

Acides et pKa

Corrigé des exercices - niveau Terminale

Voici le corrigé détaillé des exercices sur les acides et le pKa. Compare ta démarche à chaque correction : écris la formule, remplace par les valeurs avec leurs unités, puis donne un résultat avec un nombre de chiffres significatifs cohérent avec les données.

Ce corrigé est à **télécharger en PDF et à imprimer gratuitement** : le bouton se trouve en bas de la page, sans inscription.

La correction détaillée : corrigé acides pKa

Correction de l'exercice 1 : Questions de cours

1. Un **acide** est une espèce capable de céder un proton H^+ ; une **base** est une espèce capable d'en capter un.
2. $\text{NH}_4^+ = \text{NH}_3 + \text{H}^+$.
3. $\text{H}_3\text{O}^+/\text{H}_2\text{O}$ et $\text{H}_2\text{O}/\text{HO}^-$: l'eau est **amphotère** (ampholyte).
4. $K_a = \frac{[\text{A}^-]_{\text{éq}}[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{éq}}}{([\text{AH}]_{\text{éq}} \text{ c}^\circ)}$, constante de la réaction $\text{AH} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{A}^- + \text{H}_3\text{O}^+$.

Correction de l'exercice 2 : Vrai ou faux ?

- a. **Vrai** : à 25 °C, $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{HO}^-] = 10^{-7} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$.
- b. **Faux** : une baisse de 2 unités multiplie $[\text{H}_3\text{O}^+]$ par $10^2 = 100$ (et ne la divise pas par 2).
- c. **Vrai** : pK_a petit signifie K_a grand, donc cession de proton plus facile.
- d. **Faux** : pour $\text{pH} > \text{pK}_a$, c'est la forme basique qui prédomine.
- e. **Faux** : un acide faible réagit de façon limitée ($\tau < 1$) ; c'est l'acide fort qui réagit totalement.
- f. **Faux** : par dilution, le pH tend vers 7 (autoprotolyse de l'eau) sans jamais le dépasser.

Correction de l'exercice 3 : Une échelle de pH du quotidien

1. Du plus acide au plus basique : **jus de citron (2,3) ; vinaigre (2,9) ; café (5,0) ; eau pure (7,0) ; sang (7,4) ; eau de mer (8,1) ; ammoniac ménager (11,5)**. Sont acides : citron, vinaigre, café ($\text{pH} < 7$). Sont basiques : sang, eau de mer, ammoniac ($\text{pH} > 7$). L'eau pure est neutre.
2. Vinaigre : $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-2,9} = 1,3 \times 10^{-3} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$. Sang : $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-7,4} = 4,0 \times 10^{-8} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$.

3. Rapport : $1,26 \times 10^{-3} \div 3,98 \times 10^{-8} = 10^{(7,4 - 2,9)} = 10^{4,5} \approx \mathbf{3,2 \times 10^4}$.

Correction de l'exercice 4 : Du pH aux concentrations

1. $\text{pH} = -\log(3,2 \times 10^{-4}) = \mathbf{3,49}$.

2. $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-8,30} = \mathbf{5,0 \times 10^{-9} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}}$.

3. $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-11,0} = \mathbf{1,0 \times 10^{-11} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}}$; $[\text{HO}^-] = K_e \div [\text{H}_3\text{O}^+]$ (avec $c^\circ = 1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$) = $1,0 \times 10^{-14} \div 1,0 \times 10^{-11} = \mathbf{1,0 \times 10^{-3} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}}$.

4. $[\text{H}_3\text{O}^+] = 1,0 \times 10^{-14} \div 2,5 \times 10^{-5} = 4,0 \times 10^{-10} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$; $\text{pH} = -\log(4,0 \times 10^{-10}) = \mathbf{9,40}$.

Correction de l'exercice 5 : Acide chlorhydrique et dilution

1. $\text{HCl} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^-$. La réaction est **totale** (acide fort) : chaque mole d'acide donne une mole d'ions oxonium, donc $[\text{H}_3\text{O}^+] = c$.

2. $\text{pH} = -\log(2,0 \times 10^{-2}) = \mathbf{1,70}$.

3. Facteur de dilution 100 : on prélève 10,0 mL de S à la pipette jaugée, on les verse dans une fiole jaugée de 1,00 L, on complète à l'eau distillée jusqu'au trait de jauge et on homogénéise. Nouvelle concentration : $2,0 \times 10^{-4} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$; $\text{pH} = \mathbf{3,70}$ (le pH augmente de 2 unités).

4. **Non** : lorsque l'acide devient très dilué, les ions H_3O^+ issus de l'autoprotolyse de l'eau ($10^{-7} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$) ne sont plus négligeables ; le pH tend vers 7 par valeurs inférieures, sans jamais atteindre 8.

Correction de l'exercice 6 : Écrire des équations acide-base



3. HCO_3^- est un **ampholyte** (espèce amphotère) : $\text{HCO}_3^- = \text{CO}_3^{2-} + \text{H}^+$ (acide) et $\text{CO}_2, \text{H}_2\text{O} = \text{HCO}_3^- + \text{H}^+$ (c'est alors la base HCO_3^- qui capte H^+ : $\text{HCO}_3^- + \text{H}^+ = \text{CO}_2, \text{H}_2\text{O}$).



Correction de l'exercice 7 : K_a et $\text{p}K_a$

1. $K_a = 10^{-\text{p}K_a}$: $K_a(\text{HF}) = 10^{-3,2} = \mathbf{6,3 \times 10^{-4}}$; $K_a(\text{NH}_4^+) = 10^{-9,2} = \mathbf{6,3 \times 10^{-10}}$.

2. $\text{p}K_a = -\log(6,3 \times 10^{-5}) = \mathbf{4,2}$.

3. Plus le $\text{p}K_a$ est petit, plus l'acide est fort : **HF (3,2) > C₆H₅COOH (4,2) > CH₃COOH (4,8) > NH₄⁺ (9,2)**.

Correction de l'exercice 8 : Diagramme de distribution

1. La courbe 1 est décroissante : elle représente la forme acide qui disparaît quand le pH augmente, soit **NH₄⁺** ; la courbe 2, croissante, représente la forme basique **NH₃**.

2. Les courbes se coupent à 50 % pour $\text{pH} \approx 9,2$: $\text{pK}_a \approx \mathbf{9,2}$.
3. À $\text{pH} = 8,0 < \text{pK}_a$, NH_4^+ **prédomine**. $\log([\text{NH}_3] \div [\text{NH}_4^+]) = 8,0 - 9,2 = -1,2$, donc $[\text{NH}_3] \div [\text{NH}_4^+] = 10^{-1,2} \approx \mathbf{0,063}$.
4. $[\text{NH}_3] \div [\text{NH}_4^+] = 10^{(10,5 - 9,2)} = 10^{1,3} \approx 20$; pourcentage de $\text{NH}_3 = 20 \div 21 \approx \mathbf{95\%}$, ce que confirme la courbe 2 (proche de 100 % à $\text{pH} = 10,5$).

Correction de l'exercice 9 : Qui prédomine ?

1. Estomac : $\text{pH} = 1,5 < 3,9$, donc **l'acide lactique AH prédomine**. Sang : $\text{pH} = 7,4 > 3,9$, donc **l'ion lactate A^- prédomine**.
2. $\text{pH} = 6,5$: $[\text{A}^-] \div [\text{AH}] = 10^{(6,5 - 3,9)} = 10^{2,6} \approx \mathbf{4,0 \times 10^2}$.
3. $\text{pH} = 1,5$: $[\text{A}^-] \div [\text{AH}] = 10^{(1,5 - 3,9)} = 10^{-2,4} \approx \mathbf{4,0 \times 10^{-3}}$.
4. $[\text{A}^-] \div [\text{AH}] = 10$, donc $\log = 1$ et $\text{pH} = \text{pK}_a + 1 = \mathbf{4,9}$.

Correction de l'exercice 10 : Une solution tampon

1. $n(\text{AH}) = 0,10 \times 20,0 \times 10^{-3} = \mathbf{2,0 \times 10^{-3} \text{ mol}}$; $n(\text{A}^-) = 0,10 \times 40,0 \times 10^{-3} = \mathbf{4,0 \times 10^{-3} \text{ mol}}$.
2. Le rapport des concentrations est celui des quantités (même volume) : $\text{pH} = 4,8 + \log(4,0 \div 2,0) = 4,8 + 0,30 = \mathbf{5,10}$.
3. $n(\text{H}_3\text{O}^+)$ ajoutée = $0,10 \times 1,0 \times 10^{-3} = 1,0 \times 10^{-4} \text{ mol}$. Elle convertit A^- en AH : $n(\text{A}^-) = 3,9 \times 10^{-3} \text{ mol}$; $n(\text{AH}) = 2,1 \times 10^{-3} \text{ mol}$. $\text{pH} = 4,8 + \log(3,9 \div 2,1) = 4,8 + 0,27 = \mathbf{5,07}$.
4. Dans 62 mL au total, $[\text{H}_3\text{O}^+] = 1,0 \times 10^{-4} \div 0,062 \approx 1,6 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ (volume final $61 + 1 = 62 \text{ mL}$), donc $\text{pH} \approx \mathbf{2,8}$. Le pH du tampon passe de 5,10 à 5,07 ($-0,03$) alors que celui de l'eau pure chute de plus de 4 unités : le tampon **limite les variations de pH**.

Correction de l'exercice 11 : Constante d'équilibre d'une réaction acide-base

1. $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{NH}_3 \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{NH}_4^+$; $K = K_a(\text{CH}_3\text{COOH}) \div K_a(\text{NH}_4^+) = 10^{(9,2 - 4,8)} = 10^{4,4} \approx \mathbf{2,5 \times 10^4}$ (réaction quasi totale).
2. $\text{HF} + \text{CH}_3\text{COO}^- \rightleftharpoons \text{F}^- + \text{CH}_3\text{COOH}$; $K = 10^{(4,8 - 3,2)} = 10^{1,6} \approx \mathbf{4,0 \times 10^1}$.
3. $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{F}^- \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{HF}$; $K = 10^{(3,2 - 4,8)} = 10^{-1,6} \approx \mathbf{2,5 \times 10^{-2}}$: très inférieure à 1, la réaction est **très limitée**, elle ne peut pas être considérée comme totale (c'est la réaction inverse de la question 2 qui est favorisée).

Correction de l'exercice 12 : Choisir un indicateur coloré

1. $\text{pH} = 5,0$: hélianthine **jaune** ($\text{pH} > 4,4$), BBT **jaune** ($\text{pH} < 6,0$), phénolphthaléine **incolore** ($\text{pH} < 8,2$). $\text{pH} = 9,0$: hélianthine **jaune**, BBT **bleu** ($\text{pH} > 7,6$), phénolphthaléine **rose pâle** (dans sa zone de virage 8,2-10,0).
2. **L'hélianthine** : rouge à $\text{pH} = 3,0$ ($\text{pH} < 3,1$) et jaune à $\text{pH} = 5,0$ ($\text{pH} > 4,4$).

3. La **phénolphthaléine** : sa zone de virage (8,2 à 10,0) contient pH = 8,75.
4. Le BBT vire entre 6,0 et 7,6 : il aurait changé de couleur bien avant l'équivalence (pH $\approx$ 8,75) et son bleu est déjà installé à l'équivalence, ce qui ne permet pas de la repérer.

Correction de l'exercice 13 : Taux d'avancement de l'acide benzoïque

1. $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^- + \text{H}_3\text{O}^+$.
2. $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-3,12} = 7,6 \times 10^{-4} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$. $x_{\text{max}} = c V$, $x_f = [\text{H}_3\text{O}^+] V$, donc $\tau = 7,6 \times 10^{-4} \div 1,0 \times 10^{-2} = 0,076 = 7,6 \%$. $\tau < 1$: acide **faible**.
3. $[\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] = 7,6 \times 10^{-4} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$; $[\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}] = 1,0 \times 10^{-2} - 7,6 \times 10^{-4} = 9,2 \times 10^{-3} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$.
4. $K_a = (7,6 \times 10^{-4})^2 \div (9,2 \times 10^{-3}) = 6,2 \times 10^{-5}$; $\text{p}K_a = 4,2$.

Correction de l'exercice 14 : Comparer des acides de même concentration

1. **HCl** : $\tau = 100 \%$, la réaction avec l'eau est totale.
2. Par force croissante : **CH₃COOH (4,1 %) < HF (22 %) < HCl (100 %)**. À concentration égale, plus τ est grand, plus l'acide est fort ; cela correspond bien à des $\text{p}K_a$ décroissants : 4,8 pour CH₃COOH et 3,2 pour HF.
3. $[\text{H}_3\text{O}^+] = \tau c = 0,22 \times 1,0 \times 10^{-2} = 2,2 \times 10^{-3} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$; $\text{pH} = -\log(2,2 \times 10^{-3}) = 2,66$.
4. $K_a = (2,2 \times 10^{-3})^2 \div (1,0 \times 10^{-2} - 2,2 \times 10^{-3}) = 4,84 \times 10^{-6} \div 7,8 \times 10^{-3} = 6,2 \times 10^{-4}$, d'où $\text{p}K_a = 3,2$: **cohérent** avec la donnée.

Correction de l'exercice 15 : pH d'un acide faible

1. $\text{HCOOH} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HCOO}^- + \text{H}_3\text{O}^+$; $K_a = [\text{HCOO}^-][\text{H}_3\text{O}^+] \div ([\text{HCOOH}] c^\circ)$.
2. Avec $[\text{HCOO}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] = h$ et $[\text{HCOOH}] \approx c$: $K_a = h^2 \div c$, donc $h^2 = K_a c$. En prenant $-\log$ de chaque membre : $2 \text{ pH} = \text{p}K_a - \log c$, soit **$\text{pH} = \frac{1}{2} (\text{p}K_a - \log c)$** . Application : $\log c = \log(5,0 \times 10^{-2}) = -1,30$; $\text{pH} = \frac{1}{2} (3,8 + 1,30) = 2,55$.
3. $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-2,55} = 2,8 \times 10^{-3} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$; $\tau = 2,8 \times 10^{-3} \div 5,0 \times 10^{-2} = 5,6 \% < 10 \%$: l'approximation $[\text{HCOOH}] \approx c$ est acceptable.
4. Si l'on dilue 10 fois, $c = 5,0 \times 10^{-3} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ et τ augmente : avec $h = \sqrt{K_a c}$ on trouve $\tau \propto 1 \div \sqrt{c}$, donc τ est multiplié par $\sqrt{10} \approx 3,2$ environ (de 5,6 % à environ 18 %). **La dilution augmente le taux d'avancement** d'un acide faible.

Correction de l'exercice 16 : Une base faible, l'ammoniac

1. $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{HO}^-$.
2. $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-10,6} = 2,5 \times 10^{-11} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$; $[\text{HO}^-] = 10^{-14} \div 2,5 \times 10^{-11} = 4,0 \times 10^{-4} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$. $\tau = 4,0 \times 10^{-4} \div 1,0 \times 10^{-2} = 4,0 \%$: base faible.
3. $[\text{NH}_4^+] = [\text{HO}^-] = 4,0 \times 10^{-4} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$; $[\text{NH}_3] = 1,0 \times 10^{-2} - 4,0 \times 10^{-4} = 9,6 \times 10^{-3} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$.

4. $K_a = [\text{NH}_3][\text{H}_3\text{O}^+] \div ([\text{NH}_4^+] c^\circ) = 9,6 \times 10^{-3} \times 2,5 \times 10^{-11} \div 4,0 \times 10^{-4} = \mathbf{6,0 \times 10^{-10}}$;
 $\text{p}K_a = \mathbf{9,2}$.

Correction de l'exercice 17 : Le tampon sanguin

1. $[\text{HCO}_3^-] \div [\text{CO}_2] = 10^{(7,4 - 6,4)} = \mathbf{10}$; $[\text{CO}_2] = 24 \div 10 = \mathbf{2,4 \text{ mmol}\cdot\text{L}^{-1}}$.
2. $\text{pH} = 6,4 + \log 5 = 6,4 + 0,70 = \mathbf{7,10}$.
3. Une chute de 0,3 unité de pH correspond à une concentration en H_3O^+ **doublée** ($10^{0,3} \approx 2$) : l'échelle de pH est logarithmique, et les enzymes de l'organisme ne fonctionnent bien que dans un intervalle étroit autour de 7,4. Un pH inférieur à 7,0 signifie une concentration en ions oxonium environ 2,5 fois plus grande qu'à 7,4.

Correction de l'exercice 18 : L'eau de piscine

1. $\text{pH} = 7,2 < 7,5$: **HClO prédomine**. $\text{pH} = 8,0 > 7,5$: **ClO^- prédomine**.
2. À $\text{pH} = 7,2$: $[\text{ClO}^-] \div [\text{HClO}] = 10^{(7,2 - 7,5)} = 10^{-0,3} = 0,50$; fraction de HClO = $1 \div (1 + 0,50) = 0,67$, soit **67 %**. À $\text{pH} = 8,0$: rapport = $10^{0,5} = 3,16$; fraction de HClO = $1 \div 4,16 = 0,24$, soit **24 %**.
3. Pour un pH de 7,2 à 7,6, une part importante du chlore est sous la forme efficace HClO ; au-delà, la forme ClO^- domine (à $\text{pH} = 8,5$: rapport 10 et seulement 9 % d'acide) : **le désinfectant devient moins efficace**, il faut abaisser le pH pour retrouver l'efficacité.

Correction de l'exercice 19 : Neutralisation partielle

1. **$\text{CH}_3\text{COOH} + \text{HO}^- \rightarrow \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_2\text{O}$** . $K = 10^{(14 - 4,8)} = 10^{9,2} \approx \mathbf{1,6 \times 10^9}$: la réaction est **quasi totale**.
2. $n(\text{CH}_3\text{COOH})_i = 0,10 \times 50,0 \times 10^{-3} = 5,0 \times 10^{-3} \text{ mol}$; $n(\text{HO}^-)_i = 0,10 \times 25,0 \times 10^{-3} = 2,5 \times 10^{-3} \text{ mol}$. Le réactif limitant est HO^- : $x_{\text{max}} = 2,5 \times 10^{-3} \text{ mol}$. État final : $n(\text{CH}_3\text{COOH}) = \mathbf{2,5 \times 10^{-3} \text{ mol}}$; $n(\text{CH}_3\text{COO}^-) = \mathbf{2,5 \times 10^{-3} \text{ mol}}$; $n(\text{HO}^-) \approx 0$.
3. $[\text{A}^-] = [\text{AH}]$: $\text{pH} = \text{p}K_a + \log 1 = \mathbf{4,8}$.
4. Il contient l'acide faible et sa base conjuguée en **quantités égales** : un ajout modéré d'acide ou de base fait varier très peu le rapport $[\text{A}^-] \div [\text{AH}]$, donc le pH.

Correction de l'exercice 20 : Déterminer un pKa

Protocole possible (demi-neutralisation). (1) Prélever avec une pipette jaugée un volume $V_1 = 20,0 \text{ mL}$ de solution de HA de concentration c dans un bécher. (2) Verser, avec une burette, un volume $V_2 = 10,0 \text{ mL}$ de soude de même concentration c : la réaction $\text{HA} + \text{HO}^- \rightarrow \text{A}^- + \text{H}_2\text{O}$ étant quasi totale, il reste $n(\text{HA}) = c(V_1 - V_2) = c \times 10,0 \text{ mL}$ et il s'est formé $n(\text{A}^-) = c V_2 = c \times 10,0 \text{ mL}$, donc $[\text{A}^-] = [\text{HA}]$. (3) Agiter, attendre la stabilisation et mesurer le pH avec le pH-mètre étalonné. (4) Alors $\text{pH} = \text{p}K_a + \log 1$: **$\text{p}K_a = \text{pH mesuré}$** . On peut répéter avec $V_2 = 5,0 \text{ mL}$ et $15,0 \text{ mL}$ et vérifier $\text{pH} = \text{p}K_a +$

$\log(V_2 \div (V_1 - V_2))$. **Sources d'erreur** : pH-mètre mal étalonné, électrode non rincée entre deux mesures, concentrations des solutions imprécises, volumes mal mesurés, température différente de 25 °C.

Comment progresser après ce corrigé

Si tu as hésité, reprends les trois formules centrales du chapitre : $\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$, K_a à l'équilibre et $\text{pH} = \text{p}K_a + \log([\text{A}^-] \div [\text{AH}])$. Pour chaque exercice, commence par écrire l'équation de réaction, repère les couples et place-les sur l'échelle des $\text{p}K_a$ avant de calculer. Refais les exercices 8, 13 et 19 sans regarder la correction, puis entraîne-toi à vérifier tes résultats par un ordre de grandeur.

Retour aux énoncés des exercices