

TRANSFORMATIONS ACIDE-BASE ET EQUILIBRES ACIDO-BASIQUE



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

Cours à compléter à distance grâce aux vidéos

Nom : Prénom : Classe :

MODE D'EMPLOI

1. Travaille **séance par séance**, dans l'ordre du plan de travail ci-dessous. Compte environ 1 h par séance.
2. Quand tu rencontres un encadré bleu **VIDÉO**, scanne le QR-code avec l'appareil photo de ton téléphone (ou clique sur le lien si tu travailles sur ordinateur).
3. Regarde la vidéo **une première fois en entier** sans écrire. Puis regarde-la **une seconde fois** en mettant **pause** pour compléter les pointillés qui suivent l'encadré.
4. Les encadrés verts **À VOUS DE JOUER** sont à faire seul(e), **sans regarder la vidéo**, puis à vérifier.
5. Les encadrés jaunes **À RETENIR** sont à apprendre par cœur.
6. Note tes questions à la fin de chaque séance et envoie-les à ton professeur par l'ENT.

Tu peux imprimer ce document, le compléter directement sur ordinateur, ou recopier les parties à compléter dans ton cahier.

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 : $\text{pH} = -\log([\text{H}_3\text{O}^+]/c^\circ)$.
- Déterminer le taux d'avancement final d'une transformation ; savoir si elle est totale ou non.
- Associer K_A et $\text{p}K_A$ 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 $\text{pH} = \text{p}K_A + \log([\text{A}^-]/[\text{AH}])$; tracer et exploiter un diagramme de prédominance ou de distribution.

Séance 1 – Acides, bases et couples acide/base

I. Acides et bases selon Brønsted



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 Brønsted est une espèce chimique capable de un ou plusieurs (aussi appelés « protons »). On le note souvent **AH**.

Une **base** selon Brønsted est une espèce chimique capable de un ou plusieurs On la note souvent **A⁻**.

Remarque : pour être un acide, une espèce doit donc obligatoirement contenir au moins un atome 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 Ils forment un **couple acide/base**, noté (l'acide s'écrit toujours).

On associe à chaque couple une **demi-équation acido-basique** :

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

Exemple : l'acide nitrique HNO_3 : $\text{HNO}_3 \rightleftharpoons \text{NO}_3^- + \text{H}^+$; le couple s'écrit $\text{HNO}_3 / \text{NO}_3^-$.



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/8kLTHjlhrg>

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 :

- Acide éthanoïque CH_3COOH :
- Formule générale d'un acide carboxylique R-COOH :
- Ion hydroxyde HO^- (base de la soude) :
- Ammoniac NH_3 (base) :
- Ion alkylammonium R-NH_3^+ (acide) :
- Couple $\text{HCO}_3^- / \text{CO}_3^{2-}$:

3. Les couples à connaître

Complète le tableau (nom et formule) :

Acide	Base conjuguée
H_3O^+ (ion oxonium)	
.....	HO^- (ion hydroxyde)
CH_3COOH (acide éthanoïque)	
R-COOH (acide carboxylique)	
.....	NH_3 (ammoniac)
R-NH_3^+ (ion alkylammonium)	
$\text{CO}_2, \text{H}_2\text{O}$ (dioxyde de carbone dissous)	
HCO_3^- (ion hydrogénocarbonate)	

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/0ewgiJT7fo8>

À RETENIR

Une espèce **amphotère** (ou ampholyte) est une espèce qui est et Elle peut donc, selon la situation, un ion H^+ .

Exemple de l'eau :

- dans le couple, l'eau joue le rôle de : $\text{H}_2\text{O} + \text{H}^+ \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+$;
- dans le couple, l'eau joue le rôle d'..... : $\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HO}^- + \text{H}^+$.

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^- .

.....

.....

.....

.....

Les acides α -aminés

Les acides α -aminés, de formule générale $\text{H}_2\text{N}-\text{CHR}-\text{COOH}$, sont les briques des protéines. Ils possèdent un groupe (acide) et un groupe (basique). En solution aqueuse, ils existent surtout sous la forme $\text{H}_3\text{N}^+-\text{CHR}-\text{COO}^-$ appelée **amphion** (ou zwitterion).

Les deux couples sont : $\text{H}_3\text{N}^+-\text{CHR}-\text{COOH} / \text{H}_3\text{N}^+-\text{CHR}-\text{COO}^-$ et $\text{H}_3\text{N}^+-\text{CHR}-\text{COO}^- / \text{H}_2\text{N}-\text{CHR}-\text{COO}^-$

À VOUS DE JOUER

a) Sur la formule $\text{H}_2\text{N}-\text{CHR}-\text{COOH}$, entoure les deux groupes caractéristiques et nomme-les.

b) Quelle espèce est amphotère ? Justifie.

MES QUESTIONS POUR LE PROFESSEUR (à envoyer par l'ENT / messagerie)

☐ J'ai terminé la séance 1 – je coche la case dans le plan de travail (début du document).

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 de l'acide d'un couple ($\text{acide}_1 / \text{base}_1$) vers d'un autre couple ($\text{acide}_2 / \text{base}_2$).

Équation générale :

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

Étape 1 : identifier 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 un ion H^+ , puis celle de la base dans le sens où elle un ion H^+ .

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

Étape 4 : vérifier la conservation des éléments et des

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

Couple 1 :	
Couple 2 :	
Bilan	

Remarque : $\text{CO}_2, \text{H}_2\text{O}$ est parfois noté H_2CO_3 (acide carbonique).

 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>

Il se forme toujours des ions : 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>

Il se forme toujours des ions : la solution est basique.

a) Équation de la réaction entre l'acide méthanoïque HCOOH et l'eau :

b) Équation de la réaction entre l'ammoniac NH_3 et l'eau :

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

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 ; un (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 :	Ion carboxylate R-COO⁻ Semi-développée :
--	--

Amine R–NH₂ Semi-développée :	Ion ammonium R–NH₃⁺ Semi-développée :
---	--

À VOUS DE JOUER

a) Quel atome de l'acide carboxylique est libéré sous forme d'ion H⁺ ? Pourquoi ?

.....

b) Grâce à quoi une amine peut-elle capter un ion H⁺ ?

MES QUESTIONS POUR LE PROFESSEUR (à envoyer par l'ENT / messagerie)

.....

.....

☐ J'ai terminé la séance 2 – je coche la case dans le plan de travail (début du document).

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 :

$$\text{pH} = \dots\dots\dots$$

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

.....

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 (mesure précise) ou de façon approximative avec du ou un

.....

À 25 °C : une solution est acide si pH, neutre si pH, basique si pH



VIDÉO n°2 – Relation entre $[\text{H}_3\text{O}^+]$ et pH

► Apprends à faire le calcul inverse : retrouver $[\text{H}_3\text{O}^+]$ à partir du pH.

Lien : <https://youtu.be/KpEUkd5rws0>

À RETENIR

Relation inverse : $[\text{H}_3\text{O}^+] = \dots\dots\dots$

Exemples : si $[\text{H}_3\text{O}^+] = 1,0 \times 10^{-4} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ alors $\text{pH} = -\log(1,0 \times 10^{-4}) = 4,0$; si $\text{pH} = 8,0$ alors $[\text{H}_3\text{O}^+] = 1,0 \times 10^{-8} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$.

Si $[\text{H}_3\text{O}^+]$ est divisée par 10 (dilution d'un acide fort par 10), le pH Plus $[\text{H}_3\text{O}^+]$ est grande, plus le pH est

MÉTHODE – À la calculatrice

pH : touches **(-) log (...)**. $[\text{H}_3\text{O}^+]$: 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

- Calculer le pH d'une solution telle que $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10 \text{ mmol}\cdot\text{L}^{-1}$.
- Cette solution (d'acide fort) est diluée 10 fois. Nouveau pH ?
- Déterminer $[\text{H}_3\text{O}^+]$ dans une solution de pH = 6,7.
- Une boisson au cola a un pH de 2,5. Calculer $[\text{H}_3\text{O}^+]$.

MES QUESTIONS POUR LE PROFESSEUR (à envoyer par l'ENT / messagerie)

☐ J'ai terminé la séance 3 – je coche la case dans le plan de travail (début du document).

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 :

- ;
- les quantités de matière

Cet état final, où coexistent réactifs et produits, est appelé Dans l'équation, on remplace la flèche simple par : $aA + bB \rightleftharpoons cC + dD$.

2. Taux d'avancement final

À RETENIR

Le taux d'avancement final τ (sans unité) est défini par : $\tau = \dots\dots\dots$

- x_f : ;
- x_{max} :

Si $\tau = 1$, alors : la transformation est

Si $0 < \tau < 1$, alors : la transformation est

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.	$\text{AH}_{(\text{aq})} +$	$\text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} \rightleftharpoons$	$\text{A}^{-}_{(\text{aq})} +$	$\text{H}_3\text{O}^{+}_{(\text{aq})}$
Initial	$x = 0$	$c \cdot V$	excès	0	0
Intermédiaire	x		excès		
Final	x_f		excès		

Si l'acide était entièrement consommé : $x_{\text{max}} = \dots\dots\dots$

À l'état final : $x_f = n(\text{H}_3\text{O}^{+})_f = \dots\dots\dots$

On en déduit : $\tau = x_f / x_{\text{max}} = \dots\dots\dots$

À VOUS DE JOUER – L'acide méthanoïque

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

1. Écrire l'équation de la réaction de l'acide avec l'eau.
2. Calculer x_{max}
3. Calculer x_f
4. Calculer τ et conclure.

MES QUESTIONS POUR LE PROFESSEUR (à envoyer par l'ENT / messagerie)

☐ J'ai terminé la séance 4 – je coche la case dans le plan de travail (début du document).

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 pK_A

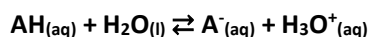
► Note la définition de K_A et de pK_A . Lis d'abord l'encadré ATTENTION ci-dessous.

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

ATTENTION

Dans la vidéo, les concentrations ne sont pas divisées par c° . **En Terminale, on divise chaque concentration par $c^\circ = 1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$** 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

$$K_A = \frac{[\text{A}^{-}] [\text{H}_3\text{O}^{+}]}{[\text{AH}]}$$

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

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

On définit : $pK_A = -\lg K_A \Leftrightarrow K_A = 10^{-pK_A}$

Complète la ligne des pK_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	$1,6 \times 10^{-5}$	$4,0 \times 10^{-7}$	$6,3 \times 10^{-10}$	$5,0 \times 10^{-11}$
$\text{p}K_A$				

À VOUS DE JOUER – Utiliser K_A

- a) Une constante d'acidité vaut $5,6 \times 10^{-4}$. Que vaut le $\text{p}K_A$?
- 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 : $K_A(\text{NH}_4^+/\text{NH}_3) = 6,3 \times 10^{-10}$.

.....

.....

.....

.....

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, elle réagit sur elle-même (réaction très limitée) :

.....

Les couples mis en jeu sont et



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

$$K_e = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{HO}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]}$$

$$\text{À } 25^\circ\text{C} : K_e = \dots\dots\dots \text{ et } \text{p}K_e = -\log K_e = \dots\dots\dots$$

Dans l'eau pure (ou une solution neutre) à 25 °C : $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{HO}^-] = \dots\dots\dots$, donc $\text{pH} = \dots\dots\dots$

Dans toute solution aqueuse, si l'on connaît $[\text{H}_3\text{O}^+]$, on en déduit : $[\text{HO}^-] = \dots\dots\dots$

À VOUS DE JOUER

Une solution a un $\text{pH} = 11,0$. Calculer $[\text{HO}^-]$

MES QUESTIONS POUR LE PROFESSEUR (à envoyer par l'ENT / messagerie)

.....

.....

☐ J'ai terminé la séance 5 – je coche la case dans le plan de travail (début du document).

Séance 6 – Acides forts, bases fortes et échelle des pK_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/TAqwBgIsA3o>

À RETENIR

Un **acide fort** réagit avec l'eau ($\tau = \dots\dots\dots$) : on écrit une simple flèche : $AH + H_2O \rightarrow A^- + H_3O^+$.

Exemples :

Un **acide faible** réagit avec l'eau ($\tau \dots\dots\dots$) : on écrit une double flèche $\rightleftharpoons$. Exemple :

.....

pH d'une solution d'acide fort de concentration c

La réaction étant totale : $x_f = x_{\max} = c \cdot V$, donc $[H_3O^+]_f = \dots\dots\dots$ et :

À RETENIR

$pH = \dots\dots\dots$ (acide fort)

Pour un acide faible : $x_f < x_{\max}$, donc $[H_3O^+]_f \dots\dots\dots$ et $pH \dots\dots\dots$.

MÉTHODE – Fort ou faible ?

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

À VOUS DE JOUER

a) pH d'une solution d'acide chlorhydrique de concentration $c = 2,0 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$?

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 ?

.....

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 avec l'eau : $A^- + H_2O \rightarrow AH + HO^-$. Exemple : l'ion hydroxyde de la

..... ou l'ion éthanolate $C_2H_5O^-$.

**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 : $[HO^-]_f = \dots\dots\dots$, et d'après K_e : $[H_3O^+]_f = \dots\dots\dots$.

$pH = -\log([H_3O^+]_f / c^\circ) = -\log(K_e \cdot c^\circ / c)$ donc :

À RETENIR

pH = (base forte, à 25 °C)

À VOUS DE JOUER

Calculer le pH d'une solution de soude de concentration $c = 5,0 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

XII. Échelle des pK_A **VIDÉO n°13 – Échelle des pK_A : acide fort / faible, base forte / faible**

► Regarde comment on classe les acides et les bases sur une échelle de pK_A , puis complète.

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

Couple $\text{H}_3\text{O}^+ / \text{H}_2\text{O}$: $\text{H}_3\text{O}^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O} + \text{H}_3\text{O}^+$; $K_A = \dots\dots\dots$ donc $pK_A = \dots\dots\dots$

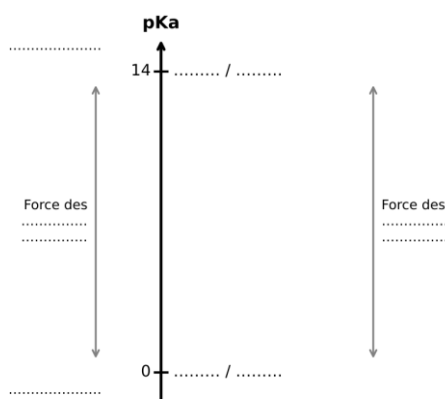
Couple $\text{H}_2\text{O} / \text{HO}^-$: $\text{H}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HO}^- + \text{H}_3\text{O}^+$; $K_A = \dots\dots\dots$ donc $pK_A = \dots\dots\dots$

- Les acides forts sont plus forts que H_3O^+ : leur pK_A est Dans l'eau, ils sont entièrement remplacés par
- Les bases fortes sont plus fortes que HO^- : leur pK_A est
- Les couples acide faible / base faible ont un pK_A compris entre

À RETENIR

Plus le pK_A est petit, plus l'acide est Plus le pK_A est grand, plus la base est

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 $\text{AH}_2 / \text{AH}^-$ et $\text{AH}^- / \text{A}^{2-}$.

MES QUESTIONS POUR LE PROFESSEUR (à envoyer par l'ENT / messagerie)

.....

☐ J'ai terminé la séance 6 – je coche la case dans le plan de travail (début du document).

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) :

- $[A^-]_{\text{eq}} = [H_3O^+]_{\text{eq}} = \dots\dots\dots$
- $[AH]_{\text{eq}} = \dots\dots\dots$

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

$$K_A = \dots\dots\dots$$

On obtient une équation du second degré en τ :

À RETENIR

.....
Variante avec $h = [H_3O^+]_{\text{eq}}$:



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 : $\Delta = \dots\dots\dots$ On ne garde que la solution positive : $X = \dots\dots\dots$

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

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

1. Écrire l'équation du second degré :
2. Calculer Δ :
3. En déduire τ :
4. Calculer $[H_3O^+]_{\text{eq}}$ et le pH :
5. Composition finale : $[CH_3COO^-] = \dots\dots\dots$; $[CH_3COOH] = \dots\dots\dots$

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 :

$$K_A = \dots\dots\dots$$

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 ($c = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$, pH = 2,9). Calculer K_A et pK_A .

MES QUESTIONS POUR LE PROFESSEUR (à envoyer par l'ENT / messagerie)

.....
.....

☐ J'ai terminé la séance 7 – je coche la case dans le plan de travail (début du document).

Séance 8 – Diagrammes de prédominance et de distribution

XIV. Relation entre pH et pK_A **VIDÉO n°15 – Démonstration de $pH = pK_A + \log([A^-]/[AH])$**

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

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

$$pH = \dots\dots\dots$$

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

.....

.....

.....

.....

.....

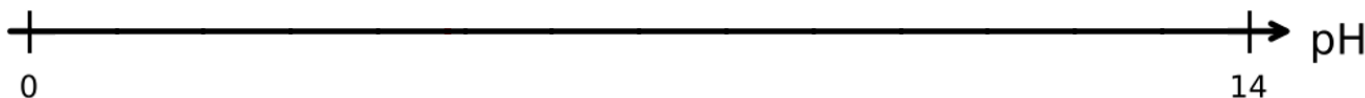
XV. Diagramme de prédominance

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

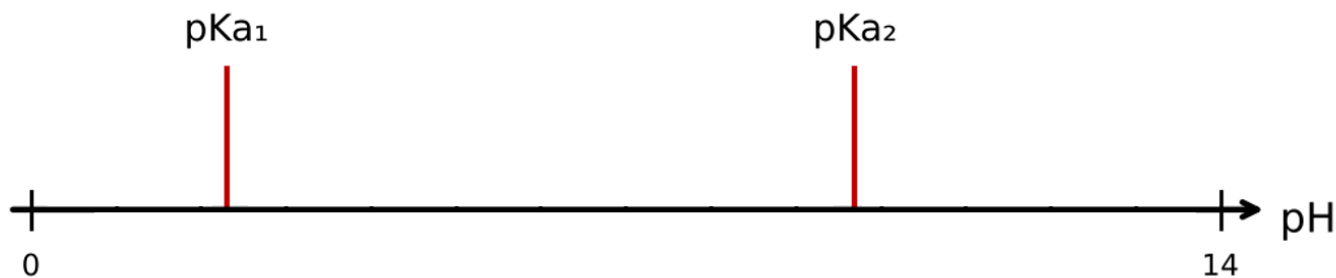
► Note les trois cas, puis trace le diagramme demandé.

Lien : <https://youtu.be/K4NiQSbjvMY>**À RETENIR**

- Si $pH = pK_A$: $[A^-] \dots\dots\dots [AH]$; les deux formes ont la même concentration.
- Si $pH < pK_A$: $[A^-] \dots\dots\dots [AH]$; c'est qui prédomine.
- Si $pH > pK_A$: $[A^-] \dots\dots\dots [AH]$; c'est qui prédomine.

À VOUS DE JOUER – Le vinaigreTrace le diagramme de prédominance du couple acide éthanoïque / ion éthanoate ($pK_A = 4,8$) :a) Quelle espèce prédomine dans le vinaigre ($pH = 2,5$) ?b) Et dans le sang ($pH = 7,4$) ?Cas des acides α -aminés

Un acide α -aminé possède deux couples : le groupe $-COOH$ (couple acide carboxylique / ion carboxylate, $pK_{A1} = 3$) et le groupe $-NH_3^+$ (couple ion alkylammonium / amine, $pK_{A2} = 9,5$). Complète le diagramme avec les trois formes :



On remarque que la forme $\text{H}_2\text{N}-\text{CHR}-\text{COOH}$

XVI. Diagramme de distribution

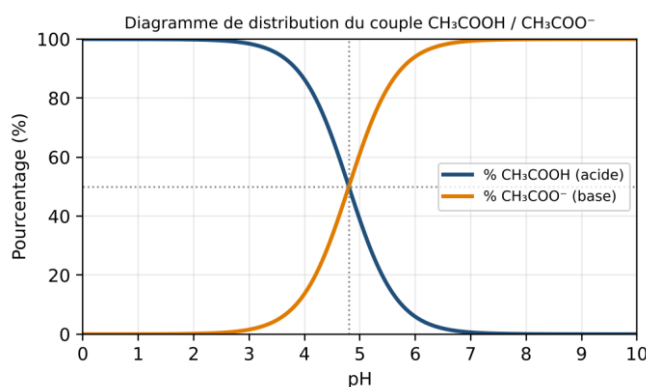


VIDÉO n°16 – Diagramme de distribution

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

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

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



À VOUS DE JOUER

- a) Au point d'intersection des deux courbes, quel est le pourcentage de chaque forme ? Quelle est la valeur du pH ?
- b) Quelle est l'espèce majoritaire à pH = 6 ? Avec quel pourcentage environ ?

XVII. Applications

1. Les indicateurs colorés

Un indicateur coloré est un couple acide/base (noté $\text{HInd} / \text{Ind}^-$) dont la forme acide et la forme basique ont des Sa **zone de virage** est l'intervalle de pH dans lequel il change de teinte ; elle est située autour de

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 ? de pH = 9 ?

2. Les solutions tampons

À RETENIR

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

MES QUESTIONS POUR LE PROFESSEUR (à envoyer par l'ENT / messagerie)

.....

☐ J'ai terminé la séance 8 – je coche la case dans le plan de travail (début du document).

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>

Mes réponses (avant la correction) :

.....

Ce que j'ai corrigé grâce à la vidéo :

.....

Auto-évaluation

Pour chaque compétence, coche une case. Si tu coches « À revoir », regarde de nouveau la vidéo indiquée.

Je sais...	Vidéo	Acquis	À revoir
définir un acide, une base et écrire une demi-équation	3, 5	☐	☐
reconnaître une espèce amphotère	6	☐	☐
écrire l'équation d'une réaction acide-base	4, 7, 8	☐	☐
calculer un pH ou une concentration $[H_3O^+]$	1, 2	☐	☐

Je sais...	Vidéo	Acquis	À revoir
calculer un taux d'avancement final τ	17	☐	☐
écrire K_A , K_e et passer de K_A à pK_A	12, 9, 10	☐	☐
calculer le pH d'un acide fort et d'une base forte	11, 21, 22	☐	☐
utiliser l'échelle des pK_A	13	☐	☐
établir la composition d'une solution d'acide faible	18, 19	☐	☐
utiliser $pH = pK_A + \log([A^-]/[AH])$ et tracer un diagramme de prédominance	15, 14	☐	☐
lire un diagramme de distribution	16	☐	☐

Annexe – Toutes les vidéos du chapitre

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

1		Calculer le pH d'une solution : $pH = -\log([H_3O^+]/c^\circ)$	2		Relation entre $[H_3O^+]$ 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 pK_a
13		Échelle des pK_a : acide fort / faible, base forte / faible	14		Tracer un diagramme de prédominance (pK_a)
15		Démonstration de $pH = pK_a + \log([A^-]/[AH])$	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