

prépaBAC

T le
GÉNÉRALE

Mes SPÉCIALITÉS

**Cours &
sujets corrigés**

**NOUVEAU
BAC**



Physique-chimie



SVT



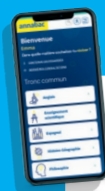
Grand Oral



OPTION

Maths complémentaires

Avec des **vidéos** 
pour mieux réviser !



OFFERT Un abonnement
au site de révision **annabac**



Avec cet ouvrage dans chaque matière



Des vidéos de révision 
sur la chaîne Youtube **annabac**

► En physique-chimie

Les notions-clés

hatier-clic.fr/8300557_01



Les schémas bilans

hatier-clic.fr/8300557_02



► En SVT

Les notions-clés

hatier-clic.fr/8300557_03



► **Pour le Grand Oral**
Simulations
et techniques oratoires
hatier-clic.fr/8300557_04



Un abonnement* au site de révision **annabac**

Cet ouvrage vous permet d'accéder gratuitement*
à toutes les ressources du site – fiches, quiz, vidéos, sujets corrigés... –
dans les différentes matières (tronc commun et spécialités) de T^{le}.



Rendez-vous sur **www.annabac.com**
dans la rubrique « J'ai acheté
un ouvrage Hatier »

* Selon les conditions précisées sur le site



Mes SPÉCIALITÉS

► Physique-chimie

Nathalie Benguigui • Patrice Brossard • Joël Carrasco
• Gaëlle Cormerais • Éric Langlois • Jacques Royer

► SVT

Sébastien Castillo • Jonathan Faivre • Sabrina Gaillardou
• Anne Le Nost • Hervé Mulard • Delphine Roumier • Bruno Vah

► Maths complémentaires

Michel Abadie • Jacques Delfaud • Annick Meyer
• Jean-Dominique Picchiottino • Sophie Dupuy-Touzet
• Martine Salmon

► Grand Oral

Jacques Royer • Hervé Mulard
Avec la collaboration de Denise Maréchal

Maquette de principe : Frédéric Jély

Mise en pages : STDI

Schémas : STDI, Corédoc et Nord Compo

Iconographie : Hatier illustration

Édition : Béatrix Lot

© Hatier, Paris, 2024

Sous réserve des exceptions légales, toute représentation ou reproduction intégrale ou partielle, faite, par quelque procédé que ce soit, sans le consentement de l'auteur ou de ses ayants droit, est illicite et constitue une contrefaçon sanctionnée par le Code de la Propriété Intellectuelle. Le CFC est le seul habilité à délivrer des autorisations de reproduction par reprographie, sous réserve en cas d'utilisation aux fins de vente, de location, de publicité ou de promotion de l'accord de l'auteur ou des ayants droit.

AVANT-PROPOS

VOUS ÊTES EN TERMINALE générale et vous avez choisi les deux spécialités :



PHYSIQUE-CHIMIE



SVT

■ **Dans chacune de ces deux disciplines**, l'ouvrage vous permet en effet :

- de mémoriser les connaissances essentielles sur chacun des thèmes du nouveau programme,
- d'acquérir progressivement les compétences clés et de réviser efficacement.

Cet objectif est rendu possible grâce à un **ensemble de ressources très complet** : des fiches de cours et de méthode synthétiques et visuelles, mais aussi un entraînement, incluant des sujets guidés, pour vous préparer à vos deux épreuves écrites de spécialité.

■ Si vous avez choisi l'**option Maths complémentaires**, vous trouverez également dans cet ouvrage des contenus de cours et des exercices sur ce programme spécifique.

■ L'ouvrage comprend enfin une **section consacrée au Grand Oral** pour vous aider à préparer des questions en lien avec vos spécialités et réussir votre exposé, ainsi que l'entretien qui suivra.

Nous vous recommandons d'utiliser l'ouvrage régulièrement, en fonction de vos besoins. Ainsi vous pourrez aborder vos contrôles en toute sérénité et réussir vos différentes épreuves de spécialités.

Bonnes révisions !

Les auteurs

SOMMAIRE GÉNÉRAL

Pour trouver un chapitre précis dans une matière, reportez-vous au sommaire de chaque partie.



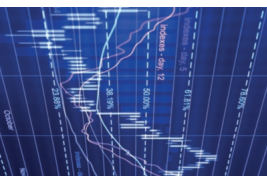
PHYSIQUE-CHIMIE

SOMMAIRE	9
■ Constitution et transformations de la matière	12
■ Mouvement et interactions	102
■ L'énergie : conversions et transferts	134
■ Ondes et signaux	148



SVT

SOMMAIRE	183
■ La Terre, la vie et l'organisation du vivant	186
■ Enjeux contemporains de la planète	220
■ Corps humain et santé	276



MATHS COMPLÉMENTAIRES

SOMMAIRE	330
■ Analyse	332
■ Probabilités et statistique	390



GRAND ORAL

SOMMAIRE	423
■ Préparer le Grand Oral	424
■ Les sujets guidés et corrigés	438

PHYSIQUE-CHIMIE



TOUT LE PROGRAMME

- 56 fiches de cours
- Exercices et sujets corrigés

Constitution et transformations de la matière

1. Les transformations acide-base

1	Réaction acide-base	12	☐
2	Exemples de couples acide-base	14	☐
3	pH d'une solution	16	☐
4	Concentration d'une solution	18	☐
EXERCICES, SUJETS & CORRIGÉS		20	☐

2. Analyse d'un système chimique par des méthodes physiques et chimiques

5	Mesure d'une grandeur physique	24	☐
6	Spectroscopies infrarouge et UV-visible	26	☐
7	Titration pH-métrique	28	☐
8	Titration conductimétrique	30	☐
EXERCICES, SUJETS & CORRIGÉS		32	☐

3. Évolution d'un système, siège d'une transformation chimique

9	Suivi et évolution d'une réaction chimique	36	☐
10	Facteurs cinétiques	38	☐
11	Vitesse volumique d'une espèce chimique	40	☐
12	Modélisation microscopique d'une réaction	42	☐
EXERCICES, SUJETS & CORRIGÉS		44	☐

4. Les transformations nucléaires

13	Noyaux stables et instables	48	☐
14	Radioactivité	50	☐
15	Décroissance radioactive	52	☐
16	Applications de la radioactivité et radioprotection	54	☐
EXERCICES, SUJETS & CORRIGÉS		56	☐

5. Sens d'évolution d'un système oxydant-réducteur

17	Quotient de réaction et critère d'évolution spontanée	60	☐
18	Transformation spontanée modélisée par une oxydo-réduction	62	☐
19	Fonctionnement d'une pile	64	☐

SOMMAIRE

20	Usure et capacité d'une pile	66	☐
21	Une évolution forcée : l'électrolyse	68	☐
EXERCICES, SUJETS & CORRIGÉS		70	☐

6. Sens d'évolution d'un système acide-base

22	Constante d'acidité d'un couple acide-base	76	☐
23	Force d'un acide ou d'une base dans l'eau	78	☐
24	Diagrammes de prédominance et de distribution	80	☐
25	Solution tampon	82	☐
EXERCICES, SUJETS & CORRIGÉS		84	☐

7. Stratégies en synthèse organique

26	Distinguer les molécules organiques	90	☐
27	Familles fonctionnelles de molécules organiques	92	☐
28	La structure électronique des molécules	94	☐
29	Modification des molécules organiques	96	☐
30	Optimisation d'une étape de synthèse	98	☐
EXERCICES, SUJETS & CORRIGÉS		100	☐

Mouvement et interactions

8. Description d'un mouvement

31	Les vecteurs position et vitesse	102	☐
32	Le vecteur accélération	104	☐
33	Quelques mouvements particuliers	106	☐
EXERCICES, SUJETS & CORRIGÉS		108	☐

9. Deuxième loi de Newton - Mouvement dans un champ

34	Les lois de Newton	110	☐
35	Mouvement dans un champ de pesanteur uniforme	112	☐
36	Mouvement dans un champ électrique uniforme	114	☐
37	Aspects énergétiques du mouvement dans un champ uniforme	116	☐
38	Mouvement dans un champ de gravitation	118	☐
EXERCICES, SUJETS & CORRIGÉS		120	☐

10. Écoulement d'un fluide

39	La poussée d'Archimède	124	☐
40	Écoulement d'un fluide en régime permanent	126	☐
41	Relation de Bernoulli	128	☐
EXERCICES, SUJETS & CORRIGÉS		130	☐

L'énergie : conversions et transferts

11. L'énergie : conversions et transferts

42	Le modèle du gaz parfait	134	☐
43	Bilan d'énergie d'un système	136	☐
44	Les transferts thermiques	138	☐
45	Bilan thermique du système Terre-atmosphère	140	☐
46	Évolution de la température d'un système	142	☐
EXERCICES, SUJETS & CORRIGÉS		144	☐

Ondes et signaux

12. Caractérisation des phénomènes ondulatoires

47	Intensité sonore et atténuation	148	☐
48	Diffraction d'une onde	150	☐
49	Interférences de deux ondes	152	☐
50	Effet Doppler	154	☐
EXERCICES, SUJETS & CORRIGÉS		156	☐

13. Lunette astronomique – Flux de photons

51	La lunette astronomique	158	☐
52	Effet photoélectrique et cellule photovoltaïque	160	☐
EXERCICES, SUJETS & CORRIGÉS		162	☐

14. Dynamique d'un système électrique

53	Le condensateur	166	☐
54	Capacité d'un condensateur	168	☐
55	Dipôle RC : charge d'un condensateur	170	☐
56	Dipôle RC : décharge d'un condensateur	172	☐
EXERCICES, SUJETS & CORRIGÉS		174	☐

1

Réaction acide-base

En bref

La définition d'un acide et d'une base permet d'expliquer les réactions acide-base et d'établir leur équation.

I Acide et base de Brönsted

■ Un **acide** est une espèce chimique susceptible de céder un ou plusieurs ions hydrogène H^+ ou protons.

■ Une **base** est une espèce chimique susceptible de capter un ou plusieurs ions hydrogène H^+ .

■ La **base conjuguée** d'un acide de Brönsted est l'entité formée une fois que l'acide a cédé un ion H^+ .

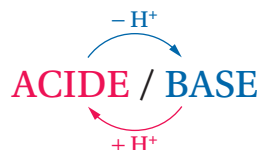
■ L'**acide conjugué** d'une base de Brönsted est l'entité formée après que la base a accepté un ion H^+ .

■ Un **couple acide-base** est constitué d'un acide et d'une base **conjugués**, qui s'obtiennent l'un à partir de l'autre par échange (gain ou perte) d'un ion H^+ selon la demi-équation :



À NOTER

L'ion hydrogène H^+ n'est constitué que d'un seul proton (l'atome H ayant perdu son seul électron). C'est pourquoi il est souvent appelé proton.



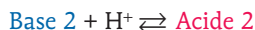
II Établir l'équation de la réaction entre un acide et une base

Une **réaction acide-base** met en jeu deux couples acide-base. L'acide d'un couple échange un ion H^+ avec la base conjuguée d'un autre couple selon les équations suivantes :

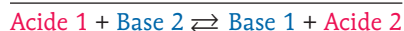
(1) L'acide 1 cède un proton H^+ :



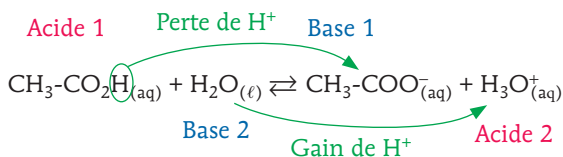
(2) La base 2 capte un proton H^+ :



(1) + (2) Bilan :



Exemple :



Les deux couples mis en jeu sont : $CH_3COOH_{(aq)}/CH_3COO^-_{(aq)}$ et $H_3O^+_{(aq)}/H_2O_{(l)}$.

Méthode

Interpréter une réaction acide-base

L'aniline réagit avec l'eau selon la réaction d'équation :



- a.** L'aniline est-elle un acide ou une base ? Quel est le rôle de l'eau ?
b. Montrer que cette réaction s'interprète comme un transfert de proton entre deux espèces.



CONSEILS

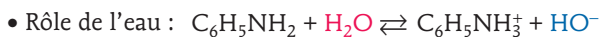
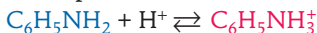
À partir de la définition d'un acide et d'une base de Brønsted, identifiez les deux couples acide-base intervenant dans la réaction étudiée.



Gain de H^+

$\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_{2(\text{aq})}$ gagne un proton et donne $\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_3^+_{(\text{aq})}$.

Une espèce capable de capter un proton est une base de Brønsted. L'aniline est donc une base :



Perte de H^+

H_2O perd un proton et donne l'ion hydroxyde HO^- . Une espèce capable de céder un proton est un acide. Ici, l'eau a un rôle d'acide : $\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HO}^-$.

b. La réaction met en jeu deux couples acide-base dont l'acide d'un couple réagit avec la base du second par transfert de proton.

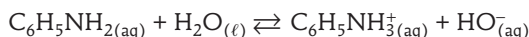
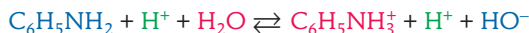
• Couple $\text{H}_2\text{O}_{(\ell)}/\text{HO}^-_{(\text{aq})}$



• Couple $\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_3^+_{(\text{aq})}/\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_{2(\text{aq})}$



Bilan :



Au cours de cette réaction, l'eau cède un proton et donne sa base conjuguée l'ion hydroxyde, alors que la base aniline capte ce proton et donne son acide conjugué.

2

Exemples de couples acide-base

En bref

Connaître les couples acide-base de l'eau est important pour étudier les réactions acide-base pouvant avoir lieu en solution aqueuse et faisant intervenir d'autres couples.

I Les couples de l'eau

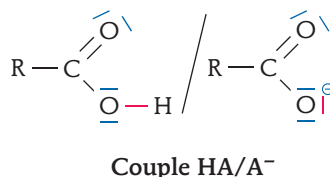
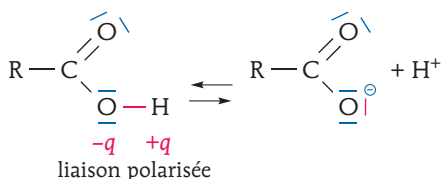
- $\text{H}_3\text{O}^+/\text{H}_2\text{O}$: l'ion oxonium H_3O^+ est un acide, il est capable de céder un ion H^+ et de donner sa base conjuguée, l'eau H_2O : $\text{H}_3\text{O}^+ \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O} + \text{H}^+$.
- $\text{H}_2\text{O}/\text{HO}^-$: H_2O est un acide, il est capable de céder un ion H^+ et de donner sa base conjuguée, l'ion hydroxyde HO^- : $\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HO}^- + \text{H}^+$.

MOT CLÉ

L'eau H_2O est une espèce **amphotère** car elle peut jouer le rôle d'un acide ou d'une base.

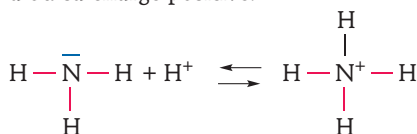
II D'autres couples acide-base

- Un **acide carboxylique** RCOOH possède un groupe carboxyle où la liaison OH est **polarisée**. Cette liaison se rompt : l'oxygène, plus électronégatif, récupère le doublet liant et un proton est cédé. L'anion résultant est appelé ion carboxylate.



Acide carboxylique Ion carboxylate Proton

- La base **ammoniac** NH_3 est une entité capable d'accepter un proton grâce au doublet non liant de l'atome d'azote. L'azote est de ce fait déficitaire d'un électron d'où sa charge positive.



$\text{NH}_4^+/\text{NH}_3$

Couple acide-base

Ammoniac Proton Ion ammonium

Les **amines** R-NH_2 → FICHE 27 comme l'ammoniac sont des bases et leurs acides conjugués sont des ions alkylammonium. Exemple : $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{NH}_3^+/\text{CH}_3\text{CH}_2\text{NH}_2$.

- L'acide carbonique H_2CO_3 peut céder deux protons, c'est un **diacide** :

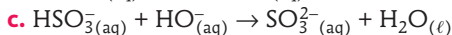
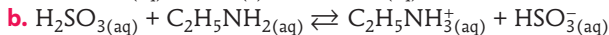
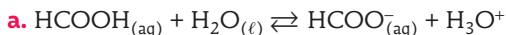
- acide carbonique/ion hydrogénocarbonate : $\text{H}_2\text{CO}_3/\text{HCO}_3^-$;
- ion hydrogénocarbonate/ion carbonate : $\text{HCO}_3^-/\text{CO}_3^{2-}$.

L'ion HCO_3^- est une espèce amphotère.

Méthode

Identifier des couples acide-base et une espèce amphotère

1. Identifier dans chacune des équations ci-dessous les deux couples acide-base mis en jeu. Préciser quelles sont l'espèce acide et l'espèce basique dans chaque couple.



2. L'espèce HSO_3^- est-elle une espèce amphotère ? Justifier.



CONSEILS

1. Pour chaque équation, identifiez l'espèce qui capte un proton (base) et celle qui en cède (acide). On écrit le couple acide-base en commençant toujours par l'acide.

SOLUTION

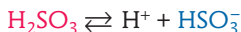
1. a. • HCOOH cède un proton et donne sa base conjuguée HCOO^- :



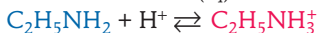
Un acide et sa base conjuguée forment un couple acide-base soit ici le couple $\text{HCOOH}_{(\text{aq})}/\text{HCOO}^-_{(\text{aq})}$.

• Toute réaction acido-basique met en jeu deux couples acide-base : l'acide d'un couple réagit avec la base du second. Donc H_2O est une base qui capte un proton et donne son acide conjugué H_3O^+ , donc le second couple est $\text{H}_3\text{O}^+/\text{H}_2\text{O}$.

b. • H_2SO_3 cède un proton (c'est un acide) et donne sa base conjuguée HSO_3^- :

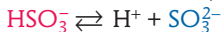


• $\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_{2(\text{aq})}$ est une base car elle réagit avec l'acide H_2SO_3 et capte un proton. Son acide conjugué est $\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}^+_{3(\text{aq})}$:

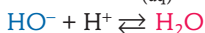


Les deux couples sont $\text{H}_2\text{SO}_3/\text{HSO}_3^-_{(\text{aq})}$ et $\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}^+_{3(\text{aq})}/\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_{2(\text{aq})}$.

c. • $\text{HSO}_3^-_{(\text{aq})}$ est un acide et donne sa base conjuguée $\text{SO}_3^{2-}_{(\text{aq})}$:



• H_2O est l'acide conjugué de la base $\text{HO}^-_{(\text{aq})}$:



Les deux couples sont $\text{HSO}_3^-_{(\text{aq})}/\text{SO}_3^{2-}_{(\text{aq})}$ et $\text{H}_2\text{O}_{(\ell)}/\text{HO}^-_{(\text{aq})}$.

2. Dans les équations b. et c. intervient l'espèce HSO_3^- , mais dans deux couples différents. Dans la réaction b., HSO_3^- est la base du couple $\text{H}_2\text{SO}_{3(\text{aq})}/\text{HSO}_3^-_{(\text{aq})}$ tandis que dans la réaction c., HSO_3^- est l'acide du couple $\text{HSO}_3^-_{(\text{aq})}/\text{SO}_3^{2-}_{(\text{aq})}$.

Cette espèce appartient à deux couples, donc elle peut avoir soit un rôle d'acide, soit un rôle de base : c'est la définition d'une espèce amphotère.

3 pH d'une solution

En bref Le pH d'une solution aqueuse est mesuré à l'aide d'un pH-mètre. Connaissant son pH, on peut qualifier une solution d'acide, basique ou neutre.

I Définition et mesure du pH

Le **pH**, abréviation de « potentiel hydrogène », est un paramètre servant à définir si un milieu est acide ou basique. Il est lié à la concentration en ions oxonium H_3O^+ :

$$\text{pH} = -\log\left(\frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{c^0}\right) \quad \begin{array}{l} \text{pH sans unité} \\ [\text{H}_3\text{O}^+] \text{ en mol} \cdot \text{L}^{-1} \\ c^0 = 1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \text{ (concentration standard)} \end{array}$$

Cette relation est équivalente à : $\frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{c^0} = 10^{-\text{pH}}$.



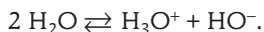
À NOTER

L'échelle de pH est comprise entre 0 et 14 à 25 °C. Le pH est une fonction décroissante de la concentration en H_3O^+ .

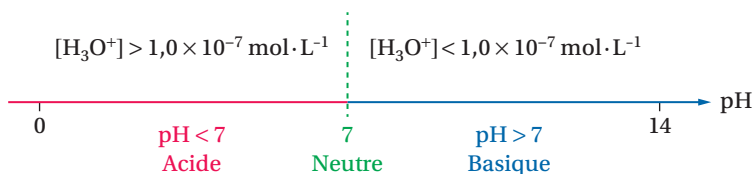
- Le pH d'une solution aqueuse est mesuré à l'aide d'un **pH-mètre**, préalablement étalonné.
- Au lycée, on mesure un pH, au mieux, à 0,05 unité près. Une telle incertitude sur la mesure de pH correspond à une **incertitude relative élevée** ; en conséquence toute concentration déduite d'une mesure de pH devra être exprimée avec, au maximum, deux chiffres significatifs.

III Solution neutre, acide ou basique

- À 25 °C, le pH de l'eau pure est égal à 7,0 soit : $[\text{H}_3\text{O}^+] = 1,0 \times 10^{-7} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. La présence d'ions H_3O^+ résulte de l'ionisation de quelques molécules d'eau par transfert d'un proton : c'est l'**autoprotolyse de l'eau** :



- Une solution aqueuse est **neutre** si elle contient autant d'ions H_3O^+ que l'eau pure à 25 °C, **acide** si elle en contient plus ou **basique** si elle en contient moins.



Méthodes

1 Identifier une solution acide, neutre ou basique

On dispose d'une solution diluée de vinaigre blanc de concentration en ions oxonium $[\text{H}_3\text{O}^+] = 5,0 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ et d'une solution d'eau de javel de $\text{pH} = 10,9$ à 25°C .

Déterminer si chacune des deux solutions est acide, neutre ou basique.



CONSEILS

Calculer le pH de la solution de vinaigre.

SOLUTION

$$\text{pH} = -\log\left(\frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{c^0}\right) = -\log\left(\frac{5,0 \times 10^{-3}}{1,0}\right) = 2,3.$$

La solution diluée de vinaigre est acide ($\text{pH} = 2,3 < 7$) tandis que la solution diluée d'eau de javel est basique ($\text{pH} = 10,9 > 7$).

2 Déterminer l'incertitude sur la concentration en ion H_3O^+

Le pH d'une solution aqueuse S, mesuré avec un pH-mètre, est $\text{pH} = 8,90 \pm 0,05$.

a. Déterminer un encadrement de la concentration en ions H_3O^+ avec 3 chiffres significatifs. À partir de cet encadrement, déterminer la valeur de l'incertitude $U([\text{H}_3\text{O}^+])$.

b. Calculer l'incertitude relative et donner la concentration en ions H_3O^+ sous la forme :

$$[\text{H}_3\text{O}^+] \pm U([\text{H}_3\text{O}^+]).$$



CONSEILS

Attention, l'incertitude $U(G)$ ne peut être plus précise que la valeur G déterminée.

SOLUTION

a. $8,85 < \text{pH} < 8,95$ et $[\text{H}_3\text{O}^+] = c^0 \times 10^{-\text{pH}}$

d'où $1,12 \times 10^{-9} < [\text{H}_3\text{O}^+] < 1,41 \times 10^{-9} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

$$U([\text{H}_3\text{O}^+]) = \frac{1,41 \times 10^{-9} - 1,12 \times 10^{-9}}{2} = 0,15 \times 10^{-9} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

et $[\text{H}_3\text{O}^+] = 1,0 \times 10^{-8,90} = 1,26 \times 10^{-9} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

$$\text{b. } \frac{U([\text{H}_3\text{O}^+])}{[\text{H}_3\text{O}^+]} = \frac{0,15 \times 10^{-9}}{1,26 \times 10^{-9}} = 0,118 = 12 \%$$

donc $[\text{H}_3\text{O}^+] = (1,3 \pm 0,2) \times 10^{-9} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

L'incertitude relative est supérieure à 10 %, donc la concentration $[\text{H}_3\text{O}^+]$ doit être exprimée avec deux chiffres significatifs. Par conséquent $U([\text{H}_3\text{O}^+])$ est arrondi à $0,2 \times 10^{-9} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

4

Concentration d'une solution

En bref Connaissant la densité et le titre massique d'une solution commerciale acide ou basique, on peut déterminer sa concentration en masse ou en quantité de matière.

I Grandeurs caractéristiques d'une solution

- La **masse volumique** ρ d'une solution s'exprime :

$$\rho_{\text{solution}} = \frac{m_{\text{solution}}}{V_{\text{solution}}} \quad m_{\text{solution}} \text{ en kg ; } V_{\text{solution}} \text{ en m}^3 ; \quad \rho \text{ en kg} \cdot \text{m}^{-3}.$$



À NOTER

Au cours d'un mélange il y a conservation de la masse mais pas des volumes !

La masse volumique s'exprime souvent aussi en $\text{g} \cdot \text{cm}^{-3}$.

- La **densité d'une solution** d est un nombre sans unité permettant de comparer la masse d'un volume de solution à la masse du même volume d'eau.

$$d_{\text{solution}} = \frac{\rho_{\text{solution}}}{\rho_{\text{eau}}} \quad \rho_{\text{solution}} \text{ et } \rho_{\text{eau}} \text{ exprimées avec la même unité ; } d \text{ sans unité.}$$

Il faut connaître : $\rho_{\text{eau}} = 1,0 \times 10^3 \text{ kg} \cdot \text{m}^{-3} = 1,0 \text{ kg} \cdot \text{L}^{-1} = 1,0 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$.

- Le **titre massique d'une solution** t est le rapport de la masse de soluté contenu dans un volume V de solution sur la masse de ce volume V de solution.

$$t = \frac{m_{\text{soluté}}}{m_{\text{solution}}} \quad m_{\text{soluté}} \text{ et } m_{\text{solution}} \text{ exprimées avec la même unité ; } t \text{ sans unité.}$$

Le titre massique s'exprime souvent en pourcentage massique : titre $\times 100$.

II Déterminer la concentration en soluté

À partir d'une solution de titre massique et de densité fournis, on détermine la concentration **en masse** c ou **en quantité de matière** C :

$$c = \frac{m_{\text{soluté}}}{V_{\text{solution}}} \text{ en } \text{g} \cdot \text{L}^{-1} \text{ ou } C = \frac{n_{\text{soluté}}}{V_{\text{solution}}} \text{ en } \text{mol} \cdot \text{L}^{-1}.$$

- Le **titre massique** t permet d'exprimer la masse de soluté $m_{\text{soluté}} = t \times m_{\text{solution}}$.
- La **densité** d permet de connaître la masse volumique de la solution ρ_{solution} .
- Connaissant ρ_{solution} , on exprime la concentration **en masse** c en fonction de t et ρ_{solution} : $c = \frac{m_{\text{soluté}}}{V_{\text{solution}}} = \frac{t \times m_{\text{solution}}}{V_{\text{solution}}}$ soit : $c = t \times \rho_{\text{solution}}$.
- En divisant la concentration en masse c par la masse molaire M du soluté, on détermine la concentration **en quantité de matière** car $n_{\text{soluté}} = \frac{m_{\text{soluté}}}{M_{\text{soluté}}}$.

Méthode

Déterminer la concentration en soluté

On dispose d'une solution commerciale d'acide méthanoïque HCOOH dont les caractéristiques sont les suivantes :

- titre massique $t = 0,82$ (pourcentage massique = 82 %) ;
- densité $d = 1,18$;
- masse molaire $M(\text{HCOOH}) = 46 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

a. Vérifier que la concentration en quantité de matière de la solution commerciale en acide méthanoïque est $C = 21 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

b. En déduire la concentration en masse.



CONSEILS

a. Exprimez littéralement les caractéristiques données (t et d).

Exprimez la concentration en quantité de matière en fonction de ces grandeurs connues.

b. Pour passer de la concentration en quantité de matière à la concentration en masse, il suffit de multiplier la concentration en quantité de matière par la masse molaire du soluté.

SOLUTION

a. On cherche $C = \frac{n_{\text{acide}}}{V_{\text{solution}}}$ et la quantité de matière est :

$$n_{\text{acide}} = \frac{m_{\text{acide}}}{M_{\text{acide}}} \text{ soit } C = \frac{m_{\text{acide}}}{M_{\text{acide}} \times V_{\text{solution}}}$$

On peut exprimer m_{acide} à partir du titre massique $t = \frac{m_{\text{acide}}}{m_{\text{solution}}}$.

Soit $m_{\text{acide}} = t \times m_{\text{solution}}$ et en reportant dans C : $C = \frac{t \times m_{\text{solution}}}{M_{\text{acide}} \times V_{\text{solution}}}$.

Le rapport $m_{\text{solution}}/V_{\text{solution}}$ n'est autre que la masse volumique de la solution. On la connaît grâce à la densité :

$$d = \frac{\rho_{\text{solution}}}{\rho_{\text{eau}}} \text{ d'où } \rho_{\text{solution}} = d \times \rho_{\text{eau}} \text{ avec } \rho_{\text{eau}} = 1,0 \times 10^3 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}.$$

$$\text{Donc } C = \frac{t \times d \times \rho_{\text{eau}}}{M_{\text{acide}}}.$$

$$\text{Application numérique : } C = \frac{0,82 \times 1,18 \times 1,0 \times 10^3}{46} = 21 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}.$$

b. La concentration en masse est :

$$c = \frac{m_{\text{acide}}}{V_{\text{solution}}} = \frac{n_{\text{acide}} \times M_{\text{acide}}}{V_{\text{solution}}} = C \times M_{\text{acide}}.$$

$$\text{Application numérique : } c = 21 \times 46 = 9,7 \times 10^2 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}.$$

Le résultat doit être donné avec deux chiffres significatifs.

► OBJECTIF BAC



Pluies acides

Ce sujet permet d'étudier l'impact de l'activité humaine sur les eaux de pluies, qui génère des problèmes importants au niveau de l'environnement. En étudiant les réactions acido-basiques qui ont lieu, on peut évaluer le pH de l'eau de pluie.



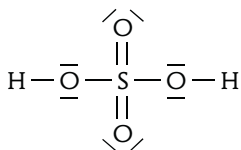
LE SUJET

La principale cause des pluies acides est le rejet dans l'atmosphère de dioxyde d'azote (NO_2) et de dioxyde de soufre (SO_2) par les industries ou les véhicules automobiles. Au contact de l'eau de pluie, le dioxyde de soufre et le dioxyde d'azote de la pollution atmosphérique forment de l'acide sulfurique (H_2SO_4) et de l'acide nitrique (HNO_3). D'autres acides peuvent également intervenir comme l'acide chlorhydrique (HCl). C'est ce qui rend les pluies acides.

Les pluies acides endommagent les écosystèmes, en particulier la flore et les écosystèmes aquatiques, ainsi que les bâtiments (murs et statues calcaires, plomb des vitraux...).

Données :

- schéma de Lewis de l'acide sulfurique :



- masses molaires de quelques atomes en $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$:

H	C	N	O	S	Cl
1	12	14	16	32	35,5

- électronégativité de quelques atomes :

C	N	O	S	H
2,55	3,04	3,44	2,52	2,2

Partie 1 À propos de l'acide chlorhydrique et de l'acide nitrique

a. Donner les couples acide-base associés à l'acide chlorhydrique et à l'acide nitrique.

b. Une solution d'acide chlorhydrique de concentration $C_1 = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ a un $\text{pH}_1 = 2,0$. Déterminer la concentration en ions H_3O^+ dans cette solution et la comparer à la concentration en soluté apporté C_1 .