

TRANSFORMATIONS ACIDE-BASE ET EQUILIBRES ACIDO-BASIQUE



<https://eprofs.fr/terminale-specialite/>

CORRIGÉ – VERSION PROFESSEUR

Encadré	Signification
VIDÉO (bleu)	Scanner le QR-code et regarder la vidéo, puis compléter le cours.
À RETENIR (jaune)	Définitions et formules à connaître par cœur.
MÉTHODE (violet)	Étapes à suivre pour résoudre un type d'exercice.
À VOUS DE JOUER (vert)	Exercice d'application à faire seul(e).
ATTENTION (rouge)	Erreur fréquente ou différence avec la vidéo.

Plan de travail et objectifs

Séance	Contenu	Vidéos	Durée	Fait
1	Acides, bases et couples acide/base – espèces amphotères	n°3, 5, 6	1 h	☐
2	Réactions acide-base – schémas de Lewis	n°4, 7, 8	1 h	☐
3	Le pH d'une solution	n°1, 2	45 min	☐
4	Transformations non totales – taux d'avancement final	n°17	45 min	☐
5	Constante d'acidité K_A , pK_A – produit ionique de l'eau K_e	n°12, 9, 10	1 h	☐
6	Acides forts, bases fortes – échelle des pK_A	n°11, 21, 22, 13	1 h	☐
7	Composition d'une solution d'acide faible	n°18, 19	1 h	☐
8	Diagrammes de prédominance et de distribution – applications	n°15, 14, 16	1 h	☐
9	Bilan : extrait de bac corrigé et auto-évaluation	n°23	1 h	☐

Mes objectifs (programme officiel)

- Identifier, à partir d'observations ou de données expérimentales, un transfert d'ion hydrogène, les couples acide-base mis en jeu et établir l'équation d'une réaction acide-base.
- Représenter le schéma de Lewis et la formule semi-développée d'un acide carboxylique, d'un ion carboxylate, d'une amine et d'un ion ammonium.
- Identifier le caractère amphotère d'une espèce chimique.
- Déterminer la valeur du pH à partir de la concentration en ion oxonium et inversement : $pH = -\log([H_3O^+]/c^\circ)$.
- Déterminer le taux d'avancement final d'une transformation ; savoir si elle est totale ou non.
- Associer K_A et pK_A à un couple ; utiliser K_e ; comparer la force des acides et des bases.
- Calculer le pH d'une solution d'acide fort, de base forte ; établir la composition d'une solution d'acide faible.
- Utiliser la relation $pH = pK_A + \log([A^-]/[AH])$; tracer et exploiter un diagramme de prédominance ou de distribution.

Séance 1 – Acides, bases et couples acide/base

I. Acides et bases selon Brönsted



VIDÉO n°3 – Acide-base : couple et demi-équation

► Regarde la vidéo puis complète les paragraphes 1 et 2 ci-dessous.

Lien : https://youtu.be/5ivj4_OPY2Y

1. Définitions

À RETENIR

Un **acide** selon Brönsted est une espèce chimique capable de **céder (libérer)** un ou plusieurs **ions hydrogène H^+** (aussi appelés « protons »). On le note souvent **AH**.

Une **base** selon Brönsted est une espèce chimique capable de **capter** un ou plusieurs **ions hydrogène H^+** . On la note souvent **A⁻**.

Remarque : pour être un acide, une espèce doit donc obligatoirement contenir au moins un atome **d'hydrogène H** dans sa formule.

2. Couple acide/base et demi-équation

À RETENIR

Un acide et une base sont dits **conjugués** s'ils se transforment l'un en l'autre par **gain ou perte d'un ion H^+** . Ils forment un **couple acide/base**, noté **AH / A⁻** (l'acide s'écrit toujours **à gauche**).

On associe à chaque couple une **demi-équation acido-basique** : **$AH_{(aq)} \rightleftharpoons A^{-}_{(aq)} + H^+$**

Dans une demi-équation, l'ion H^+ est toujours écrit du même côté que **la base**, et les charges électriques doivent être **conservées**.

Exemple : l'acide nitrique HNO_3 : $HNO_3 \rightleftharpoons NO_3^- + H^+$; le couple s'écrit HNO_3 / NO_3^- .



VIDÉO n°5 – Acide-base : couple et demi-équation (exercice)

► Entraîne-toi avec la vidéo d'exercice, puis fais seul(e) l'exercice ci-dessous.

Lien : <https://youtu.be/8kLTHjIhrg>

À VOUS DE JOUER – Demi-équations et couples

Écrire la demi-équation et le couple acide/base pour chacune des espèces suivantes :

- Acide chlorhydrique HCl : **$HCl \rightleftharpoons Cl^- + H^+$; couple HCl / Cl^-**
- Acide éthanoïque CH_3COOH : **$CH_3COOH \rightleftharpoons CH_3COO^- + H^+$; couple CH_3COOH / CH_3COO^-**
- Formule générale d'un acide carboxylique $R-COOH$: **$R-COOH \rightleftharpoons R-COO^- + H^+$; couple $R-COOH / R-COO^-$**
- Ion hydroxyde HO^- (base de la soude) : **$HO^- + H^+ \rightleftharpoons H_2O$; couple H_2O / HO^-**
- Ammoniac NH_3 (base) : **$NH_3 + H^+ \rightleftharpoons NH_4^+$; couple NH_4^+ / NH_3**
- Ion alkylammonium $R-NH_3^+$ (acide) : **$R-NH_3^+ \rightleftharpoons R-NH_2 + H^+$; couple $R-NH_3^+ / R-NH_2$**
- Couple HCO_3^- / CO_3^{2-} : **$HCO_3^- \rightleftharpoons CO_3^{2-} + H^+$**

3. Les couples à connaître

Complète le tableau (nom et formule) :

Acide	Base conjuguée
H_3O^+ (ion oxonium)	H_2O (eau)
H_2O (eau)	HO^- (ion hydroxyde)
CH_3COOH (acide éthanoïque)	CH_3COO^- (ion éthanoate)
$R-COOH$ (acide carboxylique)	$R-COO^-$ (ion carboxylate)
NH_4^+ (ion ammonium)	NH_3 (ammoniac)

Acide	Base conjuguée
$R-NH_3^+$ (ion alkylammonium)	$R-NH_2$ (amine)
CO_2, H_2O (dioxyde de carbone dissous)	HCO_3^- (ion hydrogénocarbonate)
HCO_3^- (ion hydrogénocarbonate)	CO_3^{2-} (ion carbonate)

II. Les espèces amphotères



VIDÉO n°6 – Une espèce amphotère : l'eau

► Regarde comment l'eau peut jouer deux rôles différents, puis complète.

Lien : <https://youtu.be/0ewgJT7fo8>

À RETENIR

Une espèce **amphotère** (ou ampholyte) est une espèce qui est **l'acide d'un couple** et **la base d'un autre couple**. Elle peut donc, selon la situation, **céder ou capter** un ion H^+ .

Exemple de l'eau :

- dans le couple H_3O^+ / H_2O , l'eau joue le rôle de **base** : $H_2O + H^+ \rightleftharpoons H_3O^+$;
- dans le couple H_2O / HO^- , l'eau joue le rôle d'**acide** : $H_2O \rightleftharpoons HO^- + H^+$.

À VOUS DE JOUER – L'ion hydrogénocarbonate

Montrer que l'ion hydrogénocarbonate HCO_3^- est amphotère en écrivant ses deux demi-équations. Écrire les deux couples en soulignant HCO_3^- .

HCO_3^- est un acide : $HCO_3^- \rightleftharpoons CO_3^{2-} + H^+ \rightarrow$ couple HCO_3^- / CO_3^{2-}

HCO_3^- est une base : $HCO_3^- + H^+ \rightleftharpoons CO_2, H_2O \rightarrow$ couple $CO_2, H_2O / HCO_3^-$

HCO_3^- est acide d'un couple et base de l'autre : il est amphotère.

Les acides α -aminés

Les acides α -aminés, de formule générale $H_2N-CHR-COOH$, sont les briques des protéines. Ils possèdent un groupe **carboxyle** $-COOH$ (acide) et un groupe **amine** $-NH_2$ (basique). En solution aqueuse, ils existent surtout sous la forme $H_3N^+-CHR-COO^-$ appelée **amphion** (ou zwitterion).

Les deux couples sont : $H_3N^+-CHR-COOH / H_3N^+-CHR-COO^-$ et $H_3N^+-CHR-COO^- / H_2N-CHR-COO^-$

À VOUS DE JOUER

- Sur la formule $H_2N-CHR-COOH$, entoure les deux groupes caractéristiques et nomme-les.
- Quelle espèce est amphotère ? Justifie. **L'amphion $H_3N^+-CHR-COO^-$: base du 1er couple et acide du 2nd couple.**

Séance 2 – Réactions acide-base

III. Réaction entre un acide et une base



VIDÉO n°4 – Acide-base : équilibrer une équation (méthode)

► Note la méthode pour écrire l'équation d'une réaction acide-base, puis complète.

Lien : <https://youtu.be/2IEHkTh-yiw>

À RETENIR

Une **réaction acide-base** est un **transfert d'ion H^+** de l'acide d'un couple ($acide_1 / base_1$) vers **la base** d'un autre couple ($acide_2 / base_2$).

Équation générale : **$acide_1 + base_2 \rightarrow base_1 + acide_2$**

MÉTHODE – Écrire l'équation d'une réaction acide-base

Étape 1 : identifier **les deux couples acide/base** mis en jeu et repérer l'acide et la base qui réagissent.

Étape 2 : écrire la demi-équation de l'acide dans le sens où il **cède** un ion H^+ , puis celle de la base dans le sens où elle **capte** un ion H^+ .

Étape 3 : **additionner** les deux demi-équations ; les ions H^+ doivent **se simplifier** (ils n'apparaissent jamais dans l'équation finale).

Étape 4 : vérifier la conservation des éléments et des **charges**.

Exemple : réaction entre l'acide éthanoïque CH_3COOH et l'ion hydrogénocarbonate HCO_3^- (eau gazeuse, bicarbonate de soude).

Couple 1 : CH_3COOH / CH_3COO^-	$CH_3COOH \rightleftharpoons CH_3COO^- + H^+$
Couple 2 : $CO_2, H_2O / HCO_3^-$	$HCO_3^- + H^+ \rightleftharpoons CO_2, H_2O$
Bilan	$CH_3COOH + HCO_3^- \rightarrow CH_3COO^- + CO_2, H_2O$

Remarque : CO_2, H_2O est parfois noté H_2CO_3 (acide carbonique).

IV. Réaction d'un acide ou d'une base avec l'eau**VIDÉO n°7 – Un acide dans l'eau**

► Observe le rôle joué par l'eau lorsqu'on dissout un acide, puis complète.

Lien : <https://youtu.be/u-xh0euiXbU>

Quand on dissout un acide AH dans l'eau, l'eau joue le rôle de **base** (couple H_3O^+ / H_2O) :



Il se forme toujours des ions **oxonium H_3O^+** : la solution est acide.

**VIDÉO n°8 – Une base dans l'eau**

► Même travail avec une base dissoute dans l'eau.

Lien : <https://youtu.be/BzZ7KtVG3Jc>

Quand on dissout une base A^- dans l'eau, l'eau joue le rôle d'**acide** (couple H_2O / HO^-) :



Il se forme toujours des ions **hydroxyde HO^-** : la solution est basique.

À VOUS DE JOUER – Écrire des équations

a) Équation de la réaction entre l'acide méthanoïque $HCOOH$ et l'eau : **$HCOOH + H_2O \rightarrow HCOO^- + H_3O^+$**

b) Équation de la réaction entre l'ammoniac NH_3 et l'eau : **$NH_3 + H_2O \rightarrow NH_4^+ + HO^-$**

c) Équation de la réaction entre l'ammoniac NH_3 et l'acide éthanoïque (préciser les couples) :

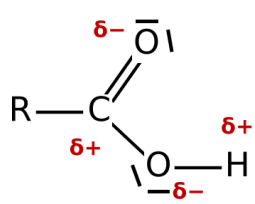
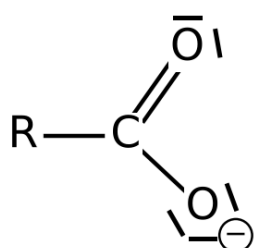
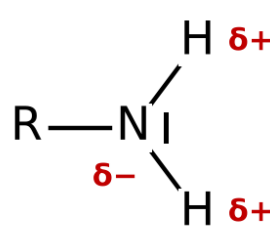
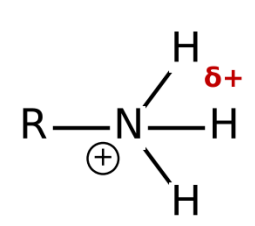
Couples : CH_3COOH / CH_3COO^- et NH_4^+ / NH_3

**V. Schémas de Lewis et réactions acide-base****ATTENTION**

Cette partie n'a pas de vidéo : elle utilise tes connaissances de 2^{de} et 1^{re} (schéma de Lewis, électronégativité, doublets liants et non liants). Rappel : l'électronégativité de O et de N est supérieure à celle de C et de H.

Les doublets non liants et la polarisation des liaisons expliquent le mécanisme des réactions acide-base : une liaison **O–H** très polarisée (H porte une charge partielle δ^+) facilite la **libération d'un ion H^+** ; un **doublet non liant** (sur O ou N) permet de capter un ion H^+ .

Représente la formule semi-développée et le schéma de Lewis de chaque espèce (R désigne une chaîne carbonée). Fais apparaître les charges partielles δ^+ et δ^- pour les espèces neutres.

Acide carboxylique R-COOH Semi-développée : R-COOH 	Ion carboxylate R-COO⁻ Semi-développée : R-COO⁻ 
Amine R-NH₂ Semi-développée : R-NH₂ 	Ion ammonium R-NH₃⁺ Semi-développée : R-NH₃⁺ 

À VOUS DE JOUER

- a) Quel atome de l'acide carboxylique est libéré sous forme d'ion H⁺ ? Pourquoi ? **L'atome H lié à O : la liaison O-H est très polarisée (H porte δ^+).**
- b) Grâce à quoi une amine peut-elle capter un ion H⁺ ? **Grâce au doublet non liant porté par l'atome d'azote.**

Séance 3 – Le pH d'une solution

VI. Relation entre pH et concentration en ions oxonium



VIDÉO n°1 – Calculer le pH d'une solution : $\text{pH} = -\log([\text{H}_3\text{O}^+]/c^\circ)$

► Note la définition du pH et la méthode de calcul à la calculatrice.

Lien : <https://youtu.be/6 INkzcyMfQ>

À RETENIR

Le pH (potentiel hydrogène) d'une solution aqueuse diluée est défini par :

$$\text{pH} = -\log([\text{H}_3\text{O}^+] / c^\circ)$$

avec $[\text{H}_3\text{O}^+]$ la concentration en ions oxonium en $\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$ et $c^\circ = 1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ la concentration standard. Le pH est **sans unité**.

Cette relation est valable pour des solutions diluées : $[\text{H}_3\text{O}^+] < 0,05 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$.

Le pH se mesure avec un **pH-mètre** (mesure précise) ou de façon approximative avec du **papier pH** ou un **indicateur coloré**.

À 25 °C : une solution est acide si $\text{pH} < 7$, neutre si $\text{pH} = 7$, basique si $\text{pH} > 7$.

**VIDÉO n°2 – Relation entre $[H_3O^+]$ et pH**► Apprends à faire le calcul inverse : retrouver $[H_3O^+]$ à partir du pH.Lien : <https://youtu.be/KpEUkd5rws0>**À RETENIR**

Relation inverse : $[H_3O^+] = c^o \times 10^{-pH}$

Exemples : si $[H_3O^+] = 1,0 \times 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ alors $pH = -\log(1,0 \times 10^{-4}) = 4,0$; si $pH = 8,0$ alors $[H_3O^+] = 1,0 \times 10^{-8} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.Si $[H_3O^+]$ est divisée par 10 (dilution d'un acide fort par 10), le pH **augmente d'une unité**. Plus $[H_3O^+]$ est grande, plus le pH est **petit**.**MÉTHODE – À la calculatrice**pH : touches **(-) log (...)**. $[H_3O^+]$: touches **10^x** (souvent 2nde + log) puis **(-) pH**.Arrondi : on donne en général le pH avec **une décimale** (ou autant de décimales que de chiffres significatifs de la concentration).**À VOUS DE JOUER – Calculs de pH**

- a) Calculer le pH d'une solution telle que $[H_3O^+] = 10 \text{ mmol} \cdot \text{L}^{-1}$. **$[H_3O^+] = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ donc pH = 2,0**
- b) Cette solution (d'acide fort) est diluée 10 fois. Nouveau pH ? **$[H_3O^+] = 1,0 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ donc pH = 3,0**
- c) Déterminer $[H_3O^+]$ dans une solution de pH = 6,7. **$[H_3O^+] = 10^{-6,7} = 2,0 \times 10^{-7} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$**
- d) Une boisson au cola a un pH de 2,5. Calculer $[H_3O^+]$. **$[H_3O^+] = 10^{-2,5} = 3,2 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$**

Séance 4 – Transformations non totales**VII. Transformations totales et non totales****VIDÉO n°17 – Déterminer x_f , $x_{\max}$ et le taux d'avancement final τ** ► Note les définitions de $x_{\max}$, x_f et τ , puis complète les parties 1 et 2.Lien : https://youtu.be/7SyO_7upLHM**1. Définition**Certaines transformations chimiques ne sont pas totales. Lorsqu'une transformation est **non totale**, à l'état final :

- **tous les réactifs et tous les produits sont présents** ;
- les quantités de matière **n'évoluent plus**.

Cet état final, où coexistent réactifs et produits, est appelé **état d'équilibre**. Dans l'équation, on remplace la flèche simple par **une double flèche $\rightleftharpoons$** : $aA + bB \rightleftharpoons cC + dD$.**2. Taux d'avancement final****À RETENIR**Le taux d'avancement final τ (sans unité) est défini par : $\tau = x_f / x_{\max}$

- x_f : **avancement final, mesuré expérimentalement** ;
- $x_{\max}$: **avancement maximal, calculé si le réactif limitant est entièrement consommé**.

Si $\tau = 1$, alors **$x_f = x_{\max}$** : la transformation est **totale**.Si $0 < \tau < 1$, alors **$x_f < x_{\max}$** : la transformation est **non totale (limitée)**.**3. Dissociation d'un acide dans l'eau**Un acide AH de concentration apportée c est dissous dans un volume V d'eau. Complète le tableau d'avancement :

État	Avanc.	$AH_{(aq)} +$	$H_2O_{(l)} \rightleftharpoons$	$A^-_{(aq)} +$	$H_3O^+_{(aq)}$
Initial	$x = 0$	$c \cdot V$	excès	0	0

État	Avanc.	$\text{AH}_{(\text{aq})} +$	$\text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} \rightleftharpoons$	$\text{A}^{-}_{(\text{aq})} +$	$\text{H}_3\text{O}^{+}_{(\text{aq})}$
Intermédiaire	x	$\text{c} \cdot \text{V} - \text{x}$	excès	x	x
Final	x_f	$\text{c} \cdot \text{V} - \text{x}_f$	excès	x_f	x_f

Si l'acide était entièrement consommé : $\text{x}_{\text{max}} = \text{c} \cdot \text{V}$.

À l'état final : $\text{x}_f = n(\text{H}_3\text{O}^{+})_f = [\text{H}_3\text{O}^{+}]_f \times \text{V} = \text{c}^{\circ} \times 10^{-\text{pH}} \times \text{V}$.

On en déduit : $\tau = \text{x}_f / \text{x}_{\text{max}} = [\text{H}_3\text{O}^{+}]_f / \text{c} = \text{c}^{\circ} \cdot 10^{-\text{pH}} / \text{c}$.

À VOUS DE JOUER – L'acide méthanoïque

On prépare $\text{V} = 100 \text{ mL}$ d'une solution d'acide méthanoïque HCOOH de concentration $\text{c} = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. Son pH mesuré vaut 2,9.

- Écrire l'équation de la réaction de l'acide avec l'eau. **$\text{HCOOH} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HCOO}^{-} + \text{H}_3\text{O}^{+}$**
- Calculer x_{max} . **$\text{x}_{\text{max}} = \text{c} \cdot \text{V} = 1,0 \times 10^{-2} \times 0,100 = 1,0 \times 10^{-3} \text{ mol}$**
- Calculer x_f . **$\text{x}_f = 10^{-2,9} \times 0,100 = 1,3 \times 10^{-4} \text{ mol}$**
- Calculer τ et conclure. **$\tau = 1,3 \times 10^{-4} / 1,0 \times 10^{-3} = 0,13 \text{ (13 \%)} < 1$: transformation non totale**

Séance 5 – Constante d'acidité et produit ionique de l'eau

VIII. Constante d'acidité K_A d'un couple



VIDÉO n°12 – Constante d'acidité K_A et $\text{p}K_A$

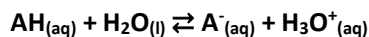
► Note la définition de K_A et de $\text{p}K_A$. Lis d'abord l'encadré ATTENTION ci-dessous.

Lien : <https://youtu.be/dJ513KoV39g>

ATTENTION

Dans la vidéo, les concentrations ne sont pas divisées par c° . **En Terminale, on divise chaque concentration par $\text{c}^{\circ} = 1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ pour que K_A soit sans dimension.** Pense à rajouter les c° en complétant ton cours.

La constante d'acidité K_A d'un couple AH / A^{-} est la constante d'équilibre associée à la réaction de l'acide avec l'eau :



À RETENIR

$$K_A = \frac{[\text{A}^{-}]_{\text{éq}} \times [\text{H}_3\text{O}^{+}]_{\text{éq}}}{[\text{AH}]_{\text{éq}} \times \text{c}^{\circ}}$$

(les concentrations sont celles à l'équilibre ; l'eau, solvant, n'apparaît pas)

K_A est sans unité et ne dépend que de **la température**. Plus K_A est grand, plus l'acide est **dissocié** dans l'eau.

On définit : $\text{p}K_A = -\log K_A \Leftrightarrow K_A = 10^{-\text{p}K_A}$

Complète la ligne des $\text{p}K_A$ (valeurs à 25 °C) :

Couple	$\text{CH}_3\text{COOH} / \text{CH}_3\text{COO}^{-}$	$\text{CO}_2, \text{H}_2\text{O} / \text{HCO}_3^{-}$	$\text{NH}_4^{+} / \text{NH}_3$	$\text{HCO}_3^{-} / \text{CO}_3^{2-}$
K_A	$1,6 \times 10^{-5}$	$4,0 \times 10^{-7}$	$6,3 \times 10^{-10}$	$5,0 \times 10^{-11}$
$\text{p}K_A$	4,8	6,4	9,2	10,3

À VOUS DE JOUER – Utiliser K_A

a) Une constante d'acidité vaut $5,6 \times 10^{-4}$. Que vaut le $\text{p}K_A$? **$\text{p}K_A = -\log(5,6 \times 10^{-4}) = 3,3$**

b) Quelle est la concentration en ions ammonium NH_4^{+} dans une solution d'ammoniac de $\text{pH} = 10,0$ où $[\text{NH}_3] = 5,0 \times 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$? Donnée : $K_A(\text{NH}_4^{+}/\text{NH}_3) = 6,3 \times 10^{-10}$.

$$K_A = [\text{NH}_3] \cdot [\text{H}_3\text{O}^{+}] / ([\text{NH}_4^{+}] \cdot \text{c}^{\circ}) \text{ donc } [\text{NH}_4^{+}] = [\text{NH}_3] \cdot [\text{H}_3\text{O}^{+}] / (K_A \cdot \text{c}^{\circ})$$

$$[\text{H}_3\text{O}^{+}] = 10^{-10,0} = 1,0 \times 10^{-10} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$[\text{NH}_4^{+}] = 5,0 \times 10^{-4} \times 1,0 \times 10^{-10} / 6,3 \times 10^{-10} = 7,9 \times 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

IX. Autoprotolyse de l'eau et produit ionique K_e 

VIDÉO n°9 – Autoprotolyse de l'eau

► Complète l'équation de l'autoprotolyse de l'eau.

Lien : <https://youtu.be/4pv4C5One5I>L'eau étant une espèce **amphotère**, elle réagit sur elle-même (réaction très limitée) :Les couples mis en jeu sont $\text{H}_3\text{O}^+ / \text{H}_2\text{O}$ et $\text{H}_2\text{O} / \text{HO}^-$.VIDÉO n°10 – Produit ionique de l'eau K_e ► Note l'expression de K_e et sa valeur à 25 °C.Lien : <https://youtu.be/1c-6XEoBOWY>

À RETENIR

$$K_e = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{éq}} \times [\text{HO}^-]_{\text{éq}}}{(c^\circ)^2}$$

À 25 °C : $K_e = 1,0 \times 10^{-14}$ et $\text{p}K_e = -\log K_e = 14$

Dans l'eau pure (ou une solution neutre) à 25 °C : $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{HO}^-] = 1,0 \times 10^{-7} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$, donc $\text{pH} = 7,0$.Dans toute solution aqueuse, si l'on connaît $[\text{H}_3\text{O}^+]$, on en déduit : $[\text{HO}^-] = K_e \times c^{\circ 2} / [\text{H}_3\text{O}^+]$.

À VOUS DE JOUER

Une solution a un $\text{pH} = 11,0$. Calculer $[\text{HO}^-]$. $[\text{H}_3\text{O}^+] = 1,0 \times 10^{-11} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ donc $[\text{HO}^-] = 1,0 \times 10^{-14} / 1,0 \times 10^{-11} = 1,0 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ Séance 6 – Acides forts, bases fortes et échelle des $\text{p}K_A$

X. Acides forts et acides faibles



VIDÉO n°11 – Qu'est-ce qu'un acide fort ? Comment le reconnaître ?

► Note la définition d'un acide fort et la méthode pour le reconnaître.

Lien : <https://youtu.be/TAqwBqlsA3o>

À RETENIR

Un **acide fort** réagit **totalement** avec l'eau ($\tau = 1$) : on écrit une simple flèche : $\text{AH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{A}^- + \text{H}_3\text{O}^+$. Exemples : **acide chlorhydrique HCl**, **acide nitrique HNO₃**.Un **acide faible** réagit **de façon non totale** avec l'eau ($\tau < 1$) : on écrit une double flèche $\rightleftharpoons$. Exemple : **acide éthanoïque CH₃COOH**.pH d'une solution d'acide fort de concentration c La réaction étant totale : $x_f = x_{\text{max}} = c \cdot V$, donc $[\text{H}_3\text{O}^+]_f = c$ et :

À RETENIR

$$\text{pH} = -\log(c / c^\circ) \quad (\text{acide fort})$$

Pour un acide faible : $x_f < x_{\text{max}}$, donc $[\text{H}_3\text{O}^+]_f < c$ et $\text{pH} > -\log(c / c^\circ)$.

MÉTHODE – Fort ou faible ?

On compare le pH mesuré à $-\log(c/c^\circ)$: s'ils sont égaux, l'acide est **fort** ; si $\text{pH} > -\log(c/c^\circ)$, l'acide est **faible**.

À VOUS DE JOUER

- a) pH d'une solution d'acide chlorhydrique de concentration $c = 2,0 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$? **$\text{pH} = -\log(2,0 \times 10^{-3}) = 2,7$**
 b) Une solution d'un acide AH de concentration $c = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ a un pH de 3,4. L'acide est-il fort ou faible ? **$-\log c = 2,0 < 3,4$: l'acide est faible**

XI. Bases fortes**VIDÉO n°21 – Qu'est-ce qu'une base forte ? Comment la reconnaître ?**

► Note la définition d'une base forte et un exemple.

Lien : <https://youtu.be/pPEBiLkXxo>

À RETENIR

Une **base forte** réagit **totale**ment avec l'eau : $\text{A}^- + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{AH} + \text{HO}^-$. Exemple : l'ion hydroxyde de la **soude** ($\text{Na}^+ + \text{HO}^-$) ou l'ion éthanolate $\text{C}_2\text{H}_5\text{O}^-$.

**VIDÉO n°22 – Calculer le pH d'une base forte en solution aqueuse**

► Suis la démonstration du pH d'une solution de base forte, puis complète.

Lien : <https://youtu.be/hvSJVKLZaY>

Pour une base forte de concentration c : $[\text{HO}^-]_f = c$, et d'après K_e : $[\text{H}_3\text{O}^+]_f = K_e \times c^{\circ 2} / c$.

$\text{pH} = -\log([\text{H}_3\text{O}^+]_f / c^\circ) = -\log(K_e \cdot c^\circ / c)$ donc :

À RETENIR

$$\text{pH} = \text{p}K_e + \log(c / c^\circ) = 14 + \log(c / c^\circ) \quad (\text{base forte, à } 25^\circ\text{C})$$

À VOUS DE JOUER

Calculer le pH d'une solution de soude de concentration $c = 5,0 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. **$\text{pH} = 14 + \log(5,0 \times 10^{-3}) = 11,7$**

XII. Échelle des $\text{p}K_A$ **VIDÉO n°13 – Échelle des $\text{p}K_A$: acide fort / faible, base forte / faible**

► Regarde comment on classe les acides et les bases sur une échelle de $\text{p}K_A$, puis complète.

Lien : <https://youtu.be/0tIBaaOE-D0>

Couple $\text{H}_3\text{O}^+ / \text{H}_2\text{O}$: $\text{H}_3\text{O}^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O} + \text{H}_3\text{O}^+$; $K_A = 1$ donc $\text{p}K_A = 0$.

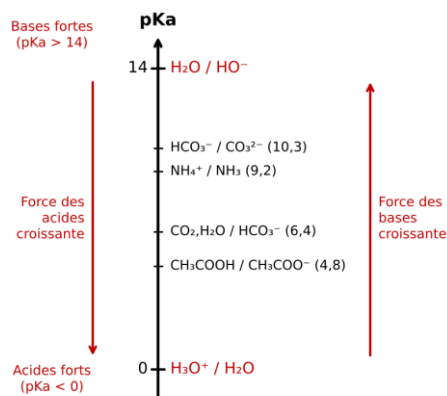
Couple $\text{H}_2\text{O} / \text{HO}^-$: $\text{H}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HO}^- + \text{H}_3\text{O}^+$; $K_A = K_e$ donc $\text{p}K_A = 14$.

- Les acides forts sont plus forts que H_3O^+ : leur $\text{p}K_A$ est **< 0**. Dans l'eau, ils sont entièrement remplacés par **H_3O^+** .
- Les bases fortes sont plus fortes que HO^- : leur $\text{p}K_A$ est **> 14**.
- Les couples acide faible / base faible ont un $\text{p}K_A$ compris entre **0 et 14**.

À RETENIR

Plus le $\text{p}K_A$ est petit, plus l'acide est **fort**. Plus le $\text{p}K_A$ est grand, plus la base est **forte**.

Complète l'échelle (place aussi les couples du tableau de la séance 5) :



Remarque : un **diacide** (noté AH_2) peut céder successivement deux ions H^+ ; il appartient à deux couples AH_2 / AH^+ et AH^+ / A^{2-} .

Séance 7 – Composition d'une solution d'acide faible

XIII. Déterminer le taux d'avancement d'un acide faible



VIDÉO n°18 – Calculer le taux d'avancement d'un acide faible (équation du 2nd degré)

► Suis la mise en équation (tableau d'avancement puis K_A) et complète.

Lien : <https://youtu.be/j1WPYXOrxQo>

Pour un acide faible AH de concentration c , à l'équilibre (voir tableau de la séance 4) :

- $[A^-]_{\text{eq}} = [H_3O^+]_{\text{eq}} = x_{\text{eq}} / V = \tau \cdot c$
- $[AH]_{\text{eq}} = c - x_{\text{eq}} / V = c \cdot (1 - \tau)$

En remplaçant dans l'expression de K_A (on travaille avec les valeurs numériques des concentrations, $c^\circ = 1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$) :

$$K_A = (\tau \cdot c)^2 / (c \cdot (1 - \tau)) = \tau^2 \cdot c / (1 - \tau)$$

On obtient une équation du second degré en τ :

À RETENIR

$$c \cdot \tau^2 + K_A \cdot \tau - K_A = 0$$

Variante avec $h = [H_3O^+]_{\text{eq}}$: $h^2 + K_A \cdot h - K_A \cdot c = 0$



VIDÉO n°19 – Résoudre l'équation du second degré pour trouver τ

► Révise la résolution d'une équation du second degré $a \cdot X^2 + b \cdot X + c' = 0$.

Lien : https://youtu.be/WibH_29MkNU

Discriminant : $\Delta = b^2 - 4 \cdot a \cdot c'$. On ne garde que la solution positive : $X = (-b + \sqrt{\Delta}) / (2a)$.

À VOUS DE JOUER – Exemple guidé : l'acide éthanoïque

Solution d'acide éthanoïque de concentration $c = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$; $K_A = 1,6 \times 10^{-5}$.

- Écrire l'équation du second degré : $1,0 \times 10^{-2} \cdot \tau^2 + 1,6 \times 10^{-5} \cdot \tau - 1,6 \times 10^{-5} = 0$
- Calculer Δ : $\Delta = (1,6 \times 10^{-5})^2 + 4 \times 1,0 \times 10^{-2} \times 1,6 \times 10^{-5} = 6,4 \times 10^{-7}$
- En déduire τ : $\tau = (-1,6 \times 10^{-5} + \sqrt{6,4 \times 10^{-7}}) / (2 \times 1,0 \times 10^{-2}) = 3,9 \times 10^{-2}$ soit 3,9 %
- Calculer $[H_3O^+]_{\text{eq}}$ et le pH : $[H_3O^+] = \tau \cdot c = 3,9 \times 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$; pH = 3,4
- Composition finale : $[CH_3COO^-] = 3,9 \times 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$; $[CH_3COOH] = 1,0 \times 10^{-2} - 3,9 \times 10^{-4} = 9,6 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

Déterminer K_A à partir d'un pH mesuré

Si l'on mesure le pH de la solution d'acide faible : $[H_3O^+]_{\text{eq}} = [A^-]_{\text{eq}} = 10^{-\text{pH}}$ et $[AH]_{\text{eq}} = c - 10^{-\text{pH}}$, donc :

$$K_A = (10^{-\text{pH}})^2 / (c - 10^{-\text{pH}})$$

Utile aussi : conservation de la matière : $c = [AH]_{\text{eq}} + [A^-]_{\text{eq}}$.

À VOUS DE JOUER

Reprendre l'acide méthanoïque de la séance 4 ($c = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$, $\text{pH} = 2,9$). Calculer K_A et $\text{p}K_A$. $K_A = (10^{-2,9})^2 / (1,0 \times 10^{-2} - 10^{-2,9}) = 1,8 \times 10^{-4}$; $\text{p}K_A = 3,7$

Séance 8 – Diagrammes de prédominance et de distribution

XIV. Relation entre pH et pK_A



VIDÉO n°15 – Démonstration de $\text{pH} = \text{pK}_a + \log\left(\frac{[\text{A}^-]}{[\text{AH}]}\right)$

► Suis la démonstration et recopie-la étape par étape.

Lien : <https://youtu.be/MQcc0OWA-n4>

À RETENIR

$$\text{pH} = \text{pK}_A + \log([A^-]_{\text{eq}} / [AH]_{\text{eq}})$$

Démonstration (rappels : $\log(X \cdot Y) = \log X + \log Y$ et $\log(1/X) = -\log X$) :

$$K_A = ([A^-]_{\text{éq}}/[AH]_{\text{éq}}) \times ([H_3O^+]_{\text{éq}}/c^\circ)$$

$$\log K_A = \log([A^-]_{\text{éq}}/[AH]_{\text{éq}}) + \log([H_3O^+]_{\text{éq}}/c^\circ)$$

$$-\text{pK}_A = \log([A^-]_{\text{éq}}/[AH]_{\text{éq}}) - \text{pH}$$

donc $\text{pH} = \text{pK}_A + \log([A^-]_{\text{ég}}/[AH]_{\text{ég}})$

XV. Diagramme de prédominance



VIDÉO n°14 – Tracer un diagramme de prédominance (pKa)

► Note les trois cas, puis trace le diagramme demandé.

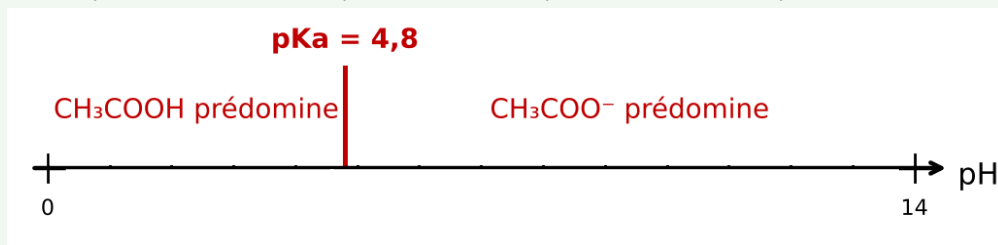
Lien : <https://youtu.be/K4NiQSbjvMY>

À RETENIR

- Si $\text{pH} = \text{pK}_\text{A}$: $[\text{A}^-] = [\text{AH}]$; les deux formes ont la même concentration.
- Si $\text{pH} < \text{pK}_\text{A}$: $[\text{A}^-] < [\text{AH}]$; c'est **la forme acide AH** qui prédomine.
- Si $\text{pH} > \text{pK}_\text{A}$: $[\text{A}^-] > [\text{AH}]$; c'est **la forme basique A^-** qui prédomine.

À VOUS DE JOUER – Le vinaigre

Trace le diagramme de prédominance du couple acide éthanoïque / ion éthanoate ($pK_A = 4,8$) :

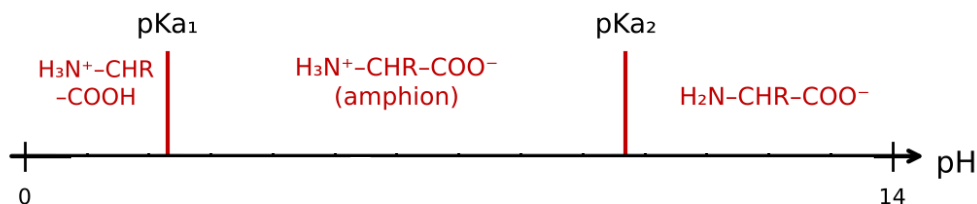


a) Quelle espèce prédomine dans le vinaigre ($\text{pH} = 2,5$) ? **$\text{pH} < \text{pK}_A$: CH_3COOH prédomine**

b) Et dans le sang (pH = 7,4) ? **pH > pK_A : CH₃COO⁻ prédomine**

Cas des acides α -aminés

Un acide α -aminé possède deux couples : le groupe $-\text{COOH}$ (couple acide carboxylique / ion carboxylate, $\text{pK}_{\text{A}1}$ entre 2 et 5) et le groupe $-\text{NH}_3^+$ (couple ion alkylammonium / amine, $\text{pK}_{\text{A}2}$ entre 9 et 10). Complète le diagramme avec les trois formes :



On remarque que la forme $\text{H}_2\text{N}-\text{CHR}-\text{COOH}$ **n'existe pratiquement jamais en solution**.

XVI. Diagramme de distribution

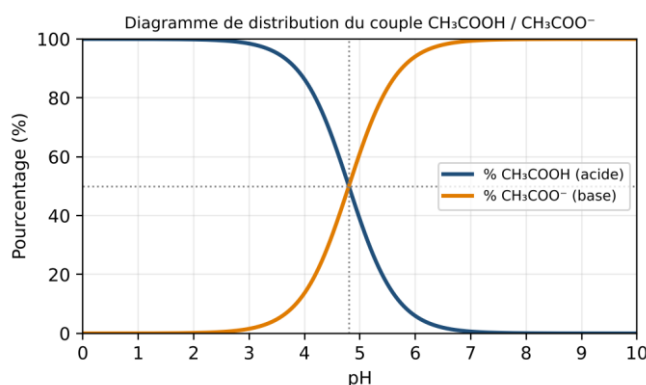


VIDÉO n°16 – Diagramme de distribution

► Observe comment lire un diagramme de distribution, puis réponds aux questions.

Lien : <https://youtu.be/u6btUVa4MbY>

Un diagramme de distribution représente le **pourcentage** de la forme acide et de la forme basique d'un couple en fonction du pH.



À VOUS DE JOUER

- Au point d'intersection des deux courbes, quel est le pourcentage de chaque forme ? **50 %** Quelle est la valeur du pH ? **pH = pK_A = 4,8**
- Quelle est l'espèce majoritaire à pH = 6 ? Avec quel pourcentage environ ? **CH_3COO^- , environ 94 %**

XVII. Applications

1. Les indicateurs colorés

Un indicateur coloré est un couple acide/base (noté HInd / Ind⁻) dont la forme acide et la forme basique ont des **couleurs différentes**. Sa **zone de virage** est l'intervalle de pH dans lequel il change de teinte ; elle est située autour de **pK_A ± 1**.

Indicateur	Teinte acide	Zone de virage	Teinte basique
Hélianthine	rouge	3,1 – 4,4	jaune
Rouge de méthyle	rouge	4,2 – 6,2	jaune
Bleu de bromothymol (BBT)	jaune	6,0 – 7,6	bleu
Thymolphthaléine	incolore	9,3 – 10,5	bleu

Quelle est la couleur du BBT dans une solution de pH = 3 ? **jaune** de pH = 9 ? **bleu**

2. Les solutions tampons

À RETENIR

Une **solution tampon** est une solution dont le pH varie **très peu** lors de l'ajout modéré d'un acide, d'une base, ou lors d'une dilution modérée. On l'obtient par un mélange **équimolaire** d'un acide faible et de sa base conjuguée : son pH est alors égal au **pK_A** du couple.

Exemples : les solutions étalons (pH = 4 et pH = 7) utilisées pour étalonner le pH-mètre en TP ; le sang, dont le pH est maintenu autour de **7,4**.

Séance 9 – Bilan : extrait de bac et auto-évaluation



VIDÉO n°23 – Extrait de bac corrigé

► Lis l'énoncé dans la vidéo, mets PAUSE et cherche seul(e) 15 à 20 min. Ensuite seulement, regarde la correction.

Lien : <https://youtu.be/o2c5LgtxMic>

Annexe – Toutes les vidéos du chapitre

Retrouve ici toutes les vidéos, pour réviser avant une évaluation.

1		Calculer le pH d'une solution : $\text{pH} = -\log([\text{H}_3\text{O}^+]/c^\circ)$	2		Relation entre $[\text{H}_3\text{O}^+]$ et pH
3		Acide-base : couple et demi-équation	4		Acide-base : équilibrer une équation (méthode)
5		Acide-base : couple et demi-équation (exercice)	6		Une espèce amphotère : l'eau
7		Un acide dans l'eau	8		Une base dans l'eau
9		Autoprotolyse de l'eau	10		Produit ionique de l'eau K_e
11		Qu'est-ce qu'un acide fort ? Comment le reconnaître ?	12		Constante d'acidité K_a et $\text{p}K_a$
13		Échelle des $\text{p}K_a$: acide fort / faible, base forte / faible	14		Tracer un diagramme de prédominance ($\text{p}K_a$)
15		Démonstration de $\text{pH} = \text{p}K_a + \log([\text{A}^-]/[\text{AH}])$	16		Diagramme de distribution
17		Déterminer x_f , x_{max} et le taux d'avancement final τ	18		Calculer le taux d'avancement d'un acide faible (équation du 2nd degré)
19		Résoudre l'équation du second degré pour trouver τ	21		Qu'est-ce qu'une base forte ? Comment la reconnaître ?
22		Calculer le pH d'une base forte en solution aqueuse	23		Extrait de bac corrigé