

Réactions acide-base et pH

Le jus de citron, le vinaigre et ton estomac ont un point commun : ils regorgent d'ions H_3O^+ . Comment un simple échange d'ion H^+ entre deux espèces explique-t-il l'acidité... et comment un seul nombre, le pH, permet-il de la mesurer ?

Ce que tu vas savoir faire

- Reconnaître un transfert d'ion hydrogène H^+ , identifier les couples acide/base et écrire l'équation d'une réaction acide-base
- Écrire la formule semi-développée et le schéma de Lewis d'un acide carboxylique, d'un ion carboxylate, d'une amine et d'un ion ammonium
- Reconnaître une espèce amphotère (eau, ion hydrogénocarbonate)
- Passer de $[H_3O^+]$ au pH et inversement, avec le bon nombre de chiffres significatifs
- Prévoir le pH d'une solution d'acide fort et le vérifier par des dilutions successives
- Mesurer un pH correctement (pH-mètre étalonné, papier pH)

À revoir avant de commencer

- Ions, formules chimiques et schémas de Lewis (2^{de} - 1^{re})
- Quantité de matière, concentration molaire, dilution (2^{de})
- Tableau d'avancement, avancement maximal (1^{re})
- Demi-équations d'oxydoréduction (1^{re}) : même logique, avec des électrons
- Puissances de 10 et fonction logarithme décimal (maths)

1 Le cours

1. Acides et bases : une histoire d'ion H^+

Verse du vinaigre sur du bicarbonate de soude : ça mousse ! Des bulles de dioxyde de carbone se forment parce qu'une espèce du vinaigre **donne** un ion hydrogène H^+ à une espèce du bicarbonate, qui le **capte**. Toute la chimie acide-base repose sur cette idée simple, proposée par le chimiste danois Brønsted en 1923.

Définitions – Acide et base selon Brønsted

- Un **acide** est une espèce chimique capable de **céder** un ion hydrogène H^+ .
- Une **base** est une espèce chimique capable de **capter** un ion hydrogène H^+ .

L'ion H^+ est un atome d'hydrogène qui a perdu son électron : c'est un simple proton. On parle aussi de « transfert de proton ».

Définition – Couple acide/base

Un acide AH et la base A⁻ obtenue quand il a cédé un ion H⁺ forment un **couple acide/base**, noté AH/A⁻ (l'acide toujours à gauche). On dit que A⁻ est la **base conjuguée** de AH. Le passage de l'un à l'autre s'écrit par une **demi-équation** :



Attention : l'acide n'est pas forcément neutre et la base pas forcément chargée négativement. Seule compte la différence d'un H⁺ : par exemple $\text{NH}_4^+ = \text{NH}_3 + \text{H}^+$. Le signe « = » est **formel** : un ion H⁺ n'existe jamais seul dans l'eau, il est toujours capté par une autre espèce.

Acide	Base conjuguée	Demi-équation
acide éthanoïque CH ₃ COOH	ion éthanoate CH ₃ COO ⁻	CH ₃ COOH = CH ₃ COO ⁻ + H ⁺
ion ammonium NH ₄ ⁺	ammoniac NH ₃	NH ₄ ⁺ = NH ₃ + H ⁺
ion oxonium H ₃ O ⁺	eau H ₂ O	H ₃ O ⁺ = H ₂ O + H ⁺
eau H ₂ O	ion hydroxyde HO ⁻	H ₂ O = HO ⁻ + H ⁺
dioxyde de carbone dissous* CO ₂ , H ₂ O	ion hydrogénocarbonate HCO ₃ ⁻	CO ₂ , H ₂ O = HCO ₃ ⁻ + H ⁺
ion hydrogénocarbonate HCO ₃ ⁻	ion carbonate CO ₃ ²⁻	HCO ₃ ⁻ = CO ₃ ²⁻ + H ⁺

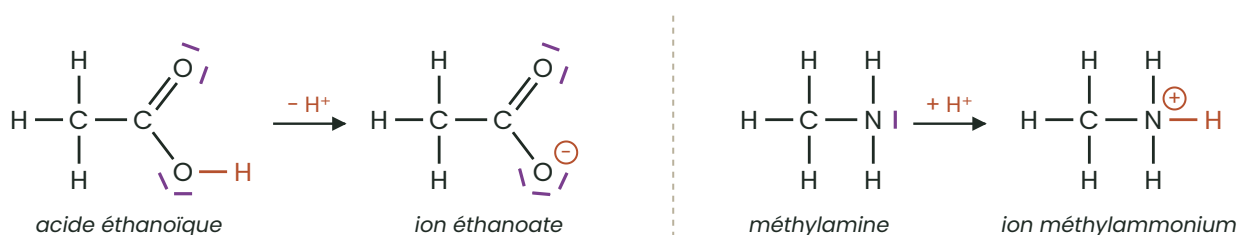
* « CO₂, H₂O » (ou « acide carbonique », parfois noté H₂CO₃) : dioxyde de carbone dissous. Il rend l'eau gazeuse et l'eau de pluie légèrement acides.

2. Couples à connaître : acides carboxyliques et amines

Deux familles organiques reviennent sans cesse en Terminale (voir aussi la fiche 8) :

- Un **acide carboxylique** R-COOH possède le groupe carboxyle -COOH. Le H « acide » est celui lié à un atome d'oxygène. En le cédant, il donne un **ion carboxylate** R-COO⁻ : l'oxygène garde le doublet de la liaison O-H et porte la charge -.
- Une **amine** R-NH₂ possède un atome d'azote porteur d'un **doublet non liant**. Ce doublet peut capter un ion H⁺ : l'amine est une **base**, et son acide conjugué est un **ion ammonium** R-NH₃⁺. L'ammoniac NH₃ se comporte de la même façon.

Formules semi-développées : acide éthanoïque CH₃-COOH et ion éthanoate CH₃-COO⁻ ; méthylamine CH₃-NH₂ et ion méthylammonium CH₃-NH₃⁺. Les schémas de Lewis montrent où partent et où arrivent les ions H⁺ :

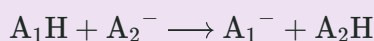


Schémas de Lewis (traits violets : doublets non liants). Carboxylate : O garde le doublet de l'ancienne liaison O-H (3 doublets non liants, charge $\ominus$). Ammonium : le doublet non liant de N devient une liaison N-H (4 liaisons, charge $\oplus$).

3. La réaction acide-base : un transfert d'ion H^+

Définition – Réaction acide-base

Une réaction acide-base est un **transfert d'ion H^+** de l'acide A_1H d'un couple 1 vers la base A_2^- d'un couple 2 :



Il y a toujours **deux couples** en jeu, et les ions H^+ n'apparaissent **jamais** dans l'équation finale.

Méthode – Établir l'équation d'une réaction acide-base

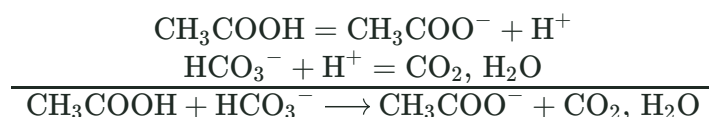
- Repérer l'**acide** (qui cède H^+) et la **base** (qui le capte). Si l'on connaît déjà l'équation, l'acide est l'espèce qui **perd un H et une charge +** : dans $HCOOH + CH_3NH_2 \longrightarrow HCOO^- + CH_3NH_3^+$, $HCOOH$ est l'acide, CH_3NH_2 la base.
- Écrire la demi-équation du couple de l'acide dans le sens où il **cède H^+** : $A_1H = A_1^- + H^+$.
- Écrire la demi-équation du couple de la base dans le sens où elle **capte H^+** : $A_2^- + H^+ = A_2H$.
- Additionner** : les H^+ se simplifient. Vérifier la conservation des éléments et des charges.

Exemple résolu – Vinaigre et bicarbonate

Le vinaigre contient de l'acide éthanoïque CH_3COOH , le bicarbonate de soude apporte des ions hydrogénocarbonate HCO_3^- . On observe une effervescence. Écrire l'équation de la réaction et expliquer l'observation.

Solution

Qui donne, qui reçoit ? L'acide éthanoïque cède un H^+ ; l'ion hydrogénocarbonate le capte (il joue ici le rôle de base du couple $CO_2, H_2O/HCO_3^-$).



Vérification : 3 C, 5 H et 5 O de chaque côté ; charge -1 de chaque côté. Le dioxyde de carbone formé, peu soluble, s'échappe en partie sous forme de gaz : ce sont les bulles.

4. Les espèces amphotères

Définition – Espèce amphotère

Une espèce est **amphotère** (on dit aussi que c'est un **ampholyte**) si elle est l'**acide** d'un couple et la **base** d'un autre couple. Elle peut donc, selon son partenaire, céder ou capter un ion H^+ .

- L'eau** : base du couple H_3O^+/H_2O ($H_2O + H^+ = H_3O^+$) et acide du couple H_2O/HO^- ($H_2O = HO^- + H^+$).
- L'ion hydrogénocarbonate** HCO_3^- : base du couple $CO_2, H_2O/HCO_3^-$ et acide du couple HCO_3^-/CO_3^{2-} . Il réagit avec les acides (vinaigre) **et** avec les bases.

Comme l'eau est amphotère, elle peut réagir **sur elle-même** : une molécule d'eau cède un H^+ à une autre. C'est l'**autoprotolyse de l'eau** :



Cette réaction est très limitée : dans l'eau pure à 25 °C, $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{HO}^-] = 1,0 \times 10^{-7} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ seulement. Sa constante d'équilibre est le **produit ionique de l'eau** : $K_e = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{HO}^-]}{c^\circ{}^2} = 1,0 \times 10^{-14}$ à 25 °C, soit $\text{p}K_e = -\log K_e = 14$ (sans unité). Il est étudié en détail dans la **fiche 7**.

5. Le pH : une échelle pour mesurer l'acidité

Dans l'eau, l'acidité est due aux ions oxonium H_3O^+ . Leur concentration varie énormément : environ $10^{-1} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ dans le suc gastrique, 10^{-7} dans l'eau pure, 10^{-12} dans l'eau de Javel. Manipuler des puissances de 10 n'est pas pratique : le chimiste Sørensen a eu l'idée (1909) de ne garder que l'**exposant**, grâce au logarithme décimal.

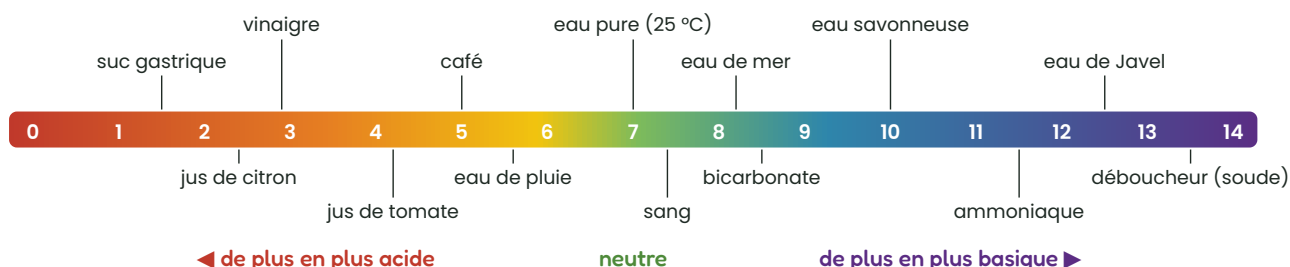
Définition – pH d'une solution aqueuse

$$\text{pH} = -\log\left(\frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{c^\circ}\right) \iff [\text{H}_3\text{O}^+] = c^\circ \times 10^{-\text{pH}}$$

- $[\text{H}_3\text{O}^+]$: concentration en ions oxonium, en $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$;
- $c^\circ = 1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$: concentration standard (elle rend le quotient sans dimension) ;
- le pH est une grandeur **sans unité**. Valable pour des solutions diluées ($[\text{H}_3\text{O}^+] < 0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ environ).

Rappels sur le logarithme décimal

$\log(10^n) = n$ et $10^{\log x} = x$. À cause du signe $-$: **plus $[\text{H}_3\text{O}^+]$ est grande, plus le pH est petit** ; $[\text{H}_3\text{O}^+]$ multipliée par 10 : pH diminué de 1. Calculatrice : touches **log** (et non **ln**) et 10^x .



Échelle de pH à 25 °C et quelques solutions de la vie courante (valeurs approximatives).

Propriété – Solution acide, neutre ou basique (à 25 °C)

Solution **acide** : $[\text{H}_3\text{O}^+] > [\text{HO}^-]$, $\text{pH} < 7$; **neutre** : $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{HO}^-]$, $\text{pH} = 7$; **basique** : $[\text{H}_3\text{O}^+] < [\text{HO}^-]$, $\text{pH} > 7$.

La valeur 7 n'est valable qu'à 25 °C : elle dépend de la température (fiche 7).

Exemple résolu – Du pH à la concentration et inversement

Règle : le nombre de **décimales** du pH est égal au nombre de **chiffres significatifs** (c.s.) de la concentration.

- Une boisson contient $[\text{H}_3\text{O}^+] = 2,5 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. Calculer son pH.
- Une eau de mer a un pH de 8,3. Calculer $[\text{H}_3\text{O}^+]$.

Solution

a) $\text{pH} = -\log\left(\frac{2,5 \times 10^{-3}}{1}\right) = 2,602 \dots$ soit $\text{pH} = 2,60$ (2 c.s. pour la concentration, donc 2 décimales).

b) $[\text{H}_3\text{O}^+] = c^\circ \times 10^{-\text{pH}} = 1 \times 10^{-8,3} = 5,01 \dots \times 10^{-9}$ soit $[\text{H}_3\text{O}^+] = 5 \times 10^{-9} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ (1 décimale pour le pH, donc 1 c.s.).

6. Acide fort, base forte : le pH d'une solution d'acide fort

Certains acides cèdent leur ion H^+ à l'eau **complètement** : il ne reste plus une seule molécule d'acide dans la solution. D'autres, comme l'acide éthanoïque, ne le font que partiellement. Ici on étudie le cas le plus simple ; la comparaison détaillée (constante d'acidité, taux d'avancement) fait l'objet de la **fiche 7**.

Définitions – Acide fort, base forte dans l'eau

- Un **acide fort** réagit **totalement** avec l'eau : $\text{AH} + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{A}^- + \text{H}_3\text{O}^+$ (flèche simple).
Exemples : le chlorure d'hydrogène HCl donne l'**acide chlorhydrique** (H_3O^+ , Cl^-) ; l'acide nitrique HNO_3 donne une solution (H_3O^+ , NO_3^-).
- Une **base forte** réagit totalement avec l'eau en formant des ions HO^- . En pratique, la **soude** (solution d'hydroxyde de sodium NaOH) contient directement des ions (Na^+ , HO^-). Le calcul du pH d'une base forte utilise K_e : voir fiche 7.

pH d'une solution d'acide fort À SAVOIR ÉTABLIR

On dissout une quantité $n = c \times V$ de chlorure d'hydrogène dans un volume V d'eau (c : concentration **apportée**). Tableau d'avancement :

Équation	HCl	$+ \text{H}_2\text{O}$	$\longrightarrow$	Cl^-	$+ \text{H}_3\text{O}^+$
État initial	cV	excès		0	0
État final (totale)	$cV - x_{\max} = 0$	excès		$x_{\max}$	$x_{\max}$

La réaction est totale donc $x_f = x_{\max} = cV$, d'où $[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{x_{\max}}{V} = c$ (on néglige les ions H_3O^+ venant de l'autoprotolyse de l'eau).

Propriété – pH d'une solution d'acide fort

$$\text{pH} = -\log\left(\frac{c}{c^\circ}\right)$$

c : concentration apportée en acide fort ($\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$). Relation valable environ pour $10^{-6} < c < 10^{-1} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. Conséquence : **diluer 10 fois** une solution d'acide fort **augmente son pH de 1**.

Exemple résolu – Préparer une solution d'acide chlorhydrique

On dispose d'une solution mère d'acide chlorhydrique de concentration $c_0 = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. On prélève $V_0 = 10,0 \text{ mL}$ qu'on verse dans une fiole jaugée de $V_1 = 100,0 \text{ mL}$, complétée avec de l'eau distillée. Calculer le pH de la solution mère puis de la solution fille.

Solution

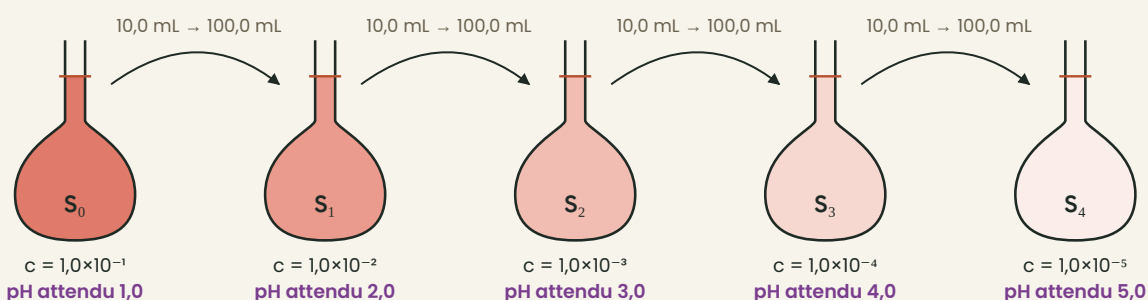
Solution mère : acide fort, donc $\text{pH}_0 = -\log(1,0 \times 10^{-2}) = 2,00$.

Dilution (conservation de la quantité de matière) : $c_0 V_0 = c_1 V_1 \Rightarrow c_1 = c_0 \frac{V_0}{V_1} = 1,0 \times 10^{-2} \times \frac{10,0}{100,0} = 1,0 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

$\text{pH}_1 = -\log(1,0 \times 10^{-3}) = 3,00$: dilution d'un facteur 10, le pH augmente bien de 1.

Au labo – Dilutions successives d'acide chlorhydrique

But : tester la relation $\text{pH} = -\log(c/c^\circ)$ pour un acide fort. **Protocole :** à partir de S_0 ($c_0 = 1,0 \times 10^{-1} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$), on prélève 10,0 mL à la pipette jaugée, on les verse dans une fiole jaugée de 100,0 mL et on complète à l'eau distillée jusqu'au trait de jauge : on obtient S_1 , diluée 10 fois. On recommence à partir de S_1 , etc. On mesure le pH de chaque solution au pH-mètre étalonné, de la plus diluée à la plus concentrée.



Concentrations c en $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$. Chaque dilution d'un facteur 10 doit augmenter le pH de 1 unité ; chaque fiole est remplie jusqu'au trait de jauge.

Solution	S_0	S_1	S_2	S_3	S_4	S_5	S_6
c ($\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$)	10^{-1}	10^{-2}	10^{-3}	10^{-4}	10^{-5}	10^{-6}	10^{-7}
pH mesuré (typique)	1,1	2,0	3,0	4,0	4,9	5,6	5,8

Exploitation : de S_1 à S_4 , le pH augmente d'environ 1 à chaque dilution : la relation est vérifiée. Très diluées, les solutions ont un pH proche de celui de l'eau distillée utilisée (5,5 à 6, à cause du CO_2 dissous) : un acide ne dépasse **jamais** pH 7 par dilution. S_0 est un peu trop concentrée pour la relation.

7. Mesurer un pH

Papier pH et indicateur universel

Une goutte de solution (déposée avec un agitateur en verre) colore le papier ; on compare à une échelle de teintes. **Rapide** mais **peu précis** : à 0,5 ou 1 unité près. Utile pour une première estimation ou pour vérifier un ordre de grandeur.

pH-mètre

Une sonde (électrode combinée) plongée dans la solution délivre une tension qui dépend du pH ; l'appareil affiche la valeur. **Précis** : à 0,05 près environ, s'il est **étalonné**. Or $\pm 0,05$ sur le pH, c'est déjà un facteur $10^{0,05} \approx 1,12$, soit $\pm 12\%$ environ, sur $[\text{H}_3\text{O}^+]$.

Méthode – Mesurer un pH au pH-mètre

1. **Étalonner** avec deux solutions tampons de pH connu (pH 7,0 puis pH 4,0, ou 10,0 pour des solutions basiques), à la température de travail.

2. **Rincer** la sonde à l'eau distillée et l'essuyer délicatement avec du papier absorbant entre chaque mesure.
3. Plonger la sonde dans la solution (agitation douce), attendre que la valeur se **stabilise**, lire.
4. Aller de la solution la moins concentrée à la plus concentrée ; ranger la sonde dans sa solution de conservation.

2 Les pièges à éviter

Attention – Les erreurs classiques

- **Écrire H^+ dans l'équation d'une réaction.** Les H^+ n'apparaissent que dans les demi-équations ; ils doivent se simplifier quand on les additionne. Dans l'eau, on écrit H_3O^+ .
- **Retirer le mauvais H d'un acide carboxylique.** Seul le H du groupe $-COOH$ (lié à O) est acide. Les H liés aux atomes de carbone ne partent pas : CH_3COOH donne CH_3COO^- , pas « CH_2COOH^- ».
- **Confondre acide fort et acide concentré.** « Fort » veut dire « réagit totalement avec l'eau », « concentré » veut dire « beaucoup d'acide par litre ». Une solution d'acide chlorhydrique à $1,0 \times 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ est un acide fort très dilué, de pH 5,0.
- **Utiliser $\ln$ au lieu de $\log$** , ou oublier le signe $-$. Réflexe de contrôle : une solution acide a un pH compris entre 0 et 7, jamais négatif pour une solution diluée.
- **Croire que diluer une solution acide augmente toujours son pH de 1.** C'est vrai pour un acide fort dans le domaine de validité ; un acide ne devient jamais basique par dilution (pH limité à 7), et pour un acide faible l'augmentation est plus faible (fiche 7).

3 Ordres de grandeur et unités

Aucune capacité numérique n'est prévue pour ce chapitre : voici les unités et repères à avoir en tête (pour des valeurs de pH typiques, revois l'échelle de pH du cours).

Grandeur	Symbole	Unité
quantité de matière	n	mol
volume	V	L (ou m^3 en SI)
concentration en quantité de matière	$c, [X]$	$\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$
concentration standard	c°	$1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$
pH	pH	sans unité
masse molaire	M	$\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$

Repères rapides

- $1 \text{ mmol} \cdot \text{L}^{-1} = 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$: convertir **avant** de prendre le logarithme.
 $[H_3O^+] = 1 \text{ mmol} \cdot \text{L}^{-1}$ donne pH 3, pas pH 0 !
- pH +1 : $[H_3O^+]$ divisée par 10 ; pH +2 : divisée par 100 ; pH +0,3 : divisée par 2 environ (car $\log 2 \approx 0,30$).
- Précision : papier pH $\approx \pm 0,5$; pH-mètre étalonné $\approx \pm 0,05$.
- Eau pure à 25 °C : $[H_3O^+] = [HO^-] = 1,0 \times 10^{-7} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$, pH = 7,0 ; $K_e = 1,0 \times 10^{-14}$.

4 Exercices

Exercice 1 ★ – pH et concentration

1. Calculer le pH des solutions suivantes : a) $[\text{H}_3\text{O}^+] = 3,2 \times 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$; b) $[\text{H}_3\text{O}^+] = 6,0 \times 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$; c) $[\text{H}_3\text{O}^+] = 4,7 \times 10^{-9} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.
2. Calculer $[\text{H}_3\text{O}^+]$ pour : d) un jus d'orange de pH 3,5 ; e) un sang de pH 7,40 ; f) une lessive de pH 9,20.
3. Classer les six solutions de la plus acide à la plus basique.

Exercice 2 ★★ – Écrire des réactions acide-base

1. Écrire l'équation de la réaction entre l'acide méthanoïque HCOOH et l'ammoniac NH_3 , en détaillant les demi-équations.
2. Même question pour la réaction entre l'acide benzoïque $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$ et l'ion hydroxyde HO^- .
3. Représenter le schéma de Lewis de l'ion méthanoate HCOO^- .
4. L'ion hydrogénocarbonate réagit avec l'ion hydroxyde. Écrire l'équation. Quel rôle joue HCO_3^- ici ? Et dans l'exemple résolu « vinaigre et bicarbonate » ? Conclure.

Exercice 3 ★★ – Diluer un acide fort

On dispose d'une solution S_0 d'acide nitrique (acide fort) de concentration $c_0 = 5,0 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

1. Écrire l'équation de la réaction de l'acide nitrique HNO_3 avec l'eau. Pourquoi utilise-t-on une flèche simple ?
2. Calculer le pH de S_0 .
3. On veut préparer $V_1 = 200,0 \text{ mL}$ d'une solution S_1 de pH 2,00. Calculer la concentration c_1 nécessaire, puis le volume V_0 de S_0 à prélever. Décrire le protocole et le matériel.
4. Un élève affirme : « en diluant S_1 un million de fois, j'obtiendrai une solution de pH 8,00 ». Qu'en penses-tu ?

Exercice 4 ★★★ – Type bac : le bicarbonate contre les brûlures d'estomac

Document 1. Le suc gastrique contient de l'acide chlorhydrique. En cas de brûlures d'estomac, son pH peut descendre à 1,30. On estime à $V = 0,200 \text{ L}$ le volume de suc gastrique concerné.

Document 2. Un sachet d'antiacide contient $m = 1,00 \text{ g}$ d'hydrogénocarbonate de sodium NaHCO_3 , solide ionique qui se dissout en ions Na^+ et HCO_3^- . La réaction avec le suc gastrique produit du dioxyde de carbone gazeux (ce qui fait « roter »).

Données : $M(\text{NaHCO}_3) = 84,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; volume molaire des gaz à 37°C : $V_m = 25 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$; couples $\text{H}_3\text{O}^+/\text{H}_2\text{O}$ et CO_2 , $\text{H}_2\text{O}/\text{HCO}_3^-$; on admet que la réaction est totale et que le CO_2 formé passe entièrement à l'état gazeux.

1. Calculer la concentration en ions H_3O^+ du suc gastrique, puis la quantité de matière $n(\text{H}_3\text{O}^+)$ contenue dans le volume V .
2. Écrire l'équation de la réaction entre les ions H_3O^+ et HCO_3^- , en justifiant par les demi-équations.
3. Calculer la quantité de matière d'ions HCO_3^- apportée par un sachet. Déterminer le réactif limitant. Un sachet suffit-il à neutraliser l'acidité en excès ?

4. Calculer le volume de dioxyde de carbone libéré.
5. Pour vérifier le pH du suc gastrique en laboratoire, un technicien hésite entre du papier pH et un pH-mètre. Que lui conseilles-tu ? Justifier en évaluant l'incertitude sur $n(\text{H}_3\text{O}^+)$ dans chaque cas.

5 Teste-toi (QCM)

- 1 Selon Brønsted, une base est une espèce capable de :
 - A. céder un ion H^+
 - B. capter un ion H^+
 - C. capter un électron
 - D. céder un ion HO^-
- 2 La base conjuguée de l'ion ammonium NH_4^+ est :
 - A. NH_3
 - B. NH_2^-
 - C. NH_4OH
 - D. H_3O^+
- 3 Laquelle de ces espèces est amphotère ?
 - A. Cl^-
 - B. CO_3^{2-}
 - C. HCO_3^-
 - D. CH_3COO^-
- 4 Une solution a un pH de 4,0. Sa concentration en ions oxonium vaut :
 - A. $4,0 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$
 - B. $1 \times 10^4 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$
 - C. $1 \times 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$
 - D. $0,60 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$
- 5 On dilue 100 fois une solution d'acide chlorhydrique de pH 2,0. Le nouveau pH vaut :
 - A. 2,0
 - B. 3,0
 - C. 4,0
 - D. 200
- 6 Avant d'utiliser un pH-mètre, il faut :
 - A. le rincer à l'acide
 - B. l'étalonner avec des solutions tampons
 - C. le plonger dans de la soude
 - D. rien de particulier

L'essentiel à retenir

- **Acide** : cède un H^+ ; **base** : capte un H^+ .
- Couple AH/A^- : $\text{AH} = \text{A}^- + \text{H}^+$ (demi-équation formelle).
- Réaction acide-base : transfert de H^+ entre **deux couples** ; pas de H^+ dans l'équation finale.
- Acide carboxylique $\text{R}-\text{COOH}$ / ion carboxylate $\text{R}-\text{COO}^-$; ion ammonium $\text{R}-\text{NH}_3^+$ / amine $\text{R}-\text{NH}_2$.
- **Amphotère** : acide d'un couple et base d'un autre (H_2O , HCO_3^-).
- Autoprotolyse : $2 \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{HO}^-$, très limitée (fiche 7).
- $\text{pH} = -\log([\text{H}_3\text{O}^+]/c^\circ) \Leftrightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = c^\circ \times 10^{-\text{pH}}$ avec $c^\circ = 1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$; pH sans unité.
- À 25 °C : acide si $\text{pH} < 7$, neutre si $\text{pH} = 7$, basique si $\text{pH} > 7$.
- **Acide fort** : réaction totale avec l'eau ; $\text{pH} = -\log(c/c^\circ)$.
- Diluer 10 fois un acide fort : $\text{pH} + 1$ (jamais au-delà de 7).
- Décimales du pH = chiffres significatifs de la concentration.
- pH-mètre : étalonner, rincer, attendre la stabilisation ; $\pm 0,05$.

6 Corrigés

Exercice 1

1. a) $\text{pH} = -\log(3,2 \times 10^{-4}) = 3,49$; b) $-\log(6,0 \times 10^{-5}) = 4,22$; c) $-\log(4,7 \times 10^{-9}) = 8,33$ (2 c.s., donc 2 décimales). 2. d) $10^{-3,5} = 3 \times 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ (1 décimale, donc 1 c.s.); e) $10^{-7,40} = 4,0 \times 10^{-8} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$; f) $10^{-9,20} = 6,3 \times 10^{-10} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. 3. a (3,49); d (3,5); b (4,22); e (7,40); c (8,33); f (9,20); a et d sont quasi identiques.

Exercice 2

1. $\text{HCOOH} = \text{HCOO}^- + \text{H}^+$ et $\text{NH}_3 + \text{H}^+ = \text{NH}_4^+$, d'où $\text{HCOOH} + \text{NH}_3 \longrightarrow \text{HCOO}^- + \text{NH}_4^+$. 2.

$\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH} = \text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^- + \text{H}^+$ et $\text{HO}^- + \text{H}^+ = \text{H}_2\text{O}$ (couple $\text{H}_2\text{O}/\text{HO}^-$), d'où

$\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH} + \text{HO}^- \longrightarrow \text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^- + \text{H}_2\text{O}$.

3. Comme l'ion éthanoate du cours, avec H à la place de CH_3 : C lié à H, à un O par une double liaison (2 doublets non liants) et à un O portant 3 doublets non liants et la charge $\ominus$.

4. $\text{HCO}_3^- = \text{CO}_3^{2-} + \text{H}^+$ et $\text{HO}^- + \text{H}^+ = \text{H}_2\text{O}$, d'où $\text{HCO}_3^- + \text{HO}^- \longrightarrow \text{CO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O}$: ici HCO_3^- est un **acide**. Avec le vinaigre, il était une **base**. Il peut jouer les deux rôles: il est amphotère.

Exercice 3

1. $\text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{NO}_3^- + \text{H}_3\text{O}^+$: flèche simple car la réaction d'un acide fort avec l'eau est totale. 2. $\text{pH}_0 = -\log(5,0 \times 10^{-2}) = 1,30$.

3. $c_1 = c^\circ \times 10^{-2,00} = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. Conservation de la quantité de matière: $c_0 V_0 = c_1 V_1 \Rightarrow V_0 = \frac{c_1 V_1}{c_0} = \frac{1,0 \times 10^{-2} \times 200,0}{5,0 \times 10^{-2}} = 40 \text{ mL}$. Protocole (gants, lunettes): prélever 40,0 mL de S_0 (pipette jaugée de 20,0 mL deux fois, ou burette), les verser dans une fiole jaugée de 200,0 mL, compléter à l'eau distillée jusqu'au trait de jauge, boucher, homogénéiser.

4. Faux: pour $c = 10^{-8} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ ($< 10^{-6}$), la relation n'est plus valable (les H_3O^+ de l'autoprotolyse de l'eau ne sont plus négligeables). Une solution acide ne devient pas basique par dilution: le pH tend vers 7 sans le dépasser.

Exercice 4

1. $[\text{H}_3\text{O}^+] = c^\circ \times 10^{-1,30} = 5,0 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$; $n(\text{H}_3\text{O}^+) = [\text{H}_3\text{O}^+] \times V = 5,0 \times 10^{-2} \times 0,200 = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol}$. 2. $\text{H}_3\text{O}^+ = \text{H}_2\text{O} + \text{H}^+$ et $\text{HCO}_3^- + \text{H}^+ = \text{CO}_2, \text{H}_2\text{O}$, d'où $\text{H}_3\text{O}^+ + \text{HCO}_3^- \longrightarrow \text{CO}_2, \text{H}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O}$.

3. $n(\text{HCO}_3^-) = \frac{m}{M} = \frac{1,00}{84,0} = 1,19 \times 10^{-2} \text{ mol}$. Coefficients 1:1 et $n(\text{H}_3\text{O}^+) = 1,0 \times 10^{-2} < 1,19 \times 10^{-2}$: H_3O^+ est limitant. Oui, un sachet suffit (il faudrait au minimum $1,0 \times 10^{-2} \times 84,0 = 0,84 \text{ g}$). 4. $n(\text{CO}_2) = x_{\text{max}} = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol}$; $V(\text{CO}_2) = n \times V_m = 1,0 \times 10^{-2} \times 25 = 0,25 \text{ L}$.

5. Papier pH: $\pm 0,5$, soit un facteur $10^{0,5} \approx 3$ sur $n(\text{H}_3\text{O}^+)$ (entre 3×10^{-3} et $3 \times 10^{-2} \text{ mol}$): impossible de dire si un sachet suffit. pH-mètre étalonné: $\pm 0,05$, soit environ $\pm 12 \%$. On conseille le pH-mètre.

QCM

1. B. · 2. A ($\text{NH}_4^+ = \text{NH}_3 + \text{H}^+$). · 3. C (acide et base: voir le cours). · 4. C ($10^{-4,0}$). · 5. C (dilution par 100 = 10^2 : pH +2 pour un acide fort). · 6. B.