



Tutorat Lyon Est

Année Universitaire 2023 – 2024

Unité d'Enseignement Spécialité Pharmacie

Annales classées corrigées : équilibres acido-basiques en
solution aqueuse

Correction détaillée

Correction rapide

<u>Questions</u>	<u>Réponses</u>	<u>Questions</u>	<u>Réponses</u>
Annale 2022-2023		Annale 2015-2016	
6	ABC	4	D
7	AC	5	BC
		6	ABD
Annale 2020-2021 PASS		Annale 2014-2015	
7	ACE	1	BD
Annale 2020-2021 PACES		2	C
1	ABC	Annale 2013-2014	
2	B	1	ABCD
Annale 2019-2020		2	B
2	C	Annale 2012-2013	
3	BD	9	AB
5	AC	10	BD
Annale 2018-2019		11	A
2	ABC	Annale 2011-2012	
3	E	9	BD
5	AD	10	BCD
Annale 2017-2018		11	CD
4	A	Annale 2010-2011	
5	D	10	ADE
6	C	11	AC
Annale 2016-2017		12	ACE
3	∅		
5	B		
6	C		

Annale 2022-2023 Examen terminal

Question 6 – Sachant que $pK_a \text{ HClO/CIO}^- = 7,5$, quelle(s) est(sont) la (les) proposition(s) exacte(s) : ABC

Cette question concerne les équilibres chimiques en solutions aqueuses diluées.

On place dans une fiole jaugée de 1L : 10^{-5} mol de HClO et on complète à 1L avec de l'eau pure.

- A. HClO est un acide faible.
- B. HClO a un comportement faible.
- C. A l'équilibre, le pH de la solution est égal à 6,25 .
- D. A l'équilibre, le pH de la solution tient compte de l'autoprotolyse de l'eau.
- E. A l'équilibre, la solution contient majoritairement des anions ClO^- .

A VRAI Pour connaître la force de votre acide, vous devez regarder la valeur du pK_a . On remarque ici que $pK_a = 7,5$, ce qui est supérieur à 0. Votre acide est donc faible

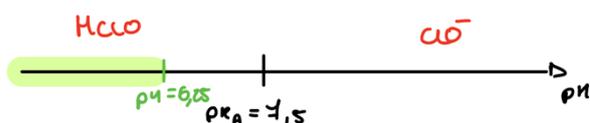
B VRAI Pour savoir le comportement de votre acide, vous devez calculer la différence : $pK_a - pC$. Dans notre cas, on a $pK_a - pC = 7,5 + \log(10^{-5}) = 2,5 > 2$

La valeur de notre différence est supérieure à 2, alors notre acide a un comportement faible.

C VRAI On applique la formule de pH selon le comportement de l'acide. Ici, la formule est :

$$pH = \frac{pK_a + pC}{2} = \frac{7,5 - \log(10^{-5})}{2} = 6,25$$

D FAUX Le pH à l'équilibre n'est pas compris entre 6,5 et 7,5. De plus, la concentration de notre acide est supérieure à $3 \cdot 10^{-7}$



E FAUX Pour cet item, faites directement une flèche de pH et vous verrez directement que l'entité majoritaire sera HClO

Question 7 – Sachant que $pK_a \text{ HCN/CN}^- = 9,2$, quelle(s) est(sont) la (les) proposition(s) exacte(s) : AC

Cette question concerne les équilibres chimiques en solutions aqueuses diluées.

On place dans une fiole jaugée de 250 mL 10^{-3} mol de CN^- et on complète à 250 mL avec de l'eau pure. On arrondira à un chiffre après la virgule.

- A. CN^- est une base faible.
- B. CN^- est une base faible à comportement fort.
- C. A l'équilibre, le pH de la solution est égal à 10,4.
- D. A l'équilibre, le pH de la solution est égal à 11,6.

E. A l'équilibre, le pH de la solution est égal à 13,1.

A VRAI Pour savoir si une base est faible, on a besoin de son pK_b . On sait que $pK_b = 14 - pK_a$. On a donc $pK_b = 4,8$. Le pK_b est supérieur à 0, CN^- est une base faible

B FAUX Pour savoir le comportement d'une base faible, on calcule $pK_a + pC$. On a donc :

$$pK_a + pC = 9,2 - \log\left(\frac{10^{-3}}{250 \cdot 10^{-3}}\right) = 11,6 < 12$$

On voit ici que $11,6 < 12$, donc notre base à un comportement faible

C VRAI On applique donc la formule du calcul de pH selon le comportement de la base

$$pH = 7 + \frac{pK_a - pC}{2} = 7 + \frac{9,2 + \log\left(\frac{1}{250}\right)}{2} = 10,4$$

D FAUX Voir item C

E FAUX Voir item C

Question 1

Cette question concerne les réactions chimiques en solution aqueuse diluée.

On place dans une fiole jaugée de 1 L : $2,5 \cdot 10^{-3}$ mol de H_2SO_4 (considéré comme un diacide fort) et $4,5 \cdot 10^{-2}$ mol de HBr et on complète à 1 L avec de l'eau pure.

On donne : $pK_a \text{ HBr} = -9$; $\log(5) = 0,7$; $\log(4,75) = 0,68$; $\log(100) = 2$. Quelle(s) est(sont) la (les) proposition(s) exacte(s) :

- A. il s'agit d'une réaction entre un diacide fort et un acide faible à comportement fort.
- B. il faut prendre en compte l'autoprotolyse de l'eau.
- C. le pH est égal à 1,3.
- D. le pH est égal à 1,32.
- E. si on ajoute 0,05 mol de NaOH, le pH est égal à 7.

A FAUX HBr et H_2SO_4 sont tous les deux des acides forts :

- H_2SO_4 est considéré comme un diacide fort (données de l'énoncé) ;
- HBr a un pK_a de -9 . Or, un acide avec un $pK_a < 0$ est un acide fort.

B FAUX On tient compte de l'autoprotolyse de l'eau dans deux cas de figure :

- Lorsque la concentration est inférieure à $3 \cdot 10^{-7} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$, ce qui n'est pas le cas ici ;
- Lorsque le pH est compris entre 6,5 et 7,5.

Calculons donc le pH de la solution. Dans la solution se trouvent deux acides forts. Ainsi, la formule pour calculer le pH sera la suivante :

$$pH = pC = -\log([H_3O^+])$$

La concentration de H_3O^+ se trouve en additionnant les concentrations des acides en solution (attention, n'oubliez pas que H_2SO_4 est un diacide ! On compte donc sa concentration deux fois) :

$$c = [H_2SO_4] \times 2 + [HBr]$$

$$c = 2,5 \cdot 10^{-3} \times 2 + 4,5 \cdot 10^{-2} = 5 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

On peut maintenant calculer pC : $pC = -\log(c) = \log(5 \cdot 10^{-2}) = \mathbf{1,3}$.

Donc **B FAUX C VRAI** et **D FAUX**.

E VRAI En effet, la concentration en base forte (NaOH) étant égale à la concentration en acide fort c , le pH final de la solution est de 7 (solution neutre).

Annale 2021-2022 Examen terminal

Question 1

Cette question concerne les réactions chimiques en solution aqueuse diluée.

Dans une fiole jaugée de 200 mL, on place en solution 0,002 mole de HNO_2 et 0,001 mole de NO_3^- et on complète à 200 mL avec de l'eau pure. On donne $pK_a(\text{HNO}_2/\text{NO}_3^-) = 3,2$ et $\log(2) = 0,3$. Quelle est (sont) la (les) proposition(s) exacte(s) :

- A. La concentration initiale en HNO_2 est égale à 10^{-2} M.
- B. La concentration initiale en NO_3^- est égale à 10^{-3} M.
- C. À l'équilibre, le pH est égal à 3,2.
- D. À l'équilibre, le pH est celui de l'eau pure.
- E. À l'équilibre, le pH est égal à 2,9.

A VRAI, $[\text{HNO}_2] = 0,002 / 200 \cdot 10^{-3} = 0,01 = 10^{-2}$ M. Pour rappel, écrire M équivaut à écrire mol/L.

B FAUX, $[\text{NO}_3^-] = 0,001 / 200 \cdot 10^{-3} = 5 \cdot 10^{-3}$ M.

On va faire le calcul du pH :

$$pH = pK_a + \log\left(\frac{[\text{NO}_3^-]}{[\text{HNO}_2]}\right)$$
$$pH = 3,2 + \log\left(\frac{1 \cdot 10^{-3}}{2 \cdot 10^{-3}}\right) = 2,9$$

Donc **C FAUX**, **D FAUX** ($pH_{\text{eau pure}} = 7$) et **E VRAI**.

Question 2

Cette question concerne les réactions chimiques en solution aqueuse diluée.

On place en solution du $\text{C}_6\text{H}_5\text{OH}$. On donne $pK_a(\text{C}_6\text{H}_5\text{OH} / \text{C}_6\text{H}_5\text{O}^-) = 9,9$. Quelle est (sont) la (les) proposition(s) exacte(s) :

- A. À l'équilibre, si le pH est égal à 3, le comportement de l'acide est fort.
- B. À l'équilibre, si le pH est égal à 9, le comportement de l'acide est faible.
- C. À l'équilibre, si le pH est égal à 12, la concentration initiale en $\text{C}_6\text{H}_5\text{OH}$ est égale à 10^{-12} M.
- D. À l'équilibre, si le pH est égal à 3,95, la concentration initiale en $\text{C}_6\text{H}_5\text{OH}$ est égale à 10^{-2} M.
- E. À l'équilibre, si le pH est égal à 7, il n'y a que de l'eau pure.

A FAUX.

Concernant le comportement d'un acide selon le pH :

- Quand $pH \leq pK_a - 1 \rightarrow$ comportement d'acide faible
- Quand $pK_a - 1 \leq pH \leq pK_a + 1 \rightarrow$ comportement d'acide moyen
- Quand $pH \geq pK_a + 1 \rightarrow$ comportement d'acide fort

Donc, dans le cas présent, si à l'équilibre le pH vaut 3 l'acide C_6H_5OH aura un comportement d'acide faible (car $pH < 9,9 - 1$)

B FAUX, si le pH à l'équilibre vaut 9 l'acide aura un comportement d'acide moyen (car on aura $pK_a - 1 \leq pH \leq pK_a + 1$).

C FAUX. Dans cette situation, la concentration finale sera largement inférieure à **$10^{-6,5} M$** → il faut **tenir compte de l'autoprotolyse de l'eau**. Donc la proposition est fausse.

D FAUX, on applique la même formule que précédemment :

$$pH = \frac{pK_a + pC}{2}$$

En transformant l'équation, on obtient l'équation suivante :

$$pC = 2 \times pH - pK_a = 2 \times 3,95 - 9,9 = -2$$

Enfin, on cherche la concentration c de C_6H_5OH :

$$c = 10^{-pC} = 10^{-(-2)} = 10^2 M$$

E FAUX, si le pH vaut 7 à l'équilibre dans cette situation cela signifie qu'il y a la même concentration de C_6H_5OH et de $C_6H_5O^-$ dans le milieu.

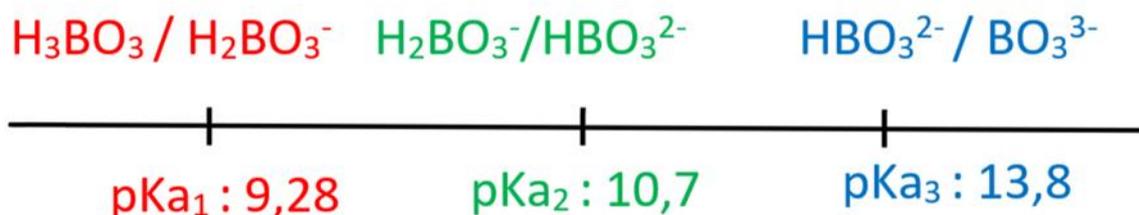
Question 7

Cette question concerne les réactions chimiques en solution aqueuse diluée. On place en solution du H_3BO_3 ($\text{pKa}_1 = 9,28$; $\text{pKa}_2 = 10,7$; $\text{pKa}_3 = 13,8$).

Parmi les propositions suivantes, quelle(s) est(sont) la(les) proposition(s) exacte(s) ?

- A. À $\text{pH} = 8$, la forme prépondérante est H_3BO_3 .
- B. Le pKa_1 correspond au couple $\text{H}_2\text{BO}_3^-/\text{HBO}_3^{2-}$.
- C. À $\text{pH} = 12$, la forme prépondérante est HBO_3^{2-} .
- D. À $\text{pH} = 6$, la forme prépondérante est H_2BO_3^- .
- E. Le pKa_2 correspond au couple $\text{H}_2\text{BO}_3^-/\text{HBO}_3^{2-}$.

Pour ce genre d'exercice, il faut commencer par tracer une droite sur laquelle il est possible de représenter les différents pKa ainsi que les couples à chaque pKa .



Une fois cela, l'exemple est plus simple et surtout on évite les erreurs possibles. (Pour être sûr que vous ne vous êtes pas trompés, dites-vous que plus vous êtes proche d'un pH basique moins notre solution aura d'hydrogène, en effet, un acide est une entité qui donne un H^+ et une base qui prend un H^+).

A VRAI On voit bien qu'à $\text{pH} = 8$, la forme prépondérante est H_3BO_3 , en effet c'est celle qu'est « la plus acide » avec les 3 hydrogènes de la solution de base.

B FAUX Avec la droite au-dessus on voit bien que cela est faux et que le pKa_1 correspond au couple $\text{H}_3\text{BO}_3 / \text{H}_2\text{BO}_3^-$.

C VRAI Voir au-dessus.

D FAUX A $\text{pH} = 6$, la forme prépondérante est H_3BO_3 . Lorsqu'on regarde notre droite de prédominance au-dessus on voit bien qu'à $\text{pH} = 6$ c'est bien H_3BO_3 .

E VRAI Voir au-dessus.

Question 1

Dans une fiole jaugée de 250 mL, on place 10^{-2} mol de NaOH et $4 \cdot 10^{-2}$ mol de HClO et on complète à 250 mL avec de l'eau pure. On donne $pK_a \text{ HClO/ClO}^- = 8$; $\log(3) = 0,48$

Parmi les propositions suivantes, indiquez celle(s) qui est (sont) exactes :

- A. A l'équilibre, on a fabriqué une solution tampon
- B. Le mélange initial correspond à un mélange entre une base forte et un acide faible
- C. A l'équilibre, le pH de la solution est égal à 7,52
- D. A l'équilibre, le pH de la solution est égal à 8,48
- E. Toutes les propositions précédentes sont fausses

A VRAI

On a la réaction suivante :



$$pK_a - pC = 8 - 1,3$$

A l'équilibre, on aura donc :

- 10^{-2} mol formé de ClO^-
- $4 \cdot 10^{-2} - 1 \cdot 10^{-2} = 3 \cdot 10^{-2}$ mol restantes de ClOH

$$pH = pK_a + \log\left(\frac{[\text{ClO}^-]}{[\text{ClOH}]}\right) = 8 + \log\left(\frac{10^{-2}}{3 \cdot 10^{-2}}\right) = 8 - \log(3) = 7,52$$

On a ici fabriqué une solution tampon car le pH à l'équilibre se trouve entre $pK_a - 1$ et $pK_a + 1$.

B VRAI, NaOH est une base forte (à connaître +++) et HClO est un acide faible (car pK_a supérieur à 0).

C VRAI

D FAUX

E FAUX

Question 2

Concernant H_3PO_4 . On donne : $pK_{a1} = 2$; $pK_{a2} = 7,2$; $pK_{a3} = 12,3$.

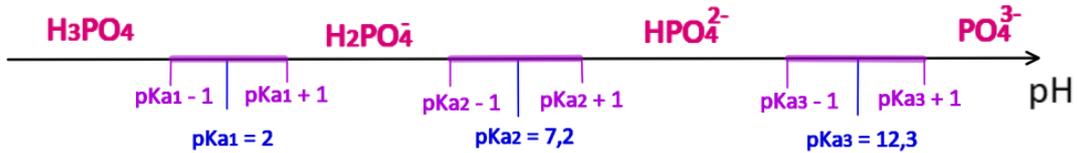
Parmi les propositions suivantes, indiquez celle(s) qui est (sont) exactes :

- A. pK_{a1} correspond au couple $\text{HPO}_4^{2-}/\text{PO}_4^{3-}$
- B. A $\text{pH} = 4$, la forme H_2PO_4^- est majoritaire
- C. A $\text{pH} = 8$, la forme H_2PO_4^- est majoritaire
- D. A $\text{pH} = 0$, on a majoritairement un acide faible à comportement fort
- E. Toutes les propositions précédentes sont fausses

On commence par associer les pK_a à leur couple acido-basique :

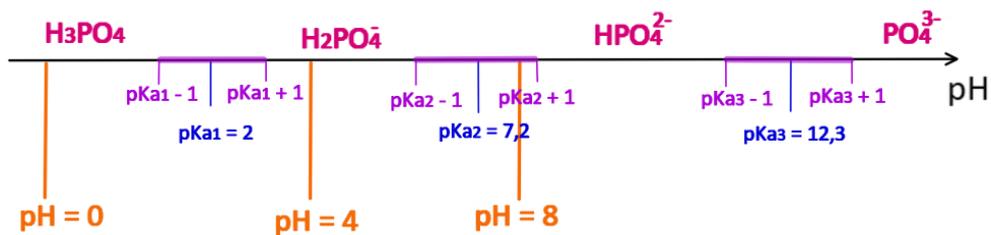
- $pK_{a1} = 2$ va avec le couple $H_3PO_4/H_2PO_4^-$ → **A FAUX**
- $pK_{a2} = 7,2$ va avec le couple $H_2PO_4^-/HPO_4^{2-}$
- $pK_{a3} = 12,3$ va avec le couple HPO_4^{2-}/PO_4^{3-}

On trace ensuite le diagramme de prédominance :



Les zones en violet sur le diagramme sont les zones où il n'y a pas de forme prédominante.

On rajoute ensuite sur le diagramme les pH étudiés dans l'exercice :



Donc :

- A $pH = 0$, la forme prédominante est H_3PO_4 et $pH < pK_a - 1$ donc **D FAUX** vu qu'un acide faible présente un comportement fort lorsque le pH est au moins supérieur à $pK_a + 1$.
- A $pH = 4$, la forme prédominante est $H_2PO_4^-$ → **B VRAI**
- A $pH = 8$, il n'y a pas de forme prédominante → **C FAUX**

E FAUX

Question 2

Dans une fiole jaugée de 250 mL, on place une quantité définie de HNO_3 ($pK_a = -1,8$) puis on complète à 250 mL avec de l'eau pure. Le pH de la solution est de 2.

Parmi les propositions suivantes, indiquez celle(s) qui est(sont) exacte(s) :

- A. Le pH n'étant pas de 0, la dissociation de HNO_3 n'est pas totale.
- B. La concentration initiale de HNO_3 est de $10^{-5,8}M$.
- C. Pour obtenir cette solution, on a placé 0,0025 mole de HNO_3 dans la fiole.
- D. HNO_3 étant un acide fort, une dilution au centième n'a aucun effet sur le pH.
- E. Toutes les propositions précédentes sont fausses.

A FAUX La dissociation est bien totale car HNO_3 est un acide fort (de $pK_a = -1,8 < 0$). Cela n'a rien à voir avec le pH.

B FAUX Comme HNO_3 est un acide fort, ici $pH = pC = -\log C$. Or, $pH = 2$ donc $c = 10^{-2} M$.

C VRAI Comme $c = 10^{-2} M$, il y a 10^{-2} mole de HNO_3 dans 1 L d'eau. Par un produit en croix, nous pouvons déterminer qu'il y a 0,0025 mole de HNO_3 dans les 250 mL de la fiole jaugée. Nous pouvons également utiliser la formule $n = c.v = 10^{-2}.250.10^{-3} = 0,0025$ mole.

D FAUX HNO_3 est bien un acide fort. Cependant, cette phrase n'est pas vraie car cela correspondrait à une solution tampon. En effet, avec une solution tampon, une dilution n'entraînerait pas de variation du pH. Or, nous pouvons vérifier que ce n'est pas le cas ici avec la formule $pH = pC$. En faisant varier C même un peu, le pH variera aussi.

E FAUX Car C est vraie.

Question 3

Dans une fiole jaugée de 500 mL, on place une quantité définie NaOH et on complète à 500 mL avec de l'eau pure. Le pH de la solution est égal à 12. On donne le $\log(5) = 0,7$ et $\log 10^{-3} = -3$

Parmi les propositions suivantes, indiquez celle(s) qui est(sont) exacte(s) :

- A. NaOH est une base faible à comportement fort.
- B. La concentration initiale de NaOH est égale à 0,01 M.
- C. Pour obtenir cette solution, on a placé 0,05 mole de NaOH dans la fiole.
- D. Après dilution au demi, le pH de la solution est égal à 11,7.
- E. Toutes les propositions précédentes sont fausses.

A FAUX NaOH est une base forte (pas de comportement) C'est une notion essentielle !!

B VRAI Nous avons une base forte donc $pH = 14 - pC$ soit $pC = 14 - pH = 2$. Donc $c = 10^{-2} M$.

C FAUX Nous savons que le NaOH a été placé dans une fiole de 500 mL. Comme la concentration initiale est de $10^{-2} M$, nous pouvons en déduire que $n = c.v = 10^{-2}.500.10^{-3} = 0,005$ mol.

D VRAI Après une dilution au demi, la concentration passe de $10^{-2} M$ à $5.10^{-3} M$. Ainsi, nous pouvons recalculer le pH grâce à la formule : $pH = 14 - pC = 14 + \log c = 14 + \log(5.10^{-3}) = 14 + 0,7 - 3 = 11,7$.

E FAUX B et D sont vraies.

Question 5

Dans une fiole jaugée de 1 L, on mélange 10^{-3} mole de SO_3^{2-} et $2 \cdot 10^{-4}$ mole de HCl
($pK_a \text{ HSO}_3^- / SO_3^{2-} = 7,2$) puis on complète à 1 L avec de l'eau pure. On donne $\log(4) = 0,6$.

Parmi les propositions suivantes, indiquez celle(s) qui est(sont) exacte(s) :

- A. A l'équilibre, le pH de la solution est celui d'un mélange acide faible et base faible conjuguée.
- B. A l'équilibre, le pH de la solution est celui d'une base faible à comportement faible.
- C. A l'équilibre, le pH de la solution est égal à 7,8.
- D. A l'équilibre, le pH de la solution est égal à 7,2.
- E. Toutes les propositions précédentes sont fausses.

La première chose à faire c'est de déterminer si l'on a un acide ou une base qui est fort ou faible (**sa nature**)

HCl est un acide fort, c'est à savoir !!

Pour SO_3^{2-} , comme le pK_a est positif et non nul, c'est donc une base faible.

Ici cela n'est pas nécessaire car nous avons un acide fort et une base faible mais dans certains cas, il peut être nécessaire de trouver le comportement d'une base faible. Je vous laisse donc le raisonnement dans le cas de cet exercice :

Pour cela, nous pouvons ici utiliser la formule $pK_a + pC$

Petit rappel :

Comportement de base faible	Comportement de base moyenne	Comportement de base forte
<ul style="list-style-type: none"> ▪ $pK_a + pC \leq 12$ ▪ $pH \geq pK_a + 1$ <p style="text-align: center;">$pH = 7 + \frac{1}{2}(pK_a - pC)$</p>	<ul style="list-style-type: none"> ▪ $12 \leq pK_a + pC \leq 15$ ▪ $pK_a - 1 \leq pH \leq pK_a + 1$ 	<ul style="list-style-type: none"> ▪ $pK_a + pC \geq 15$ ▪ $pH \leq pK_a - 1$ <p style="text-align: center;">$pH = 14 - pC$</p>

Ici, $pK_a + pC = 10,3$

Cette valeur est inférieure à 12, la base a donc un comportement de base faible.

Bien faire attention à ne pas confondre la nature et le comportement

Un tableau d'avancement est nécessaire. (souvent très utile pour ce chapitre quand on est bloqué il faut bien comprendre quelle est la réaction)

	SO_3^{2-}	HCl	HSO_3^-
État initial	10^{-3}	$2 \cdot 10^{-4}$	0
État à l'équilibre	$8 \cdot 10^{-3}$	0	$2 \cdot 10^{-4}$

A VRAI A l'équilibre, on remarque qu'il ne reste que le couple HSO_3^- / SO_3^{2-} et comme nous avons vu précédemment, SO_3^{2-} est une base faible à comportement faible.

De même, HSO_3^- est un acide faible à comportement faible. La recherche des comportements ne sera pas nécessaire ici car on remarque grâce au tableau d'avancement que la base SO_3^{2-} et l'acide conjugué HSO_3^- sont en quantité non négligeable (c'est la règle des 10 %, quand il y a moins de 10% d'écart entre les 2 partenaires du couple faible donc on ne néglige ni la forme HA ni la forme A-). Ainsi, on a bien un mélange d'acide faible et de sa base faible conjuguée.

B FAUX Voir le A.

C VRAI $pH = pKa + \log \log \frac{c_b}{c_a} = 7,2 + \log (4) = 7,8.$

D FAUX Voir C.

E FAUX A et C sont vraies.

Question 2

Dans une fiole jaugée de 250 ml, on mélange 10^{-3} mole d'hydroxyde de sodium et $2 \cdot 10^{-3}$ mole de C_6H_5COOH ($pK_a C_6H_5COOH/C_6H_5COO^- = 4,2$) puis on complète à 250 ml avec de l'eau pure. On donne $\log(8) = 0,9$.

Parmi les propositions suivantes, indiquez celle(s) qui est (sont) exacte(s) :

- A. Il s'agit d'une réaction entre une base forte et un acide faible.
- B. A l'équilibre, la totalité de l'acide a été consommée par la base forte.
- C. Le pH de la solution est égal à 4,2.
- D. A l'équilibre, C_6H_5COOH est majoritairement sous forme protonée.
- E. Toutes les propositions précédentes sont fausses.

A VRAI

$pK_a (C_6H_5COOH) = 4,2$, c'est un acide faible ($0 < pK_a < 14$).

L'hydroxyde de sodium est une base forte.

(Dans l'énoncé quand on ne vous donne pas le pK_a , c'est soit un acide soit une base forte).
Donc il s'agit d'une réaction entre une base forte et un acide faible.

B VRAI

Une base forte capte de façon totale les protons H^+ libérés, ici l'hydroxyde de sodium capte de façon totale les protons libérés par C_6H_5COOH . Donc la totalité de l'acide a été consommée par la base forte.

C VRAI

On est en présence d'un acide faible et d'une base forte. $pH = pK_a + \log (C_b / (C_a - C_b))$
 $= 4,2 + \log (1 \cdot 10^{-3} / (2 \cdot 10^{-3} - 10^{-3}))$
 $= 4,2$

D FAUX

À l'équilibre, C_6H_5COOH est majoritairement sous forme déprotonée (en effet un acide est une entité pouvant céder des proton H^+).

E FAUX

Question 3

Dans une fiole jaugée de 500 ml, on place du $C_5H_5O^-$ ($pK_a C_5H_5OH/C_5H_5O^- = 9$) et on complète à 500 ml avec de l'eau pure. Le pH de la solution est égal à 11.

Parmi les propositions suivantes, indiquez celle(s) qui est (sont) exacte(s) :

- A. Il s'agit d'une base faible à comportement faible.
- B. A l'équilibre, on peut négliger la forme $C_5H_5O^-$ du couple.
- C. La concentration initiale en $C_5H_5O^-$ est égale à 10^{-3} M.
- D. Pour obtenir cette solution, on a placé 0,05 mole de $C_5H_5O^-$ dans la fiole.
- E. Toutes les propositions précédentes sont fausses.

A FAUX. Il s'agit d'une base faible à comportement faible $\text{pH} = 11 > \text{pKa} = 9$

C'est donc une base faible. La base a perdu son proton, donc elle a rempli son rôle de base qu'est de céder un proton, donc elle a un comportement fort.

B FAUX

À l'équilibre, on peut négliger la forme $\text{C}_6\text{H}_5\text{O}^-$ du couple.

$\text{C}_6\text{H}_5\text{O}^-$ est la forme qui a perdu son proton dans le couple $\text{C}_6\text{H}_5\text{O}^- / \text{C}_6\text{H}_5\text{OH}$. Ici, on est dans le cas où $\text{pH} > \text{pKa}$, donc la base est sous la forme B^+ . $\text{C}_6\text{H}_5\text{O}^-$ est alors la forme majoritaire donc on ne peut pas la négliger.

C FAUX

La concentration initiale en $\text{C}_6\text{H}_5\text{O}^-$ est égale à 10^{-3} M.

$$\text{pH} = 7 + (\text{pKa} - \text{pC})$$

$$11 = 7 + (9 - \text{pC})$$

$$4 = 9 - \text{pC}$$

$$\text{pC} = -(4 - 9) \times 2$$

$$\text{pC} = 10$$

$$C = 10^{-10}$$

D FAUX

Pour obtenir cette solution, on a placé 0,05 mole de $\text{C}_6\text{H}_5\text{O}^-$ dans la fiole. $n = c \times V$

$$n = 10^{-1} \times 500 \times 10^{-3}$$

$$n = 500 \times 10^{-4}$$

$$n = 0,5 \text{ mol}$$

E VRAI. Toutes les propositions précédentes sont fausses.

Question 5

Dans une fiole jaugée de 1 L, on mélange $0,5 \cdot 10^{-3}$ mole de H_2SO_4 considéré comme un diacide fort et 10^{-3} mole de CO_3^{2-} ($\text{pKa HCO}_3^- / \text{CO}_3^{2-} = 10,3$) puis on complète à 1 L avec de l'eau pure.

Parmi les propositions suivantes, indiquez celle(s) qui est (sont) exacte(s) :

- A. Le pH de la solution dépend uniquement du diacide fort.
- B. Le pH de la solution est égal à 6,65.
- C. Le pH de la solution est égal à 10,3.
- D. Le pH de la solution est égal à 3.
- E. Toutes les propositions précédentes sont fausses.

A VRAI. Le pH de la solution dépend uniquement du diacide fort. On est en présence d'un diacide fort et d'une base faible ($0 < \text{pKa} < 14$) $[\text{H}_2\text{SO}_4] = (2 \times 0,5 \times 10^{-3}) = 1 \times 10^{-3}$

$$[\text{CO}_3^{2-}] = 1 \times 10^{-3} = 1 \times 10^{-3}$$

$$C = n \text{ car } V = 1 \text{ L}$$

H_2SO_4 est un diacide donc il se dissocie complètement deux fois. La concentration en acide est donc de 1×10^{-3} .

La quantité de CO_3^{2-} est considérée comme limitante donc $\text{pH} = \text{pC}$

B FAUX. Le pH de la solution est égal à 6,65. Cf. item D.

C FAUX. Le pH de la solution est égal à 10,3. Cf. item D.

D VRAI. Le pH de la solution est égal à 3. $\text{pH} = \text{pC} = -\log(1 \times 10^{-3})$

Donc $\text{pH} = 3$.

E FAUX. Toutes les propositions précédentes sont fausses.

Question 4

Dans une fiole jaugée de 500 mL, on, ajoute 50 mL de NaOH et 25 mL de H₂SO₄ (considéré comme un diacide) à 2 M, puis on complète à 500 mL avec de l'eau pure. Parmi les propositions suivantes, indiquez celle qui est exacte :

- A. Le pH de la solution est de 1.
- B. Le pH de la solution est de 2.
- C. Le pH de la solution est de 3.
- D. Le pH de la solution est de 4.
- E. Toutes les propositions précédentes sont fausses.

NaOH est une base forte. H₂SO₄ est un diacide fort.

$$[NaOH] = \frac{1 (M) \times 50 (mL)}{500 (mL)} = 10^{-1} mol.L^{-1}$$

$$[H_2SO_4] = \frac{2 (M) \times 25 (mL)}{500 (mL)} = 10^{-1} mol.L^{-1}$$

Cependant, le diacide se dissocie complètement 2 fois donc chaque H₂SO₄ donne 2 H₃O⁺ donc la concentration en acide est 0,2M.

Donc c'est la soude qui est limitante et le pH est celui d'un acide fort : pH = pC = 1.

Question 5

Dans une fiole jaugée de 500 mL, on, ajoute 50 mL de CH₃COOH à 1 M et 5 mL de NaOH à 5 M, puis on complète à 500 mL avec de l'eau pure. On donne le pKa (CH₃COOH/CH₃COO⁻) = 4. Parmi les propositions suivantes, indiquez celle qui est exacte :

- A. Le pH de la solution est de 1.
- B. Le pH de la solution est de 2.
- C. Le pH de la solution est de 3.
- D. Le pH de la solution est de 4.
- E. Toutes les propositions précédentes sont fausses.

CH₃COOH est un acide faible. NaOH est une base forte.

$$[CH_3COOH] = \frac{1 (M) \times 50 (mL)}{500 (mL)} = 10^{-1} mol.L^{-1}$$

$$[NaOH] = \frac{5 (M) \times 5 (mL)}{500 (mL)} = 5 \cdot 10^{-2} mol.L^{-1}$$

On a donc un mélange d'acide faible et de base forte La concentration en acide est supérieure à la concentration en base donc la base forte est le réactif limitant.

$$pH = pKa + \log \frac{Cb}{Ca - Cb} = 4 + \log \left(\frac{0,05}{0,1 - 0,05} \right) = 4 + \log(1) = 4$$

Question 6

une fiole jaugée de 500 mL, on, ajoute 55 mL de CH_3COOH à 1 M et 5 mL de NaOH à 1 M, puis on complète à 500 mL avec de l'eau pure. On donne le pK_a ($\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COO}^-$) = 4. Parmi les propositions suivantes, indiquez celle qui est exacte :

- A. Le pH de la solution est de 1.
- B. Le pH de la solution est de 2.
- C. Le pH de la solution est de 3.
- D. Le pH de la solution est de 4.
- E. Toutes les propositions précédentes sont fausses.

CH_3COOH est un acide faible. NaOH est une base forte.

$$[\text{CH}_3\text{COOH}] = \frac{1 \text{ (M)} \times 55 \text{ (mL)}}{500 \text{ (mL)}} = 11 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$[\text{NaOH}] = \frac{1 \text{ (M)} \times 5 \text{ (mL)}}{500 \text{ (mL)}} = 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Comme pour la question précédente, nous sommes en mélange d'un acide faible et de sa base conjuguée. La concentration en acide est supérieure à la concentration en base donc la base forte est le réactif limitant.

$$pH = pK_a + \log\left(\frac{C_b}{C_a - C_b}\right) = 4 + \log\left(\frac{0,01}{0,11 - 0,01}\right) = 4 + \log(10^{-1}) = 4 - 1 = 3$$

Question 3

Parmi les propositions suivantes, indiquez celle(s) qui est (sont) exacte(s) :

- A. Un acide fort a un $pK_a \leq 0$ dans l'eau.
- C. H_2SO_4 ($pK_a = -3$) et HSO_4^- ($pK_a = 1,9$) sont des acides forts.

A FAUX. Un acide fort se dissocie totalement dans l'eau : $\alpha = 1$. Par effet nivelant de l'eau, un acide fort dans l'eau aura un $pK_a = 0$.

C FAUX. HSO_4^- a un $pK_a > 0$, il ne peut pas être un acide fort.

Question 5

Soit une fiole de 500 mL contenant 495 mL d'eau pure et 5 mL d'une solution d'HCl à 1 M. Parmi les propositions suivantes, indiquez celle(s) qui est (sont) exacte(s) :

- A. Le pH de la solution est de 0.
- B. Le pH de la solution est de 2.
- C. Le pH de la solution est de 3.
- D. Le pH de la solution est de 9.
- E. Toutes les propositions précédentes sont fausses.

A FAUX.

B VRAI. HCl est un acide fort donc $pH = pC$. Pour une fiole de 1L on a 10mL de HCl à 1M. On peut alors faire un produit en croix : $10 \times 10^{-3}L \leftrightarrow 1M$

$1L \leftrightarrow c ?$

On a $c = 10^{-2}M$ ainsi $pH = -\log(c) = -\log(10^{-2}) = 2$

C FAUX

D FAUX

E FAUX

Question 6

Soit une fiole de 1 L contenant 400 mL d'eau pure et 50 mL d'une solution de méthylamine à 1 M et 50 mL de chlorure de méthylammonium à 1 M.

On donne $pK_a CH_3NH_3^+/CH_3NH_2 = 10,6$.

Parmi les propositions suivantes, indiquez celle(s) qui est (sont) exacte(s) :

- A. Le pH de la solution est de 7,6.
- B. Le pH de la solution est de 9,6.
- C. Le pH de la solution est de 10,6.
- D. Le pH de la solution est de 11,6.
- E. Toutes les propositions précédentes sont fausses.

A FAUX

B FAUX

C VRAI. C'est un mélange acide faible/base faible (solution tampon) donc $\text{pH} = \text{pKa} + \log\left(\frac{[\text{CH}_3\text{NH}_2]}{[\text{CH}_3\text{NH}_3^+]}\right)$

D FAUX

E FAUX. $\text{CH}_3\text{NH}_3^+ = 10,6 + \log(1) = 10,6$.

Question 4

Soit 0,001 mole de H_2SO_3 dans 1 litre d'eau ($\text{pK}_a \text{H}_2\text{SO}_3/\text{HSO}_3^- = 1,8$; $\text{pK}_a \text{HSO}_3^-/\text{SO}_3^{2-} = 7,2$).

Parmi les propositions suivantes, indiquez celle(s) qui est (sont) exacte(s) :

- A. H_2SO_3 est un diacide fort.
- B. HSO_3^- est un acide plus fort que H_2SO_3 .
- C. Le pK_a global de la solution est de 9.
- D. HSO_3^- est un amphotère.
- E. Toutes les propositions précédentes sont fausses.

A FAUX. Le pK_a du couple $\text{H}_2\text{SO}_3/\text{HSO}_3^-$ est compris entre 0 et 14, H_2SO_3 est donc un diacide faible.

B FAUX. Le pK_a du couple $\text{H}_2\text{SO}_3/\text{HSO}_3^-$ est supérieur à celui du couple $\text{HSO}_3^-/\text{SO}_3^{2-}$, donc H_2SO_3 est plus fort que HSO_3^- .

C FAUX.

Pour H_2SO_3 : $\text{pK}_a - \text{pC} = 1,8 - 3 = -1,2$; et $-1,2 < -1$ donc H_2SO_3 a un comportement fort, il se dissocie complètement. Il n'y a donc pas d'équilibre réactionnel et on ne calcule pas le pK_a .

Pour HSO_3^- : $\text{pK}_a - \text{pC} = 7,2 - 3 = 4,2$ car la totalité de H_2SO_3 est dissociée en HSO_3^- . $4,2 > 2$ donc HSO_3^- a un comportement d'acide faible. Il n'y a pas non plus d'équilibre réactionnel, on ne calcule pas le pK_a .

D VRAI. HSO_3^- peut aussi bien capter un proton (H_2SO_3) qu'en libérer un (SO_3^{2-}).

E FAUX

Question 5

Soit 0,1 mole de CH_3NH_2 dans 1 litre d'eau ($\text{pK}_a \text{CH}_3\text{NH}_3^+/\text{CH}_3\text{NH}_2 = 10,6$).

Parmi les propositions suivantes, indiquez celle(s) qui est (sont) exacte(s) :

- A. CH_3NH_2 est une base forte.
- B. Le pH de la solution dépend de la concentration en CH_3NH_2 .
- C. Le pH de la solution est de 11,8.
- D. À l'équilibre, la forme CH_3NH_3^+ est majoritaire, donc le pH est acide.
- E. Toutes les propositions précédentes sont fausses.

A FAUX. Le pK_a du couple $\text{CH}_3\text{NH}_3^+/\text{CH}_3\text{NH}_2$ est compris entre 0 et 14, CH_3NH_2 est donc une base faible.

B VRAI.

On détermine le comportement de la base : $\text{pK}_a + \text{pC} = 10,6 + 1 = 11,6$ et $11,6 < 12$ donc la base a un comportement de base faible.

Le pH se calcule donc par la formule : $pH = 7 + 1,2 (pK_a - pC)$. Or on voit que le pH de la solution dépend, notamment, de la concentration.

C VRAI. On calcule le pH de la solution :

$$pH = 7 + 1,2 (pK_a - pC) = 7 + 1,2 (10,6 - 1) = 7 + 4,8 = 11,8.$$

D FAUX

À l'équilibre le pH vaut 11,8 il est donc basique puisqu'il est supérieur à 7. De plus selon la règle de prédominance à 10 % la forme CH_3NH_2 est majoritaire car $pH > pK_a + 1$.

E FAUX

Question 6

Soit 0,1 mole de C_6H_5OH et 0,1 mole de $C_6H_5O^-$ dans 1 litre d'eau ($pK_a C_6H_5OH/C_6H_5O^- = 9,9$).

Parmi les propositions suivantes, indiquez celle(s) qui est (sont) exacte(s) :

- A. C_6H_5OH est un acide faible.
- B. Le pH de la solution est égal au pK_a .
- C. Le pH de la solution augmente d'au moins une unité si on rajoute 0,1 mole de $C_6H_5O^-$.
- D. Le pH de la solution diminue d'au moins une unité si on rajoute 1 mole de C_6H_5OH .
- E. Toutes les propositions précédentes sont fausses.

A VRAI. Le pH du couple $C_6H_5OH/C_6H_5O^-$ est compris entre 0 et 14 donc C_6H_5OH est un acide faible.

B VRAI. Ici on mélange un acide et sa base conjuguée, le pH s'exprime donc :

$$pH = pK_a + \log\left(\frac{C_b}{C_a}\right)$$

Or, $C_b = C_a = 0,1$ mol/L donc on obtient : $\log\left(\frac{C_b}{C_a}\right) = \log(1) = 0$

Donc $pH = pK_a$.

C FAUX

On a :

$$pH = pK_a + \log\left(\frac{C_b}{C_a}\right)$$

Donc $pH = 9,9 + \log\left(\frac{0,1+0,1}{0,1}\right)$ car on ajoute une mole de base.

$pH = 9,9 + \log(2)$ or $\log(2) < 1$.

Le pH est augmenté de moins d'une unité.

D VRAI

$pH = 9,9 + \log\left(\frac{0,1}{0,1+1}\right)$. 0,1 est négligeable devant 1, on arrondit.

$pH = 9,9 + \log\left(\frac{0,1}{1}\right) = 9,9 - \log(10)$. Or, $\log(10) = 1$

On diminue donc le pH d'au moins une unité.

E FAUX

Question 1

Concernant une solution de NaOH de concentration 10^{-8} M :

- A. Le pH est de 8.
- B. Le pH est basique.
- C. Le pH est acide.
- D. Le pH est compris entre 7 et 7,5.
- E. Toutes les propositions précédentes sont fausses.



Comme NaOH se dissocie totalement, $c_{(\text{NaOH})} = c_{(\text{OH}^-)} = 10^{-8}$

$c < 3 \cdot 10^{-7}$, ainsi on a $6,5 < \text{pH} < 7,5$ (cf cours). De plus, OH^- est une base forte donc le pH est supérieur à 7. Finalement, $7 < \text{pH} < 7,5$.

A FAUX. A cette concentration, le pH ne peut être compris qu'entre 6,5 et 7,5.

B VRAI. En effet, $\text{pH} > 7$.

C FAUX. On ajoute une base dans l'eau donc le pH ne peut qu'être supérieur à 7 et donc basique.

D VRAI

E FAUX

Question 2

On met 0,1 mole d'acide méthanoïque ($\text{pK}_a = 3,8$) dans une fiole, que l'on complète à 1L avec de l'eau pure. Quel est le pH de la solution ?

- A. 1,0.
- B. 2,9.
- C. 2,4.
- D. 1,4.
- E. Toutes les propositions précédentes sont fausses.

L'acide méthanoïque est un acide faible car son pK_a est compris entre 0 et 14.

Déterminons son comportement dans cette solution :

$\text{pK}_a - \text{pC} = 3,8 + \log(10^{-1}) = 3,8 - 1 = 2,8 > 2$. Ainsi, l'acide méthanoïque est un acide faible à comportement d'acide faible.

Attention à ne pas confondre la nature de l'acide et son comportement en solution.

On peut alors calculer le pH avec la bonne formule :

$$\text{pH} = \frac{1}{2} \cdot (\text{pK}_a + \text{pC}) = \frac{1}{2} (3,8 - \log(10^{-1})) = \frac{1}{2} \cdot 4,8 = 2,4$$

Question 1

Concernant les équilibres en solution aqueuse, parmi les propositions suivantes, indiquer celle(s) qui est (sont) exacte(s).

Dans une solution d'HCl de concentration 10^{-1} M :

- A. Le pH de la solution est de 1.
- B. Le pH de la solution est acide.
- C. On peut négliger les H_3O^+ provenant de l'eau.
- D. L'ion Cl^- n'a aucune propriété acido-basique.
- E. Toutes les propositions précédentes sont fausses.

A VRAI. HCl est un acide fort : $pH = pC$. $pH = -\log(10^{-1}) = 1$.

B VRAI. $pH = 1$ la solution est bien acide.

C VRAI. $c > 3 \times 10^{-7}$ M donc on peut négliger les H_3O^+ .

D VRAI. Équation de la réaction : $HCl + H_2O \rightarrow Cl^- + H_3O^+$

HCl est un acide fort donc sa base conjuguée Cl^- est une espèce passive.

E FAUX

Question 2

Concernant les équilibres en solution aqueuse, parmi les propositions suivantes, indiquer celle(s) qui est (sont) exacte(s) :

Dans 1 L d'eau, on mélange 10^{-1} mole d'acide éthanoïque ($pK_a = 4,75$) et 10^{-1} mole d'acide méthanoïque ($pK_a = 3,75$).

- A. Le pH de la solution est de 2,75.
- B. Le pH de la solution est de 4,25.
- C. Le pH de la solution est de 3,75.
- D. Le pH de la solution est de 5,25.
- E. Toutes les propositions précédentes sont fausses.

B VRAI.

Acide éthanoïque C_2H_5-COOH $C = 10^{-1}$ M $pK_{a1} = 4,75$. $0 < pK_a < 14$

Acide méthanoïque CH_3-COOH $C = 10^{-1}$ M $pK_{a2} = 3,75$. $0 < pK_a < 14$

On a un mélange de deux acides faibles à la même concentration.

On applique la formule : $pH = \frac{1}{2} (pK_{a1} + pK_{a2}) = \frac{1}{2} (3,75 + 4,75) = 4,25$.

Question 9

Concernant les équilibres en solution aqueuse, parmi les propositions suivantes, indiquer celle(s) qui est (sont) exacte(s) :

- A. Dans l'eau, on ne peut pas différencier la force de 2 acides de $pK_a = 0$.
- B. Plus la valeur du pK_b d'une base est grande, plus le pouvoir accepteur de protons de la base est faible.
- C. La réaction des ions SO_4^{2-} est plus complète avec CH_3COOH ($pK_a = 4,75$) qu'avec HCl .
- D. Le taux de conversion d'une base de $pK_b = 14$ est toujours proche de 1.
- E. Toutes les propositions précédentes sont fausses.

A VRAI.

B VRAI. Plus la valeur de pK_b d'une base est grande, moins la base aura un comportement de base forte, plus le pouvoir accepteur de protons de la base sera faible plus la base est forte plus son pouvoir accepteur de protons est fort).

C FAUX.

D FAUX.

E FAUX.

Question 10

Concernant les équilibres en solution aqueuse, parmi les propositions suivantes, indiquer celle(s) qui est (sont) exacte(s) :

- A. Une solution de NH_3 ($pK_b = 4,75$) a un pH plus basique qu'une solution de méthylamine ($pK_b = 3,4$) à la même concentration.
- B. Une solution obtenue en diluant à 1L un volume de 10 mL de $NaOH$ (0,01 mol/L) a un pH de 10.
- C. La force d'un acide et celle de sa base conjuguée évoluent dans le même sens.
- D. L'acide conjugué de la base NH_2^- est l'ammoniac.
- E. Toutes les propositions précédentes sont fausses.

A FAUX. Plus le pK_b est petit, plus la base est forte, plus la solution est basique. Pour les mêmes concentrations, la solution de méthylamine ($pK_b = 3,4$) est plus basique que la solution de NH_3 ($pK_b = 4,75$).

B VRAI

$$[OH^-]_f = [OH^-]_i \times V_i / V_f = 0,01 \times 0,01 / 1 = 1.10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$pOH = 4 \text{ donc } pH = 10$$

C FAUX

D VRAI. Ammoniac : NH_3 .

E FAUX

Question 11

Concernant les équilibres en solution aqueuse, parmi les propositions suivantes, indiquer celle(s) qui est (sont) exacte(s) :

On réalise 1 L de solution A contenant 0,20 mole de NH_4^+ et 0,01 mole de NH_3 .

$\text{pK}_a \text{NH}_4^+/\text{NH}_3 = 9,25$.

- A. Le pH de la solution A est égal à 8,25.
- B. Si on ajoute 0,01 mole de HCl à 1L de la solution A (sans variation de volume), le pH du mélange est compris entre 8,25 et 9,25.
- C. Si on ajoute 0,01 mole de NaOH à 1L de la solution A (sans variation de volume), le pH du mélange est égal à 9,25.
- D. Si le pH de la solution A est ajusté à 9,25 par addition de NaOH, la concentration de NH_4^+ est 10 fois celle de NH_3 .
- E. Toutes les propositions précédentes sont fausses.

A VRAI

$$\text{pH} = \text{pK}_a + \log \left(\frac{[\text{base}]}{[\text{acide}]} \right) = 9,25 + \log \left(\frac{0,01}{0,1} \right) = 9,25 - 1 = 8,25$$

B FAUX. On ajoute un acide, donc le pH doit être plus faible que 8,25.

C FAUX

	NH_4^+	NaOH	NH_3	H_2O
C Initiale	0,10	0,01	0,01	...
C Finale	0,09	0	0,02	...

$$\text{pH} = 9,25 + \log \left(\frac{0,02}{0,09} \right) = 9,25 - 0,65 = 8,60.$$

D FAUX

Deux approches possibles :

Soit on sait que le pH est égal au pK_a du couple quand le $\log \left(\frac{[\text{base}]}{[\text{acide}]} \right) = 0$ soit $\frac{[\text{base}]}{[\text{acide}]} = 1$;

Soit on fait le calcul avec $[\text{base}] = 10 [\text{acide}]$ et on calcule le pH : $\text{pH} = 9,25 + \log 10 = 9,25 + 1 = 10,25$.

E FAUX

Question 9

Parmi les propositions suivantes, indiquez celle(s) qui est (sont) exacte(s) :

- A. Une solution de chlorure de sodium NaCl est plus basique qu'une solution d'acétate de sodium CH₃COONa.
- B. Si un acide HA de concentration initiale 0,1 mol/L a un coefficient de dissociation de 0,05, la concentration de H₃O⁺ à l'équilibre est égale à 0,005 mol/L.
- C. L'acide formique (pKa = 3,75) est plus faible que l'acide acétique (pKa = 4,75) à la même concentration.
- D. Dans une solution d'hypochlorite de sodium NaClO de pH égal à 9,7, le comportement de ClO⁻ est celui d'une base faible si le pKa du couple HClO/ClO⁻ est inférieur à 8,7.
- E. Toutes les propositions précédentes sont fausses.

A FAUX.

Solution de NaCl a un pH neutre.

Solution de CH₃COONa a un pH basique.

B VRAI.

$$[H_3O^+] = [A^-] = \alpha \times [AH] = 0,05 \times 0,1 = 0,005 \text{ mol.L}^{-1}.$$

C FAUX.

D VRAI.

Il fallait traduire l'énoncé par l'inéquation $\text{pH} > \text{pKa} + 1$.

Cette équation sert à déterminer si la base est faible et elle est vérifiée. ClO⁻ a donc bien un comportement de base faible.

E FAUX.

Question 10

Parmi les propositions suivantes, indiquez celle(s) qui est (sont) exacte(s) :

- A. La réaction entre les ions OH⁻ et les ions SO₃²⁻ (pKa du couple HSO₃⁻/SO₃²⁻ = 7,2) est totale.
- B. La concentration des ions H₃O⁺ est toujours plus grande que 10^{-6,5} mol/L dans les solutions acides.
- C. Entre pKa1 du couple H₂A/HA⁻ et pKa2 du couple HA⁻/A²⁻, l'ampholyte HA⁻ est prédominant.
- D. Dans une solution de NaF (pKa du couple HF/F⁻ = 3,2) à la concentration 0,1 mol/L et de pH = 8,1, les ions F⁻ et Na⁺ sont majoritaires.
- E. Toutes les propositions précédentes sont fausses.

A FAUX, ajout de 2 bases.

B VRAI.

C VRAI. Pour être plus rigoureux : si on suit la règle de prédominance à 10 % on aurait dû mettre $pK_{a1} + 1$ et $pK_{a2} - 1$.

D VRAI.

E FAUX.

Question 11

Parmi les propositions suivantes, indiquez celle(s) qui est (sont) exacte(s) :

On considère une solution de méthylamine CH_3NH_2 (10^{-1} mol/L) ayant un pH égal à 12,8.

- A. La méthylamine a un comportement de base forte.
- B. L'acide conjugué CH_3NH_3^+ est un acide fort.
- C. Les ions H_3O^+ sont négligeables dans l'équation d'électroneutralité.
- D. Le pK_b du couple $\text{CH}_3\text{NH}_3^+/\text{CH}_3\text{NH}_2$ est égal à 3,4.
- E. Toutes les propositions précédentes sont fausses.

AB FAUX

C VRAI

D VRAI

E FAUX

Question 10

Parmi les propositions suivantes, indiquez celle(s) qui est (sont) exacte(s) :

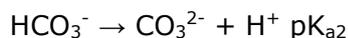
- A. En solution, la dissociation d'un acide faible dépend de la valeur de son pK_a .
- B. Un mélange contenant 0,05 mol/L d'un acide faible et 0,004 mol/L de sa base conjuguée est une solution tampon.
- C. Le taux de conversion d'une base de $pK_b = 0$ augmente quand sa concentration diminue.
- D. Le pK_b du couple HCO_3^-/CO_3^{2-} est plus faible que celui du couple H_2CO_3/HCO_3^- .
- E. Lors du calcul du pH d'une solution d'un acide ($2 \cdot 10^{-7}$ mol/L), on peut négliger les ions OH^- venant de l'autoprotolyse de l'eau.

A VRAI

B FAUX

C FAUX. On a une base forte donc elle se dissocie totalement quelque soit sa concentration ainsi la concentration de la base forte n'influence pas sa dissociation donc pas son taux de conversion.

D VRAI



$pK_{a1} < pK_{a2}$ donc $14 - pK_{a1} > 14 - pK_{a2}$ donc $pK_{b1} > pK_{b2}$

E VRAI, mais il ne faut pas négliger les ions H_3O^+ .

Question 11

Parmi les propositions suivantes, indiquez celle(s) qui est (sont) exacte(s) :

- A. Le mélange équimolaire de HNO_3 et de KOH donne une solution de pH neutre.
- B. Pour faire passer le pH d'une solution de 2 à 1, il faut ajouter 0,99 mol d' H_3O^+ dans 1L de cette solution.
- C. Dans l'eau, l'échelle de basicité est comprise entre 0 et 14.
- D. Une solution d'hypochlorite de sodium $NaClO$ est une solution acide.
- E. Le pH d'une solution du couple HA/A^- ($pK_a = 9$) est égal à 9 si le rapport $[A^-]/[HA]$ est égal à 100.

A VRAI : addition d'un acide fort (HNO_3) et d'une base forte (KOH)

B FAUX.

À pH 2, $[H_3O^+] = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$

À pH 1, $[H_3O^+] = 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$

Pour passer le pH de 2 à 1, $[H_3O^+]$ à ajouter dans 1 L est de $10^{-1} - 10^{-2} = 9 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$

C VRAI

D FAUX, basique.

E FAUX, rapport égal à 1.

Question 12

Parmi les propositions suivantes, indiquez celle(s) qui est (sont) exacte(s) :

Le pH d'une solution d'une monobase B (0,1 mol/L) étant égal à 11 :

- A. La monobase B a un taux de conversion égal à 0,01.
- B. La concentration à l'équilibre de l'acide conjugué BH^+ est égale à la concentration en ions H_3O^+ .
- C. La monobase B a un pK_a égal à 9.
- D. La monobase B a un comportement de base moyenne.
- E. L'acide conjugué BH^+ est un acide faible.

A VRAI

$$[OH^-] = [BH^+] = \tau \times [B] = 0,01 \times 0,1 = 1.10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$pOH = 3 \text{ donc } pH = 11$$

B FAUX, cf item A.

C VRAI. Vu le taux de conversion très faible (0,01), supposons que cette monobase B soit une base faible.

$$pH = 7 + \frac{1}{2}(pK_a - pC) \leftrightarrow pK_a = 2(pH - 7) + pC \leftrightarrow pK_a = 2(11 - 7) + 1 = 9.$$

Vérifions maintenant les conditions :

$$pH > pK_a + 1 \leftrightarrow 11 > 9 + 1$$

$$pK_a + pC < 12 \leftrightarrow 9 + 1 < 12$$

Les conditions sont vérifiées, il s'agit bien d'un acide faible, le pK_a est donc 9.

D FAUX, cf item C.

E VRAI.