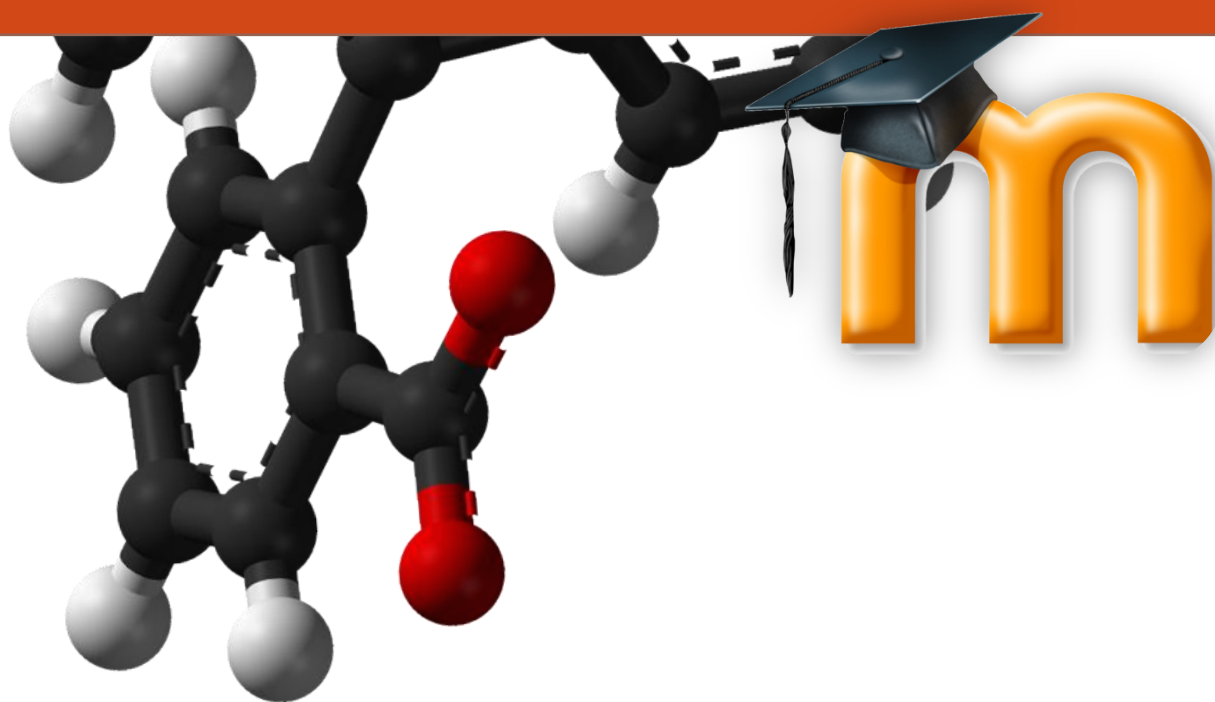


« La chimie des solutions en action dans Moodle ! »

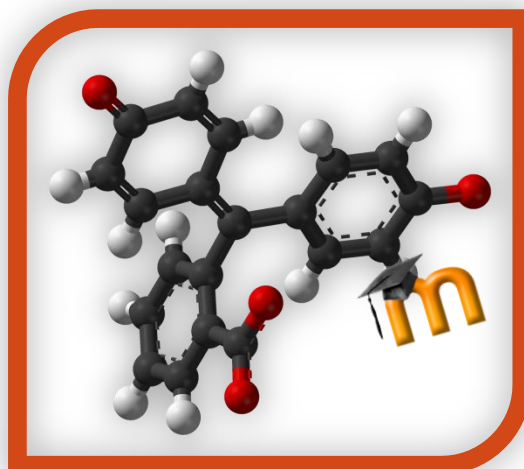


Guide de l'enseignant

André Cyr
Département de chimie
Cégep de Trois-Rivières
Mai 2014
andre.cyr@cegeptr.qc.ca

Introduction

Ce guide de l'enseignant traite du contenu du cours Moodle de *Chimie des solutions* réalisé dans le cadre d'un projet au Cégep Trois-Rivières durant l'année scolaire 2013-2014. Une vue d'ensemble du contenu est suivie de la retranscription (parfois partielle) de la plupart des questions.



Le logo de Moodle greffé à la molécule de phénolphtaléine



Sommaire

| | |
|--|----|
| <i>Présentation générale du cours Moodle</i> | 5 |
| 1. Solubilité et concentration | 9 |
| 1A. Aspects généraux des solutions..... | 9 |
| 1B. Unités de concentration et dilution | 10 |
| 1C. Calculs liés à la concentration des solutions | 11 |
| 1D. Calculs liés aux concentrations : méthodologie..... | 13 |
| 2. Propriétés colligatives | 13 |
| 2A. Principes fondamentaux sur les propriétés colligatives | 14 |
| 2B. Calculs liés aux propriétés colligatives | 15 |
| 3. Cinétique chimique | 16 |
| 3A. Loi de vitesse et équation de vitesse intégrée | 16 |
| 3B. Cinétique chimique : exercices numériques | 17 |
| 3C. et 3D. Problème-leçon : traitement de données expérimentales [] vs temps (1ère et 2 ^e partie)..... | 20 |
| 4. Équilibre chimique | 21 |
| 4A. Principes généraux sur les équilibres | 21 |
| 4B. Calculs de concentrations ou de pressions à l'équilibre | 22 |
| 4C. Problème-leçon : calcul d'une pression à l'équilibre..... | 24 |
| 5. Acides et bases | 24 |
| 5A. Acides, bases et amphotères..... | 24 |
| 5B. Acides et bases : calculs fondamentaux | 25 |
| 5C. Problème-leçon : mélange d'acides(1) | 26 |
| 5D. Problème-leçon : mélange d'acides(2) | 26 |

| | |
|---|----|
| 5E. Problème-leçon : mélange de bases | 27 |
| 5F. Problème-leçon : polyacides..... | 27 |
| <i>Figure 3. Schéma décisionnel pour une solution formée de deux acides ou d'un polyacide (associé aux problèmes 5C, 5D, 5F).</i> | 28 |
| 6. Solution tampon et titrage | 29 |
| 6A. Les équations de neutralisation..... | 29 |
| 6B. Problème-leçon : pH de solutions d'un sel..... | 29 |
| <i>Tableau-synthèse sur les solutions contenant un sel (associé à 6B)</i> | 30 |
| 6C. Solutions tampons : principes généraux | 31 |
| 6D. Courbes de titrages : interprétation..... | 32 |
| 6E. Titrages : aspects quantitatifs | 36 |
| 6F. Problème-leçon : pH d'un mélange(1) | 38 |
| 6G. Problème-leçon : pH d'un mélange(2) | 38 |
| 6H. Problème-leçon : pH d'un mélange(3)..... | 38 |
| 6I. Problème-leçon : pH d'un mélange(4)..... | 38 |
| <i>Figure 4. Schéma décisionnel concernant le mélange d'un acide et d'une base (lié aux leçons 6F, 6G, 6H et 6I)</i> | 39 |
| <i>Figure 5. Structure du problème-leçon 6F</i> | 40 |
| <i>Figure 6 . Structure du problème-leçon 6J</i> | 41 |
| <i>Figure 7. Illustration des principes de calculs pour le titrage d'un acide faible (lié à 6L)</i> | 42 |
| 6J. Problème-leçon : solution tampon avec ajout(1) | 43 |
| 6K. Problème-leçon : solution tampon avec ajout(2)..... | 43 |
| 6L. Courbe de titrage : calcul du pH | 43 |
| 7. Sels peu solubles | 44 |
| 7A. Caractéristiques des sels peu solubles | 44 |
| 7B. Problèmes numériques impliquant K_{ps} | 45 |
| 7C. Problème-leçon : prédiction de précipitation et calculs | 46 |
| <i>Table acide-base des ions</i> | 47 |



Présentation générale du cours Moodle

Contexte et contenu général

Ce cours Moodle a été produit dans le cadre d'un projet de développement pédagogique au Cégep de Trois-Rivières durant l'année scolaire 2013-2014. Il a été conçu avec l'objectif d'accompagner les étudiants dans leurs démarches de problèmes du cours *Chimie des solutions*. Il se présente sous la forme d'exercices interactifs incluant des pistes méthodologiques. Ce matériel complète les exercices disponibles dans les livres et n'épargne pas l'étudiant d'une lecture de son manuel de référence. Il se veut une voie complémentaire et personnalisée à l'approche traditionnelle du recueil de problèmes et de son solutionnaire.

L'ensemble se compose à ce jour de 18 tests totalisant 105 questions et 15 leçons accompagnées de 4 schémas méthodologiques, un tableau-synthèse et une table de constantes. Une version papier des questions numériques est destinée aux étudiants : l'auteur juge essentiel que les démarches soient consignées dans un cahier. Les sections de matière correspondent aux chapitres 1 à 7 du manuel *Chimie des solutions*, 3e édition, de E. Flamand, bien que les questions ne soient pas liées à un livre en particulier. L'enseignant pourra modifier la numérotation afin de l'adapter à son manuel. Les réactions d'oxydoréduction ne sont pas traitées dans ce cours.

Structure des questions

Les tests (appelés ainsi dans Moodle) sont en faits des séries de questions centrées sur les concepts et les opérations numériques fondamentales. Chaque section s'ouvre avec une ou deux séries de questions qualitatives couvrant les notions fondamentales d'un chapitre. Ces questions visent à freiner l'empressement des étudiants à s'attaquer à des problèmes complexes avant d'avoir bien assimilé les idées fondamentales d'un chapitre. Elles sont suivies d'exercices numériques de difficulté moyenne servant à vérifier l'application des principes de base. Les exercices et quiz comportent habituellement deux niveaux de rétroaction : ils donnent des éléments de vérification (ex. masse molaire), un indice (rappel d'un principe de base) ou une ébauche de résolution.

Les leçons (désignées par *problèmes-leçons* dans ce cours) sont des problèmes qui impliquent une démarche de calculs plus longue et qui font appel à plusieurs éléments du cours. Les énoncés de problèmes s'apparentent à ceux qu'on pourrait soumettre en examen. Il ne s'agit pas ici de leçons au sens où on l'entend habituellement, mais de parcours en plusieurs étapes autour de problèmes choisis en fonction de leur difficulté. Plusieurs de ces activités sont bâties autour d'un schéma de résolution (voir figure 1 pour exemple), qui illustre une marche à suivre ou les variantes possibles d'un problème-type.



Le parcours d'une *leçon* est personnalisé en fonction des réponses et des besoins de l'étudiant (voir figure 2 pour exemple). Un étudiant qui maîtrise déjà la matière n'aura qu'à valider deux ou trois réponses, alors qu'un autre, plus hésitant, sera dirigé vers des pages d'aide ou de contenu. Ce dernier étudiant aura éventuellement à répondre à des questions de compréhension (ex. bien situer le type de cas dans un *résumé schématique*) avant de pouvoir poursuivre. Un problème supplémentaire (à résoudre sans aide) peut même lui être imposé comme condition d'accès à l'étape suivante.

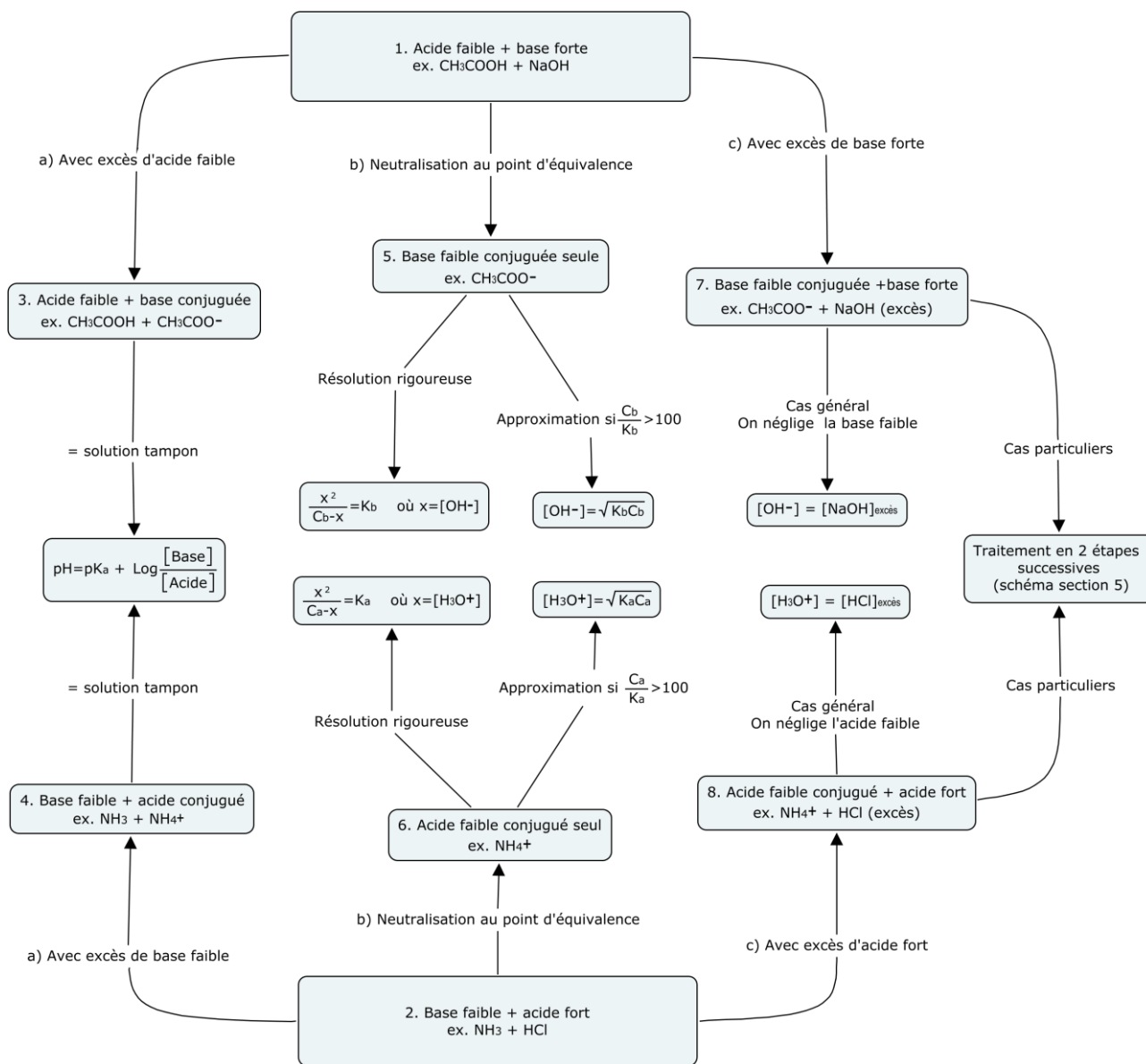


Figure 1. Exemple d'un schéma de résolution de problème

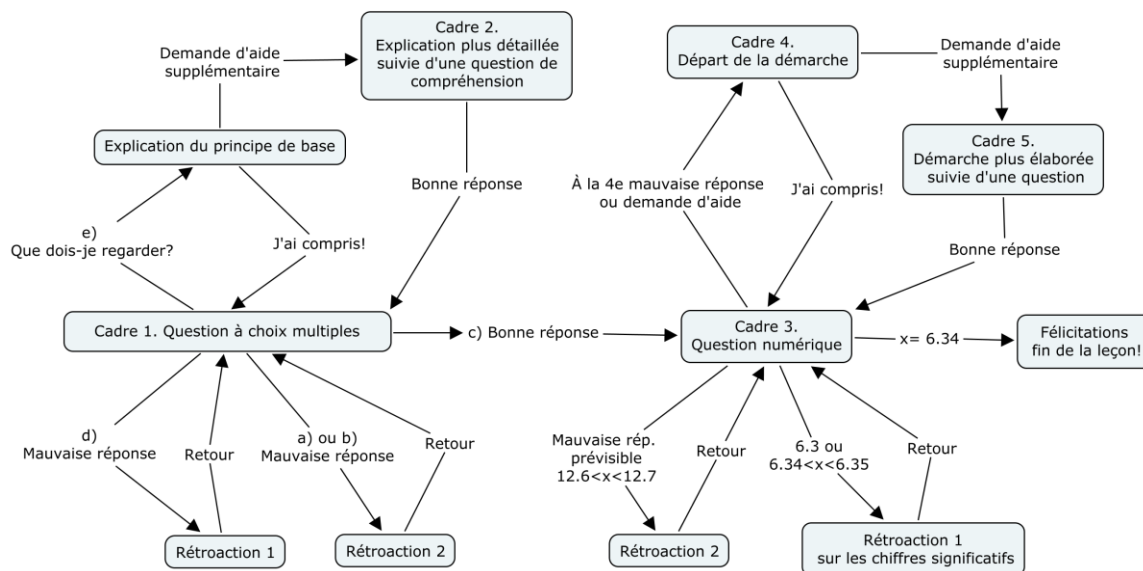


Figure 2. Exemple de structure d'un problème-leçon

Quelques aspects techniques et pratiques

Les tests et les leçons de Moodle ont été programmés de façon distincte. La virgule et le point sont acceptés dans les tests pour séparer les décimales, mais la virgule n'est pas reconnue dans les leçons (ex. 8,24 sera lu comme 8). En conséquence, il est suggéré de prendre l'habitude d'utiliser systématiquement le point, même si les énoncés affichent des virgules (par soucis d'uniformité et de conformité avec le système métrique). Des rappels sont insérés dans les questions. La notation scientifique peut être utilisée, mais elle doit être entrée à la manière de l'exemple suivant :

$3,23 \times 10^{-4}$ s'exprime par 3.23E-4 ou 3.23e-4.

Dans les questions numériques, une marge d'erreur a été prévue dans la réponse acceptée, afin de prendre en compte certains arrondissements dans les masses molaires (ex. 18 au lieu de 18,015 pour la masse molaire de l'eau) et les résultats intermédiaires. Des écarts entre les constantes physiques publiées dans les livres (en particulier les valeurs de K_a) peuvent aussi affecter la réponse finale. Le domaine de valeurs acceptées est ordinairement assez étroit et suppose qu'il n'y a pas d'arrondissement abusif dans les calculs. La règle générale est d'arrondir à la fin du calcul uniquement.

Une table de pK_a est fournie en format Excel, mais on peut se servir des tables des manuels courants (mis à part deux questions dans lesquelles on demande explicitement de consulter cette table). Il a été vérifié que les valeurs de K_a sont sensiblement les mêmes d'un livre à l'autre (Flamand, Chang, Zumdahl, Hill et Petrucci) pour les acides dont il est question. Dans le cas contraire, on a opté pour inclure la constante dans la question.

Le mode *question numérique* de Moodle ne peut pas être paramétré pour détecter explicitement une réponse qui n'est pas exprimée avec le bon nombre de chiffres significatifs. Plusieurs rétroactions sont données à ce sujet, mais il ne faut pas s'attendre à ce que les chiffres significatifs soient évalués systématiquement. Parfois une réponse non conforme peut être détectée indirectement : par exemple, si la réponse *1,672691* doit être arrondie à *1,67*, une rétroaction de non conformité peut être associée à toutes valeurs comprises entre *1,67* et *1,673*. Notons enfin qu'il est souvent demandé d'inclure les unités dans la réponse, afin d'encourager de bonnes habitudes jusqu'aux examens!

Les tests sont paramétrés avec l'option *Interactif avec tentatives multiples*. Elle permet à l'étudiant d'avoir accès à toutes les rétroactions et il est fortement recommandé de conserver ce paramétrage. Les activités sont conçues comme supports à l'apprentissage et non comme outils d'évaluation. Dans le même ordre d'idées, le système de pointage a été conservé comme élément de motivation, mais il n'a pas été optimisé dans l'optique d'une évaluation rigoureuse.

Après l'importation du cours dans votre plateforme, vérifiez les réglages dans *Administration du cours* et *Paramètres*. Sur la page *Modifier les paramètres du cours* :

Format : Thématique; Imposer le thème : Nimble (cours conçu et vérifié avec ce thème); Nombre de sections : 7; Disponibilité : Ce cours est ouvert aux étudiants.

Les courbes de titrage ont été créées à l'aide de *CurTiPot*¹ et les schémas avec *IHMC CmapTools*², deux logiciels gratuits. Les figures sont disponibles dans un dossier du cours.

André Cyr, enseignant au Cégep de Trois-Rivières

andre.cyr@cegeptr.qc.ca

¹ CurTiPot : Ivano G.R. Gutz, Université de Sao Paulo; http://www2.iq.usp.br/docente/gutz/Curtipot_.html (déc.2013)

² IHMC CmapTools; <http://cmap.ihmc.us/> (déc.2013)

1. Solubilité et concentration

1A. Aspects généraux des solutions

Aperçu seulement:

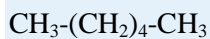
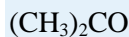
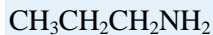
Question 1

Le but de l'exercice est de distinguer les composés moléculaires et ioniques. Il faut donner le nombre de mole de particules (molécules ou ions) présentes en solution lors de la dissolution d'une mole de composé dans l'eau.

...

Question 2

Choisissez les 3 substances qui devraient être les plus solubles dans l'eau (ordre aléatoire à l'ouverture du quiz).



Question 3

La solubilité du chlorure de magnésium est de 54,2 g dans 100 g d'eau à 20°C. On mélange pendant de longues minutes 217,5 g de MgCl_2 avec 300 g d'eau. On filtre par gravité, sans ajouter d'eau, afin de retirer la partie insoluble. Quelle est la concentration en gramme de MgCl_2 par kg d'eau dans le filtrat?

Question 4

La solubilité du chlorure de potassium est d'environ 24 g dans 100 g d'eau à 20°C. Si on brasse pendant quelques minutes 40 g de KCl dans 100 g d'eau à cette température, on aura des cristaux au fond du bécher en présence d'une solution _____

Question 5

Dans la liste qui suit, choisissez les électrolytes forts.

...

Question 6

L'enthalpie de dissolution (ΔH_{diss}) du nitrate de potassium est 34,9 kJ/mol. On dissout 10 g de KNO_3 dans 300 mL d'eau. Si on place un thermomètre dans le liquide durant la dissolution, que devrait-on observer?

...

Question 7

Complétez les équations représentant la dissociation de composés ioniques dans l'eau.

...

Question 8

On dissout 5,650g de chlorate de baryum monohydraté, $\text{Ba}(\text{ClO}_3)_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$, dans un total de 250,0 mL de solution. Calculez la concentration des ions chlorate en mol/L.

Question 9

Trouvez par déduction la solubilité du chlorure de sodium dans chaque solvant, en g de NaCl par 1,00 kg de solvant à 25°C.

(jeu d'associations)...

1B. Unités de concentration et dilution

Aperçu seulement:

Question 1

Quelle unité de concentration est exprimée en fonction d'une quantité de solvant au dénominateur?

(choix multiples)...

Question 2

Quelles expressions de concentration ne sont pas affectées par la température?

(choix multiples)...

Question 3

Faites les bonnes associations pour des solutions aqueuses de NaCl

...

Question 4

On utilise la relation

$$c_1V_1 = c_2V_2$$

dans les calculs de dilution, où l'indice 1 s'applique à la solution concentrée et l'indice 2 à la solution diluée. Sélectionnez les unités de concentration (c_1 et c_2) qui peuvent être utilisées dans cette équation.

...

Question 5

Choisissez les énoncés vraies concernant la masse volumique (ρ) d'une solution aqueuse.

...



1C. Calculs liés à la concentration des solutions

Question 1

On prépare une solution en ajoutant 11,233 g de dichromate de potassium ($K_2Cr_2O_7$) dans un ballon volumétrique de 250,0 mL. On complète avec de l'eau au trait de jauge et on agite. On prélève 5,00 mL de cette solution que l'on transfère dans un ballon de 100,0 mL. On complète au trait avec de l'eau et on agite. Calculez la concentration molaire volumique de la solution diluée.

Question 2

Calculez, à 0,1g près, la masse de nitrate de magnésium hexahydraté, $Mg(NO_3)_2 \cdot 6H_2O$, nécessaire afin de préparer 250 mL d'une solution _____ mol/L en ions magnésium.

Question 3

Une solution est formée de volumes égaux d'eau et de méthanol (CH_3OH). Les masses volumiques sont les suivantes à 20°C :

$\rho(H_2O) = 0,9982 \text{ g/mL}$, $\rho(CH_3OH) = 0,7912 \text{ g/mL}$ et $\rho(\text{solution}) = 0,9270 \text{ g/mL}$

Exprimez en %m/m de méthanol.

Question 4

On prépare une solution aqueuse de chlorure de plomb de la façon suivante:

On pèse 0,0865 g de $PbCl_2$ que l'on dissout dans un total de 250,0 mL à l'aide d'un ballon volumétrique. On prélève à la pipette 2,00 mL de cette solution que l'on transfère dans un ballon de 500,0 mL. On complète au trait de jauge avec l'eau.

Calculez la concentration en ppm de plomb (Pb^{2+}) dans la solution la plus diluée.

Question 5

Une solution d'éthanol, C_2H_5OH , 15,00 %m/m a une masse volumique de 0,9752 g/mL à 20°C. Exprimez la concentration en molarité (concentration molaire volumique).

Question 6

Calculez la masse de HNO_3 contenue dans 200,0 mL d'une solution concentrée de HNO_3 dont le pourcentage massique est 70,0 %m/m et la masse volumique 1,42 g/mL

Question 7

On mélange 200 mL d'une solution de chlorure de magnésium, $MgCl_2$, 0,200 mol/L avec 400 mL d'une solution de chlorure de sodium, $NaCl$, 0,250 mol/L. Calculez la concentration en mol/L de chlorure du mélange.

Question 8

On peut lire sur une étiquette de vinaigre blanc qu'il est composé d'acide acétique, CH_3COOH , 5,00%V/V (la concentration la plus courante). L'acide acétique pur est un liquide dont la masse volumique est 1,050 g/mL. Calculez la concentration molaire volumique (molarité) de ce vinaigre.

1D. Calculs liés aux concentrations : méthodologie

Dans les questions à plusieurs volets, il peut être avantageux de construire un tableau qui décrit la composition de la solution en fonction des masses, des volumes et des moles. On peut le surnommer "Tableau 3S" (pour Soluté-Solvant-Solution). Si par exemple on désire la concentration en mol/L, on n'aura qu'à diviser le nombre de mole de soluté par le volume de solution (en litre).

Complétez le tableau pour une solution d'acide nitrique 20,0 % m/m dont la masse volumique est 1,115 g/mL.

| | SOLUTÉ HNO₃ | SOLVANT H₂O | SOLUTION HNO₃+H₂O |
|--------------------|---|---|--|
| Masse (g) | | | 100.0 |
| Volume (mL) | X | X | |
| n. mole | | | |

Ensuite :

- Calculez le %m/V
- Calculez la molalité
- Calculez la fraction molaire en HNO₃
- Calculez la concentration molaire volumique
- Calculez le volume de solution à prélever qui contiendra 0,500 mole de HNO₃

2. Propriétés colligatives

2A. Principes fondamentaux sur les propriétés colligatives

Aperçu seulement :

Question 1

La température d'ébullition de l'eau est davantage affectée par la présence d'un soluté que la température de congélation (vrai ou faux).

Question 2

On dissout 1,0 mole de chlorure de potassium dans 1,00 kg d'eau. Choisissez les énoncés vrais.

...

Question 3

La pression de vapeur d'un mélange de deux liquides volatils est intermédiaire à celle des deux liquides purs (vrai ou faux).

Question 4

Classez les solutions aqueuses suivantes en ordre croissant de pression de vapeur à une même température. Aucun calcul n'est requis.

- Nitrate d'ammonium, NH_4NO_3 , 2,0 mol/L;
- Acétone, $(\text{CH}_3)_2\text{CO}$, 10%V/V;
- Carbonate de sodium, Na_2CO_3 , 2,0 mol/L;
- Sucrose, $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$, 2,0 mol/L;
- Nitrate de plomb(II), $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, 1000 mg/L.

Note : ordre aléatoire à l'ouverture du quiz

Question 5

On a comme point de comparaison une solution de NaCl 0,10 mol/L à 20°C. Quelle sera l'effet du changement suivant sur la pression osmotique, π ? (Choix d'associations)

...

Question 6

Théoriquement, la température de congélation d'une solution 1,0 mol/kg de KNO_3 devrait être la même que celle d'une solution de MgSO_4 1,0 mol/kg (vrai ou faux).

Question 7

Deux solutions dont les pressions osmotiques sont identiques sont dites **isotoniques**. À l'hôpital, les solutions administrées par voie intraveineuse (les solutés) doivent être isotoniques avec le sang : c'est le cas de NaCl 0,92 %m/V et du glucose 5,5 %m/V. Sélectionnez les énoncés vrais.

...

2B. Calculs liés aux propriétés colligatives

Question 1

On mélange 10,0 mL de toluène, C_7H_8 , $\rho = 0,865$ g/mL, avec 500,0 mL de cyclohexanol, $C_6H_{11}OH$, $\rho = 0,948$ g/mL. Prédisez par calcul la température de congélation du mélange.

Question 2

Un mélange contient 50,0 mL d'acétone, CH_3COCH_3 , $\rho = 0,799$ g/mL, et 250,0 mL d'eau, $\rho = 0,997$ g/mL à 25°C. Les pressions de vapeur des liquides purs sont respectivement 30,8 kPa et 3,17 kPa à 25°C. Calculez la pression de vapeur de la solution en supposant un comportement idéal.

Question 3

De part et d'autre d'une membrane semi-perméable, se trouvent des solutions de NaCl 5,00%*m/V* et NaCl 3,50%*m/V*. Calculez la pression osmotique nette qui s'exerce sur la membrane à 20°C.

Question 4

Une solution aqueuse de sulfate de potassium, K_2SO_4 , 0,050 mol/Kg donne un point de congélation de -0,23°C. Calculez le facteur de van't Hoff expérimental.

Question 5

Une masse de 0,100 g d'une protéine est dissoute dans 50,0 mL d'eau. Estimez la masse molaire de cette protéine, si on mesure une pression osmotique de 0,152 kPa à 20°C.

3. Cinétique chimique

3A. Loi de vitesse et équation de vitesse intégrée

Aperçu seulement

Question 1

Sélectionnez les énoncés qui s'appliquent à une réaction d'**ordre 1**. (Choix de réponses)

...

Question 2

Associez les relations suivantes au bon ordre de réaction. (Choix d'associations)

...

Question 3

À 25°C, la réaction de décomposition $A \rightarrow B + C$ est d'ordre 1 avec une constante de vitesse de 0,045 s⁻¹. Écrivez l'équation de vitesse intégrée pour une concentration initiale de 0,100 mol/L.

...

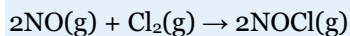
Question 4

Sélectionnez les énoncés qui s'appliquent à une réaction d'**ordre 2**. (Choix de réponses)

...

Question 5

La loi de vitesse de la réaction



est donnée par $v = k[\text{NO}]^2 [\text{Cl}_2]$.

Dans une certaine expérience, on mesure une vitesse de 0,010 mol/L.s. À la même température, si on double à la fois la concentration des deux réactifs, quelle sera la nouvelle valeur de vitesse?

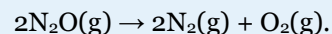
Question 6

Sélectionnez les énoncés qui s'appliquent à une réaction d'**ordre 0**. (Choix de réponses)

...

Question 7

La réaction de décomposition de l'oxyde de diazote est d'ordre 1:



L'équation de vitesse intégrée peut s'exprimer en fonction de la concentration de N₂O:

$$\ln [\text{N}_2\text{O}]_t = -kt + \ln [\text{N}_2\text{O}]_0$$

ou en fonction de la pression partielle de N₂O, désignée par P :

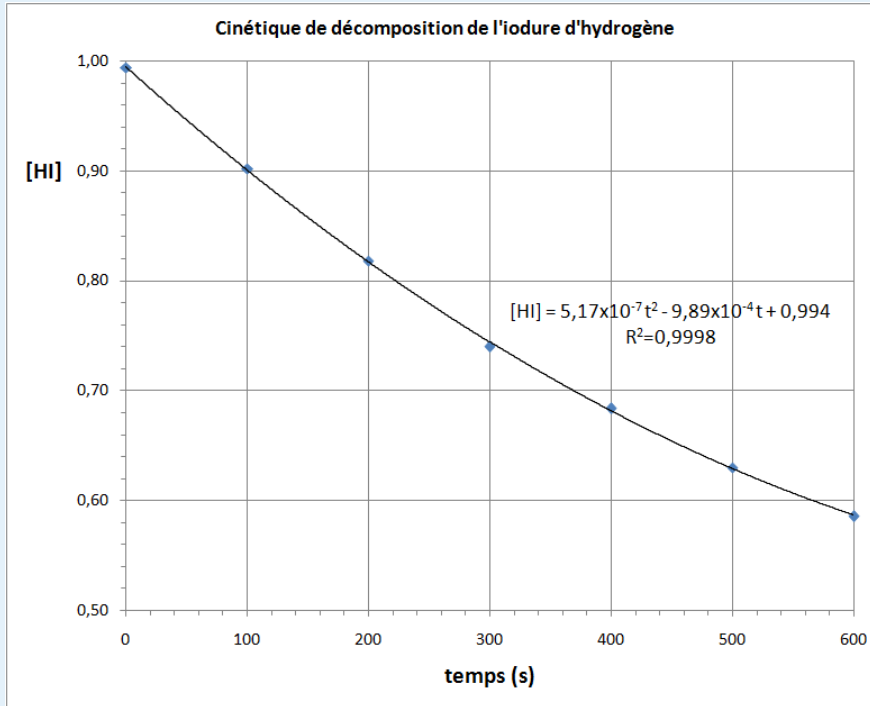
$$\ln P_t = -kt + \ln P_0$$

Dans ces deux relations la valeur numérique de la constante de vitesse sera la même. Vrai ou faux?

3B. Cinétique chimique : exercices numériques

Question 1

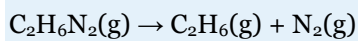
Ce graphique illustre la décomposition de l'iodure d'hydrogène à 400°C.



Calculez la vitesse instantanée de la réaction à 250 s en fonction de HI.

Question 2

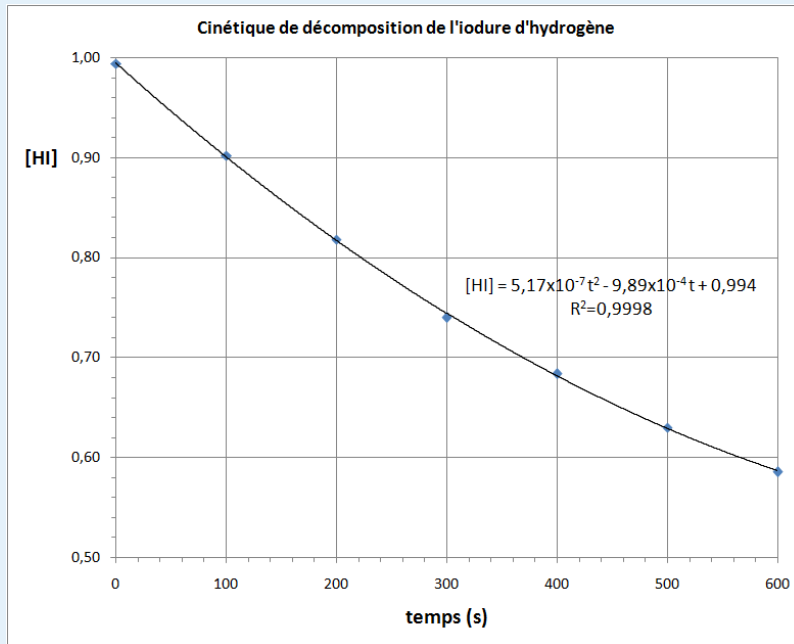
Il a été établi que la décomposition de l'azométhane est d'ordre 1.



À une certaine température, on a évalué la constante de vitesse à $0,045 \text{ s}^{-1}$. Avec une concentration initiale de $0,100 \text{ mol/L}$, quelle sera la concentration restante après 50 s de réaction?

Question 3

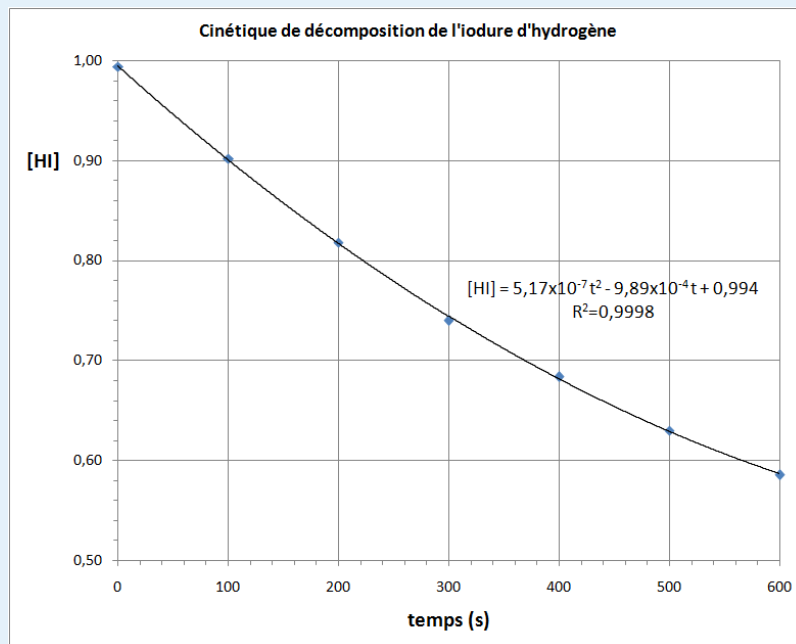
Ce graphique illustre la décomposition de l'iodure d'hydrogène à 400°C.



Calculez la vitesse moyenne de la réaction entre 200 s et 500 s, en fonction de HI.

Question 4

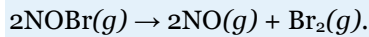
Ce graphique illustre la décomposition de l'iodure d'hydrogène à 400°C.



Calculez la vitesse initiale de la réaction en fonction de HI.

Question 5

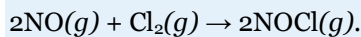
La décomposition suivante est d'ordre 2 et la constante de vitesse est $0,82 \text{ L/mol}\cdot\text{s}$ à 10°C :



Calculez la concentration de Br_2 après exactement 2 minutes, à partir d'une concentration initiale de NOBr de $0,0600 \text{ mol/L}$.

Question 6

Le tableau donne les résultats de trois expériences impliquant la réaction entre le monoxyde d'azote et le chlore:



| exp. | $[\text{NO}]_0$ mol/L | $[\text{Cl}_2]_0$ mol/L | v_0 mol/L·s |
|------|--------------------------|----------------------------|-----------------------|
| 1 | 0,0200 | 0,0200 | $1,75 \times 10^{-5}$ |
| 2 | 0,0200 | 0,0300 | $2,62 \times 10^{-5}$ |
| 3 | 0,0300 | 0,0300 | $5,92 \times 10^{-5}$ |

Donnez:

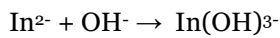
- l'ordre par rapport à NO ;
- l'ordre par rapport à Cl_2 ;
- la constante de vitesse.

Question 7

La décomposition du peroxyde d'hydrogène (H_2O_2) est d'ordre 1. Si on mesure une vitesse initiale de $3,40 \times 10^{-7} \text{ mol/L}\cdot\text{s}$ à partir d'une concentration de $0,800 \text{ mol/L}$, quel sera, en jours, le temps de troisième demi-vie?

3C. Problème-leçon : traitement de données expérimentales [] vs temps (1ère partie)

La phénolphtaléine est l'indicateur acidobasique le plus connu : il passe de incolore à rose entre pH 8 et 10. Toutefois en milieu très basique (pH>12) il perd sa coloration à cause d'une réaction avec l'ion hydroxyde. Sa forme acide (incolore) peut être représentée par H_2In et sa forme basique (rose) par In^{2-} . En milieu fortement basique on a la réaction:



La [loi de vitesse](#) de cette réaction est donnée par :

$$v = k [In^{2-}]^x [OH^-]^y$$

Cette réaction peut facilement être suivie par spectrophotométrie : les mesures d'absorbance peuvent être converties, au besoin, en concentration.

Le tableau suivant rapporte les données de la réaction de la phénolphtaléine en présence de NaOH 0,500 mol/L. Puisque $[NaOH] \gg [In^{2-}]$, la concentration de OH^- est considérée constante tout au long de la réaction.

À l'aide de votre calculatrice graphique (TI-84), déterminez l'ordre de réaction pour In^{2-} et la constante de vitesse.

| temps (s) | $[In^{2-}]$ (mol/L) |
|-----------|------------------------|
| 0,0 | 0,00500 |
| 30,0 | 0,00390 |
| 60,0 | 0,00290 |
| 90,0 | 0,00206 |
| 120,0 | 0,00156 |
| 150,0 | 0,00121 |
| 180,0 | 0,00089 |
| 210,0 | 0,00068 |
| 240,0 | 0,00050 |

3D.Problème-leçon : traitement de données expérimentales [] vs temps (2e partie)

À l'aide de votre calculatrice graphique, déterminez la vitesse initiale de cette réaction avec 2 chiffres significatifs.

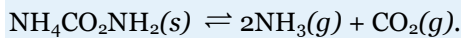
4. Équilibre chimique

4A. Principes généraux sur les équilibres

Aperçu seulement

Question 1

Le carbamate d'ammonium, $\text{NH}_4\text{CO}_2\text{NH}_2$, se décompose selon la réaction d'équilibre suivante :



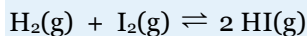
À 40°C , la constante d'équilibre de la réaction est $K_p = 7,2 \times 10^3 \text{ kPa}^3$. On place une certaine masse de carbamate d'ammonium seul dans un contenant fermé de 1,0 litre et on laisse l'équilibre s'établir à 40°C .

Sélectionnez les énoncés qui s'appliquent à ce système.

- $K_p = (P_{\text{NH}_3})^2 \cdot P_{\text{CO}_2}$.
- La pression partielle de NH_3 est le double de celle de CO_2 .
- $K_p = K_c(\text{RT})^3$.
- Les pressions partielles de CO_2 et NH_3 ne dépendent pas de la masse de réactif.

Question 2

La constante d'équilibre, K_c , de la réaction

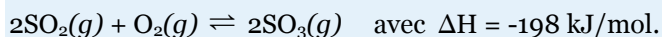


est de 56 à 500°C . Sélectionnez la ou les affirmations vraies lorsque la position d'équilibre est atteinte.

- On aura toujours $[\text{HI}] > [\text{H}_2]$ à cette température.
- On aura toujours $[\text{H}_2] = [\text{I}_2]$ à cette température.
- Le rapport $[\text{HI}] / [\text{H}_2]$ sera toujours le même à cette température.
- Le rapport $[\text{HI}]^2 / ([\text{H}_2][\text{I}_2])$ est toujours le même à cette température peu importe la concentration initiale de HI.

Question 3

Considérez que le système suivant a atteint une position d'équilibre:

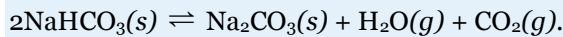


Dites comment évoluera le système pour chacune des modifications suivantes

...

Question 4

L'hydrogénocarbonate de sodium (bicarbonate de soude) se décompose sous l'effet de la chaleur selon l'équation suivante:



Supposez qu'on place 50g de bicarbonate de soude dans un contenant fermé de 1,00 litre à 100°C et qu'on laisse l'équilibre s'établir. Évaluez l'effet de chacune des modifications suivantes sur le système à l'équilibre.

...

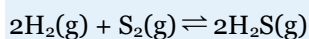
Question 5

Sélectionnez les affirmations qui s'appliquent au quotient réactionnel, Q.

- La valeur de Q permet d'évaluer si un système est à l'équilibre dans des conditions particulières.
- Si la valeur de Q est très petite (ex. 10^{-3}) le système doit nécessairement évoluer vers la formation des produits.
- Si $Q > K$ alors le système va évoluer vers la formation des produits.
- La valeur de Q varie avec la température.
- Q s'exprime de la même manière que K mais avec les concentrations ou pressions initiales du problème.

Question 6

Considérez l'équilibre suivant :



Quelle est la bonne relation entre K_c et K_p ?

(Choix de réponses)

...

4B. Calculs de concentrations ou de pressions à l'équilibre**Question 1**

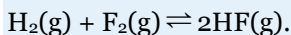
Dans un ballon de 5,0 litres, on crée une pression initiale de 40 kPa de pentachlorure de phosphore, PCl_5 , à 200°C. Cette molécule se décompose selon l'équation suivante :



Sachant que la constante d'équilibre K_p est de 0,080 kPa à cette température, calculez la pression partielle de Cl_2 une fois l'état d'équilibre atteint.

Question 2

Considérez le système donné par l'équation suivante avec $K_c = 150$ à une certaine température:

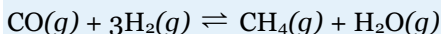


Si au départ les concentrations sont toutes de 3,00 mol/L, quelle sera la concentration à l'équilibre de HF?

Question 3

Dans un réacteur de 3,00 L initialement vide, on introduit 3,00 mole de CO et 18,00 mole de H₂. Une fois l'équilibre atteint, il ne reste plus que 0,60 mole de CO.

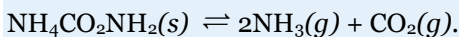
La réaction est la suivante:



Calculez K_c .

Question 4

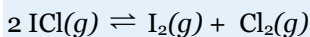
Le carbamate d'ammonium, NH₄CO₂NH₂, se décompose selon la réaction d'équilibre suivante :



À 40°C, la constante d'équilibre de la réaction est $K_p = 7,2 \times 10^3 \text{ kPa}^3$. On place 25 g de carbamate d'ammonium seul dans un ballon fermé de 500 mL et on laisse l'équilibre s'établir à 40°C. Calculez la pression partielle à l'équilibre de l'ammoniac.

Question 5

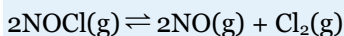
On place initialement dans un réacteur 0,20 mol/L de ICl, 0,10 mol/L de I₂ et 0,10 mol/L de Cl₂. Ces molécules sont liées par la réaction réversible suivante :



avec $K_c = 8,0 \times 10^{-4}$. Calculez la concentration à l'équilibre de ICl

Question 6

Le système représenté par l'équation



est à l'équilibre avec les pressions partielles suivantes:

$$P_{\text{NOCl}} = 400 \text{ kPa}, P_{\text{NO}} = 1,0 \text{ kPa} \text{ et } P_{\text{Cl}_2} = 100 \text{ kPa}.$$

On réduit de moitié le volume du réacteur en conservant la température constante. Calculez la nouvelle pression partielle à l'équilibre du monoxyde d'azote (NO) gazeux.

4C. Problème-leçon : calcul d'une pression à l'équilibre (résolution plus complexe)

Un réacteur maintenu à une certaine température contient trois gaz dont les pressions partielles sont:

$$P_{\text{SO}_3} = 1,50 \text{ kPa}, P_{\text{SO}_2} = 0,50 \text{ kPa} \text{ et } P_{\text{O}_2} = 0,50 \text{ kPa}$$

Ces gaz sont liés par la réaction à l'équilibre suivante avec une constante, K_p , de 0,020 kPa :



Calculez la pression à l'équilibre de SO_3 . Indiquez d'abord comment va évoluer le système chimique pour atteindre cet équilibre.

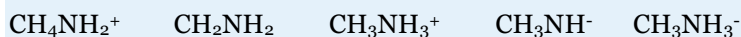
5. Acides et bases

5A. Acides, bases et amphotères

Aperçu seulement :

Question 1

Sans consulter de table, donnez la formule de l'acide conjugué de la méthylamine, CH_3NH_2 ?



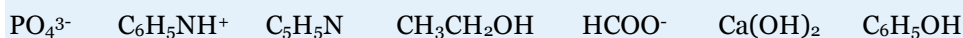
Question 2

Choisissez, pour chaque espèce chimique, la catégorie qui la décrit le mieux. Dans ce jeu d'appariement, chaque réponse ne sert qu'une seule fois.

...

Question 3

Sélectionnez les substances qui ne sont pas des bases.

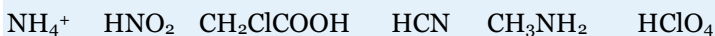


Question 4

La morphine est une base faible dont la constante de basicité est $7,4 \times 10^{-7}$ à 25°C . Calculez à 2 décimales le pK_a de l'acide conjugué.

Question 5

Identifiez les espèces qui donneront avec l'ion acétate, CH_3COO^- , une réaction acide-base favorable aux produits (c'est-à-dire dont l'équilibre est fortement déplacé vers la droite de l'équation). Aidez-vous d'une table donnant les forces relatives des acides et bases.

**Question 6**

À l'aide de la table de constantes fournie en annexe (fichier Excel), déterminez la constante de basicité, K_b , de l'ion pyruvate, $\text{CH}_3\text{COCOO}^-$.

Question 7

À l'aide de la table de constantes fournie en annexe (fichier Excel), déterminez la constante de basicité, K_b , de l'ion arsénate, AsO_4^{3-} .

Question 8

Complétez les équations de dissociation pour l'acide ou la base dans l'eau.

...

Question 9

Quels sont les énoncés **vrais** concernant le % de dissociation ou le degré de dissociation (symbole α)? (L'ordre sera aléatoire dans Moodle)

Il ne peut pas être affecté par la présence d'un autre acide en solution.

C'est une constante pour un acide donné (ex. l'acide acétique) dans l'eau à 25°C.

Pour un acide faible, il est plus petit à concentration élevée.

Il augmente avec la valeur de K_a .

Il tend vers 100% (ou $\alpha=1$) pour une solution d'acide faible très diluée.

Il est proche ou égal à 100% (ou $\alpha=1$) pour tous les acides forts.

5B. Acides et bases : calculs fondamentaux**Question 1**

Calculez à une décimale le pH d'une solution d'aniline, $\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2$, 0,025 mol/L. Prenez $\text{p}K_b= 9,37$.

Question 2

Calculez à une décimale le pH d'une solution d'acide phosphorique, H_3PO_4 , 0,50 mol/L.

Question 3

On dissout 0,46 g de KOH dans 500 mL d'eau distillée. Calculer le pH à une décimale si on suppose que l'hydroxyde de potassium est pur.

Question 4

On mélange 100 mL d'acide chlorhydrique, 0,020 mol/L avec 100 mL d'acide acétique 0,100 mol/L. Calculez à une décimale le pH du mélange.

Question 5

On dissout 1,455g d'acide benzoïque dans un total de 200,0 mL de solution. Calculez le pH de cette solution.

Question 6

Calculez le % de dissociation de l'acide formique, HCOOH, dans une solution 1,00%*m/V*.

Question 7

Calculez à deux décimales le pH d'une solution d'hydroxyde de baryum $1,00 \times 10^{-4}$ mol/L.

5C. Problème-leçon : mélange d'acides(1)

On mélange 100,0 mL d'acide nitrique, HNO₃, 0,0200 mol/L avec 300,0 mL d'acide benzoïque, C₆H₅COOH, 0,0200 mol/L. Calculez le pH de mélange avec 2 décimales.

Donnez la concentration en mol/L de l'ion benzoate à 2 chiffres significatifs.

5D. Problème-leçon : mélange d'acides(2)

Dans la situation d'un mélange acide fort+acide faible, on peut souvent négliger la contribution de l'acide faible si on s'intéresse au pH. Dans un tel cas $\text{pH} = -\log[\text{Acide fort}]$. En vous aidant d'une table de K_a , examinez les solutions suivantes et dites dans quelle situation l'approximation $\text{pH} = -\log[\text{Acide fort}]$ ne sera pas applicable.

Solution qui contient HCl 0,010 mol/L et HClO₂ (acide chloreux) 0,005 mol/L;
Solution qui contient HClO₄ 0,010 mol/L et HClO (acide hypochloreux) 0,050 mol/L;
Solution qui contient HNO₃ 0,010 mol/L et HCN (acide cyanhydrique) 1,00 mol/L;
Solution qui contient HNO₃ 0,010 mol/L et HNO₂ (acide nitreux) 0,005 mol/L.

Calculez rigoureusement le pH d'une solution qui contient HCl 0,010 mol/L et HClO₂ (acide chloreux) 0,005 mol/L.

5E. Problème-leçon : mélange de bases

Les principes de calculs pour un mélange acide fort+acide faible s'appliquent également aux mélanges base forte+base faible. On peut souvent négliger la contribution de la base faible si on s'intéresse au pH, pOH ou à $[\text{OH}^-]$. Dans un tel cas $[\text{OH}^-] = [\text{Base forte}]$ ou $\text{pOH} = -\log[\text{Base forte}]$. En vous aidant d'une table donnant K_b (ou $\text{p}K_b$), examinez les solutions suivantes et dites dans quelle situation l'approximation $[\text{OH}^-] = [\text{Base forte}]$ ne sera pas applicable.

Solution qui contient NaOH 0,002 mol/L et $\text{C}_5\text{H}_5\text{N}$ (pyridine) 0,080 mol/L;
Solution qui contient NaOH 0,002 mol/L et CH_3NH_2 (méthylamine) 0,020 mol/L;
Solution qui contient NaOH 0,002 mol/L et NH_3 (ammoniac) 0,004 mol/L;
Solution qui contient NaOH 0,002 mol/L et HONH_2 (hydroxylamine) 0,002 mol/L.

Calculez le pH d'une solution qui contient NaOH 0,002 mol/L et CH_3NH_2 (méthylamine) 0,020 mol/L.

5F. Problème-leçon : polyacides

Dans le cas d'un polyacide, on peut souvent négliger la contribution de la deuxième dissociation si on s'intéresse à $[\text{H}_3\text{O}^+]$ ou au pH. Dans un tel cas, le calcul du pH revient à celui d'un acide faible seul.

En vous aidant d'une table de K_a (ou $\text{p}K_a$, table Excel en annexe), examinez les acides suivants et dites dans quelles situations on ne pourra pas négliger la deuxième dissociation dans le calcul de $[\text{H}_3\text{O}^+]$.

Acide oxalique, $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$, $1,0 \times 10^{-4}$ mol/L; Acide chromique, H_2CrO_4 , $1,0 \times 10^{-4}$ mol/L;

Acide sulfurique, H_2SO_4 , $1,0 \times 10^{-4}$ mol/L; Acide sulfureux, H_2SO_3 , $1,0 \times 10^{-4}$ mol/L.

Indice : il y a 2 réponses!

Calculez rigoureusement le pH de la solution d'acide oxalique $1,0 \times 10^{-4}$ mol/L.

Donnez la concentration en H_3O^+ d'une solution d'acide sulfurique $1,0 \times 10^{-4}$ mol/L. $K_{a2} = 0,011$ pour H_2SO_4 .

Calcul du pH d'un mélange d'acides ou d'un polyacide

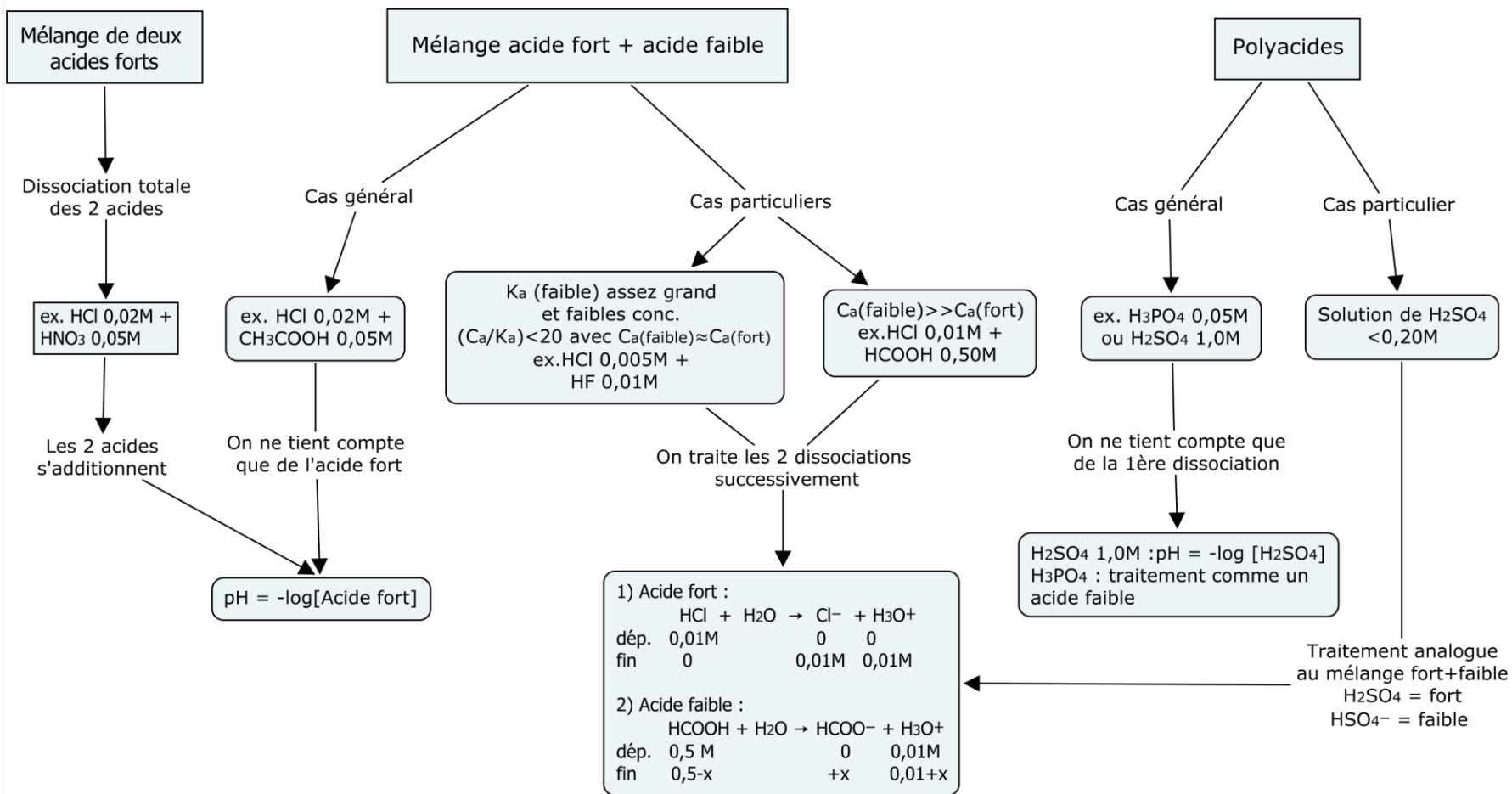


Figure 3. Schéma décisionnel pour une solution formée de deux acides ou d'un polyacide (associé aux problèmes 5C, 5D, 5F).

6. Solution tampon et titrage

6A. Les équations de neutralisation

Aperçu seulement :

Questions 1 à 4

Complétez les équations de neutralisation.

...

6B. Problème-leçon : pH de solutions d'un sel

Lorsqu'on désire calculer le pH d'une solution d'un sel, il faut d'abord identifier et caractériser les ions. Le tableau-synthèse (page suivante) répertorie les situations que l'on peut rencontrer. Une table des acides et bases est également utile (utilisez votre manuel de référence ou la table Excel fournie dans ce chapitre).

- Comme premier exemple, prenons le nitrate d'ammonium, NH_4NO_3 . Quel type de sel avons-nous? (ex. cation neutre et anion neutre)
- Associez à présent les 5 sels suivants à la bonne catégorie (ex. cation neutre et anion neutre).

chlorure de méthylammonium, $\text{CH}_3\text{NH}_3\text{Cl}$

formiate de potassium, HCOOK

perchlorate de sodium, NaClO_4

nitrite d'ammonium, NH_4NO_2

hydrogénosulfite de lithium, LiHSO_3

- Pour le calcul du pH d'une solution de sel, vous pouvez vous référer au tableau-synthèse. Commençons par le cas d'une solution de chlorure de méthylammonium, $\text{CH}_3\text{NH}_3\text{Cl}$ 0,100mol/L. Donnez son pH à 2 décimales.

- Le calcul du pH avec un cation neutre et un anion basique (ex. HCOOK) ne pose pas de difficultés puisqu'il est identique à celui d'une base faible dans l'eau.

Pour les types "cation **acide** + anion **basique**" ainsi que "cation **neutre** + anion **amphotère**", référez-vous au tableau-synthèse. Ces équations s'appliquent pourvu que K_a et K_b soient petits par rapport à la concentration (ce qui est généralement le cas). Remarquez que le pH est ici indépendant de la concentration du sel!

- Calculez à présent le pH d'une solution de nitrite d'ammonium, NH_4NO_2 à deux décimales.

Il nous reste à calculer le pH d'une solution d'un sel formé d'un **cation neutre** et d'un **anion amphotère**. C'est le cas de l'hydrogénocarbonate de sodium (NaHCO_3), un composé familier aussi appelé "bicarbonate de soude". Le calcul du pH est très simple, mais l'équation du tableau-synthèse ne sera pas démontrée.

- Donnez à présent le pH (2 décimales avec un point) d'une solution d'hydrogénosulfite de lithium, LiHSO_3 , peu importe la concentration!

Calcul du pH d'une solution d'un sel

| Cation | Anion | Exemple | Calcul du pH : exemple | Calcul du pH : relation générale |
|--------|-----------|--------------------------|---|--|
| Neutre | Neutre | KNO_3 | Neutre | Neutre |
| Acide | Neutre | NH_4Cl | $[H_3O^+] = \sqrt{K_a(NH_4^+) \cdot C_a(NH_4^+)}$ | $[H_3O^+] = \sqrt{K_a \cdot C_a}$ (approx.) ou $\frac{x^2}{C_a - x} = K_a$ où $x = [H_3O^+]$ |
| Neutre | Basique | Na_2CO_3 | $[OH^-] = \sqrt{K_b(CO_3^{2-}) \cdot C_b(CO_3^{2-})}$ | $[OH^-] = \sqrt{K_b \cdot C_b}$ (approx.) ou $\frac{x^2}{C_b - x} = K_b$ où $x = [OH^-]$ |
| Acide | Basique | NH_4F | $[H_3O^+] = \sqrt{K_a(NH_4^+) \cdot K_a(HF)}$ | $[H_3O^+] = \sqrt{K_a(HA) \cdot K_a(BH)}$ où BH est la forme acide de l'anion B^- |
| Neutre | Amphotère | NaHCO_3 | $[H_3O^+] = \sqrt{K_a(H_2CO_3) \cdot K_a(HCO_3^-)}$ | $[H_3O^+] = \sqrt{K_{a1} \cdot K_{a2}}$ ou $pH = \frac{1}{2}(pK_{a1} + pK_{a2})$ |

Tableau-synthèse sur les solutions contenant un sel (associé à 6B)



6C. Solutions tampons : principes généraux

Question 1

Sélectionnez les mélanges qui conduisent à une solution tampon. (l'ordre sera aléatoire dans Moodle)

- 100 mL Na_2SO_3 0,2M avec 100 mL HCl 0,1M
- 100 mL de NH_3 0,2M avec 2 g de NH_4Cl
- 100 mL HF 0,05M avec 5g de LiF
- 100 mL HCOOH 0,2M avec 100 mL de NaOH 0,1M
- 100 mL de HNO_2 0,2M avec 100 mL HONH_2 0,1M (hydroxylamine)
- 100 mL de KNO_3 0,1M avec 100 mL de HNO_3 0,1M
- 100 mL CH_3COOH 0,1M avec 100 mL KOH 0,2M

Question 2

Une solution est formée de 0,5 mol/L de NH_4Cl et NH_3 0,25 mol/L. L'ajout de 100 mL d'eau pure à 100 mL de solution devrait en abaisser légèrement le pH. Vrai ou faux?

Question 3

On prépare une solution tampon en dissolvant 1,034 g de chlorure d'ammonium dans 250 mL d'ammoniac 0,210 mol/L. Calculez le pH attendu de la solution finale.

On néglige ici la faible augmentation de volume causée par l'ajout du solide.

Question 4

Une solution renferme 0,2 mol/L d'hydrogénophosphate de sodium, Na_2HPO_4 . Quelle solution devrait-on ajouter pour former une solution tampon de pH 7?

- Une solution de dihydrogénophosphate de potassium, KH_2PO_4 .
- Une solution d'hydroxyde de sodium, NaOH.
- Une solution de phosphate de potassium, K_3PO_4 .
- Une solution de sulfate de sodium, Na_2SO_4 .

Question 5

Quelle masse de formiate de sodium, HCOONa , devriez-vous ajouter à 200 mL d'une solution d'acide formique, HCOOH , 0,250 mol/L pour atteindre un pH de 4,00?

On néglige ici la faible augmentation de volume causée par l'addition du solide. Donnez la masse à 3 chiffres significatifs.

Question 6

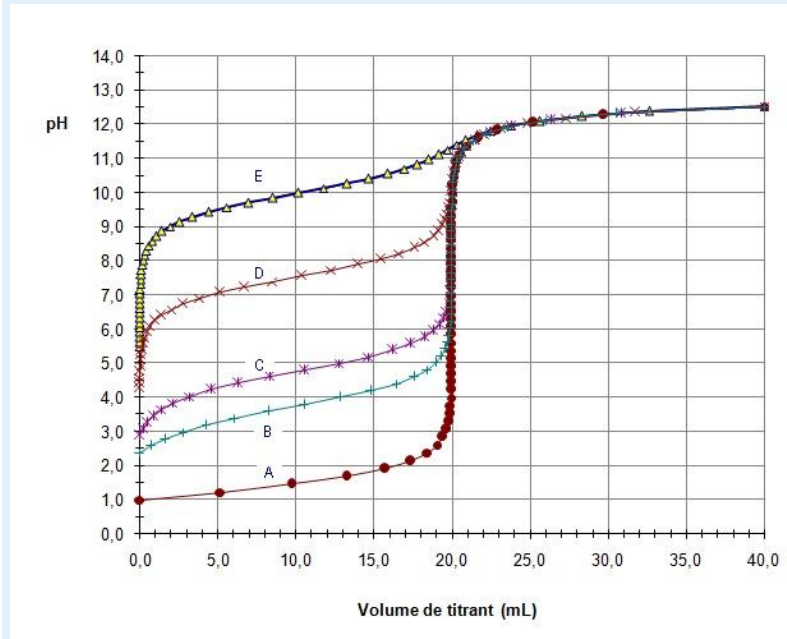
Quel système possède la plus grande **capacité tampon**, par rapport à l'addition de NaOH?

- $\text{C}_6\text{H}_5\text{OH}$ 0,50 M / $\text{C}_6\text{H}_5\text{ONa}$ 0,25 M
- NH_3 0,25 M / NH_4Cl 0,25 M
- Na_2HPO_4 1,00 M / NaH_2PO_4 0,25 M
- HF 0,25 M / NaF 0,50 M

6D. Courbes de titrages : interprétation

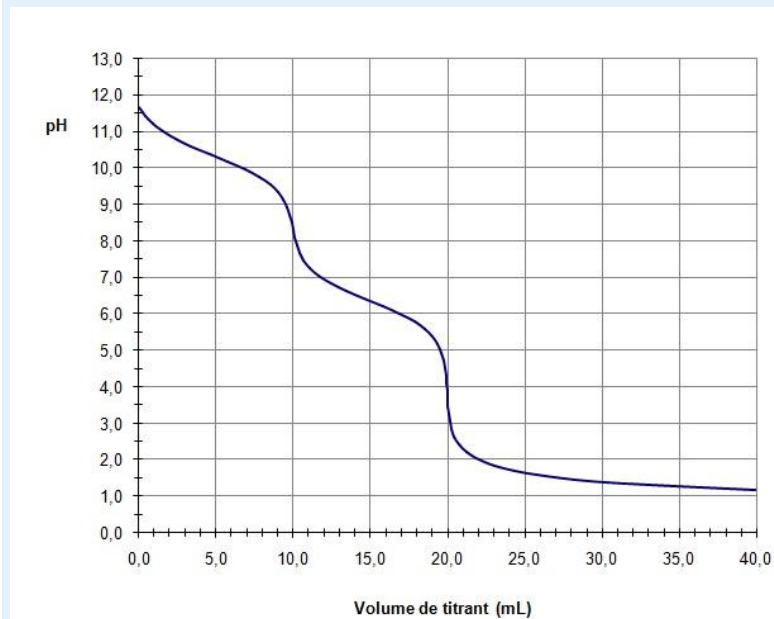
Question 1

Cette figure illustre l'effet de la force de l'acide sur l'allure de la courbe de titrage par une base forte. Les concentrations sont à 0,10 mol/L pour les acides et le titrant. Les courbes de 5 titrages sont superposées. En vous aidant d'une table de constantes, associez l'acide à la bonne courbe (A à E). (Choix d'associations)...



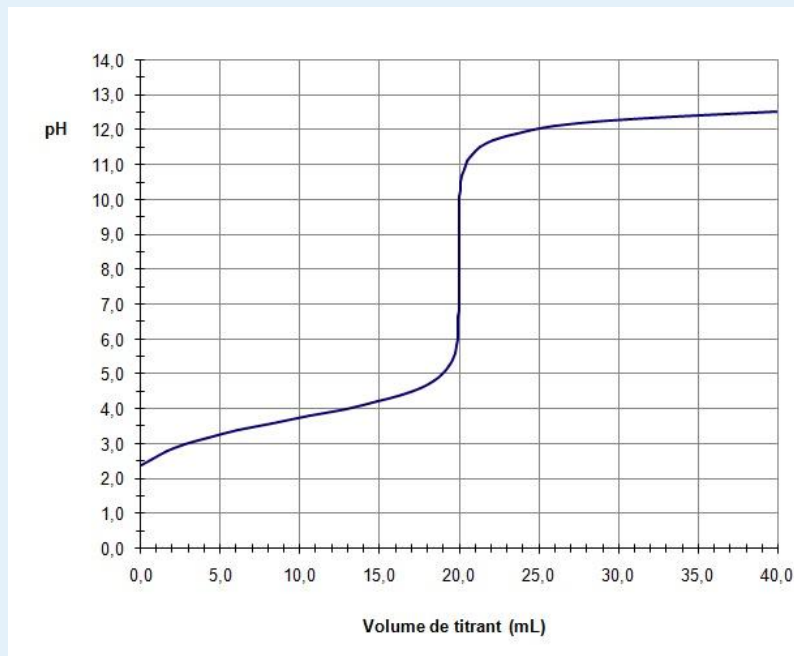
Question 2

Cette figure illustre un titrage potentiométrique utilisant l'acide chlorhydrique (HCl) 0,20 mol/L comme titrant. Quelle pourrait être l'espèce titrée? (Choix de réponses)...

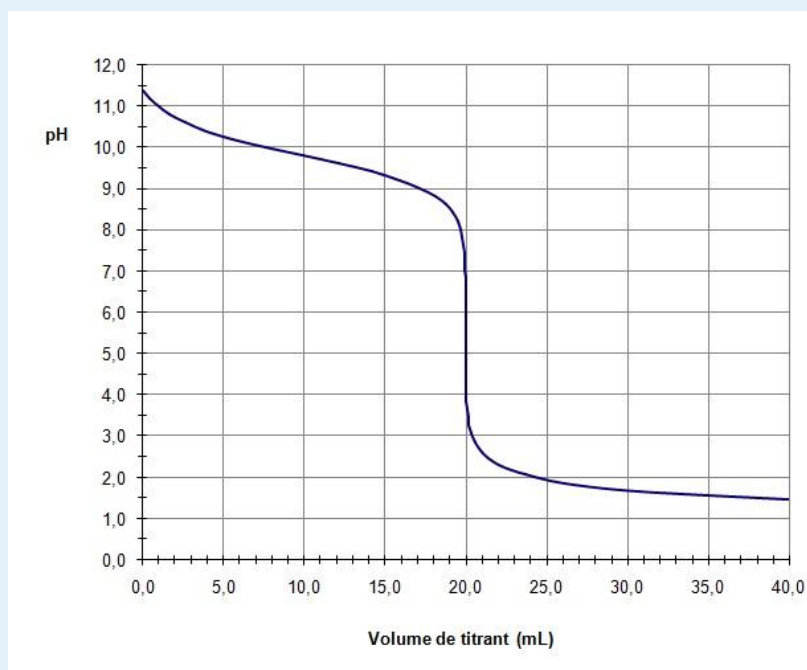


Question 3

Cette figure illustre le titrage de 20,0 mL d'acide formique (HCOOH) 0,10 mol/L par NaOH 0,10 mol/L. À part l'eau, quelles sont les deux principales espèces chimiques présentes après l'ajout de 15,0 mL de NaOH? (Choix de réponses)...

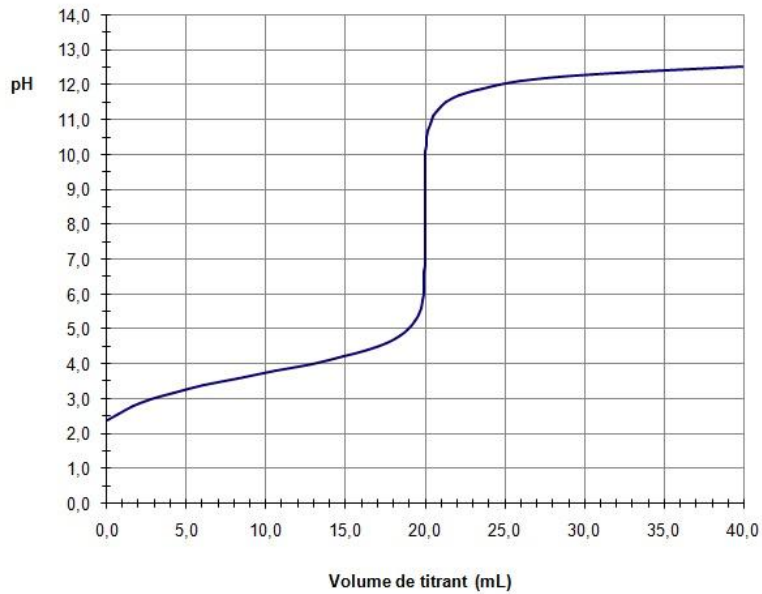
**Question 4**

Cette figure illustre la courbe potentiométrique d'un titrage par l'acide chlorhydrique. Quelle pourrait être l'espèce titrée? (Choix de réponses)...

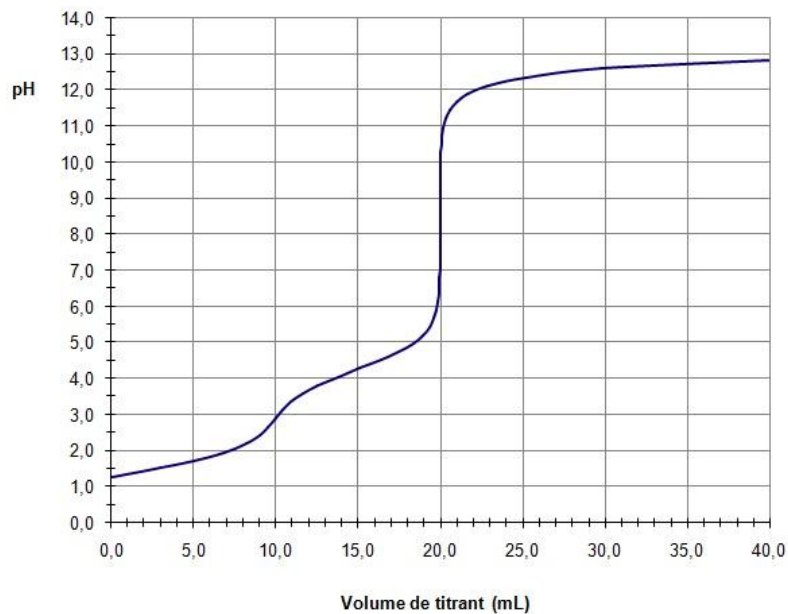


Question 5

Cette figure illustre le titrage de 20,0 mL d'acide formique (HCOOH) 0,10 mol/L par NaOH 0,10 mol/L. À part l'eau, quelles sont les deux principales espèces chimiques présentes au point d'équivalence?

**Question 6**

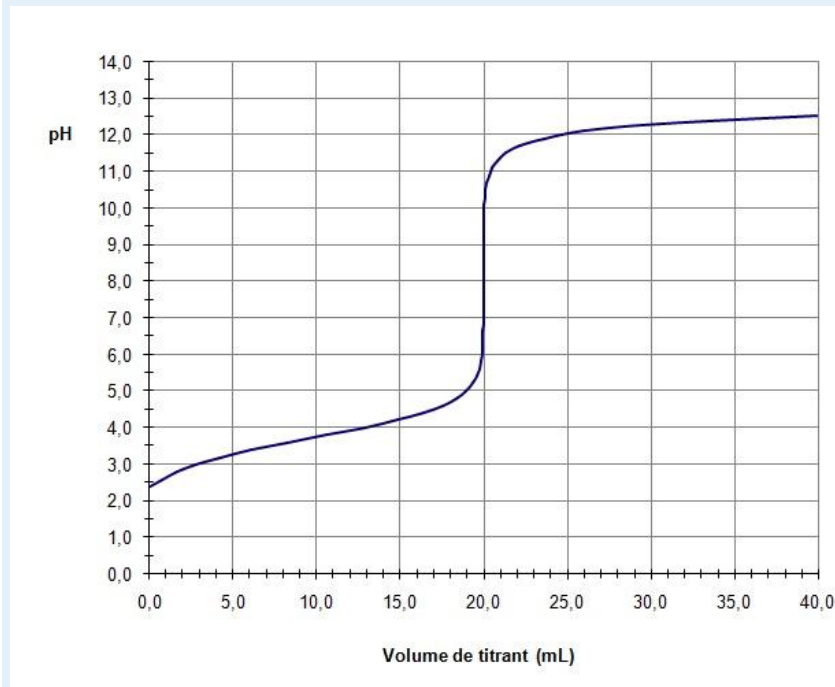
Dans ce titrage potentiométrique, on a utilisé NaOH 0,20 mol/L comme titrant. Quel pourrait être l'acide ou le mélange d'acides titrés? Aidez-vous d'une table de constantes d'acidité.



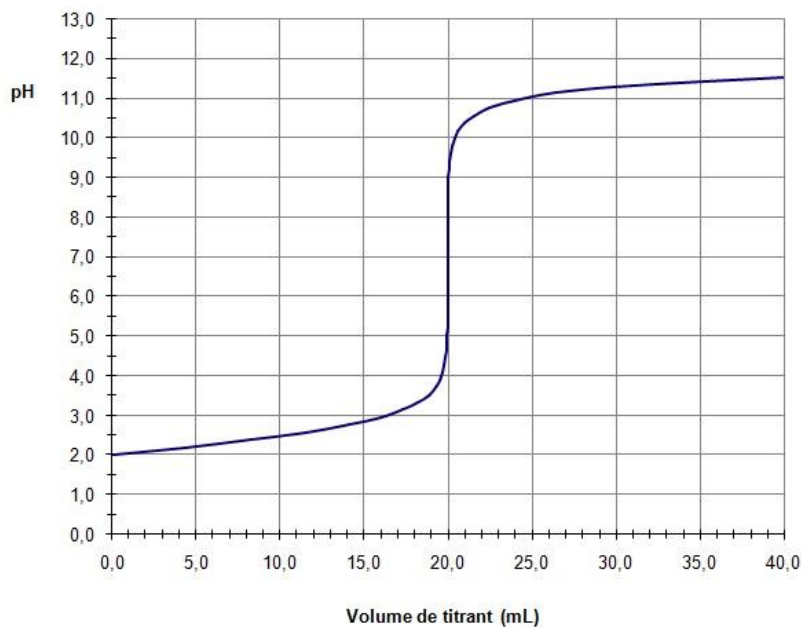
(Choix de réponses)...

Question 7

La courbe de titrage suivante est celle d'un acide faible par une base forte. Le point d'équivalence est exactement à 20,0 mL. Localisez la zone tampon (à $\pm 0,2$ mL près).

**Question 8**

Choisissez les acides susceptibles de donner cette courbe de titrage avec NaOH 0,010 mol/L comme titrant. (Choix de réponses)...

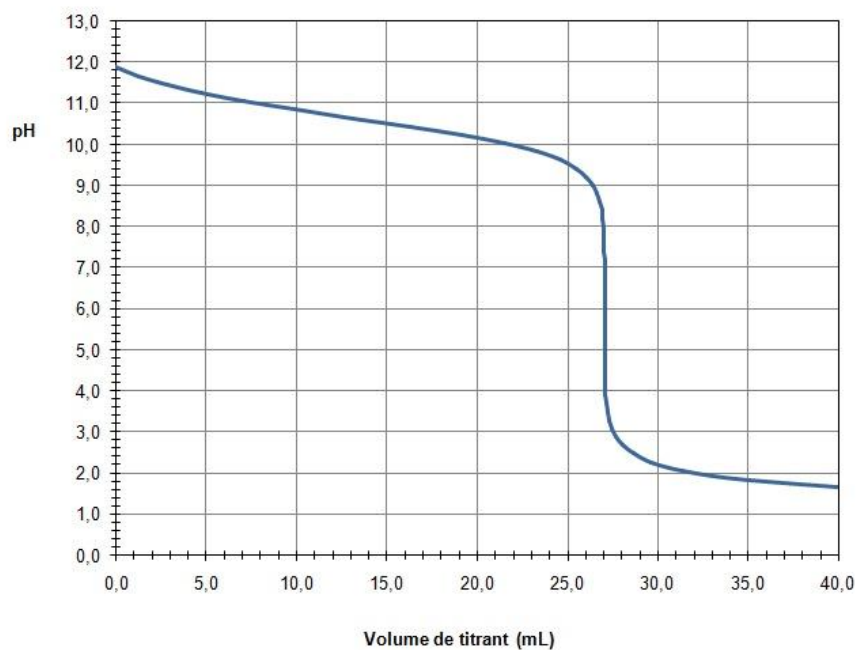


6E. Titrages : aspects quantitatifs

Question 1

On titre un échantillon de 25,00 mL de solution d'acide benzoïque, C_6H_5COOH , par une solution étalonnée de $NaOH$ 0,1028 mol/L. Le point d'équivalence est atteint après l'addition de 19,6 mL de titrant. Calculer le %m/V de la solution d'acide.

Question 2



Cette courbe est celle du titrage de 20,00 mL d'une solution de méthylamine par de l'acide chlorhydrique 0,1025 mol/L. Calculez la concentration de la solution de méthylamine d'origine en mol/L.

Question 3

On titre 10,00 mL d'une solution d'acide sulfurique avec une solution étalonnée de $NaOH$ 0,1054 mol/L. Il faut 27,3 mL de titrant pour observer l'apparition de la coloration rose de la phénolphaléine. Quelle est la concentration en mol/L de la solution d'acide sulfurique?

Question 4

L'étalonnage d'une solution de NaOH s'effectue habituellement par titrage d'hydrogénéphthalate de potassium, $\text{KHC}_8\text{H}_4\text{O}_4$, un standard primaire souvent identifié par les lettres "KHP". Le tableau suivant donne les lectures effectuées en présence de phénolphthaléine. Calculer la concentration de NaOH en mol/L.

| essai | m KHP ($\pm 0,001\text{g}$) | V NaOH au P.É. ($\pm 0,05\text{ mL}$) |
|-------|----------------------------------|---|
| 1 | 0,506 | 23,95 |
| 2 | 0,482 | 22,80 |
| 3 | 0,490 | 23,10 |

Question 5

On pèse 0,403 g d'un monoacide inconnu dans un erlenmeyer de 125 mL et on le dissout à l'aide d'environ 25 mL d'eau. Le titrage avec NaOH 0,200 mol/L montre qu'il faut 23,2 mL pour atteindre le point d'équivalence. Quelle est la masse molaire de l'acide?



6F. Problème-leçon : pH d'un mélange(1)

Voir figure 4

On a 100 mL d'une solution d'acide formique, HCOOH , 0,500 mol/L dans laquelle on ajoute 300 mL d'hydroxyde de sodium, NaOH , 0,100 mol/L. Calculez le pH de la solution finale.

6G. Problème-leçon : pH d'un mélange(2)

On a 400 mL d'une solution d'hypochlorite de sodium, NaClO , 0,200 mol/L dans laquelle on ajoute 100 mL d'acide chlorhydrique, HCl , 0,300 mol/L. Calculez le pH de la solution finale.

6H. Problème-leçon : pH d'un mélange(3)

On a 500 mL d'une solution d'éthylamine, $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{NH}_2$, 0,150 mol/L dans laquelle on ajoute 300 mL d'acide nitrique, HNO_3 , 0,300 mol/L. Calculez le pH de la solution finale.

6I. Problème-leçon : pH d'un mélange(4)

On a 200,0 mL d'une solution d'acide sulfureux, H_2SO_3 , 0,0800 mol/L à laquelle on ajoute 80,0 mL d'hydroxyde de sodium, NaOH 0,400 mol/L. Calculez le pH de la solution finale.



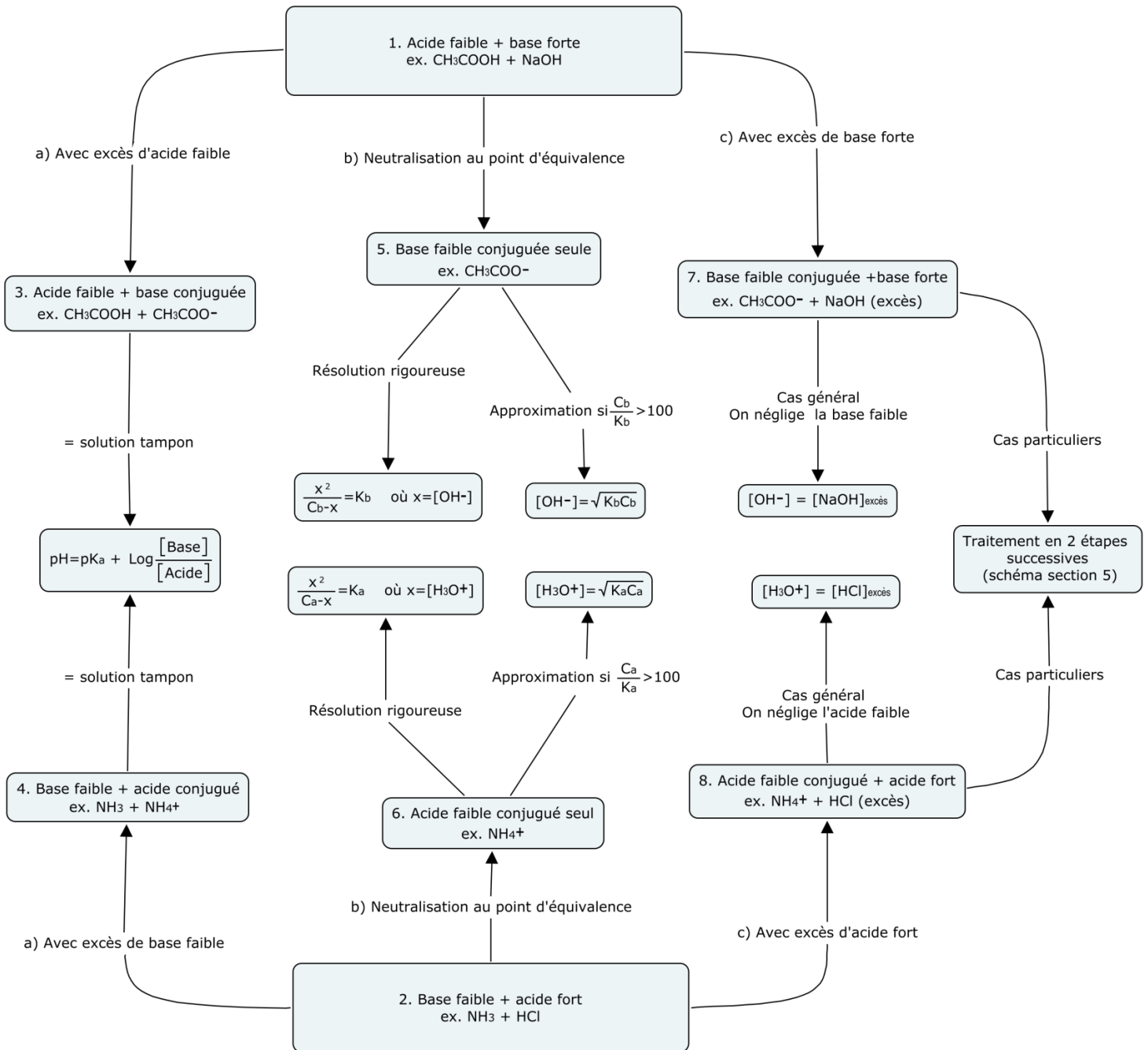


Figure 4. Schéma décisionnel concernant le mélange d'un acide et d'une base (lié aux leçons 6F, 6G, 6H et 6I)

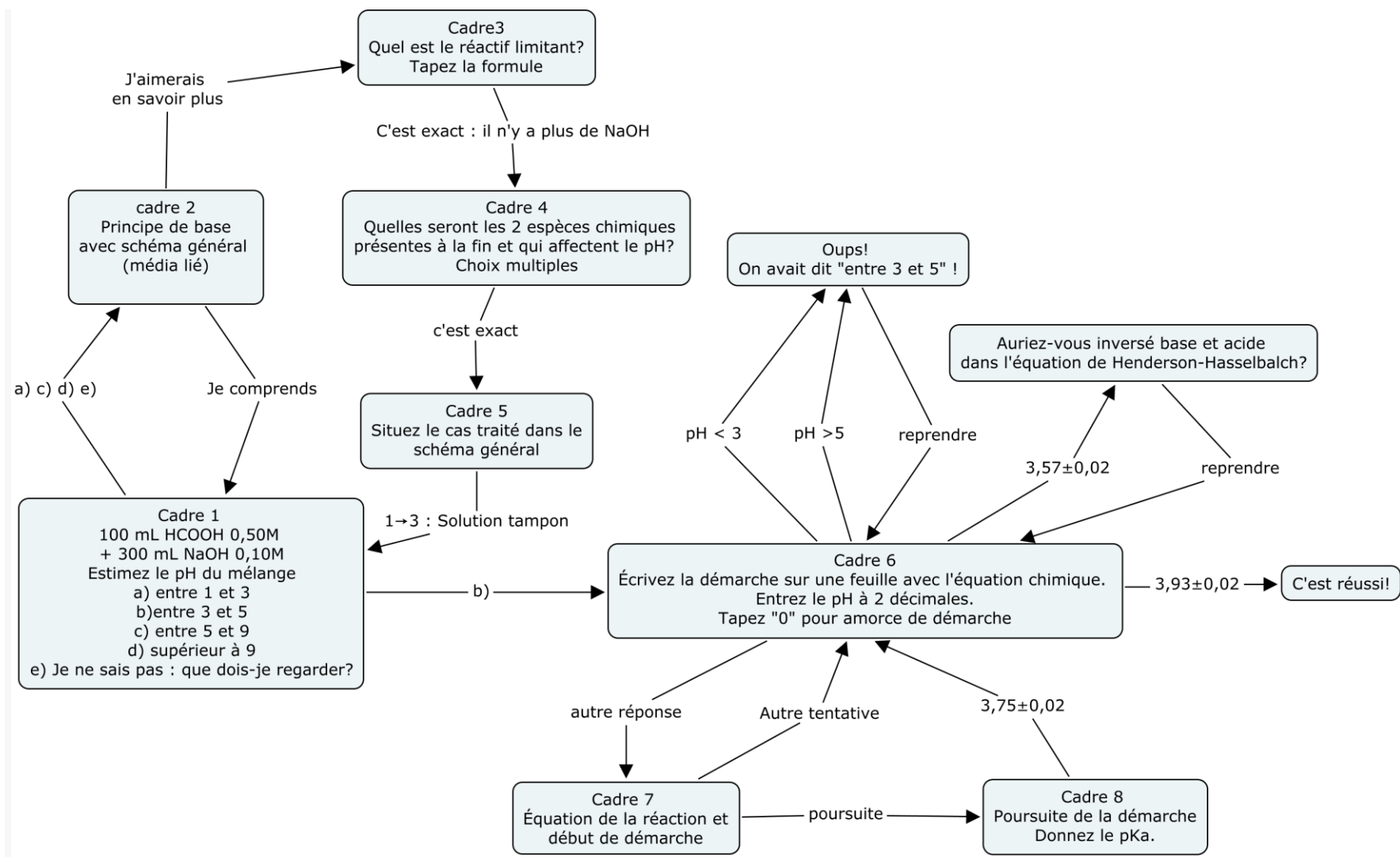


Figure 5. Structure du problème-leçon 6F (modèle semblable pour 6G, 6H et 6I)

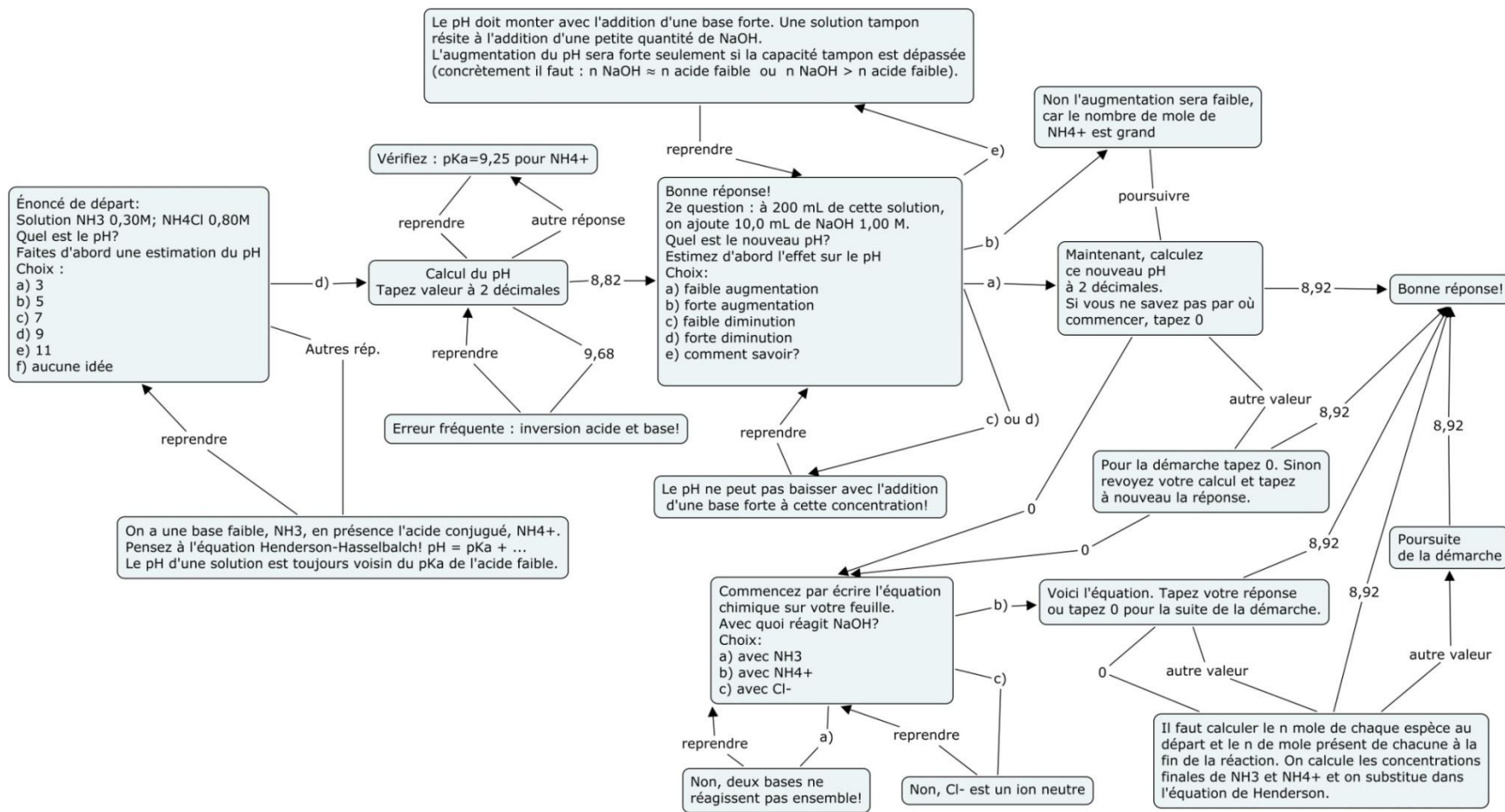


Figure 6 . Structure du problème-leçon 6J (semblable pour 6K)

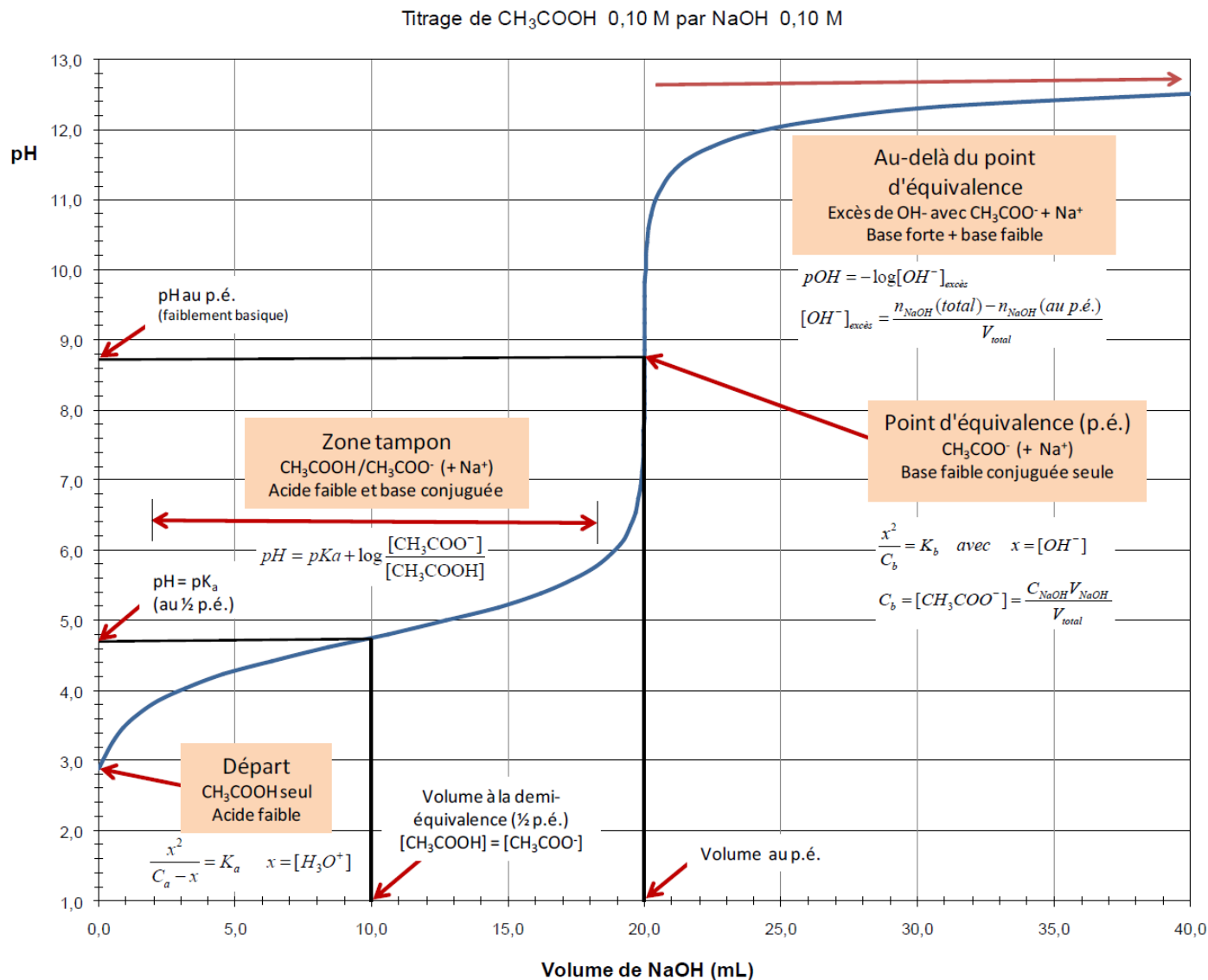


Figure 7. Illustration des principes de calculs pour le titrage d'un acide faible (lié à 6L)

6J. Problème-leçon : solution tampon avec ajout(1)

Voir figure 6

Une solution contient 0,30 mol/L en ammoniac, NH_3 , et 0,80 mol/L de chlorure d'ammonium, NH_4Cl .

Calculez le pH de la solution.

Calculez le pH suite à l'addition de 10,0 mL de NaOH 1,0 mol/L à 200 mL de la solution.

6K. Problème-leçon : solution tampon avec ajout(2)

On mélange 100,0 mL d'une solution de Na_2CO_3 0,500 mol/L avec 300,0 mL d'une solution de NaHCO_3 0,200 mol/L.

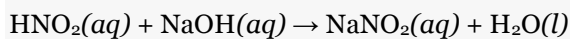
Calculez d'abord le pH du mélange initial.

On ajoute 40,0 mL de HCl 0,50 mol/L au mélange initial. Calculez le nouveau pH

6L. Courbe de titrage : calcul du pH

L'activité consiste à calculer quelques points de la courbe du titrage de 25,00 mL d'acide nitreux 0,100 mol/L par NaOH 0,200 mol/L.

La réaction est la suivante :



La figure 7 donne un résumé de la démarche dans le cas de l'acide acétique. Donnez toutes vos réponses à 2 décimales.

- Donnez d'abord le volume de NaOH au point d'équivalence (en mL).
- Calculez le pH après l'ajout de 5,00 mL de NaOH .
- Calculez le pH au point d'équivalence.
- Calculez le pH après l'ajout de 15,00 mL de NaOH .

7. Sels peu solubles

7A. Caractéristiques des sels peu solubles

Question 1

On mélange une solution de sulfate de zinc 0,100 mol/L avec une solution de carbonate de sodium 0,100 mol/L. Écrivez la formule de la substance qui précipite.

Question 2

Lorsqu'on compare la solubilité de deux sels peu solubles dans l'eau pure, celui qui a la valeur de K_{ps} la plus grande est le plus soluble. Que dire de cette affirmation?

- C'est toujours le cas!
- C'est vrai, mais à certaines conditions!
- C'est rarement le cas!
- C'est plutôt l'inverse qui est vrai!

Question 3

On mélange une solution de sulfate de magnésium 0,100 mol/L avec une solution de nitrate d'argent 0,100 mol/L. Écrivez la formule de la substance qui précipite.

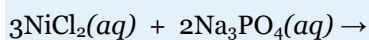
Question 4

Sélectionnez les énoncés qui s'appliquent au carbonate de calcium, CaCO_3 ($K_{ps} = 3,4 \times 10^{-9}$ et masse molaire = 100 g/mol). (l'ordre sera aléatoire dans Moodle)

- $K_{ps} = 4s^2$
- Sa solubilité dans l'eau pure est inférieure à 1 mg/L.
- On peut le solubiliser en grande quantité dans une solution d'acide chlorhydrique 0,1 mol/L.
- Sa solubilité sera réduite par la présence de carbonate de sodium, Na_2CO_3 , en solution.

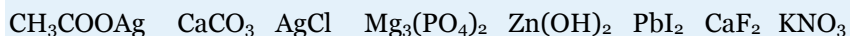
Question 5

Complétez l'équation de précipitation suivante :



Question 6

Sélectionnez les sels qui seront plus solubles dans une solution acide que dans l'eau pure.



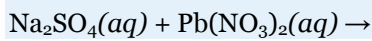
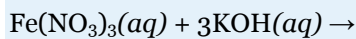
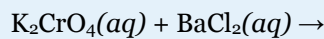
Question 7

Vous mélangez deux solutions et, après brassage, vous obtenez une solution trouble à cause de la présence d'un précipité d'hydroxyde de fer(II). Que pourriez-vous faire pour rendre la solution limpide (c'est-à-dire solubiliser tout le précipité)? Veuillez choisir une réponse (*l'ordre sera aléatoire dans Moodle*):

- Ajouter du chlorure de fer(II), un sel très soluble dans l'eau.
- Ajouter du bicarbonate de soude (NaHCO_3).
- Brasser énergiquement avec un agitateur magnétique pendant plusieurs minutes.
- Ajouter de l'eau déminéralisée afin de doubler le volume.
- Ajouter du vinaigre.

Question 8

Complétez et balancez les équations de précipitation:

**7B. Problèmes numériques impliquant K_{ps}** **Question 1**

Le produit de solubilité de l'hydroxyde de magnésium est $5,6 \times 10^{-12}$. Calculez la solubilité dans l'eau en mol/L.

Question 2

En vous basant sur la valeur du produit de solubilité, calculez le volume d'eau nécessaire à 25°C pour solubiliser 100 mg de fluorure de calcium, CaF_2 . Prenez $K_{ps}=1,46 \times 10^{-10}$ (cette valeur varie d'une source à l'autre).

Question 3

Le règlement municipal sur les rejets d'eaux usées fixe la norme à 10 mg/L de zinc. Calculez la concentration en mg/L de zinc d'une solution saturée en carbonate de zinc, afin de savoir si elle peut être jetée à l'évier. Prenez $K_{ps} = 1,19 \times 10^{-10}$ pour ZnCO_3 .

Question 4

Calculez le pH d'une solution saturée d'hydroxyde de manganèse, Mn(OH)_2 en vous basant sur un produit de solubilité de $2,06 \times 10^{-13}$.

Question 5

Calculez à une décimale près le pH d'une solution saturée d'hydroxyde d'aluminium, Al(OH)_3 , en vous basant sur un produit de solubilité de $1,3 \times 10^{-33}$ à 25°C .

7C. Problème-leçon : prédiction de précipitation et calculs

Considérez les mélanges aqueux suivants et déterminez celui qui donnera lieu à une réaction de précipitation.

On suppose que les concentrations seront suffisantes pour dépasser la solubilité des sels peu solubles.

- Chlorure de magnésium avec carbonate de potassium
- Nitrate de sodium avec chlorure de fer(III)
- Perchlorate de magnésium avec sulfate de lithium
- Phosphate de sodium avec hydrogénocarbonate de potassium

Si on mélange 100 mL de MgCl_2 0,100 mol/L avec 100 mL de K_2CO_3 0,0500 mol/L, calculez la concentration en ion carbonate qui devrait demeurer en solution. Prenez $K_{ps} = 6,82 \times 10^{-6}$.

Calculez la masse en mg de MgCO_3 qui va précipiter.



Table acide-base des ions

| pK_a | <i>nom de l'ion</i> | <i>formule</i> | pK_b |
|--------|----------------------|---|--------|
| | acétate | CH_3COO^- | 9,26 |
| 9,25 | ammonium | NH_4^+ | |
| 4,63 | anilinium | $\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_3^+$ | |
| | bromure | Br^- | neutre |
| | carbonate | CO_3^{2-} | 3,67 |
| | chlorite | ClO_2^- | 12,08 |
| | chlorure | Cl^- | neutre |
| | chromate | CrO_4^{2-} | 7,51 |
| | cyanure | CN^- | 4,79 |
| 7,21 | dihydrogénophosphate | H_2PO_4^- | 11,84 |
| | fluorure | F^- | 10,8 |
| | formiate | HCOO^- | 10,25 |
| 10,33 | hydrogénocarbonate | HCO_3^- | 7,65 |
| 6,49 | hydrogénochromate | HCrO_4^- | 13,26 |
| 4,19 | hydrogénéooxalate | HC_2O_4^- | 12,77 |
| 12,32 | hydrogénéophosphate | HPO_4^{2-} | 6,79 |
| 5,43 | hydrogénéophthalate | $\text{HOOC}(\text{C}_6\text{H}_4)\text{COO}^-$ | 11,06 |
| 1,96 | hydrogénéosulfate | HSO_4^- | |
| 7,2 | hydrogénéosulfite | HSO_3^- | 12,15 |
| - | hypochlorite | ClO^- | 6,6 |
| | iodure | I^- | neutre |
| 10,63 | méthylammonium | CH_3NH_3^+ | |
| | nitrate | NO_3^- | neutre |
| | nitrite | NO_2^- | 10,75 |
| | oxalate | $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$ | 9,81 |
| | perchlorate | ClO_4^- | neutre |
| | phosphate | PO_4^{3-} | 1,68 |
| 5,25 | pyridinium | $\text{C}_5\text{H}_5\text{NH}^+$ | |
| | sulfate | SO_4^{2-} | 12,04 |
| | sulfite | SO_3^{2-} | 6,8 |

- Cette table est un complément aux tables standards : elle donne directement les constantes d'une sélection d'ions courants. Les pK des autres ions peuvent être déduits à partir de l'acide (ou de la base) duquel ils proviennent (consulter une table standard).
- Les ions acides sont marqués d'un pK_a et les bases d'un pK_b . Les espèces amphotères sont celles qui possèdent à la fois un pK_a et un pK_b . Si $pK_a < pK_b$ (donc $K_a > K_b$), le caractère acide de l'amphotère l'emporte.
- Les ions marqués *neutres* sont sans effet sur l'eau.

