

Acides et pH

Corrigé des exercices - niveau Terminale

Voici le corrigé détaillé des exercices sur les acides et le pH. Par ailleurs, vérifie surtout l'écriture des équations (conservation des éléments et des charges) et le nombre de chiffres significatifs de chaque résultat.

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

Corrigé détaillé des exercices sur les acides et le pH

Correction de l'exercice 1 : Questions de cours

1. Puis un **acide** est une espèce capable de **céder un proton H^+** ; une **base** est une espèce capable de **capter un proton H^+** .
2. Ensuite, un **couple acide-base** est formé d'un acide et de sa base conjuguée, reliés par **$AH \rightleftharpoons A^- + H^+$** .
3. **$pH = -\log ([H_3O^+] \div c^\circ)$** avec $c^\circ = 1 \text{ mol/L}$; réciproquement **$[H_3O^+] = c^\circ \times 10^{-pH}$** .
4. **$K_e = 1,0 \times 10^{-14}$** à 25 °C.
5. Puis une espèce **amphotère** est à la fois l'acide d'un couple et la base d'un autre couple (par exemple l'eau).

Correction de l'exercice 2 : Vrai ou faux ?

- a. **Faux** : une base capte un proton, c'est un acide qui en cède.
- b. **Vrai** : H_3O^+ / H_2O (base) et H_2O / HO^- (acide).
- c. **Vrai** : à 25 °C, $[H_3O^+] = [HO^-] = 1,0 \times 10^{-7} \text{ mol/L}$.
- d. **Faux** : le pH **diminue** de 1 ($-\log 10 = -1$).
- e. **Vrai** : pH = 9 donne $[H_3O^+] = 10^{-9}$ et $[HO^-] = 10^{-5} \text{ mol/L}$.
- f. **Faux** : pH = $-\log (1,0 \times 10^{-3}) = 3$.

Correction de l'exercice 3 : Couples et demi-équations

- a. $CH_3COOH \rightleftharpoons CH_3COO^- + H^+$ (acide : CH_3COOH ; base : CH_3COO^-).
- b. $NH_4^+ \rightleftharpoons NH_3 + H^+$ (acide : NH_4^+ ; base : NH_3).

c. $\text{HCO}_3^- \rightleftharpoons \text{CO}_3^{2-} + \text{H}^+$ (acide : HCO_3^- ; base : CO_3^{2-}).

d. $\text{H}_3\text{O}^+ \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O} + \text{H}^+$ (acide : H_3O^+ ; base : H_2O).

e. $\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HO}^- + \text{H}^+$ (acide : H_2O ; base : HO^-).

Correction de l'exercice 4 : Équations de réactions acide-base

a. $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{NH}_3 \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{NH}_4^+$; couples $\text{CH}_3\text{COOH} / \text{CH}_3\text{COO}^-$ et $\text{NH}_4^+ / \text{NH}_3$.

b. $\text{HCl} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Cl}^- + \text{H}_3\text{O}^+$; couples HCl / Cl^- et $\text{H}_3\text{O}^+ / \text{H}_2\text{O}$.

c. $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{HO}^-$; couples $\text{NH}_4^+ / \text{NH}_3$ et $\text{H}_2\text{O} / \text{HO}^-$.

d. $\text{HCO}_3^- + \text{HO}^- \rightarrow \text{CO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O}$; couples $\text{HCO}_3^- / \text{CO}_3^{2-}$ et $\text{H}_2\text{O} / \text{HO}^-$.

Correction de l'exercice 5 : L'eau, espèce amphotère

1. De plus, L'eau est la **base** du couple $\text{H}_3\text{O}^+ / \text{H}_2\text{O}$ et l'**acide** du couple $\text{H}_2\text{O} / \text{HO}^-$: elle est amphotère.

2. $2 \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{HO}^-$.

3. $K_e = [\text{H}_3\text{O}^+]^2 = 1,0 \times 10^{-14}$, donc $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{HO}^-] = 1,0 \times 10^{-7} \text{ mol/L}$ et **pH = 7,0**.

Correction de l'exercice 6 : Du pH à la concentration, et inversement

a. $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-3,40} = 4,0 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$.

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

c. $\text{pH} = -\log(2,5 \times 10^{-5}) = 5 - 0,398 = 4,60$.

d. $\text{pH} = -\log(1,0 \times 10^{-11}) = 11,00$.

Correction de l'exercice 7 : Une échelle de pH

1. **Acides** (pH < 7) : jus de citron (2,3) et lait (6,6). **Basiques** (pH > 7) : sang (7,4) et savon (10,0).

2. Citron : $10^{-2,3} = 5,0 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$; lait : $10^{-6,6} = 2,5 \times 10^{-7} \text{ mol/L}$. Rapport : $5,0 \times 10^{-3} \div 2,5 \times 10^{-7} = 2,0 \times 10^4$ (soit $10^{4,3}$).

3. Sang : $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-7,4} = 4,0 \times 10^{-8} \text{ mol/L}$, donc $[\text{HO}^-] = 10^{-14} \div 4,0 \times 10^{-8} = 2,5 \times 10^{-7} \text{ mol/L}$.

4. Savon : $[\text{HO}^-] = 10^{-14} \div 10^{-10} = 1,0 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$, soit $10^{2,6} \approx 4 \times 10^2$ fois plus que dans le sang : oui, il est nettement plus basique.

Correction de l'exercice 8 : Produit ionique et pOH

1. $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-8,30} = \mathbf{5,0 \times 10^{-9} \text{ mol/L}}$.
2. $[\text{HO}^-] = K_e \div [\text{H}_3\text{O}^+] = 1,0 \times 10^{-14} \div 5,0 \times 10^{-9} = \mathbf{2,0 \times 10^{-6} \text{ mol/L}}$.
3. $\text{pOH} = -\log(2,0 \times 10^{-6}) = \mathbf{5,70}$; $8,30 + 5,70 = \mathbf{14,00}$.
4. $\text{pH} > 7$: la solution est **basique**.

Correction de l'exercice 9 : Acide chlorhydrique

1. $\text{HCl} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Cl}^- + \text{H}_3\text{O}^+$.
2. Ensuite, la réaction est totale : $[\text{H}_3\text{O}^+] = c = \mathbf{1,0 \times 10^{-2} \text{ mol/L}}$; $\text{pH} = \mathbf{2,0}$.
3. $n = c \times V = 1,0 \times 10^{-2} \times 0,2500 = 2,5 \times 10^{-3} \text{ mol}$; $m = n \times M = 2,5 \times 10^{-3} \times 36,5 = 0,091 \text{ g}$, soit **$m \approx 0,091 \text{ g}$** .
4. $\text{pH} = -\log(3,0 \times 10^{-3}) = 3 - 0,477 = \mathbf{2,52}$.

Correction de l'exercice 10 : La soude

1. Base forte, réaction totale : $[\text{HO}^-] = c = \mathbf{1,0 \times 10^{-2} \text{ mol/L}}$.
2. $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-14} \div 1,0 \times 10^{-2} = \mathbf{1,0 \times 10^{-12} \text{ mol/L}}$; $\text{pH} = \mathbf{12,0}$.
3. $[\text{HO}^-] = 2,5 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$; $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-14} \div 2,5 \times 10^{-3} = \mathbf{4,0 \times 10^{-12} \text{ mol/L}}$; $\text{pH} = -\log(4,0 \times 10^{-12}) = \mathbf{11,40}$.
4. $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-10,70} = 2,0 \times 10^{-11} \text{ mol/L}$, donc $c = [\text{HO}^-] = 10^{-14} \div 2,0 \times 10^{-11} = \mathbf{5,0 \times 10^{-4} \text{ mol/L}}$.

Correction de l'exercice 11 : Acide fort et acide faible

1. Par ailleurs, l'acide chlorhydrique est l'**acide A** (courbe rouge) : droite de coefficient directeur 1, avec $\text{pH} = -\log c$ (1,00 ; 2,00 ; 3,00 ; 4,00 pour $-\log c = 1, 2, 3, 4$), ce qui traduit $[\text{H}_3\text{O}^+] = c$.
 2. Puis pour l'acide B : $(4,47 - 2,88) \div (4 - 1) \approx \mathbf{0,53}$, soit environ 0,5.
 3. À $c = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol/L}$ ($-\log c = 2$) : $\text{pH} = 3,39$, donc $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-3,39} \approx \mathbf{4,1 \times 10^{-4} \text{ mol/L}}$; proportion ayant réagi : $4,1 \times 10^{-4} \div 1,0 \times 10^{-2} \approx \mathbf{4,1 \%}$.
 - 4.
- À $c = 1,0 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$: $\text{pH} = 4,47$, $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-4,47} \approx 3,4 \times 10^{-5} \text{ mol/L}$; proportion : $3,4 \times 10^{-5} \div 1,0 \times 10^{-4} \approx \mathbf{34 \%}$. Ensuite, l'acide faible réagit d'autant plus que la solution est **diluée**.

Correction de l'exercice 12 : Incertitude du pH-mètre

1. pH entre 3,35 et 3,45 : $10^{-3,45} = 3,5 \times 10^{-4}$ et $10^{-3,35} = 4,5 \times 10^{-4}$. Donc **$3,5 \times 10^{-4} < [\text{H}_3\text{O}^+] < 4,5 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$** (soit $4,0 \times 10^{-4} \pm 0,5 \times 10^{-4}$).
2. $\Delta c \div c \approx 2,3 \times 0,05 = 0,115$, soit environ **12 %**.
3. Avec 12 % d'incertitude, un seul chiffre significatif est justifié ($4 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$), deux au maximum par convention de calcul.

Correction de l'exercice 13 : Acide faible et base faible

1. **$\text{CH}_3\text{COOH} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_3\text{O}^+$** .
2. $x_f = [\text{H}_3\text{O}^+] \times V = 10^{-3,4} \times 0,1000 = 4,0 \times 10^{-4} \times 0,1000 = \mathbf{4,0 \times 10^{-5} \text{ mol}}$; $x_{\text{max}} = c \times V = 1,0 \times 10^{-2} \times 0,1000 = \mathbf{1,0 \times 10^{-3} \text{ mol}}$.
3. $\tau = 4,0 \times 10^{-5} \div 1,0 \times 10^{-3} = \mathbf{0,040 = 4,0 \%}$: la réaction n'est **pas totale**, l'acide est faible.
4. $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-10,6} = \mathbf{2,5 \times 10^{-11} \text{ mol/L}}$; $[\text{HO}^-] = 10^{-14} \div 2,5 \times 10^{-11} = \mathbf{4,0 \times 10^{-4} \text{ mol/L}}$; $\tau = 4,0 \times 10^{-4} \div 1,0 \times 10^{-2} = \mathbf{4,0 \%}$ (réaction $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{HO}^-$).

Correction de l'exercice 14 : Mélange d'un acide et d'une base

- $n(\text{H}_3\text{O}^+)$ initiale = $1,0 \times 10^{-2} \times 0,0500 = 5,0 \times 10^{-4} \text{ mol}$.
1. $n(\text{HO}^-) = 1,0 \times 10^{-2} \times 0,0400 = 4,0 \times 10^{-4} \text{ mol}$: H_3O^+ est en excès de $1,0 \times 10^{-4} \text{ mol}$ dans 90,0 mL. $[\text{H}_3\text{O}^+] = 1,0 \times 10^{-4} \div 0,0900 = 1,11 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$, donc **pH = 2,95**.
 2. $n(\text{HO}^-) = 5,0 \times 10^{-4} \text{ mol}$: mélange stœchiométrique, il ne reste que l'eau : **pH = 7,0** (à 25 °C).
 3. $n(\text{HO}^-) = 6,0 \times 10^{-4} \text{ mol}$: excès de HO^- de $1,0 \times 10^{-4} \text{ mol}$ dans 110,0 mL, $[\text{HO}^-] = 9,09 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$, $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-14} \div 9,09 \times 10^{-4} = 1,1 \times 10^{-11} \text{ mol/L}$, donc **pH = 10,96**.

Correction de l'exercice 15 : Étalonnage d'un pH-mètre

1. Puis les points sont alignés : c'est une **droite décroissante**. Coefficient directeur : $(-177 - 177) \div (10 - 4) = \mathbf{-59 \text{ mV par unité de pH}}$.
2. $E = 0$ pour pH = 7, donc **$E = -59 \times (\text{pH} - 7)$** , soit $E = 413 - 59 \text{ pH}$ (E en mV).
3. $\text{pH} = 7 - E \div 59 = 7 - 95 \div 59 = 7 - 1,61 = \mathbf{5,39}$; $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-5,39} \approx \mathbf{4,1 \times 10^{-6} \text{ mol/L}}$.
4. $\text{pH} = 7 + 60 \div 59 = \mathbf{8,02}$.

Correction de l'exercice 16 : Produits du quotidien

1. **Acides** : pluie (5,6), soda (3,0), suc gastrique (1,5) ; **neutre** : eau pure (7,0) ; **basiques** : lessive (10,5), déboucheur (13).
2. Soda : $10^{-3,0} = 1,0 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$; suc gastrique : $10^{-1,5} = 3,2 \times 10^{-2} \text{ mol/L}$; rapport : $10^{1,5} \approx 32$.
3. $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-13} \text{ mol/L}$, donc $[\text{HO}^-] = 10^{-14} \div 10^{-13} = 0,10 \text{ mol/L}$.
4. Non : $\text{pH} = 5,6 < 7$, donc **légèrement acide** ; $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-5,6} = 2,5 \times 10^{-6} \text{ mol/L}$ (le dioxyde de carbone dissous acidifie l'eau de pluie).

Correction de l'exercice 17 : Diluer un déboucheur

1. $[\text{HO}^-] = 1,0 \text{ mol/L}$, $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-14} \text{ mol/L}$, donc **pH = 14,0**.
2. Facteur de dilution 1 000 : $V_{\text{finale}} = 1\,000 \times 10,0 \text{ mL} = 10,0 \text{ L}$; $c' = 1,0 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$, $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-11} \text{ mol/L}$, donc **pH = 11,0** (le pH diminue de 3 unités).
3. De plus, la dissolution d'une base ou d'un acide concentré dégage de la chaleur ; en versant le produit concentré dans une grande quantité d'eau, la chaleur est absorbée et les projections sont limitées. Ensuite, la soude est **corrosive** pour la peau et les yeux : lunettes et gants sont indispensables.

Correction de l'exercice 18 : Préparer une solution de pH 5,0

1. $c_i = 10^{-2,0} = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol/L}$; $c_f = 10^{-5,0} = 1,0 \times 10^{-5} \text{ mol/L}$.
2. $F = c_i \div c_f = 1\,000$.
3. Trois dilutions successives de facteur 10 : prélever 10,0 mL de la solution à pH 2,0 à la pipette jaugée, les verser dans une fiole jaugée de 100,0 mL, compléter à l'eau distillée jusqu'au trait et homogénéiser (pH 3,0) ; répéter deux fois avec la solution obtenue (pH 4,0 puis pH 5,0).
4. À $c = 1,0 \times 10^{-5} \text{ mol/L}$, l'acidité de l'eau distillée (CO_2 dissous, pH voisin de 5,6) et l'autoprotolyse de l'eau deviennent comparables à celle de l'acide : le pH mesuré s'écarte un peu de la valeur calculée (5,0).

Correction de l'exercice 19 : Une dilution surprenante

1. Par ailleurs, pour un **acide fort**, $\text{pH} = -\log c$: diluer par 10 augmente le pH de 1, soit $2,9 + 1 = 3,9$.
2. $[\text{H}_3\text{O}^+]$ initiale : $10^{-2,9} = 1,3 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$; finale : $10^{-3,4} = 4,0 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$. Rapport : $1,3 \times 10^{-3} \div 4,0 \times 10^{-4} = 10^{0,5} \approx 3,2$: $[\text{H}_3\text{O}^+]$ est divisée par 3,2 et non par 10.
3. Puis l'acide du vinaigre (acide éthanoïque) est un **acide faible** : quand on dilue, la

proportion de molécules qui réagit augmente (exercice 11), donc $[H_3O^+]$ diminue moins vite que la concentration ; le pH n'augmente que d'environ 0,5 par dilution d'un facteur 10, ce qui correspond à la pente 0,5 observée. Ensuite, la mesure est donc **normale**.

Correction de l'exercice 20 : Distinguer un acide fort d'un acide faible

Protocole possible. (1) Étalonner le pH-mètre avec les tampons 4,00 et 7,00, rincer l'électrode à l'eau distillée. (2) Mesurer le pH de A et de B (même $c = 1,0 \times 10^{-2}$ mol/L), en rinçant et en essuyant l'électrode entre deux mesures. (3) Diluer chaque solution 10 fois (10,0 mL dans une fiole de 100,0 mL) et mesurer à nouveau.

Attendu. Acide fort : $pH = -\log c = 2,0$ puis 3,0 après dilution ($pH + 1$). Acide faible : pH supérieur à 2,0 (par exemple 3,4 puis 3,9, soit environ + 0,5).

Critère. À concentration égale, l'acide pour lequel $pH = -\log c$ et dont le pH augmente de 1 à chaque dilution par 10 est l'acide fort ; l'autre est l'acide faible, avec un taux d'avancement $\tau = 10^{-pH} \div c$ inférieur à 1.

Comment progresser après ce corrigé

Retiens les deux gestes : écrire d'abord les couples puis combiner les demi-équations, et convertir systématiquement entre pH et concentration avec la calculatrice (10^x et $\log$). Distingue bien le cas de l'acide fort ($pH = -\log c$) de celui de l'acide faible (pH plus élevé). Refais ensuite les exercices 11, 13 et 14 sans regarder les solutions, puis rédige l'exercice 20.

Retour aux énoncés des exercices

Tout le chapitre « Acides, bases de Brönsted et pH » en terminale

- Le cours : Acides, bases de Brönsted et pH
- Les exercices : Acides, bases de Brönsted et pH
- Le TP : Acides, bases de Brönsted et pH
- Le corrigé du TP : Acides, bases de Brönsted et pH
- Le QCM : Acides, bases de Brönsted et pH

Chapitre précédent : Modèle optique d'une lunette astronomique (corrigé des exercices)

Retrouve aussi tous les corrigés des exercices en terminale et le programme complet de sciences physiques en terminale.