10^{-3} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$	$1,2 \cdot 10^{-2}$	1,92	$8,318 \cdot 10^{-13}$	12,08
<i>KOH</i> $0,0003 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$	$3,311 \cdot 10^{-11}$	10,48	$3 \cdot 10^{-4}$	3,52
<i>Na₂O</i> $0,62 \text{ g}\cdot\text{L}^{-1}$	$5,012 \cdot 10^{-13}$	12,30	$1,995 \cdot 10^{-2}$	1,70

Remarques :

- H₂SO₄ libère 2 H⁺ : $C_{H_3O^+} = 2 \cdot C_{H_2SO_4} = 2 \cdot 6 \cdot 10^{-3} = 1,2 \cdot 10^{-2} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$
- Pour Na₂O, il faut d'abord calculer la concentration en mol·L⁻¹ :

$$C_{Na_2O} = \frac{C'_{Na_2O}}{M_{Na_2O}} = \frac{0,62}{62} = 10^{-2} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

Ensuite, il faut tenir compte que Na₂O produit 2 OH⁻ :



$$C_{OH^-} = 2 \cdot C_{Na_2O} = 2 \cdot 10^{-2} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

10

Quel volume d'eau doit-on ajouter à 24 mL de solution de NaOH 0,3 mol·L⁻¹ pour obtenir une solution à pH = 11,8 ?

Réponse :

Il s'agit d'un problème de dilution : nous disposons d'un certain nombre de moles de OH⁻ dans les 24 mL de NaOH 0,3 mol·L⁻¹ auxquelles il faudra ajouter de l'eau pour obtenir la concentration C'_{OH^-} correspondant à pH = 11,8.

Nous calculons le nombre de moles n_{OH^-} dans les 24 mL de NaOH 0,3 mol·L⁻¹ :

$$C_{OH^-} = \frac{n_{OH^-}}{V} \Rightarrow n_{OH^-} = C_{OH^-} \cdot V$$

$$n_{OH^-} = 0,3 \cdot 0,024 = 0,00720 \text{ mol}$$

Ensuite, nous calculons la concentration C'_{OH^-} qu'on doit obtenir après la dilution :

$$\text{pOH} = 14 - \text{pH} \text{ et } C_{\text{OH}^-} = 10^{-\text{pOH}}$$

$$\text{pOH} = 14 - 11,8 = 2,2 \Rightarrow C'_{\text{OH}^-} = 10^{-2,2} = 0,00631 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

Cela nous permet de calculer le volume final de la solution :

$$C'_{\text{OH}^-} = \frac{n_{\text{OH}^-}}{V'} \Rightarrow V' = \frac{n_{\text{OH}^-}}{C'_{\text{OH}^-}}$$

$$V' = \frac{0,00720}{0,00631} = 1,141 \text{ L}$$

La solution finale devra donc faire 1,141 L. Or la solution avant la dilution était de 24 mL. Il faut donc ajouter le volume d'eau suivant :

$$V_{\text{ajouté}} = V' - V = 1,141 - 0,024 = 1,117 \text{ L}$$

Acides-bases 12 : Constantes d'acidité et de basicité

1

Classez, en utilisant la table des valeurs de K_a , les acides suivants par ordre de force croissante :



Réponse :

	NH_4^+	H_2S	HF	H_3O^+	H_2SO_4	HI
$K_a / \text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$:	$6\cdot 10^{-10}$	$9,1\cdot 10^{-8}$	$6,76\cdot 10^{-4}$	55,5	10^2	10^9

2

Classez, en utilisant la table des valeurs de K_a , les bases suivantes par ordre de force décroissante :



Réponse :

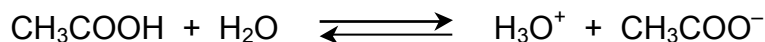
	OH^-	S^{2-}	CO_3^{2-}	NH_3	F^-	I^-
$\text{p}K_a$ (acide conjugué) :	15,74	11,96	10,25	9,22	3,17	-9
$\text{p}K_b$:	-1,74	2,04	3,75	4,78	10,83	23

Remarque : Le $\text{p}K_b$ se calcule selon la formule $\text{p}K_a + \text{p}K_b = 14$.

3

Ecrivez la loi d'action de masse (LAM) de la dissolution de l'acide acétique dans l'eau. Comparez l'équation avec celle de la constante d'acidité : quelle différence ? Comment peut-on l'expliquer ?

Réponse :



Loi d'action de masse :

$$K = \frac{C_{\text{H}_3\text{O}^+} \cdot C_{\text{CH}_3\text{COO}^-}}{C_{\text{CH}_3\text{COOH}} \cdot C_{\text{H}_2\text{O}}}$$

Constante d'acidité :

$$K_a = \frac{C_{\text{H}_3\text{O}^+} \cdot C_{\text{CH}_3\text{COO}^-}}{C_{\text{CH}_3\text{COOH}}}$$

Dans la constante d'acidité, la concentration de l'eau n'apparaît pas. A température identique, la concentration de l'eau est pratiquement constante et égale à $55,556 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$. On place donc ce paramètre dans la constante d'équilibre, qui devient K_a . On l'appelle la **constante d'acidité**.

4

Expliquez la relation entre la constante d'acidité K_a et la constante de basicité K_b .

Réponse :

Pour un acide et sa base conjuguée, les constantes d'acidité et de basicité sont directement liées au produit ionique de l'eau. Ainsi :

$$K_a \cdot K_b = K_e$$

5

Calculez le pK_a des acides et les pK_b des bases :

a) Acide nitreux : $K_a = 5 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

b) Cyanure d'hydrogène : $K_a = 3,2 \cdot 10^{-8} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

c) Ammoniac : $K_b = 1,58 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

d) Sulfate de sodium : $K_b = 7,94 \cdot 10^{-13} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

Réponses :

a) $pK_a = 3,30$.

b) $pK_a = 7,49$.

c) $pK_b = 4,80$.

d) $pK_b = 12,10$.

6

Un acide possède un $pK_a = 4,75$. Quelle est sa constante d'acidité K_a ? De quel acide s'agit-il ?

Réponse :

$$K_a = 1,78 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

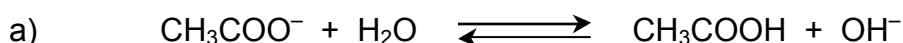
Il s'agit de l'acide acétique.

7

a) Donnez l'équation de la réaction de l'acétate dans l'eau.

b) Quel est le pK_b de la base acétate ?

Réponses :



b) $pK_b = 14 - pK_a$

$$pK_b = 14 - 4,75 = 9,25$$

$$K_b = 5,62 \cdot 10^{-10} \text{ M}$$

Acides-bases 13 : Dissociation des acides faibles en fonction du K_a

1

Sachant que l'acide fluorhydrique HF $0,1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ se dissocie à 7,9 %, calculez les concentrations en HF, F^- et H_3O^+ à l'équilibre, et calculez la constante d'acidité K_a .

Réponse :

Puisque 7,9 % de HF est dissocié, la concentration en F^- sera le 7,9 % de la concentration initiale C_0 de $0,1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$.

Nous sommes en présence d'un équilibre, donc nous pouvons raisonner de la même manière que le chapitre précédent :

	$C_{\text{HF}} / \text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$	$C_{\text{F}^-} / \text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$	$C_{\text{H}_3\text{O}^+} / \text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$
Avant la dissolution	0,1	0	10^{-7}
A l'équilibre	$0,1 - x (*)$	$x (*)$	$10^{-7} + x (*)$
Résolution	$0,1 - \frac{0,1}{100} \cdot 7,9$	$\frac{0,1}{100} \cdot 7,9$	$10^{-7} + \frac{0,1}{100} \cdot 7,9$
Résultats	0,0921	0,0079	$0,0079001 \approx 0,0079$

(*) x correspond au 7,9 % de la concentration initiale C_0 .

A l'équilibre, nous avons donc :

$$C_{\text{HF}} = 0,0921 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

$$C_{\text{F}^-} = 0,0079 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

$$C_{\text{H}_3\text{O}^+} = 0,0079 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

La constante d'acidité s'écrit :

$$K_a = \frac{C_{\text{H}_3\text{O}^+} \cdot C_{\text{F}^-}}{C_{\text{HF}}}$$

Nous pouvons donc calculer la constante d'acidité :

$$K_a = \frac{0,0079 \cdot 0,0079}{0,0921} = 6,776 \cdot 10^{-4} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

Dans les tables, on trouve la valeur $K_a = 6,76 \cdot 10^{-4} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$. Notre calcul est en bon accord avec cette valeur.

2

Sachant que NH_3 $0,1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ se protone à 1,3 %, calculez les concentrations en NH_3 , NH_4^+ et OH^- à l'équilibre, et calculez la constante de basicité K_b ainsi que le $\text{p}K_b$.

Réponse :

Puisque 1,3 % de NH_3 capture un proton, la concentration en NH_4^+ sera le 1,3 % de la concentration initiale C_0 de $0,1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$.

Nous sommes en présence d'un équilibre, donc nous pouvons raisonner de la même manière que la question précédente :

	$C_{\text{NH}_3} / \text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$	$C_{\text{NH}_4^+} / \text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$	$C_{\text{OH}^-} / \text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$
Avant la dissolution	0,1	0	10^{-7}
A l'équilibre	$0,1 - x$ (*)	x (*)	$10^{-7} + x$ (*)
Résolution	$0,1 - \frac{0,1}{100} \cdot 1,3$	$\frac{0,1}{100} \cdot 1,3$	$10^{-7} + \frac{0,1}{100} \cdot 1,3$
Résultats	0,0987	0,0013	$0,0013001 \approx 0,0013$

(*) x correspond au 1,3 % de la concentration initiale C_0 .

A l'équilibre, nous avons donc :

$$C_{\text{NH}_3} = 0,0987 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

$$C_{\text{NH}_4^+} = 0,0013 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

$$C_{\text{OH}^-} = 0,0013 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

La constante de basicité s'écrit :

$$K_b = \frac{C_{\text{NH}_4^+} \cdot C_{\text{OH}^-}}{C_{\text{NH}_3}}$$

Nous pouvons donc calculer la constante d'acidité :

$$K_b = \frac{0,0013 \cdot 0,0013}{0,0987} = 1,712 \cdot 10^{-5} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

Dans les tables, on trouve la valeur $K_b = 1,66 \cdot 10^{-5} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$. Notre calcul est en bon accord avec cette valeur.

Le $\text{p}K_b$ sera :

$$\text{p}K_b = -\log K_b = 4,77$$

3

Classez par ordre croissant de pH les solutions de même concentration molaire des corps suivants : ammoniac, hydroxyde de sodium, acide acétique, chlorure d'hydrogène, chlorure de sodium.

Réponse :

Le critère de tri est la constante d'acidité. Plus le K_a est petit et plus le pH sera grand. Pour les bases, on utilise le K_a de l'acide conjugué pour faire le tri.

Par ordre croissant, on obtient :

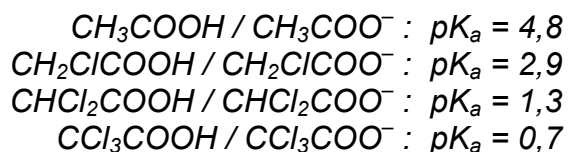
Acide	Base	$K_a / \text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$
Chlorure d'hydrogène (HCl)	Cl^-	10^7
Acide acétique	CH_3COO^-	$1,78\cdot 10^{-5}$
Chlorure de sodium (ni acide, ni basique)		***
NH_4^+	Ammoniac	$6,03\cdot 10^{-10}$
H_2O	Hydroxyde de sodium	$1,8\cdot 10^{-16}$

Remarques :

- Le chlorure de sodium NaCl n'est ni acide, ni basique. Le pH d'une solution de NaCl est égal à 7. C'est la frontière entre les deux acides et les deux bases listées dans cet exercice.
- L'hydroxyde de sodium libère OH^- dans l'eau. Donc on prend la valeur du K_a correspondant à l'acide conjugué H_2O .

4

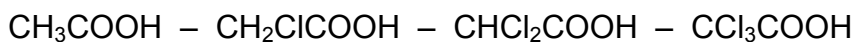
Les couples acido-basiques suivants ont pour pK_a :



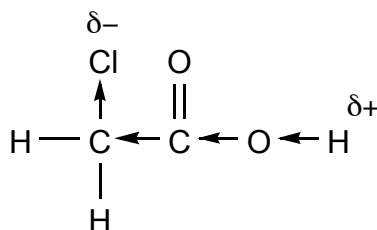
Classez les acides du plus faible au plus fort. Que peut-on dire de l'influence de la substitution des atomes d'hydrogène H du groupement méthyle $-\text{CH}_3$ de l'acide acétique par des atomes de chlore Cl ?

Réponse :

Classement des acides du plus faible au plus fort :

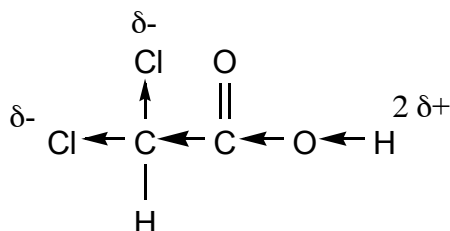


L'atome de chlore est plus électronégatif ($\text{EN} = 3,1$) que celui de l'oxygène ($\text{EN} = 3,5$). La liaison C-Cl est polarisée ($\Delta\text{EN} = 0,8$), alors que la liaison C-H ne l'est pas ($\Delta\text{EN} = 0,4$). La polarisation de la liaison C-Cl a en fait une influence sur toute la molécule :

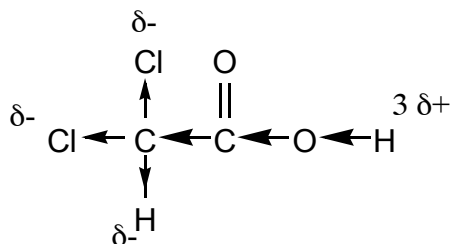


La présence d'un chlore va favoriser la rupture de la liaison O-H du groupe carboxyle, donc augmenter le pourcentage de déprotonation. C'est pourquoi l'acide chloroacétique sera plus fort que l'acide acétique.

Lorsqu'on remplace deux H par deux Cl, l'effet sera doublé, d'où augmentation de la force de l'acide, ce que montre la diminution du pK_a .



Trois H remplacés par des Cl triplera l'effet de la polarisation.



5

Le pK_a de l'acide formique est 3,75. Les affirmations suivantes sont-elles justes ou fausses ? Justifiez les réponses sans calcul.

- Une solution d'acide formique a un pH plus faible qu'une solution chlorhydrique de même concentration molaire.
- L'acide acétique, de $pK_a = 4,75$, est plus faible que l'acide formique.
- Une solution de formiate de sodium est neutre.

Réponses :

a) C'est vrai.

L'acide chlorhydrique est un acide fort, donc entièrement dissocié. L'acide formique est un acide faible, partiellement dissocié. A concentration identique d'acide, le nombre de H^+ qui est libéré sera plus petit pour l'acide formique que pour HCl, donc le pH sera plus faible.

b) C'est vrai.

Lorsque le pK_a augmente, la force de l'acide diminue.

c) C'est faux.

Le formiate est une base faible ($pK_b = 10,25$), donc le pH sera supérieur à 7.

6

On dissout 0,07 mole d'acide acétique dans 500 ml de solution. Quel est le pH de la solution sachant que 15 molécules d'acide acétique sur 1000 sont dissociées ?

Réponse :

D'abord, il faut calculer la concentration initiale C_0 d'acide acétique :

$$C_0 = \frac{n}{V} = \frac{0,07}{0,5} = 0,14 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

Comme 15 molécules sur 1000 sont dissociées, on trouve $C_{\text{H}_3\text{O}^+}$, puis le pH :

$$C_{\text{H}_3\text{O}^+} = \frac{15}{1000} C_o = \frac{15}{1000} 0,14 = 0,0021 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

$$\text{pH} = -\log C_{\text{H}_3\text{O}^+} = 2,68$$

7

Une solution aqueuse $2,0 \cdot 10^{-1} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ de méthylamine CH_3NH_2 a un pH = 12.

- Quel serait le pH d'une solution aqueuse d'hydroxyde de potassium de même concentration ? Que peut-on dire de la réaction d'ionisation de la méthylamine dans l'eau ?
- Faites le bilan qualitatif des espèces présentes dans la solution aqueuse de méthylamine.
- Calculez les concentrations de toutes les espèces chimiques recensées.

Réponses :

a) KOH est une base forte, donc complètement dissociée : $C_{\text{KOH}} = C_{\text{OH}^-}$.

$$C_{\text{KOH}} = 2,0 \cdot 10^{-1} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

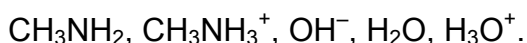
$$C_{\text{OH}^-} = 2,0 \cdot 10^{-1} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

$$\text{pOH} = -\log C_{\text{OH}^-} = 0,70$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 13,30$$

Comme le pH est plus petit pour la méthylamine, on peut dire que la réaction d'ionisation dans l'eau est incomplète. Nous sommes donc en présence d'une base faible.

b) Puisque la méthylamine est une base faible, nous avons un équilibre. Il y a donc les espèces suivantes dans la solution aqueuse :



c) Calcul des concentrations des espèces listées ci-dessus :

$$C_{\text{H}_3\text{O}^+} = 10^{-\text{pH}} = 10^{-12} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

$$\text{pOH} = 14 - \text{pH} = 14 - 12 = 2$$

$$C_{\text{OH}^-} = 10^{-\text{pOH}} = 10^{-2} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

L'électroneutralité devant être respectée, nous pouvons écrire :

$$C_{\text{CH}_3\text{NH}_3^+} + C_{\text{H}_3\text{O}^+} = C_{\text{OH}^-}$$

$$C_{\text{CH}_3\text{NH}_3^+} = C_{\text{OH}^-} - C_{\text{H}_3\text{O}^+} = 10^{-2} - 10^{-12} \approx 10^{-2} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

Finalement, par un bilan de masse, on obtient :

$$C_{\text{CH}_3\text{NH}_2} = C_o - C_{\text{CH}_3\text{NH}_3^+} = 2,0 \cdot 10^{-1} - 10^{-2} = 0,19 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

Récapitulation des résultats :

$$C_{\text{H}_3\text{O}^+} = 10^{-12} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

$$C_{\text{OH}^-} = 10^{-2} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

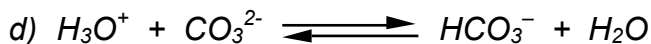
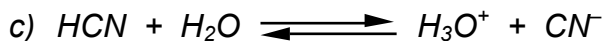
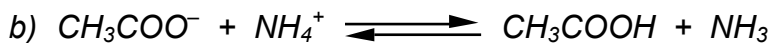
$$C_{\text{CH}_3\text{NH}_3^+} = 10^{-2} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

$$C_{\text{CH}_3\text{NH}_2} = 0,19 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

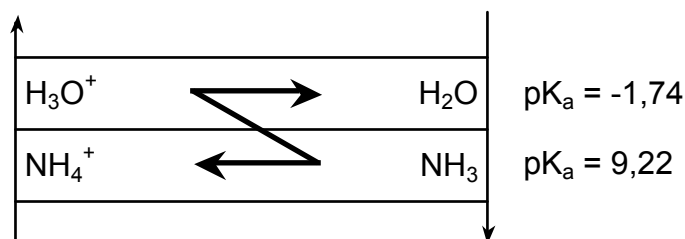
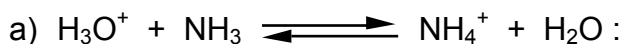
$$C_{\text{H}_2\text{O}} = 55,556 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

8

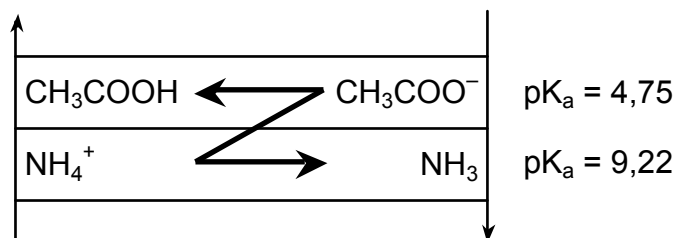
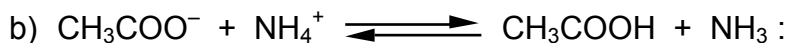
En utilisant la table des constantes d'acidité du Formulaire, prévoyez si les réactions acido-basiques ci-dessous sont complètes ou à l'équilibre :



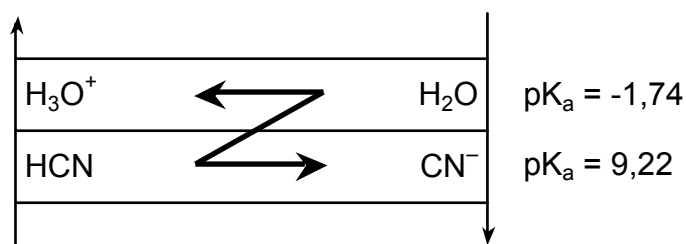
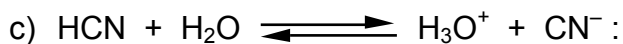
Réponses :



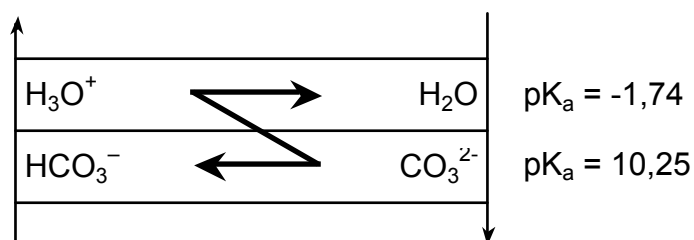
Le couple acido-basique forme un « S » : la réaction est complète.



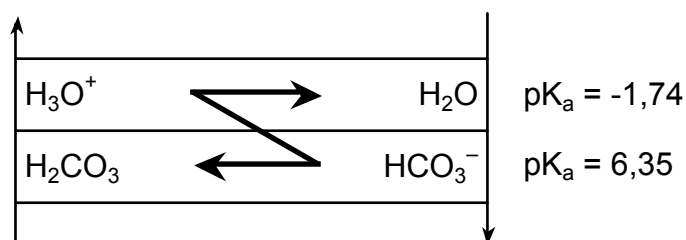
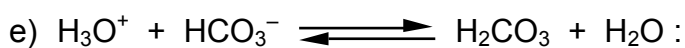
Le couple acido-basique forme un « Z » : la réaction est à l'équilibre.



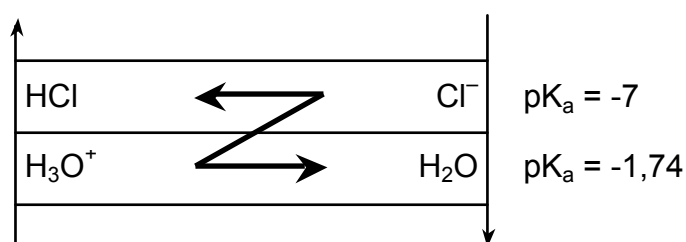
Le couple acido-basique forme un « Z » : la réaction est à l'équilibre.



Le couple acido-basique forme un « S » : la réaction est complète.



Le couple acido-basique forme un « S » : la réaction est complète.



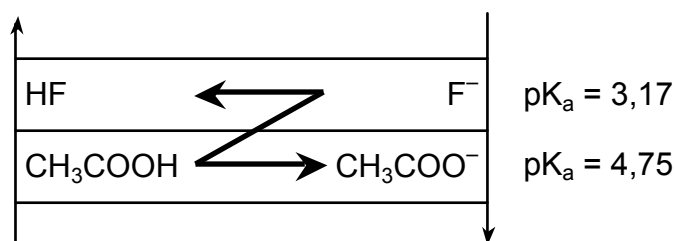
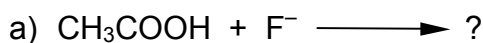
Le couple acido-basique forme un « Z » : la réaction est à l'équilibre.

9

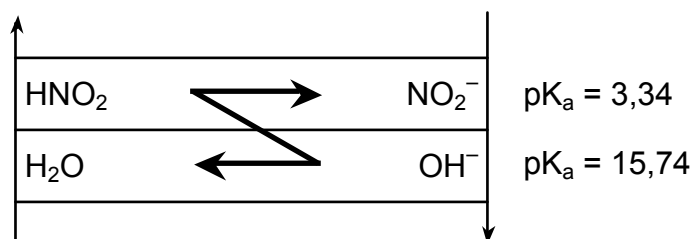
En examinant la table des constantes d'acidité du Formulaire, prévoyez de manière qualitative si les réactions acido-basiques ci-dessous seront complètes ou à l'équilibre :

- CH_3COOH et F^-
- OH^- et HNO_2
- H_3O^+ et HCOOH
- H_3O^+ et HCO_3^-
- HCOO^- et NH_4^+
- OH^- et SO_3^{2-}
- H_2S et OH^-

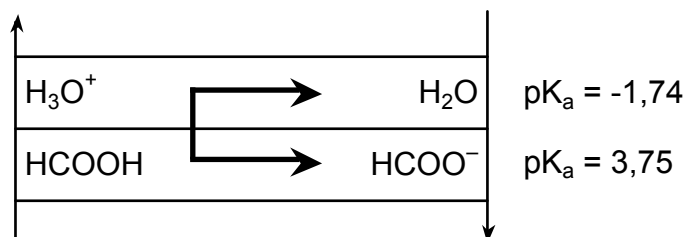
Réponses :



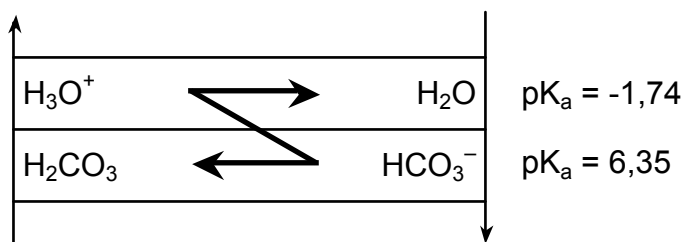
Le couple acido-basique forme un « Z » : la réaction aura lieu préférentiellement de droite à gauche (\longleftarrow). Donc la réaction sera à l'équilibre.



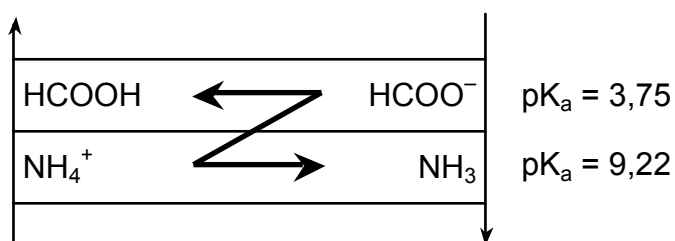
Le couple acido-basique forme un « S » : la réaction aura lieu préférentiellement de gauche à droite (\longrightarrow). Donc la réaction sera complète.



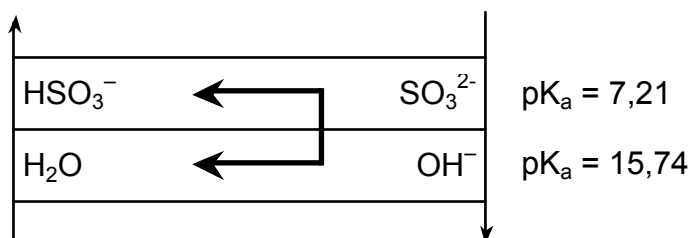
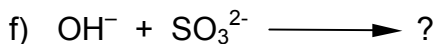
Il n'y a pas de couple acido-basique : H_3O^+ et HCOOH sont deux acides. Donc, dans ce cas précis, il n'y aura pas de réaction.



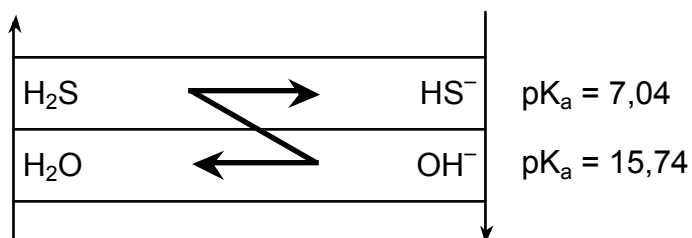
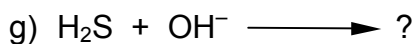
Le couple acido-basique forme un « S » : la réaction aura lieu préférentiellement de gauche à droite (\longrightarrow). Donc la réaction sera complète.



Le couple acido-basique forme un « Z » : la réaction aura lieu préférentiellement de droite à gauche (\longleftarrow). Donc la réaction sera à l'équilibre.



Il n'y a pas de couple acido-basique : OH^- et SO_3^{2-} sont deux bases. Donc, dans ce cas précis, il n'y aura pas de réaction.



Le couple acido-basique forme un « S » : la réaction aura lieu préférentiellement de gauche à droite (\longrightarrow). Donc la réaction sera complète.

Acides-bases 14 : Calcul du pH des solutions d'un acide ou d'une base dans l'eau

1

Calculez le pH des solutions suivantes :

- a) HBr $0,1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ b) KOH $0,1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$
 c) CH₃COOH $0,1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ d) NH₃ $0,1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$

Réponses :

a) HBr est un acide fort ($K_a = 10^9 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$), donc complètement dissocié :

$$C_{\text{H}_3\text{O}^+} = C_0 = 0,1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

$$\text{pH} = 1$$

b) KOH est une base forte (OH^- a un $K_b = 55,5 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$), donc réaction complète :

$$C_{\text{OH}^-} = C_0 = 0,1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

$$\text{pOH} = 1$$

$$\text{pH} = 13$$

c) CH₃COOH est un acide faible ($K_a = 1,78 \cdot 10^{-5} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$), donc partiellement dissocié :

Donc $C_{\text{H}_3\text{O}^+} \neq C_0$!

Il faut utiliser la méthode de calcul d'une solution d'acide faible dans l'eau :

	$C_{\text{CH}_3\text{COOH}} / \text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$	$C_{\text{H}_3\text{O}^+} / \text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$	$C_{\text{CH}_3\text{COO}^-} / \text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$
Avant la dissolution	0,1	0	0
A l'équilibre	$0,1 - x$	x	x
Résolution (cf. ci-dessous)	(0,09867)	$1,33 \cdot 10^{-3}$	$(1,33 \cdot 10^{-3})$

Remarque : Les valeurs entre parenthèses ne sont pas demandées dans l'exercice. Elles sont données ici simplement à titre d'information.

On pose l'équation de la constante d'acidité :

$$K_a = \frac{C_{\text{H}_3\text{O}^+} \cdot C_{\text{CH}_3\text{COO}^-}}{C_{\text{CH}_3\text{COOH}}}$$

On remplace par les valeurs :

$$1,78 \cdot 10^{-5} = \frac{x \cdot x}{0,1 - x} \quad \Rightarrow \quad x^2 + 1,78 \cdot 10^{-5}x - 1,78 \cdot 10^{-6} = 0$$

Deux solutions : $x_1 = 1,33 \cdot 10^{-3}$ et $x_2 = -1,34 \cdot 10^{-3}$

La valeur négative n'ayant aucune signification chimique, on trouve :

$$C_{\text{H}_3\text{O}^+} = 1,33 \cdot 10^{-3} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1} \quad \text{donc} \quad \text{pH} = 2,88$$

d) NH_3 est une base faible ($\text{NH}_4^+ : K_a = 6,03 \cdot 10^{-10} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$), donc partiellement protonné :

Donc $C_{\text{OH}^-} \neq C_0$!

Il faut utiliser la méthode de calcul d'une solution de base faible dans l'eau :

	$C_{\text{NH}_3} / \text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$	$C_{\text{OH}^-} / \text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$	$C_{\text{NH}_4^+} / \text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$
Avant la dissolution	0,1	0	0
A l'équilibre	$0,1 - x$	x	x
Résolution (cf. ci-dessous)	(0,09867)	$1,33 \cdot 10^{-3}$	$(1,33 \cdot 10^{-3})$

Remarque : Les valeurs entre parenthèses ne sont pas demandées dans l'exercice. Elles sont données ici simplement à titre d'information.

On pose l'équation de la constante de basicité :

$$K_b = \frac{C_{\text{OH}^-} \cdot C_{\text{NH}_4^+}}{C_{\text{NH}_3}}$$

Dans les tables, on ne trouve que le K_a de l'acide conjugué NH_4^+ . Il faut donc calculer le K_b à l'aide de la relation :

$$K_a \cdot K_b = K_e$$

$$K_b = \frac{K_e}{K_a} = \frac{10^{-14}}{6,03 \cdot 10^{-10}} = 1,66 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Connaissant le K_b , on remplace les valeurs dans l'expression de la constante de basicité :

$$1,66 \cdot 10^{-5} = \frac{x \cdot x}{0,1 - x} \quad \Rightarrow \quad x^2 + 1,66 \cdot 10^{-5} x - 1,66 \cdot 10^{-6} = 0$$

Deux solutions : $x_1 = 1,28 \cdot 10^{-3}$ et $x_2 = -1,30 \cdot 10^{-3}$

La valeur négative n'ayant aucune signification chimique, on trouve :

$$C_{\text{OH}^-} = 1,28 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \quad \text{donc} \quad \text{pOH} = 2,89$$

Finalement : $\text{pH} = 11,11$

2

Quelle est la concentration d'une solution d'hydroxyde de baryum dont le $\text{pH} = 9,3$?

Réponse :

Hydroxyde de baryum : $\text{Ba}(\text{OH})_2$.

Lorsqu'il est dissout dans l'eau, il libère 2 OH^- . C'est pourquoi, il y aura 2 fois moins d'hydroxyde de baryum que de ions OH^- .

On calcule d'abord le pOH, puis la concentration en OH^- :

$$\text{pOH} = 4,7 \quad \Rightarrow \quad C_{\text{OH}^-} = 10^{-\text{pOH}} = 1,995 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Finalement, on trouve la concentration en $\text{Ba}(\text{OH})_2$:

$$C_{\text{Ba}(\text{OH})_2} = \frac{C_{\text{OH}^-}}{2} = 9,976 \cdot 10^{-6} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

3

Quelle est la concentration en $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$ et en $\text{g} \cdot \text{L}^{-1}$ d'une solution d'acide nitrique dont le $\text{pH} = 2,75$?

Réponse :

L'acide nitrique est un acide fort, donc $C_{\text{H}_3\text{O}^+} = C_0$.

La concentration en H_3O^+ est calculée grâce au pH :

$$C_{\text{H}_3\text{O}^+} = 10^{-\text{pH}} = 10^{-2,75} = 1,778 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Donc, la concentration en acide nitrique est :

$$C_0 = 1,778 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Pour calculer la concentration massique, on a besoin de la masse molaire de HNO_3 :

$$M_r = 1 \cdot 1,01 + 1 \cdot 14,01 + 3 \cdot 16,00 = 63,02 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Finalement, on obtient la concentration massique C_m :

$$C_m = C_0 \cdot M_r = 1,778 \cdot 10^{-3} \cdot 63,02 = 0,1120 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$$

4

On dissout 1,24 g d'hydroxyde de strontium dans 300 mL de solution. Quel est le pH de la solution résultante ?

Réponse :

Pour convertir les grammes en moles, on a besoin de la masse molaire de l'hydroxyde de strontium $\text{Sr}(\text{OH})_2$:

$$M_r = 1 \cdot 87,62 + 2 \cdot 16,00 + 2 \cdot 1,01 = 121,64 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$n_{\text{Sr}(\text{OH})_2} = \frac{m}{M_r} = \frac{1,24}{121,64} = 0,01019 \text{ mol}$$

Lorsqu'il est dissout dans l'eau, l'hydroxyde de strontium libère 2 OH^- :

$$n_{\text{OH}^-} = 2 \cdot n_{\text{Sr}(\text{OH})_2} = 2 \cdot 0,01019 = 0,02038 \text{ mol}$$

On calcule la concentration en OH^- :

$$C_{\text{OH}^-} = \frac{n_{\text{OH}^-}}{V} = \frac{0,02038}{0,300} = 0,06793 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$\text{pOH} = 1,17 \Rightarrow \text{pH} = 12,83$$

5

Quel volume d'eau doit-on ajouter à 24 mL de solution de NaOH $0,3 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ pour obtenir une solution à $\text{pH} = 9,8$?

Réponse :

D'abord, on calcule le nombre de moles de NaOH dans la solution :

$$n_{\text{NaOH}} = C \cdot V = 0,3 \cdot 0,024 = 7,2 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

On calcule la concentration à atteindre pour avoir un $\text{pH} = 9,8$:

$$\text{pOH} = 14 - \text{pH} = 14 - 9,8 = 4,2$$

$$C_{\text{OH}^-} = 10^{-\text{pOH}} = 10^{-4,2} = 6,310 \cdot 10^{-5} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

On calcule le volume correspondant pour avoir $7,2 \cdot 10^{-3}$ mol de NaOH :

$$V = \frac{n}{C} = \frac{7,2 \cdot 10^{-3}}{6,310 \cdot 10^{-5}} = 114,11 \text{ L}$$

La solution finale devra donc avoir le volume ahurissant de 114,11 litres ! On peut ainsi calculer le volume à ajouter au 24 mL pour obtenir ce grand volume :

$$V_{\text{total}} = V_{\text{initial}} + V_{\text{ajouté}}$$

$$V_{\text{ajouté}} = V_{\text{total}} - V_{\text{initial}} = 114,11 - 0,024 = 114,086 \text{ L}$$

6

Quel volume de $\text{HCl}_{(g)}$, à 22°C et sous une pression de 97'000 Pa, faut-il dissoudre dans 1 litre d'eau pour avoir un $\text{pH} = 3,5$?

Réponse :

HCl est un acide fort, donc $C_{\text{H}_3\text{O}^+} = C_0$.

La concentration en H_3O^+ puis le nombre de moles est calculée grâce au pH :

$$C_{\text{H}_3\text{O}^+} = 10^{-\text{pH}} = 10^{-3,5} = 3,162 \cdot 10^{-4} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

$$n_{\text{H}_3\text{O}^+} = 3,162 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

Le volume de HCl gazeux est calculé par la loi des gaz parfaits :

$$pV = nRT$$

$$V = \frac{nRT}{p} = \frac{3,162 \cdot 10^{-4} \cdot 8,314 \cdot 295}{97000} = 7,995 \cdot 10^{-6} \text{ m}^3$$

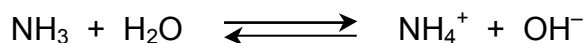
$$V = 7,995 \text{ mL}$$

7

Quelle masse de NH_3 (g) faut-il dissoudre dans 1 litre d'eau pour avoir un $\text{pH} = 10$?

Réponse :

L'équilibre acide-base est le suivant :



On calcule d'abord la concentration en OH^- :

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

$$\text{pOH} = 14 - 10 = 4$$

$$C_{\text{OH}^-} = 10^{-4} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

La neutralité électrique nous impose le fait que $C_{\text{OH}^-} = C_{\text{NH}_4^+}$:

$$C_{\text{NH}_4^+} = 10^{-4} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

Pour calculer la concentration de NH_3 à l'équilibre, on utilise la constante de basicité :

$$K_b = \frac{C_{\text{NH}_4^+} \cdot C_{\text{OH}^-}}{C_{\text{NH}_3}}$$

Dans le formulaire, nous ne trouvons que le K_a de l'acide conjugué NH_4^+ :

$$K_a = 6,03 \cdot 10^{-10}$$

Nous pouvons dès lors calculer le K_b de NH_3 et la concentration correspondante :

$$K_a \cdot K_b = 10^{-14}$$

$$K_b = \frac{10^{-14}}{6,03 \cdot 10^{-10}} = 1,66 \cdot 10^{-5}$$

$$C_{\text{NH}_3} = \frac{C_{\text{NH}_4^+} \cdot C_{\text{OH}^-}}{K_b} = \frac{10^{-4} \cdot 10^{-4}}{1,66 \cdot 10^{-5}} = 6,024 \cdot 10^{-4} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

Il s'agit bien sûr de la concentration à l'équilibre. La concentration totale (ou initiale) C_0 est la somme de C_{NH_3} et $C_{\text{NH}_4^+}$:

$$C_0 = C_{\text{NH}_3} + C_{\text{NH}_4^+} = 6,024 \cdot 10^{-4} + 10^{-4} = 7,024 \cdot 10^{-4} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

Dernière étape, nous calculons la masse nécessaire de NH_3 par litre de solution pour obtenir la concentration de $7,024 \cdot 10^{-4} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$:

$$m = n \cdot A = 7,024 \cdot 10^{-4} \cdot 17,02 = 0,01196 \text{ g}$$

8

L'acide trichloracétique a une constante $K_a = 2,3 \cdot 10^{-1} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ à 25 °C. Calculez le pH d'une solution où l'on a dissous $0,010 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ d'acide.

Réponse :

CCl_3COOH est un acide faible partiellement dissocié, donc $C_{\text{H}_3\text{O}^+} \neq C_0$!

Il faut utiliser la méthode de calcul d'une solution d'acide faible dans l'eau :

	$C_{\text{CCl}_3\text{COOH}} / \text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$	$C_{\text{H}_3\text{O}^+} / \text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$	$C_{\text{CCl}_3\text{COO}^-} / \text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$
Avant la dissolution	0,010	0	0
A l'équilibre	$0,010 - x$	x	x
Résolution (cf. ci-dessous)	$(4,010 \cdot 10^{-4})$	$9,599 \cdot 10^{-3}$	$(9,599 \cdot 10^{-3})$

Remarque : Les valeurs entre parenthèses ne sont pas demandées dans l'exercice. Elles sont données ici simplement à titre d'information.

On pose l'équation de la constante d'acidité :

$$K_a = \frac{C_{\text{H}_3\text{O}^+} \cdot C_{\text{CCl}_3\text{COO}^-}}{C_{\text{CCl}_3\text{COOH}}}$$

On remplace par les valeurs :

$$2,3 \cdot 10^{-1} = \frac{x \cdot x}{0,010 - x} \quad \Rightarrow \quad x^2 + 2,3 \cdot 10^{-1}x - 2,3 \cdot 10^{-3} = 0$$

Deux solutions : $x_1 = 9,599 \cdot 10^{-3}$ et $x_2 = -0,2396$

La valeur négative n'ayant aucune signification chimique, on trouve :

$$C_{\text{H}_3\text{O}^+} = 9,599 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \text{ donc } \text{pH} = 2,02$$

9

La valeur du produit ionique K_e à 0 °C est de $0,12 \cdot 10^{-14} \text{ mol}^2 \cdot \text{L}^{-2}$. Calculer le pH d'une solution neutre à 0 °C. Une solution dont on mesure un pH = 7,25 à 0 °C est-elle acide ou basique ?

Réponse :

On pose le produit ionique de l'eau :

$$K_e = C_{\text{H}_3\text{O}^+} \cdot C_{\text{OH}^-}$$

Comme on est dans l'eau pure, $C_{\text{H}_3\text{O}^+} = C_{\text{OH}^-}$. On peut écrire :

$$K_e = C_{\text{H}_3\text{O}^+}^2$$

$$C_{\text{H}_3\text{O}^+} = \sqrt{K_e} = \sqrt{0,12 \cdot 10^{-14}} = 3,4641 \cdot 10^{-8}$$

On obtient ainsi le pH pour une solution neutre :

$$\text{pH} = 7,46$$

Un pH = 7,25 étant plus petit que le pH neutre à 0 °C, la solution mesurée est acide.

10

Une solution de NH_3 $0,100 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ à 25 °C a un $\text{pH} = 11,12$. Calculer le pK_b de NH_3 .

Réponse :

On pose l'équation de la constante de basicité :

$$K_b = \frac{C_{\text{OH}^-} \cdot C_{\text{NH}_4^+}}{C_{\text{NH}_3}}$$

Il faut utiliser la méthode de calcul d'une solution de base faible dans l'eau :

	$C_{\text{NH}_3} / \text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$	$C_{\text{OH}^-} / \text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$	$C_{\text{NH}_4^+} / \text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$
Avant la dissolution	0,1	0	0
A l'équilibre	$0,1 - x$	x	x
Résolution (cf. ci-dessous)	0,09868	$1,318 \cdot 10^{-3}$	$1,318 \cdot 10^{-3}$

Pour trouver la concentration C_{OH^-} , on passe par le calcul du pOH :

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

$$\text{pOH} = 14 - 11,12 = 2,88$$

$$C_{\text{OH}^-} = 1,318 \cdot 10^{-3} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

$$C_{\text{NH}_4^+} = 1,318 \cdot 10^{-3} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

$$C_{\text{NH}_3} = C_0 - x = 0,100 - 1,318 \cdot 10^{-3} = 0,09868 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

On calcule le K_b puis le pK_b :

$$K_b = \frac{1,318 \cdot 10^{-3} \cdot 1,318 \cdot 10^{-3}}{0,09868} = 1,760 \cdot 10^{-5} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

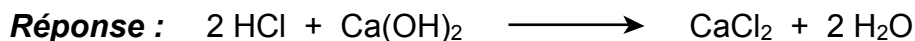
$$\text{pK}_b = 4,75$$

Remarque : Dans le Formulaire, grâce au K_a de NH_4^+ , on trouve $K_b = 1,660 \cdot 10^{-5} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$, ce qui correspond à un $\text{pK}_b = 4,78$. Ainsi, nos calculs sont en bon accord (0,6 % d'erreur) avec la valeur des tables.

Acides-bases 15 : La neutralisation

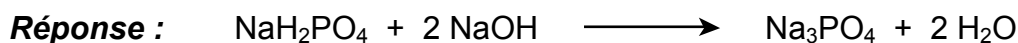
1

On ajoute une solution aqueuse d'acide chlorhydrique à une solution aqueuse d'hydroxyde de calcium. Ecrivez l'équation de la réaction.



2

Donnez l'équation de la neutralisation complète du dihydrogénophosphate de sodium par l'hydroxyde de sodium.

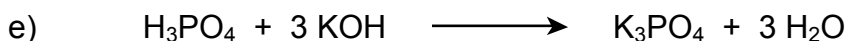
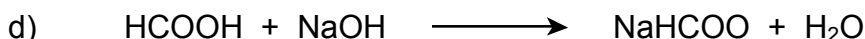
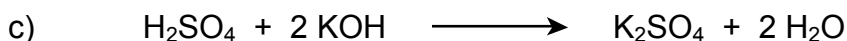
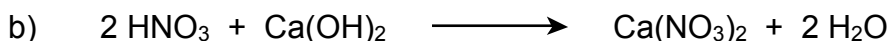


3

Complétez et équilibrez les équations de neutralisation suivantes :



Réponses :



4

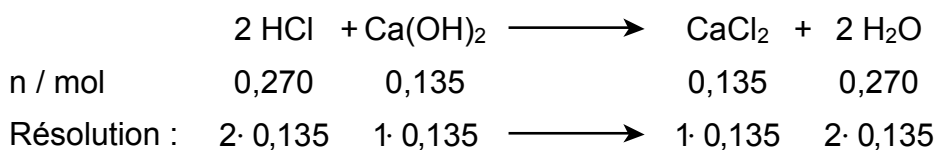
Quel volume d'acide chlorhydrique à $\text{pH} = 5$ doit-on utiliser pour neutraliser 10 g d'hydroxyde de calcium ?

Réponse :

D'abord, il faut calculer combien de moles sont contenues dans 10 g de Ca(OH)_2 :

$$n_{\text{Ca(OH)}_2} = \frac{m}{A} = \frac{10}{74} = 0,135 \text{ mol de Ca(OH)}_2$$

Par la stœchiométrie, on calcule le nombre de moles nécessaires de HCl pour neutraliser les 0,135 mol de Ca(OH)_2 .



0,270 mol d'acide chlorhydrique sont donc nécessaires pour neutraliser 10 g de Ca(OH)_2 .

Le pH nous donne l'information de la valeur de la concentration de l'acide :

$$\text{pH} = 5 \Rightarrow C_{\text{H}_3\text{O}^+} = 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} = C_{\text{HCl}}$$

Finalement, connaissant la concentration et le nombre de moles de l'acide, on calcule le volume de la solution :

$$C = \frac{n}{V} \Rightarrow V = \frac{n}{C} = \frac{0,270}{10^{-5}} = 27000 \text{ litres (= } 27 \text{ m}^3)$$

En résumé : 27000 litres de solution de $\text{HCl } 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ seront nécessaires pour neutraliser 10 g d'hydroxyde de calcium.

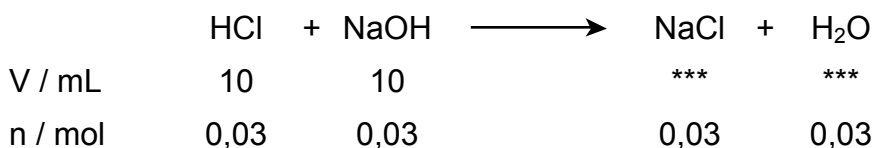
5

On mélange 10 mL d'une solution d'acide chlorhydrique $3 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ avec 10 mL d'hydroxyde de sodium $3 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

- Quelle est la nature de la solution obtenue ?
- Quel est son pH ?
- Quelle masse de cristaux obtient-on si l'on évapore lentement cette solution ?

Réponses :

La stœchiométrie nous permet de voir que le nombre de moles de l'acide et de la base doivent être identiques. Or, avec les mêmes volumes des solutions de concentration identique, c'est le cas :



- On obtient de l'eau salée.
- Comme Na^+ est sans influence sur le pH et que Cl^- est une base indifférente, $\text{pH} = 7$.
- $m = n \cdot M_r = 0,03 \cdot 58,45 = 1,754 \text{ g}$ de NaCl .

6

Quel est le pH de la solution résultant du mélange de 20 mL de $\text{HCl } 0,5 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ avec 9 mL de $\text{NaOH } 1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$?

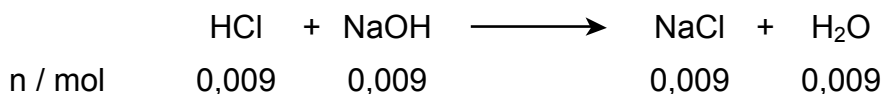
Réponse :

On calcule le nombre de moles de l'acide et respectivement de la base :

$$n_{\text{HCl}} = C \cdot V = 0,5 \cdot 0,02 = 0,01 \text{ mol de HCl}$$

$$n_{\text{NaOH}} = C \cdot V = 1 \cdot 0,009 = 0,009 \text{ mol de NaOH}$$

Par stœchiométrie, nous calculons le nombre de moles consommées d'acide :



L'acide étant en excès, il va en rester :

$$n_{\text{HCl}} = 0,01 - 0,009 = 0,001 \text{ mol de HCl qui n'ont pas été neutralisés.}$$

Le volume de la solution est passé à 29 mL (20 mL de HCl + 9 mL de NaOH). Nous calculons la nouvelle concentration en ions H_3O^+ et le pH de solution :

$$C_{\text{H}_3\text{O}^+} = \frac{n}{V} = \frac{0,001}{0,029} = 0,0345 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \Rightarrow \text{pH} = -\log(0,0345) = 1,46$$

7

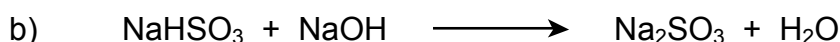
Complétez et équilibrez les équations suivantes en indiquant également si les réactions sont complètes ou avec équilibre. Dans le cas de neutralisation, envisagez la neutralisation complète de l'acide et de la base.

- a) $\dots\dots \text{NH}_4^+ + \dots\dots \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons$
 b) $\dots\dots \text{NaHSO}_3 + \dots\dots \text{NaOH} \rightleftharpoons$
 c) $\dots\dots \text{Sr}(\text{HCO}_3)_2 + \dots\dots \text{HBr} \rightleftharpoons$
 d) $\dots\dots \text{H}_2\text{SO}_4 + \dots\dots \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons$
 e) $\dots\dots \text{Ba}(\text{OH})_2 + \dots\dots \text{H}_3\text{PO}_4 \rightleftharpoons$

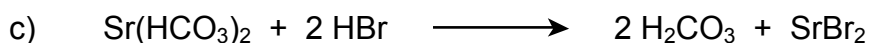
Réponses :



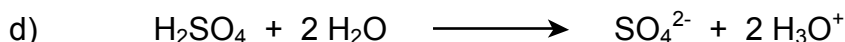
Avec équilibre, car NH_4^+ est un acide faible.



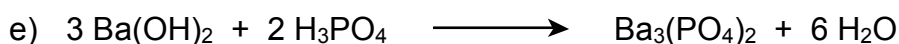
Réaction complète car NaOH est une base forte.



Réaction complète car HBr est un acide fort.



Réaction complète car H_2SO_4 est un diacide fort pour les deux protonations successives en solution diluée.



Réaction complète car $\text{Ba}(\text{OH})_2$ est une base forte.

Acides-bases 18 : Les solutions tampons

1

On mélange 50 mL d'une solution de CH_3COOH $0,1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ avec 50 mL d'une solution de NaCH_3COO $0,1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$. Calculez le pH de cette solution tampon.

Réponse :

On calcule le nombre de moles de l'acide et respectivement de la base :

$$n_{\text{HCl}} = C \cdot V = 0,5 \cdot 0,02 = 0,01 \text{ mol de HCl}$$

2

On mélange 50 mL d'une solution de CH_3COOH $1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ avec 50 mL d'une solution de NaCH_3COO $0,1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$. Calculez le pH de cette solution tampon.

Réponse :

Dans un premier temps, on calcule les nouvelles concentrations de l'acide acétique et de l'acétate de sodium après dilution (volume final de 100 mL) :

$$n_{\text{CH}_3\text{COOH}} = C \cdot V = 1 \cdot 0,05 = 0,05 \text{ mol}$$

$$C'_{\text{CH}_3\text{COOH}} = \frac{n}{V} = \frac{0,05}{0,1} = 0,5 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

$$n_{\text{NaCH}_3\text{COO}} = n_{\text{CH}_3\text{COO}^-} = C \cdot V = 0,1 \cdot 0,05 = 0,005 \text{ mol}$$

$$C'_{\text{CH}_3\text{COO}^-} = \frac{n}{V} = \frac{0,005}{0,1} = 0,05 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

Ensuite, nous calculons le pH avec l'équation des solutions tampons, en utilisant la valeur du pK_a de l'acide acétique trouvée dans le Formulaire ($\text{pK}_a = 4,75$) :

$$\text{pH} = \text{pK}_a + \log \frac{C_{\text{A}^-}}{C_{\text{HA}}} = 4,75 + \log \frac{0,05}{0,5} = 3,75$$

3

On mélange 50 mL d'une solution de CH_3COOH $0,1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ avec 50 mL d'une solution de NaCH_3COO $1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$. Calculez le pH de cette solution tampon.

Réponse :

Même démarche que l'exercice précédent :

$$n_{\text{CH}_3\text{COOH}} = C \cdot V = 0,1 \cdot 0,05 = 0,005 \text{ mol}$$

$$C'_{\text{CH}_3\text{COOH}} = \frac{n}{V} = \frac{0,005}{0,1} = 0,05 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

$$n_{\text{NaCH}_3\text{COO}} = n_{\text{CH}_3\text{COO}^-} = C \cdot V = 1 \cdot 0,05 = 0,05 \text{ mol}$$

$$C'_{\text{CH}_3\text{COO}^-} = \frac{n}{V} = \frac{0,05}{0,1} = 0,5 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

Ensuite, nous calculons le pH avec l'équation des solutions tampons, en utilisant la valeur du pK_a de l'acide acétique trouvée dans le Formulaire ($pK_a = 4,75$) :

$$\text{pH} = pK_a + \log \frac{C_{A^-}}{C_{\text{HA}}} = 4,75 + \log \frac{0,5}{0,05} = 5,75$$

4

On mélange 25 mL d'une solution de NH_4Cl $0,5 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ avec 50 mL d'une solution de NH_3 $0,5 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$. Calculez le pH de cette solution tampon.

Réponse :

Ici, le couple acide / base conjuguée est : $\text{NH}_4^+ / \text{NH}_3$.

En tenant compte de la dilution, on calcule les concentrations du chlorure d'ammonium et de l'ammoniac (volume final de 75 mL) :

$$n_{\text{NH}_4\text{Cl}} = n_{\text{NH}_4^+} = C \cdot V = 0,5 \cdot 0,025 = 0,0125 \text{ mol}$$

$$C'_{\text{NH}_4^+} = \frac{n}{V} = \frac{0,0125}{0,075} = 0,1667 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

$$n_{\text{NH}_3} = C \cdot V = 0,5 \cdot 0,05 = 0,025 \text{ mol}$$

$$C'_{\text{NH}_3} = \frac{n}{V} = \frac{0,025}{0,075} = 0,3333 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

Ensuite, nous calculons le pH avec l'équation des solutions tampons, en utilisant la valeur du pK_a du ion ammonium trouvée dans le Formulaire ($pK_a = 9,22$) :

$$\text{pH} = pK_a + \log \frac{C_{\text{NH}_3}}{C_{\text{NH}_4^+}} = 9,22 + \log \frac{0,3333}{0,1667} = 9,52 \text{ mol}$$

5

Soit une solution tampon d'acide carbonique $0,2 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ avec de l'hydrogénocarbonate de sodium. Calculez la concentration nécessaire de NaHCO_3 pour avoir une solution tampon à $\text{pH} = 6,5$.

Réponse :

Le couple acide / base conjuguée est : $\text{H}_2\text{CO}_3 / \text{HCO}_3^-$ ($pK_a = 6,35$). Le Na^+ est un ion spectateur et n'intervient pas.

Le problème est pris à l'envers ! On utilise l'équation des solutions tampons :

$$\text{pH} = pK_a + \log \frac{C_{\text{HCO}_3^-}}{C_{\text{H}_2\text{CO}_3}}$$

$$6,5 = 6,35 + \log \frac{C_{\text{HCO}_3^-}}{0,2}$$

On extrait la concentration en hydrogénocarbonates :

$$0,15 = \log \frac{C_{\text{HCO}_3^-}}{0,2}$$

$$10^{0,15} = \frac{C_{\text{HCO}_3^-}}{0,2}$$

$$C_{\text{HCO}_3^-} = 0,2 \cdot 10^{0,15} = 0,2825 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

Il faut donc une concentration de $0,2825 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ de NaHCO_3 .

6

Expliquez en détail comment vous préparez une solution tampon à $\text{pH} = 3$ (choix des réactifs, volumes mélangés, ...).

Réponse :

Il faut d'abord choisir l'acide. Pour avoir un $\text{pH} = 3$, il faut trouver un pK_a très proche ou idéalement égal à 3. Le Formulaire propose les candidats suivants :

Acide chloracétique ClCH_2COOH , $\text{pK}_a = 2,86$.

Acide fluorhydrique HF , $\text{pK}_a = 3,17$.

Acide nitreux HNO_2 , $\text{pK}_a = 3,34$.

Des considérations de toxicité nous feront renoncer à HF , trop dangereux pour cette manipulation.

Choisissons le HNO_2 . Le reste du calcul est fait sur le principe de l'exercice précédent :

$$\text{pH} = \text{pK}_a + \log \frac{C_{\text{NO}_2^-}}{C_{\text{HNO}_2}}$$

$$3,0 = 3,34 + \log \frac{C_{\text{NO}_2^-}}{C_{\text{HNO}_2}}$$

Nous nous trouvons avec une infinité de solutions !... Un second choix est obligatoire, la concentration de l'acide ou de la base conjuguée.

Choisissons par commodité mathématique, $C_{\text{HNO}_2} = 1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$. On trouve alors la concentration de la base conjuguée :

$$3,0 = 3,34 + \log \frac{C_{\text{NO}_2^-}}{1}$$

$$-0,34 = \log C_{\text{NO}_2^-}$$

$$C_{\text{NO}_2^-} = 0,4571 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

7

Soit deux solutions tampons différentes :

- a) H_2S $0,1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ / HS^- $0,1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$
- b) H_2S $1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ / HS^- $1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$

Laquelle de ces deux solutions est la plus résistante aux variations du pH ? Justifiez la réponse.

Réponse :

Il s'agit de la solution b).

Une faible concentration (dans le premier cas, une concentration globale de $0,2 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$) est plus sensible à la variation de pH qu'une solution plus concentrée (dans le deuxième cas, une concentration globale de $1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$).

Acides-bases 20 : Les dosages acido-basiques

1

On dose 20 mL de HCl par NaOH 0,04 mol·L⁻¹. Le point d'équivalence est à 15 mL de base ajoutée. Quelle est la concentration de l'acide ?

Réponse :

$$C_A \cdot V_A = C_B \cdot V_B$$

$$C_A = \frac{C_B \cdot V_B}{V_A} = \frac{0,04 \cdot 0,015}{0,020} = 0,03 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

2

On a utilisé 21,4 mL de NaOH pour obtenir une réaction complète avec 25 mL d'acide sulfurique 0,5 mol·L⁻¹. Calculez la concentration molaire du NaOH.

Réponse :

Puisque l'acide sulfurique libère 2 H⁺, on utilise la formule suivante : $C_A \cdot V_A = \frac{1}{2} C_B \cdot V_B$

$$C_B = \frac{2 \cdot C_A \cdot V_A}{V_B} = \frac{2 \cdot 0,5 \cdot 0,025}{0,0214} = 1,168 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

3

Il a fallu 17,4 mL d'hydroxyde de baryum 0,05 mol·L⁻¹ pour neutraliser 236 mg d'un monoacide. Déterminez la masse molaire de ce monoacide.

Réponse :

Nous calculons le nombre de moles de Ba(OH)₂ contenues dans 17,4 mL de la solution 0,05 mol·L⁻¹ :

$$n_{\text{Ba(OH)}_2} = C_{\text{Ba(OH)}_2} \cdot V = 0,05 \cdot 0,0174 = 8,70 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

Comme Ba(OH)₂ donne 2 OH⁻, le nombre de moles du monoacide (appelons-le HA) est deux fois plus grand :

$$n_{\text{HA}} = 2 \cdot n_{\text{Ba(OH)}_2} = 2 \cdot 8,70 \cdot 10^{-4} = 1,74 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

Connaissant la masse et le nombre de moles, on calcule la masse molaire de l'acide :

$$M_{r(\text{HA})} = \frac{m}{n} = \frac{0,236}{1,74 \cdot 10^{-3}} = 135,6 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$$

4

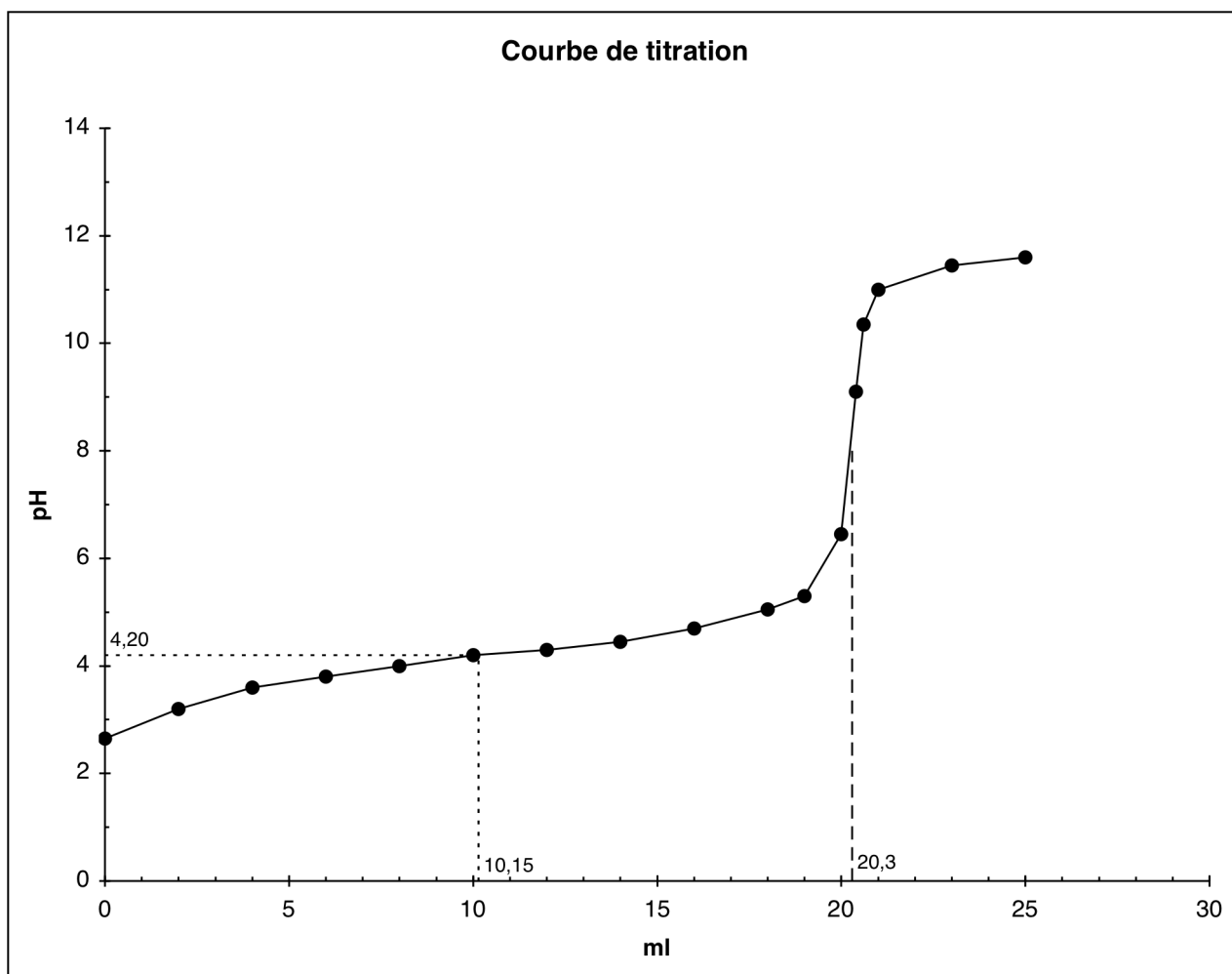
On dose par pH-métrie 20 mL d'une solution d'un acide HA de concentration initiale inconnue, par une solution d'hydroxyde de sodium $0,1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$. On obtient les résultats suivants :

$V_{\text{NaOH}} / \text{mL}$	0	2	4	6	8	10	12	14	16
pH	2,65	3,2	3,6	3,8	4	4,2	4,3	4,45	4,7
$V_{\text{NaOH}} / \text{mL}$	18	19	20	20,4	20,6	21	23	25	
pH	5,05	5,3	6,45	9,1	10,35	11	11,45	11,6	

- Tracez la courbe de variation du pH en fonction du volume de base.
- Déterminez le point d'équivalence et la concentration initiale de l'acide.
- Quel est le pK_a de cet acide ?

Réponses :

a) Le dessin se fait sur papier millimétré ou avec un logiciel de traitement de données :



b) Le point d'équivalence est déterminé graphiquement : $V_{\text{éq}} = 20,3 \text{ mL}$.

On calcule ensuite la concentration de l'acide avec la formule $C_A \cdot V_A = C_B \cdot V_B$:

$$C_A = \frac{C_B \cdot V_B}{V_A} = \frac{0,1 \cdot 0,0203}{0,020} = 0,1015 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

c) A la demi-titration, on a $\text{pH} = \text{pK}_a$. La lecture graphique donne $\text{pK}_a = 4,2$.

5

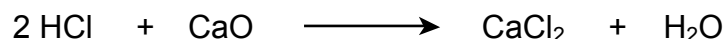
Pour neutraliser 1,12 g d'oxyde de calcium impur, on a utilisé 21 mL de HCl 0,80 mol·L⁻¹. Quelle est la pureté de cet oxyde ?

Réponse :

Nous calculons le nombre de moles de HCl contenues dans 21 mL de la solution 0,80 mol·L⁻¹ :

$$n_{\text{HCl}} = C_{\text{HCl}} \cdot V = 0,80 \cdot 0,021 = 0,0168 \text{ mol}$$

L'oxyde de calcium nécessite 2 HCl pour être neutralisé :



$$n_{\text{CaO}} = \frac{n_{\text{HCl}}}{2} = \frac{0,0168}{2} = 0,0084 \text{ mol}$$

On calcule le nombre de grammes de CaO :

$$m = n \cdot M_{r(\text{CaO})} = 0,0084 \cdot 56 = 0,4704 \text{ g}$$

Ainsi, dans l'échantillon de 1,12 g, on n'a en fait que 0,4704 g de CaO. La pureté se calcule en pourcent :

$$\text{pureté} = \frac{\text{masse produit}}{\text{masse totale}} \cdot 100 = \frac{0,4704}{1,12} \cdot 100 = 42 \%$$

6

On dissout un comprimé de 630 mg d'aspirine BAYER dans 10 mL d'alcool. On titre la solution par 28,0 mL de NaOH 0,1 mol·L⁻¹.

a) Calculez le nombre de mole d'acide acétylsalicylique contenu dans le comprimé.

b) Calculez la masse d'acide acétylsalicylique présent dans le comprimé.

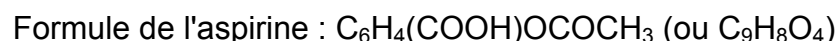
Réponses :

a) Nous calculons le nombre de moles de NaOH contenues dans 28,0 mL de la solution de concentration 0,1 mol·L⁻¹ :

$$n_{\text{NaOH}} = C_{\text{NaOH}} \cdot V = 0,1 \cdot 0,0280 = 0,00280 \text{ mol}$$

L'acide acétylsalicylique est un monoacide, donc $n_{\text{NaOH}} = n_{\text{HA}} = 0,00280 \text{ mol}$.

b) Connaissant le nombre de moles, il faut encore connaître la masse molaire de l'acide acétylsalicylique (aspirine) pour pouvoir calculer sa masse :



$$M_r(\text{aspirine}) = 9 \cdot 12 + 8 \cdot 1 + 4 \cdot 16 = 180 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$m = n \cdot M_r(\text{aspirine}) = 0,00280 \cdot 180 = 0,504 \text{ g} = 504 \text{ mg}$$

Conclusion : dans un comprimé de 630 mg, il y a 504 mg d'aspirine.

7

Combien de mL de NaOH $1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ faut-il ajouter à 15 mL d'acide sulfurique $0,5 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ pour le neutraliser complètement ?

Réponse :

$$C_A \cdot V_A = \frac{1}{2} C_B \cdot V_B$$

$$V_B = \frac{2 \cdot C_A \cdot V_A}{C_B} = \frac{2 \cdot 0,5 \cdot 0,015}{1} = 0,015 \text{ L} = 15 \text{ mL}$$

8

Au laboratoire de chimie, un élève a utilisé 17,6 mL de NaOH $0,992 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ pour neutraliser complètement 1,22 g d'un triacide inconnu. Quelle est la masse molaire de l'acide analysé ?

Réponse :

Nous calculons le nombre de moles de NaOH contenues dans 17,6 mL de la solution $0,992 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$:

$$n_{\text{NaOH}} = C_{\text{NaOH}} \cdot V = 0,992 \cdot 0,0176 = 0,01746 \text{ mol}$$

Comme le triacide (appelons-le H_3A) libère 3 H^+ , le nombre de moles de H_3A est trois fois plus petit :

$$n_{\text{H}_3\text{A}} = \frac{1}{3} \cdot n_{\text{NaOH}} = \frac{1}{3} \cdot 0,01746 = 5,820 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

Connaissant la masse et le nombre de moles, on calcule la masse molaire de l'acide :

$$M_r(\text{H}_3\text{A}) = \frac{m}{n} = \frac{1,22}{5,820 \cdot 10^{-3}} = 209,6 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$