

6 SA	CHIMIE APPLIQUEE Les réactions acidobasiques Madame Hogenboom	RCD
-------------	--	------------

Les exercices seront corrigés en classe avec les élèves. Bon travail !

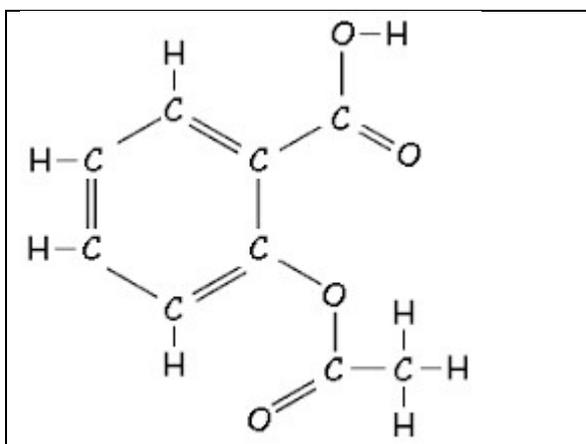
En réalisant ces exercices, vous préparez déjà votre examen de juin.

Remarque : vous trouverez encore plus d'exercices dans votre cours de chimie appliquée.

1) Un engrais liquide pour rosiers contient des ions nitrate, sulfate, phosphate, ammonium et potassium.

- Écrire la formule de chacun des ions ;
- Identifier le seul acide parmi les 5 ions cités. Ecrire l'équation de sa réaction potentielle avec l'eau.
- L'un des anions présents dans cet engrais peut capter successivement trois protons. Identifier cet anion et écrire les trois couples acide-base conjuguée correspondants.

2) L'aspirine :



- Repérer dans la formule de l'acide acétylsalicylique la fonction acide carboxylique et écrire la formule de sa base conjuguée.
- Déterminer le nombre de molécules ingérées par l'organisme lorsqu'on avale un comprimé de 500 mg d'acide acétylsalicylique.

3) Lorsqu'un acide ou une base est ajouté dans l'eau à 25°C, le produit ionique de l'eau :

- Est supérieur à 10^{-14} ;
- Est inférieur à 10^{-14} ;
- Reste égal à 10^{-14} .

Choisir la proposition correcte.

4) Lorsqu'une base est ajoutée dans l'eau à 25°C :

- $[\text{H}_3\text{O}^+] > 10^{-7}$ mol/L et $[\text{OH}^-] > 10^{-7}$ mol/L ;
- $[\text{H}_3\text{O}^+] < 10^{-7}$ mol/L et $[\text{OH}^-] < 10^{-7}$ mol/L ;
- $[\text{H}_3\text{O}^+] > 10^{-7}$ mol/L et $[\text{OH}^-] < 10^{-7}$ mol/L ;
- $[\text{H}_3\text{O}^+] < 10^{-7}$ mol/L et $[\text{OH}^-] > 10^{-7}$ mol/L .

Choisir la proposition correcte.

5) Dans une solution aqueuse, si la concentration en ions H_3O^+ vaut $5 \cdot 10^{-5}$ mol/L, alors :

- $[\text{OH}^-] = 5 \cdot 10^{-5}$ mol/L ;
- $[\text{OH}^-] = 10^{-7}$ mol/L ;
- $[\text{OH}^-] = 2 \cdot 10^{-10}$ mol/L ;
- $[\text{OH}^-] = 10^{-14}$ mol/L .

Choisir la valeur correcte.

6) Déterminer, parmi les concentrations suivantes, celle(s) qui correspond(ent) à une solution acide :

- $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-3}$ mol/L
- $[\text{OH}^-] = 5 \cdot 10^{-5}$ mol/L
- $[\text{H}_3\text{O}^+] = 3 \cdot 10^{-8}$ mol/L
- $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-7}$ mol/L
- $[\text{OH}^-] = 1,6 \cdot 10^{-10}$ mol/L

9) Déterminer parmi les espèces suivantes, lesquelles sont des ampholytes :

- H_3O^+
- HSO_3^-
- NH_4^+
- H_2PO_4^-

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

HF, H_2SO_4 , NH_4^+ , HI, H_2SO_3 , H_3O^+ , H_2S

11) Sachant que la valeur du K_a de l'acide HA1 est inférieure à celle du K_a de l'acide HA2 :

- La base conjuguée de HA1 sera plus forte que la base conjuguée de HA2 ;
- La base conjuguée de HA1 sera de force égale à la base conjuguée de HA2 ;
- La base conjuguée de HA1 sera plus faible que la base conjuguée de HA2 .

Choisir la proposition correcte.

12) Selon Brønsted, une base est d'autant plus forte :

- Qu'elle a fort tendance à capter un proton ;
- Que son acide conjugué est fort ;
- Que son K_b est petit ;
- Qu'elle a fort tendance à donner des protons.

Choisir la ou les proposition(s) correcte(s).

13) Sachant que la valeur du K_a de l'acide sulfureux vaut $1,6 \cdot 10^{-2}$, calculer la valeur du K_b de sa base conjuguée.

14) Choisir la valeur correcte de K_b de la base CN^- :

- 10^{-7} ;
- $5 \cdot 10^{-10}$;
- $2 \cdot 10^{-5}$.

15) Soit les sels suivants :

NH_4Cl , KCl , Na_2CO_3 , $MgCl_2$, Na_2SO_3 , NaH_2SO_4

- Écrire l'équation traduisant leur dissociation dans l'eau.
- Écrire les équations traduisant les réactions potentielles des ions avec le solvant H_2O .
- Justifier le caractère acido-basique de la solution.

16) Classer, par ordre d'acidité croissante, les solutions suivantes de même concentration :

- Une solution de chlorure de sodium ;
- Une solution de chlorure d'ammonium ;
- Une solution de chlorure d'hydrogène.

Justifier le classement à l'aide de la table de K_a .

17) A partir de la table de K_a , calculer l'acidité $[H_3O^+]$ et le pH d'une solution en réalisant, si nécessaire, un bilan de matière :

- d'acide nitrique 0,1 M ;
- d'acide nitreux 0,1 M.

18) Choisir parmi les propositions suivantes celle(s) qui correspond(ent) à une réaction acide-base complète :

- La réaction où l'acide formé est nettement plus faible que l'acide de départ ;
- La réaction où la base formée est plus forte que la base de départ ;
- La réaction entre un acide fort et une base forte.

19) En utilisant la table des valeurs de K_a , prévoir si le transfert de proton est théoriquement possible entre :

- $HCOO^-$ et NH_4^+
- OH^- et SO_3^{2-}
- H_2S et OH^-

20) Parmi les énoncés suivants, choisir les propositions correctes :

- À pH neutre, une solution ne contient ni des ions H_3O^+ , ni des ions OH^- ;
- Dans une solution à pH 3, la quantité d'ions H_3O^+ est supérieure à celle d'ions OH^- ;
- À concentration initiale identique, une solution d'acide nitrique aura un pH inférieur à celui d'une solution d'acide nitreux ;
- La valeur du pH d'une solution aqueuse dépend du volume prélevé pour réaliser la mesure ;
- La mise en solution de l'acide formique aboutit à une solution tampon.

21) Quelques gouttes de l'indicateur coloré méthyl jaune (rouge/jaune) ($\text{pK}_a = 3,3$) sont versées dans une solution aqueuse. Déterminer la couleur que prendra cette solution lorsque :

- pH = 3,5 ;
- pH = 9 ;
- $[\text{H}_3\text{O}^+] = 1,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$;
- $[\text{OH}^-] = 7 \cdot 10^{-7} \text{ mol/L}$.

22) Déterminer dans quel intervalle de pH se trouve une solution lorsque dans cette solution :

- Le bleu de thymol y est jaune ;
- Le bleu de bromothymol y est jaune ;
- Le méthylorange y est orange ;

23) Une solution d'acide nitrique 1M qui contient l'indicateur bleu de thymol a une teinte rouge. Une solution d'hydroxyde de potassium 1M présente une coloration en présence de phénolphaléine.

Quelle couleur obtiendra-t-on en mélangeant des volumes égaux des deux solutions contenant leur indicateur ? Expliquer. ;

24) Calculer le pH d'une solution :

1. d'acide nitrique 0,02 M ;
2. contenant 0,04 g d'hydroxyde de sodium par 100 mL de solution ;
3. d'acide nitreux 0,1 M ;
4. contenant 25,2 g de sulfite de sodium par litre de solution ;
5. contenant 100 mL de solution d'acide acétique 0,5 M et 4,1 g d'acétate de sodium ;
6. d'ammoniaque 0,10 M ;
7. d'acide cyanhydrique 0,2 M ;
8. d'acide sulfureux 0,0010 M ;

25) Calculer la concentration initiale C_a ou C_b d'une solution :

- D'acide chlorhydrique dont le $\text{pH} = 2,40$;
- D'acide acétique dont le $\text{pH} = 2,87$;
- D'hydroxyde de potassium dont le $\text{pH} = 11,70$;
- D'acide formique dont le $\text{pH} = 1,87$.

26) On verse 2 mL de HCl 0,5 M dans un litre d'eau pure.

- Calculer le pH final de la solution ;
- Connaissant la valeur du pH de l'eau pure, calculer la variation de pH.

27) Soit une solution de carbonate de sodium.

- Calculer la concentration initiale de cette solution dont le pH est de 12 ;
- Déterminer la masse de carbonate de sodium dissous dans un litre de solution.

28) Calculer la masse d'hydroxyde à peser pour préparer 2 L de solution $\text{pH} = 11$:

- NaOH ;
- $\text{Ca}(\text{OH})_2$;
- $\text{Al}(\text{OH})_3$.

29) Calculer la constante d'acidité K_a de l'acide benzoïque sachant que le pH d'une solution d'acide benzoïque, dont la concentration est $2,5 \cdot 10^{-2}$ M, vaut 2,9.

30) Un comprimé de vitamine C contient 1 g d'acide ascorbique $C_6H_8O_6$ ($K_a = 1,33 \cdot 10^{-8}$).

On le dissout dans 200 mL d'eau. Calculer le pH de la solution obtenue.

31) Soit 1 L d'ammoniaque 0,1 M. On y ajoute 5,35 g de chlorure d'ammonium. Calculer le pH de la solution obtenue en considérant que le volume reste constant.

32) La morphine est une base faible. ($K_b = 7,5 \cdot 10^{-7}$). Le pH d'une solution de morphine est 9,2. Calculer la concentration initiale C_b de morphine dans la solution.

33) Calculer la variation de pH lors de l'ajout de 10 mL de NaOH 0,5 M à un mélange tampon contenant 0,25 mol d'acide nitreux et 0,20 mol de nitrite de sodium.

34) Calculer la concentration molaire du réactif à titrer lorsqu'on neutralise :

- 10 mL d'une solution d'iodure d'hydrogène par 5,6 mL de NaOH 0,1 M ;
- 20 mL de $NaHCO_3$ par 38 mL d'acide chlorhydrique 1 M.

35) Une solution contient 5 g d'hydroxyde de sodium par 100 mL. Lors d'un titrage, en présence de phénolphtaléine, 15 mL de la solution d'hydroxyde de sodium neutralisent 10 mL d'une solution d'acide chlorhydrique de titre inconnu. Calculer la concentration (titre) de la solution acide.

36) L'acide oxalique $HOOC-COOH$ est un acide carboxylique faible bifonctionnel présent dans le suc cellulaire de nombreuses plantes sous forme de sel de potassium ou de calcium. Calculer le volume d'acide chlorhydrique 1 M nécessaire pour neutraliser 6,3 g d'oxalate de potassium $KOOC-COOK$.

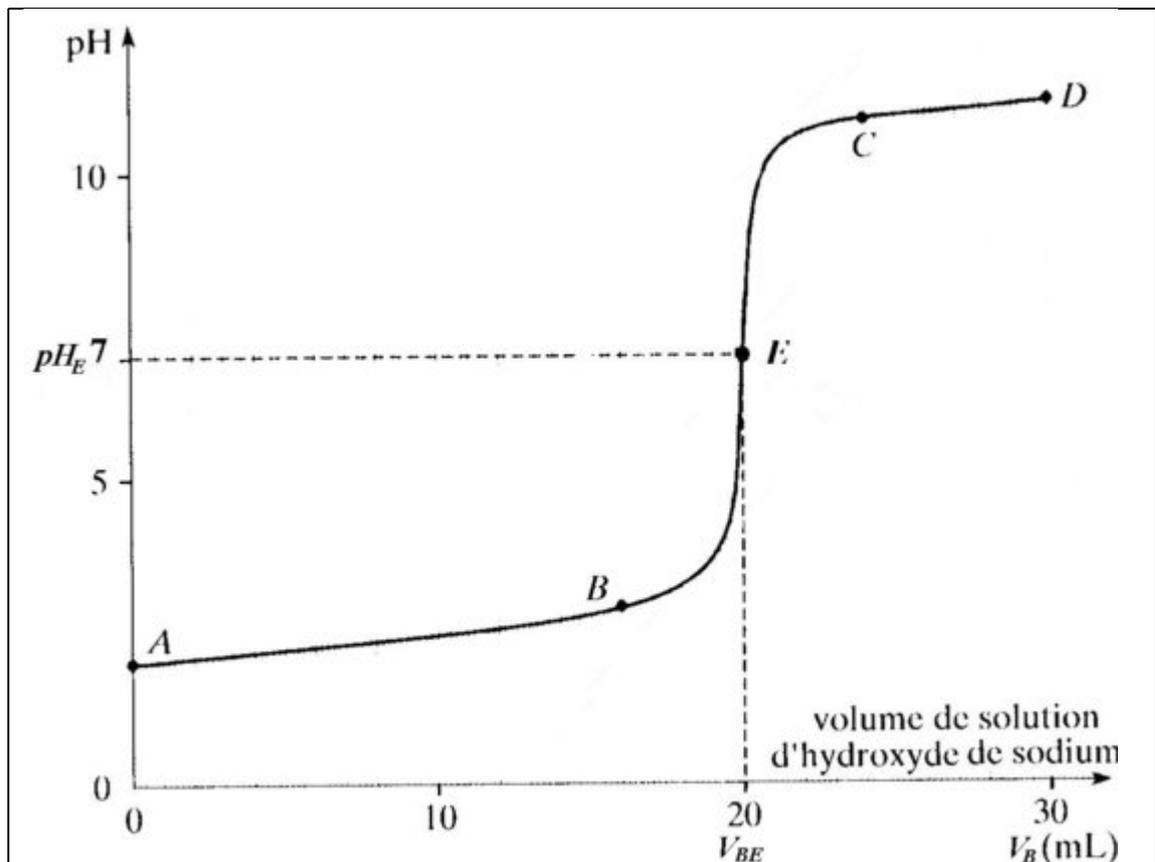
37) L'aspirine contient de l'acide acétylsalicylique, un acide monofonctionnel de formule moléculaire $C_9H_8O_4$. Calculer le pourcentage d'acide dans un comprimé de 630 mg sachant qu'après dissolution, l'acide est neutralisé par 28 mL de NaOH 0,1M.

38) L'acide formique ou méthanoïque HCOOH est un produit industriel irritant qui est également présent dans la nature. Il est produit entre autres par les orties et les fourmis d'où son nom. Une solution de 10 mL d'acide formique est titrée par 12,3 mL de NaOH 1 M.

- Calculer la concentration molaire de l'acide ;
- Calculer le pH au point d'équivalence ;
- Si on dispose de phénolphtaléine et de méthylorange, quel indicateur faut-il employer ? Justifier.

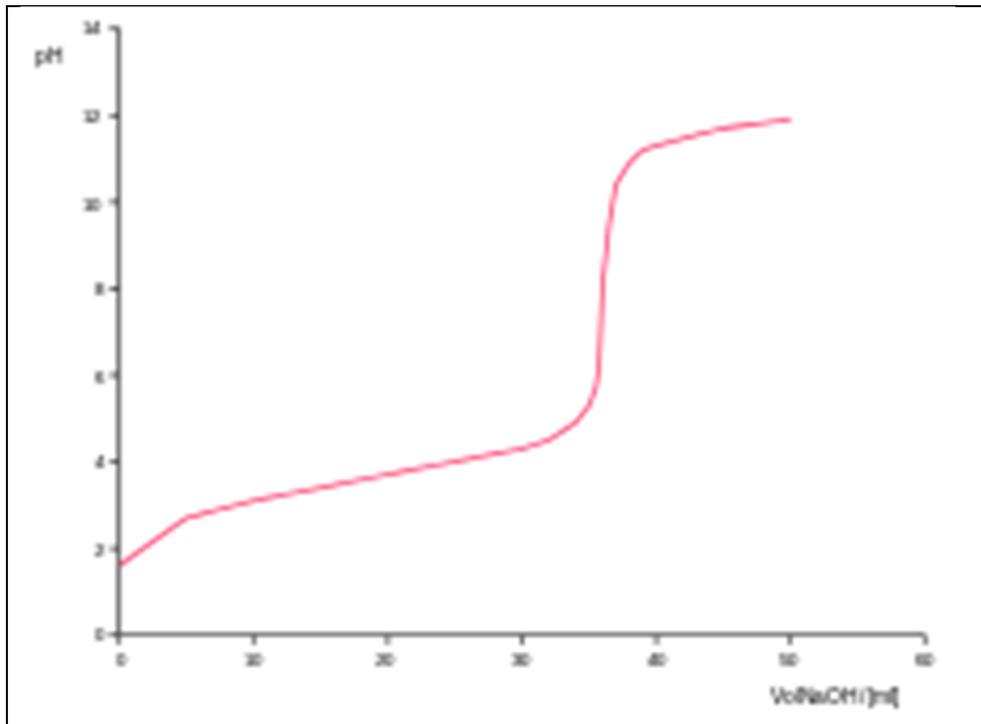
39) On titre 10 mL d'un acide par NaOH 0,1 M. La courbe expérimentale est représentée ci-dessous.

- L'acide est-il fort ou faible ? Justifier.
- Calculer la concentration molaire de l'acide.
- Choisir un indicateur approprié pour ce titrage.



40) Dresser le diagramme bilan correspondant à la courbe de titrage de l'exercice 39.

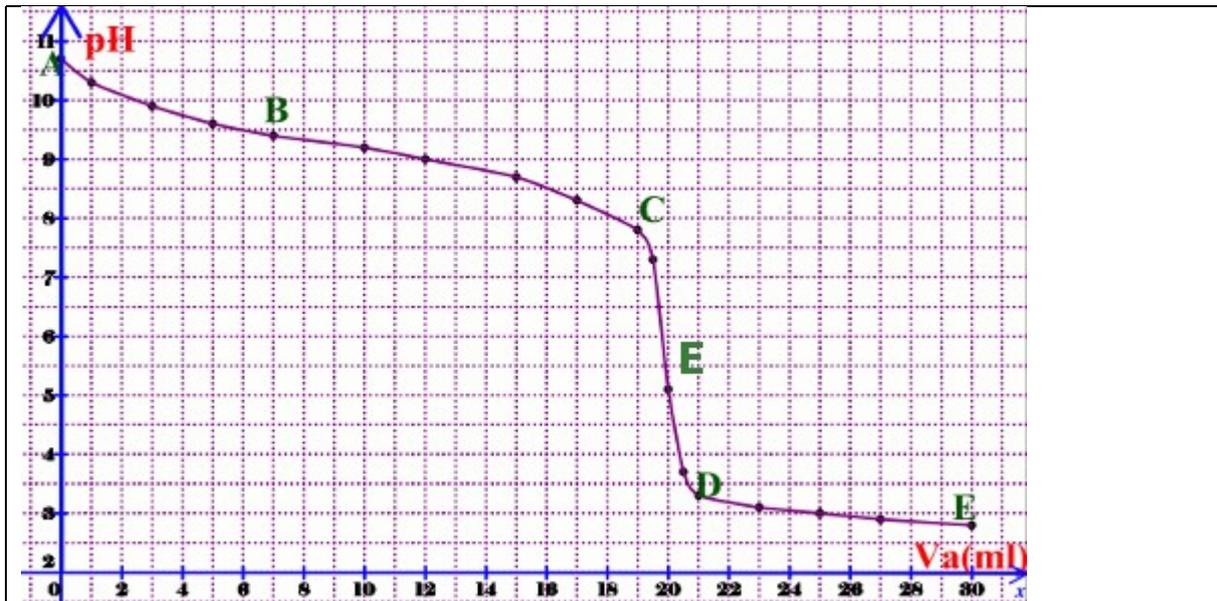
41) Soit la courbe de titrage de 10 mL d'une solution d'acide par une solution de NaOH 0,1 M :



- L'acide est-il fort ou faible ? Justifier.
- Déterminer graphiquement le volume de NaOH à l'équivalence.
- Déterminer la concentration de l'acide.
- Identifier l'espèce titrée en expliquant la démarche.
- Choisir un indicateur approprié pour ce titrage ?

42) Dresser le diagramme bilan correspondant à la courbe de titrage de l'exercice 41.

43) Soit le titrage de 10 mL d'une solution de base par une solution de HCl 0,1 M.



- La base est-elle forte ou faible ?
- Déterminer graphiquement le volume de HCl à l'équivalence.
- Déterminer la concentration de la base.
- Identifier l'espèce titrée en expliquant la démarche.
- Choisir un indicateur approprié pour ce titrage.

44) Dresser le diagramme bilan correspondant à la courbe de titrage de l'exercice 43.

45) Sur les étiquettes des vinaigres commerciaux, la concentration de l'acide éthanoïque n'est pas exprimée en molarité mais en degré.

Le degré d'un vinaigre est, par définition, égal à la masse en grammes d'acide éthanoïque pur contenu dans 100 g de vinaigre.

Afin de vérifier le degré d'un vinaigre (7°) d'un produit commercial, on réalise les manipulations suivantes :

- a) La solution de vinaigre est diluée 10 fois ;
- b) 10 mL de la solution diluée de vinaigre est titrée par 11,9 mL de NaOH 0,105 M en présence de phénolphaléine.

Sachant que la masse volumique du vinaigre commercial est égale à 1,02 g/mL, calculer le degré de vinaigre déterminé expérimentalement et comparer la valeur à celle renseignée sur l'étiquette.

46) Soit 100 mL d'une solution contenant de l'acide acétique 0,015 M et de l'acétate de sodium 0,01 M. L'ajout de quelques gouttes de phénolphtaléine ne colore pas la solution.

Calculer la masse de NaOH à ajouter à la solution pour que la coloration passe au rose indien.

47) Pour conserver du lait frais durant deux à trois jours, il est essentiel de le placer au réfrigérateur.

En effet, suivant la température de conservation, le lactose $C_{12}H_{22}O_{11}$ se transforme plus ou moins rapidement en acide lactique $CH_3-CHOH-COOH$.

Pour que le lait soit consommable, il ne doit pas contenir plus de $2,4 \cdot 10^{-2}$ mol d'acide lactique par litre.

L'acide lactique ($pK_a = 3,9$) contenu dans un échantillon de 20 mL de lait est dosé par titrage à l'aide de 11,4 mL d'une solution de NaOH 0,1 M.

Le lait est-il consommable ? Justifier la réponse.

