

ETINCELLE

PHYSIQUE CHIMIE

Manuel de l'élève

Auteurs

El heddari Mohammed

Ex-Inspecteur pédagogique
du cycle secondaire qualifiant
(Coordinateur)

Fazazi Driss

Ex-Inspecteur pédagogique
du cycle secondaire qualifiant

Ifadissen Abderrahim

Inspecteur pédagogique
du cycle secondaire qualifiant

El ferroune El radi

Inspecteur pédagogique
du cycle secondaire qualifiant

El-Khomssi El-ghali

Inspecteur pédagogique
du cycle secondaire qualifiant

Mojahid Rachid

Inspecteur pédagogique
du cycle secondaire qualifiant

Mjahed Nour-eddine

Inspecteur pédagogique
du cycle secondaire qualifiant

PARTIE 1



Mécanique

Leçon 1

Rotation d'un solide autour d'un axe fixe 15

Activité expérimentale : Rotation d'un solide autour d'un axe fixe	16
Activité expérimentale : Vitesse linéaire - vitesse angulaire	17
Activité expérimentale : Rotation uniforme	18
Cours	19
Auto-évaluation	21
Exercice résolu	22
Exercices	23

Leçon 2

Travail et Puissance d'une force 25

Activité documentaire : Fournir un effort efficace	26
Activité documentaire : Tirer pour déplacer	27
Activité documentaire : Poids du corps et mouvement	28
Activité documentaire : Évaluer un travail	29
Cours	30
Auto-évaluation	34
Exercice résolu	35
Exercices	36

Leçon 3

Le travail : mode de transfert d'énergie Énergie cinétique 39

Activité expérimentale : Vitesse et énergie	40
Activité expérimentale : Exprimer l'énergie cinétique	41
Activité expérimentale : Théorème de l'énergie cinétique	42
Cours	43
Auto-évaluation	46
Exercice résolu	47
Exercices	48

Leçon 4

Le travail : Mode de transfert d'énergie Énergie potentielle de pesanteur 51

Activité documentaire : Énergie et altitude	52
Cours	53
Auto-évaluation	54
Exercice résolu	55
Exercices	56

Leçon 5

Le travail : Mode de transfert d'énergie Énergie mécanique 59

Activité expérimentale : Échanges d'énergies sans pertes	60
Activité expérimentale : Échanges d'énergies avec pertes	61
Cours	62
Auto-évaluation	63
Exercice résolu	64
Exercices	65

Leçon 6

Énergie thermique : Transfert thermique 67

Activité documentaire : Chaleur et température	68
Activité expérimentale : Quantité de chaleur	69
Activité expérimentale : Enceinte adiabatique	70
Activité expérimentale : Équilibre thermique	71
Activité expérimentale : Fusion isotherme	72
Cours	73
Auto-évaluation	77
Exercice résolu	78
Exercices	79

Leçon 7

Travail et énergie interne 83

Activité 1 : Une autre forme d'énergie stockée	84
Cours	85
Auto-évaluation	87
Exercice résolu	88
Exercices	89

PARTIE 2



Électricité

Leçon 1

Champ électrostatique	95
-----------------------------	----

Activité documentaire : Interactions électrostatiques	96
Activité expérimentale : Électrisation et champ	97
Activité expérimentale : Champ électrostatique uniforme	98
Cours	99
Auto-évaluation	102
Exercice résolu	103
Exercices	104

Leçon 2

Énergie potentielle électrostatique	107
---	-----

Activité expérimentale : Travail et énergie potentielle	108
Activité expérimentale : État électrique en un point	109
Cours	110
Auto-évaluation	113
Exercice résolu	114
Exercices	115

Leçon 3

Transfert d'énergie électrique dans un circuit - Puissance électrique	119
--	-----

Activité expérimentale : Effets du courant électrique	120
Activité expérimentale : Effet de Joule	121
Activité expérimentale : Énergies au sein d'un générateur	122
Activité expérimentale : Distribution de l'énergie	123
Cours	124
Auto-évaluation	129
Exercice résolu	130
Exercices	131

Leçon 4

Champ magnétique	137
------------------------	-----

Activité expérimentale : Aimant naturel et aimant artificiel	138
Activité expérimentale : Spectres magnétiques	139
Activité documentaire : La Terre : un véritable aimant	140
Cours	141
Auto-évaluation	144
Exercice résolu	145
Exercices	146

Leçon 5

Champ magnétique créé par un courant électrique	149
--	-----

Activité expérimentale : Courant et champ magnétique	150
Activité documentaire : Caractériser un champ magnétique créé par un courant	151
Activité expérimentale : Intensité d'un champ magnétique	152
Cours	153
Auto-évaluation	156
Exercice résolu	157
Exercices	158

Leçon 6

Forces électromagnétiques Loi de Laplace	161
--	-----

Activité expérimentale : Agir sur un conducteur	162
Activité expérimentale : Conversions d'énergies	163
Cours	164
Auto-évaluation	168
Exercice résolu	169
Exercices	170

PARTIE 3



Optique

Leçon 1

Conditions de visibilité d'un objet	175
---	-----

Activité expérimentale : Condition de visibilité d'un objet	176
Activité expérimentale : Réfraction des rayons lumineux	177
Activité expérimentale : Réflexion des rayons	178
Cours	179
Auto-évaluation	184
Exercice résolu	185
Exercices	186

Leçon 2

Images données par une lentille mince convergente	191
--	-----

Activité expérimentale : Points conjugués	192
Activité expérimentale : Relations d'une lentille convergente	193
Activité expérimentale : Mesure de la distance focale d'une lentille convergente	194
Activité expérimentale : Bessel-silberman	195
Cours	196
Auto-évaluation	200
Exercice résolu	201
Exercices	202



Chimie minérale

Leçon 1

Importance de la mesure des quantités de matière dans la vie courante	209
--	-----

Activité documentaire : Pourquoi mesurer en chimie ?	210
Cours	211
Auto-évaluation	213
Exercice résolu	214
Exercices	215

Leçon 2

Grandeurs liées aux quantités de matière	217
---	-----

Activité expérimentale : Loi de Boyle-Mariotte	218
---	-----

Activité expérimentale : Solutions électrolytiques	219
Activité documentaire : Caractère dipolaire d'une molécule	220
Activité expérimentale : Suivi d'une transformation chimique	221
Cours	222
Auto-évaluation	230
Exercice résolu	231
Exercices	232

Leçon 3

Détermination de la quantité de matière dans une solution par mesure physique : Mesure de la conductance	235
---	-----

Activité expérimentale : Conductance d'une solution	236
Activité expérimentale : Courbe d'étalonnage	237
Cours	238
Auto-évaluation	241
Exercice résolu	242
Exercices	243

Leçon 4

Détermination de la quantité de matière par réaction chimique : Les réactions acido-basiques	245
---	-----

Activité documentaire : Transfert de proton H^+	246
Activité expérimentale : Couples acide/base	247
Cours	248
Auto-évaluation	251
Exercice résolu	252
Exercices	253

Leçon 5

Détermination de la quantité de matière par réaction chimique : Les réactions d'oxydoréduction	255
---	-----

Activité expérimentale : Oxydant et réducteur	256
Activité documentaire : Réactions d'oxydoréduction	257
Cours	258
Auto-évaluation	260
Exercice résolu	261
Exercices	262

Leçon 6

Dosages directs	265
-----------------------	-----

Activité expérimentale : Dosage colorimétrique	266
Activité expérimentale : Dosage par conductimétrie	267
Cours	268
Auto-évaluation	271
Exercice résolu	272
Exercices	273

PARTIE 2



Chimie organique

Leçon 1

Expansion de la chimie organique	279
--	-----

Activité documentaire : Aperçu historique de la chimie organique	280
Activité documentaire : Le carbone, élément de base de la chimie organiques	281
Cours	282
Auto-évaluation	285
Exercice résolu	286
Exercices	287

Leçon 2

Lecture d'une formule chimique. Présentation des molécules organiques	289
---	-----

Outils et fiches ressources

Réponse aux QCM	322
Verbes actions	323
Fiches Méthodes	324-325-326-327-328
Sécurité - Constantes fondamentales	329-330
Alphabet grecque - Savoir calculer	331-332
Tableau périodique	333
Glossaire/Lexique	334-335
Bibliographie	336

Activité expérimentale : présentation des molécules organiques	290
--	-----

Activité documentaire : chaîne carboné et propriétés physiques	291
--	-----

Cours	292
-------------	-----

Auto-évaluation	295
-----------------------	-----

Exercice résolu	296
-----------------------	-----

Exercices	297
-----------------	-----

Leçon 3

Modification du squelette carboné	329
---	-----

Activité documentaire : Exemples de modification de chaîne carbonée	300
---	-----

Activité documentaire : Allonger une chaîne carbonée	301
--	-----

Cours	302
-------------	-----

Auto-évaluation	305
-----------------------	-----

Exercice résolu	306
-----------------------	-----

Exercices	307
-----------------	-----

Leçon 4

Les groupes caractéristiques et réactivité	309
--	-----

Activité documentaire : Étude de quelques familles de composé organiques	310
--	-----

Activité expérimentale : Identification des groupes caractéristiques	311
--	-----

Activité expérimentale : Réactivité des alcools	312
---	-----

Cours	313
-------------	-----

Auto-évaluation	319
-----------------------	-----

Exercice résolu	320
-----------------------	-----

Exercices	321
-----------------	-----

Détermination de la quantité de matière par réaction chimique : Les réactions acido-basiques

> *Comment expliquer la présence des ions oxonium dans le jus de citron ?*

Objectifs d'apprentissages

- Définir un acide et une base selon Brönsted;
- Connaître l'acide et la base de quelques couples Acide /Base;
- Savoir écrire l'équation d'une réaction acido-basique.

Prérequis

- Le tableau d'avancement de la réaction chimique;
- La conductivité d'une solution électrolytique;
- La notion de pH d'une solution aqueuse;
- Écrire l'équation d'une réaction acido-basique;
- La concentration molaire en soluté d'une solution;
- La concentration effective d'une espèce chimique dans une solution aqueuse.

Prolongements

- Transformations chimiques liées aux réactions acido-basique dans une solution aqueuse : 2^{ème} année de baccalauréat
- Les transformations chimiques qui ont lieu dans les deux sens : 2^{ème} année de baccalauréat

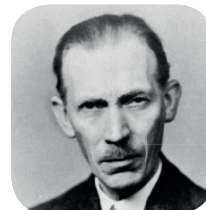
▼ La sensation piquante du citron est due à son acidité, liée à la présence d'ions oxonium $\text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})}$

D Transfert de proton H^+

Mise en situation

Un acide selon Brønsted est une espèce pouvant libérer un ion H^+ . Or, toutes les espèces comportant des atomes d'hydrogène ne sont pas forcément des acides.

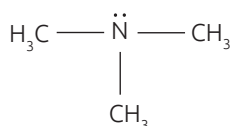
→ Pourquoi certaines espèces libèrent-elles des ions hydrogène H^+ , nommés aussi « protons » ?



Documents à analyser :

La triméthylamine (TMA) est une amine tertiaire, de formule $N(CH_3)_3$, car trois groupement méthyle sont liés à l'azote. Elle est dérivée de l'ammoniac dans lequel trois groupes $-CH_3$ ont remplacé ses trois atomes d'hydrogène.

La TMA est présente dans nos aliments. Elle possède une odeur caractéristique de poisson pourri, que l'on retrouve notamment dans l'analyse spectrale des molécules dégagées par le hareng mariné.



Doc. 1 Famille des amines

L'électronégativité désigne la capacité d'un atome à attirer des électrons.

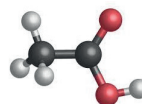
H						
2,20						
Li	Be	B	C	N	O	F
0,98	1,57	2,04	2,55	3,04	3,44	3,98
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl
0,93	1,31	1,61	1,90	2,19	2,58	3,36

● électronégativité x de quelques atomes sur l'échelle de Pauling

Dans une liaison polarisée, les électrons sont déplacés vers l'atome le plus électronégatif. Des charges partielles apparaissent alors. Plus la différence d'électronégativité entre les atomes est forte, plus la liaison est polarisée.

Doc. 2 Polarisation des liaisons chimiques

L'acide éthanóique, nommé aussi acide acétique, est à l'origine de l'acidité et de l'odeur du vinaigre. La molécule d'acide éthanóique peut libérer un ion H^+ . Comme pour tous les acides, cette libération a lieu en raison de la forte polarisation de la liaison- entre un atome d'hydrogène et un atome plus électronégatif.



Découvrez la chimie du vinaigre sur LLS.fr/PCTvinaigre

Doc. 3 L'acide acétique

Piste de travail :

Exploiter

1. Représenter les modèles de Lewis de l'acide acétique et de l'eau.
2. Rappeler la signification du terme « acide » de l'acide acétique. Quel est l'atome d'hydrogène responsable du caractère acide ? Justifier.

Interpréter

3. Préciser, à partir du schéma de Lewis, si la triméthylamine a un caractère acide ou basique.

lamine a un caractère acide ou basique.

Conclure

4. Préciser comment repérer un site acide ou basique selon Brønsted à partir de la formule chimique d'une espèce.

Mobiliser

5. À partir de son schéma de Lewis, justifier que l'ion hydroxyde HO^- a des propriétés basiques.

LEXIQUE

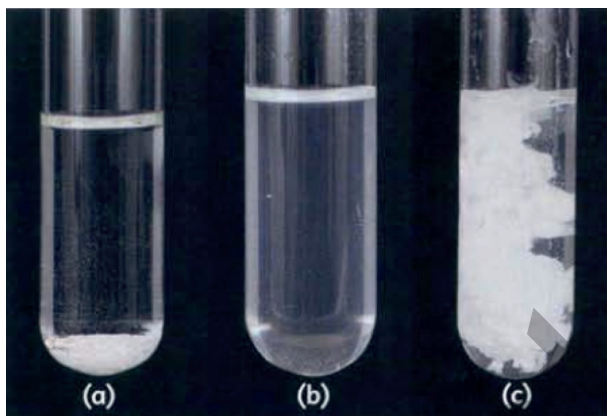
Représentation de LEWIS : modèle qui représente tous les électrons de valence de tous les atomes constituant une molécule

II Couples acide/base

Mise en situation

L'acide benzoïque et l'ion benzoate sont contenus dans certaines boissons sans alcool, comme les sodas. Ils ralentissent ou stoppent la croissance des micro-organismes (bactéries, levures, moisissures). Par conséquent, il prolonge la durée de leur conservation.

→ Quelle relation y a-t-il entre l'acide benzoïque et l'ion benzoate ?



Doc. 1 Résultats des expériences

Matériel et produits chimiques

- > Tubes à essai; spatule.
- > Cristaux d'acide benzoïque ($C_6H_5CO_2H$), acide chlorhydrique, benzoate de sodium ($C_6H_5O_2Na$), l'eau distillée.



Protocole

- Dans un tube à essai noté T_1 , contenant de l'eau distillée, on ajoute une pointe de spatule d'acide benzoïque. (fig.a)
- Dans un tube à essai noté T_2 , contenant de l'eau distillée, on ajoute une pointe de spatule de benzoate de sodium. (fig.b)
- Dans le tube T_2 , on ajoute quelques gouttes d'acide chlorhydrique ($H_3O^+ + Cl^-$). (fig.c)

Piste de travail :

Exploiter

1. L'acide benzoïque est-il soluble dans l'eau. (fig. a) ?
2. Dans la (fig. b), la solution est limpide. Écrire l'équation de dissolution de benzoate de sodium dans l'eau.

Interpréter

3. Quelle est la nature du solide blanc apparu lors de l'ajout de l'acide chlorhydrique dans le tube T_2 ?
4. Écrire l'équation de la réaction qui a eu lieu dans ce tube à essai (fig. c).
5. Pourquoi qualifie-t-on l'acide benzoïque et l'ion benzoate d'espèces conjuguées au sens de

BRONSTED ?

6. Quelle est la base conjuguée de l'ion oxonium H_3O^+ ?

Conclure

7. Comment peut-on définir un couple acide/base selon BRONSTED ?
8. Écrire les demi-équations acido-basiques des deux couples $C_6H_5O_2H/C_6H_5O_2^-$ et H_3O^+/H_2O

Mobiliser

9. Selon la définition de BRONSTED, justifier que l'eau peut avoir des propriétés acide et basique. Indiquer le(s) couple(s) acide(s)/base(s) formé(s).

LEXIQUE

Espèces conjuguées : qui forment un couple

1 • Définitions

Joannes Bronsted (doc 1) est un chimiste suédois qui a décrit les échanges entre les acides et les bases comme des transferts de protons H^+ entre les différentes espèces en présence dans le milieu réactionnel.

D'après Brønsted :

Un acide est une espèce moléculaire ou ionique susceptible de céder un proton H^+ .

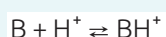
Une base est une espèce moléculaire ou ionique susceptible de capter un proton H^+ .

- Si l'on note AH la formule de l'acide et A^- la formule de la base conjuguée, alors la demi-équation de réaction s'écrit de la façon suivante :



REMARQUE : la double flèche indique que la réaction peut se faire dans les deux sens.

- Si l'on note B la base en question, et BH^+ l'espèce qui se forme après avoir capté le proton H^+ , alors cette réaction peut aussi être décrite par une demi-équation se présentant sous la forme :



Quelques exemples d'acides et de bases

Les acides :

- Solution d'acide chlorhydrique ($H_3O^+(aq) + Cl^-(aq)$)
- Solution d'acide nitrique ($H_3O^+(aq) + NO_3^-(aq)$)
- Solution d'acide sulfurique ($2H_3O^+(aq) + SO_4^{2-}(aq)$)
- L'acide éthanóïque CH_3COOH (**doc 2**)

Les bases :

- Solution d'hydroxyde de sodium ($Na^+(aq) + HO^-(aq)$) (**doc 3**) ;
- L'ammoniac (NH_3)
- Solution de carbonate de sodium ($2Na^+(aq) + CO_3^{2-}(aq)$) .

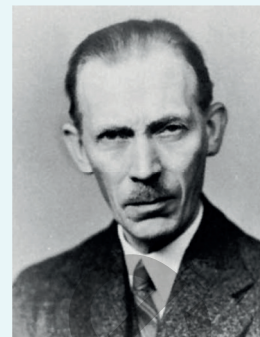
2 • Couples acide/base

Lorsque un acide AH perd un proton H^+ et forme l'espèce chimique A^- , cette dernière est susceptible de capter à son tour un proton H^+ afin de donner à nouveau l'acide AH . Cela signifie que l'espèce chimique A^- est une base.

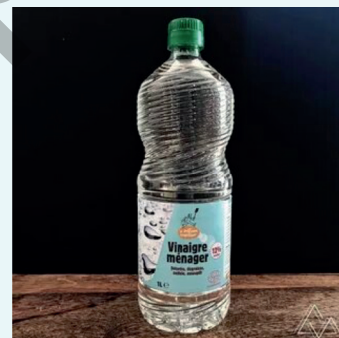
De même, lorsqu'une base B capte un proton et forme l'espèce chimique BH^+ , cette dernière est susceptible de perdre ce proton H^+ et de donner à nouveau la base B . Cela signifie que l'espèce chimique BH^+ est un acide. On dit alors que AH et A^- forment le couple acide-base AH/A^- et que B et BH^+ forment le couple acide base BH^+/B .

Un couple acide-base est constitué d'un acide et d'une base dits conjugués, qui s'obtiennent l'un à partir de l'autre par échange (gain ou perte) d'un proton H^+ .

EXEMPLE : 2



Doc. 1 Joannes Nicolaus Brønsted (1879 -1947)



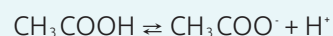
Doc. 2 Le vinaigre contient l'acide éthanóïque



Doc. 3 Déboucheur basique contient l'hydroxyde de sodium

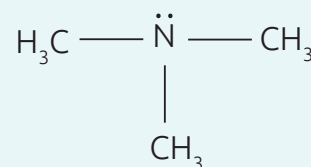
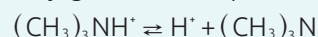
L'acide éthanoïque (CH_3COOH) et l'ion éthanoate (CH_3COO^-) sont un acide et une base conjugués qui forment le couple acide-base ($\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COO}^-$).

La demi-équation de réaction associée à ce couple acide-base est alors la suivante :



EXEMPLE : 1

La triméthylamine (**doc 4**) va engendrer 3 liaisons de covalence (ou 3 DL) et possède un doublet non liant. C'est le doublet non liant sur l'atome d'azote qui est à l'origine du caractère basique de la triméthylamine, puisqu'il permet de former une liaison avec H^+ pour donner son acide conjugué la demi-équation de la réaction associée à ce couple est :

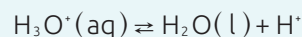


Doc. 4 Modèle de Lewis de la triméthylamine

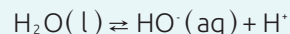
3 • Les couples de l'eau

L'eau est un ampholyte (ou espèce amphotère) car elle appartient à deux couples acido-basique :

- L'eau joue le rôle de la base du couple $\text{H}_3\text{O}^+/\text{H}_2\text{O}$



- L'eau joue le rôle de l'acide du couple $\text{H}_2\text{O}/\text{HO}^-$



Une autre espèce amphotère : l'ion hydrogénocarbonate HCO_3^-

II

Réaction acido/basique

→ Activités 2

Pour retrouver l'équation de la réaction acido-basique qui se produit, on réalise une combinaison des demi-équations acido-basique des deux couples.

1 • Réaction entre l'ion ammonium et la soude

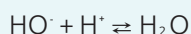
Les espèces chimiques présentes dans la solution de chlorure d'ammonium sont NH_4^+ et Cl^-

Les espèces chimiques présentes dans la solution de soude sont Na^+ et HO^- .

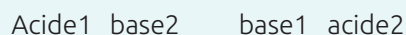
Les ions Na^+ et Cl^- sont des ions « spectateurs ». Ils ne réagissent pas.

Les couples mis en jeu sont $\text{NH}_4^+/\text{NH}_3$ et $\text{H}_2\text{O}/\text{HO}^-$.

Les demi-équations acido-basiques :



L'équation bilan :



2 • Généralisation

Une réaction acido-basique en milieu aqueux met en jeu deux couples notés HA_1/A_1^- et HA_2/A_2^- . Elle traduit le transfert d'un proton H^+ entre l'acide 1 (HA_1) et la base 2 (A_2^-)

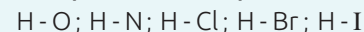


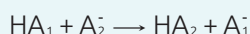
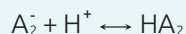
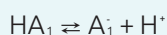
Le saviez-vous ?

Pour libérer un ion H^+ , la liaison entre un atome d'hydrogène et le reste de la molécule doit être fortement polarisée et l'atome d'hydrogène doit porter une charge partielle positive.

Plus la liaison R-H est polarisée, plus l'atome d'hydrogène peut être facilement libéré et capté par une base.

Exemples de liaisons polarisées :



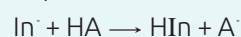


III Les indicateurs colorés

→ Activités 2

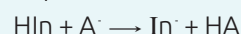
Un indicateur coloré (**doc 6**) est un couple acide-base dont l'acide HIn et la base In^- n'ont pas la même couleur. Son couple est noté : HIn/In^- .

En présence de l'acide HA, la base de l'indicateur réagit selon la réaction :



Le mélange prend la couleur de l'espèce acide HIn.

En présence de la base A^- , l'acide de l'indicateur réagit selon la réaction :



Le mélange prend la couleur de l'espèce basique In^- .

Indicateur coloré	Teinte de la forme acide	Teinte de la forme basique
Hélianthine	rouge	jaune
Rouge de méthyle	rouge	jaune
Bleu de bromothymol	jaune	bleu
Rouge de crésol	jaune	rouge
phénolphtaléine	incolore	rose

Applications

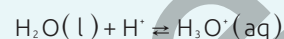
Les indicateurs colorés **Doc. 7** sont surtout utilisés pour réaliser des dosages acido-basiques ou pour indiquer le pH de solutions.

On appelle zone de virage l'intervalle de pH dans lequel l'indicateur coloré change de couleur.

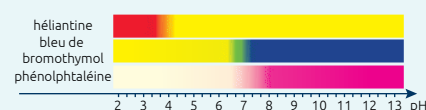
- Le bleu de bromothymol, BBT a une zone de virage de pH compris entre 6 et 7,6. Il est utilisé souvent pour le dosage de l'acide chlorhydrique par la soude (voire leçon 6).
- Le phénolphtaléine a une zone de virage comprise entre 8 et 10, il est utilisé pour doser l'acide acétique par la soude.

? Le saviez-vous ?

Les ions H^+ n'existent pas seuls en solution aqueuse. Ils s'associent avec $H_2O(l)$ au cours d'une réaction pour former $H_3O^+(aq)$ selon la demi-équation :



Doc. 6 Indicateurs colorés



Doc. 7 Indicateurs et pH

1 Pour chaque question, indiquer la(les) bonne(s) réponses

	A	B	C	D
1 NH_4^+ est un acide car	On considère les deux couples acide/base suivants : $\text{NH}_4^+/\text{NH}_3$; $\text{H}_2\text{O}/\text{HO}^-$			
	Il contient un atome d'hydrogène	Il est capable de libérer un proton	Il est capable de capter un proton	Il est capable de libérer un électron
2 Dans le couple $\text{H}_2\text{O}/\text{HO}^-$, l'eau joue le rôle :	D'une base	D'un acide	D'un réducteur	D'un oxydant
3 L'équation modélisant la réaction de NH_4^+ avec HO^- est :	$\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{NH}_3 + \text{HO}^-$	$\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{NH}_4^+ + \text{HO}^-$	$\text{NH}_4^+ + \text{HO}^- \longrightarrow \text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O}$	$\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{NH}_4^+ + \text{H}_3\text{O}^+$
4 Les deux couples intervenant dans cette réaction sont :	On considère l'équation suivante : $\text{CH}_3\text{CO}_2^- + \text{H}_3\text{O}^+ \longrightarrow \text{CH}_3\text{CO}_2\text{H} + \text{H}_2\text{O}$			
	$\text{CH}_3\text{CO}_2^-/\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$ et $\text{H}_3\text{O}^+/\text{H}_2\text{O}$	$\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}/\text{CH}_3\text{CO}_2^-$ et $\text{H}_2\text{O}/\text{H}_3\text{O}^+$	$\text{CH}_3\text{CO}_2^-/\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$ et $\text{H}_2\text{O}/\text{H}_3\text{O}^+$	$\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}/\text{CH}_3\text{CO}_2^-$ et $\text{H}_3\text{O}^+/\text{H}_2\text{O}$
5 Les deux demi-équations associées à cette réaction sont :	$\text{H}_3\text{O}^+ \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O} + \text{H}^+$ et $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{CO}_2^- + \text{H}^+$	$\text{H}_3\text{O}^+ \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O} + \text{H}^+$ et $\text{CH}_3\text{CO}_2^- + \text{H}^+ \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$	$\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HO}^- + \text{H}^+$ Et $\text{CH}_3\text{CO}_2^- + \text{H}^+ \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$	$\text{H}_2\text{O} + \text{H}^+ \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+$ Et $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{CO}_2^- + \text{H}^+$

2 Cocher la bonne réponse :

	Vrai	Faux
1 Le couple $\text{H}^+(\text{aq})/\text{H}_2(\text{g})$ est un couple acide/base car il contient un proton		
2 Dans un acide, pour libérer un proton H^+ , la liaison entre un atome d'hydrogène et le reste de la molécule doit être fortement polarisée		
3 Une espèce amphotère est une espèce capable de capter ou céder un proton.		
4 Une réaction acide-base peut avoir lieu entre deux acides ou deux bases de couples différents.		

Énoncé

Les espèces chimiques suivantes sont des acides ou des bases dans la théorie de Brønsted : HNO_3 , HCO_2^- , HO^- , NH_4^+ , H_2O , NH_3 , NO_3^- et HCO_2H .

- 1 • Définir l'acide et l'base selon Brønsted.
- 2 • Former les couples acide/base à partir des espèces ci-dessus.
- 3 • Écrire les demi-équations acido-basiques correspondant aux couples formés.
- 4 • Une réaction se produit entre l'acide nitrique HNO_3 et l'eau. On obtient une solution aqueuse, de concentration $C = 5,0 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ en acide nitrique apporté et de volume $V = 150 \text{ mL}$.
 - a. Écrire l'équation bilan de cette réaction.
 - b. Construire le tableau d'avancement de la réaction.
 - c. Déterminer l'avancement maximal de cette réaction et déduire les quantités de matière des produits.

LIRE

Il faut bien lire l'énoncé, et souligner « au fluorescent » les termes intéressants et les données nécessaires.

Solution

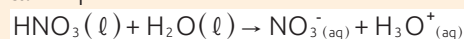
1 • Un acide est une espèce chimique capable de céder un proton H^+ .
Une base est une espèce chimique capable de capter un proton H^+ .

2 • Les couples formés : $\text{HNO}_3/\text{NO}_3^-$; $\text{HCO}_2\text{H}/\text{HCO}_2^-$; $\text{H}_2\text{O}/\text{HO}^-$; $\text{NH}_4^+/\text{NH}_3$.

3 • Les demi-équations : $\text{HNO}_3 \rightleftharpoons \text{NO}_3^- + \text{H}^+$; $\text{HCO}_2\text{H} \rightleftharpoons \text{HCO}_2^- + \text{H}^+$; $\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HO}^- + \text{H}^+$; $\text{NH}_4^+ \rightleftharpoons \text{NH}_3 + \text{H}^+$

4 •

a. L'équation de la réaction entre l'acide nitrique et l'eau s'écrit



b. Tableau d'avancement :

L'équation chimique		$\text{HNO}_3(\ell) + \text{H}_2\text{O}(\ell) \rightarrow \text{NO}_3^-(\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$				
État	Avancement $x(\text{mol})$	$n(\text{HNO}_3)$	Solvant	$n(\text{NO}_3^-)$	$n(\text{H}_3\text{O}^+)$	
État initial (mmol)	0	n	-	0	0	
Au cours de la transformation	x	n - x	-	x	x	
État final	x_{max}	n - x_{max}	-	x_{max}	x_{max}	

c. L'avancement maximal x_{max} :

on a $n - x_{\text{max}} = 0 \Rightarrow n = x_{\text{max}}$ avec l'eau est en excès

et $n = C \cdot V = 5,0 \times 10^{-3} \times 150 \times 10^{-3} \approx 7,5 \times 10^{-4} \text{ mol}$

$$x_{\text{max}} \approx 7,5 \times 10^{-4} \text{ mol}$$

- La quantité de matière des produits :

$$n(\text{NO}_3^-(\text{aq})) = n(\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})) = x_{\text{max}} \approx 7,5 \times 10^{-4} \text{ mol}$$

RAISONNER

Il faut faire attention :

On utilise toujours le signe $\rightleftharpoons$ pour les demi-équations

APPLICATION NUMÉRIQUE

Il faut convertir le volume de mL en litre (L)

Maîtriser ses connaissances

1 L'acide et sa base conjuguée

- 1 • Définir une réaction acido-basique.
- 2 • Définir l'ampholyte et donner un exemple d'un ampholyte.
- 3 • Remplir le tableau suivant :

L'acide	H ₂ O		NH ₄ ⁺	H ₂ PO ₄ ⁻
La base conjuguée		CH ₃ NH ₂		

2 Reconnaître un acide ou une base

L'aniline (C₆H₅NH₂) réagit avec l'eau selon la réaction d'équation : $\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_3^+(\text{aq}) + \text{HO}^-(\text{aq})$

- 1 • Identifier les deux couples acide/base associés à la réaction.
- 2 • L'aniline est-elle un acide ou une base ?
- 3 • Montrer que la réaction acido-basique précédente s'interprète comme l'échange d'un proton entre deux espèces appartenant à deux couples acide /base différents.

3 Écrire une réaction bilan

- 1 • Écrire les demi-réactions acido-basiques relatives à :
 - a. L'acide nitreux HNO₂(aq) .
 - b. La base d'ammoniac NH₃(aq) .
- 2 • En déduire l'équation de la réaction entre l'acide nitreux et l'ammoniac.

4 Reconnaître les couples acide/base

- 1 • Identifier les couples acide/base parmi les couples suivants : CH₃COOH/CH₃COO⁻ ; O₂(g)/H₂O(l) ; I₂/I⁻ ; H₂O(l)/HO⁻(aq) ; NH₄⁺/NH₃ ; Fe³⁺/Fe²⁺
- 2 • Écrire l'équation de la réaction entre la base C₆H₅NH₂ et l'eau.
 $\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2 + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow$
- 3 • Écrire l'équation de la réaction entre l'acide H₂PO₄⁻(aq) et l'eau. $\text{H}_2\text{PO}_4^-(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow$
- 4 • Écrire l'équation de la réaction entre l'acide HClO₄(aq) et la base NO₂⁻(aq)
 $\text{HClO}_4(\text{aq}) + \text{NO}_2^-(\text{aq}) \rightarrow$

5 Acide lactique et méthylamine

On mélange un volume V₁ = 12,0 mL d'une solution d'acide lactique CH₃CH(OH)CO₂H(aq), noté AH, de concentration C₁ = 0,16 mol / L avec un volume V₂ = 23,0 mL d'une solution basique de méthylamine CH₃NH₂(aq) de concentration C₂ = 5,0 × 10⁻³ mol.L⁻¹.

- 1 • Identifier les couples acide/base mis en jeu dans cette réaction
- 2 • Écrire l'équation de la réaction qui peut se produire.
- 3 • Établir la composition finale du système en quantités de matière, puis en concentrations

Renforcer ses capacités

6 Acide et sa base conjuguée

L'acide benzoïque C₆H₅COOH et le benzoate de sodium C₆H₅COONa sont utilisés comme des conservateurs, notamment dans les boissons dites « light ». Ils portent les codes respectifs E₂₁₀ et E₂₁₁.

- 1 • Écrire l'équation de dissolution du benzoate de sodium dans l'eau.
- 2 • Identifier le couple acide/base mettant en jeu l'acide benzoïque et écrire la demi-équation acido-basique correspondante.
- 3 • On fait réagir une masse m = 3,00 g d'acide benzoïque avec 150 mL d'une solution d'hydroxyde de sodium de concentration C = 2,50.10⁻¹ mol.L⁻¹.
 - 3.1. Identifier les couples acide/base mise en jeu, puis écrire l'équation de la réaction envisagée.
 - 3.2. Établir un tableau d'avancement et déterminer l'avancement maximal de la réaction. Quel est le réactif limitant ?

7 bilan de matière

- 1 • On prépare un volume V_A = 100 mL d'une solution (A), par dissolution d'un échantillon de chlorure d'ammonium NH₄Cl de masse m = 0,27 g dans l'eau pure.
 - 1.1. Écrire l'équation de cette dissolution.
 - 1.2. Calculer la concentration molaire de cette solution.
 - 2 • On prépare un volume V_B = 100 mL d'une solution (B) d'hydroxyde de sodium (soude) NaOH de concentration C_B = 0,2 mol.L⁻¹.
 - 2.1. Écrire l'équation de réaction de NaOH avec l'eau.
 - 2.2. Calculer la masse m de NaOH à utiliser pour préparer la solution (B).
 - 3 • On mélange un volume V_A' = 20 mL de la solution (A) avec un volume V_B' = 20 mL de la solution (B).
 - 3.1. Écrire l'équation modélisant la réaction qui se produit dans le mélange.
 - 3.2. Calculer les concentrations molaires effectives des espèces présentes à la fin de la réaction.
- On donne : M(NaOH) = 40 g.mol⁻¹, M(NH₄Cl) = 53,5 g.mol⁻¹

8 L'acide sulfamique

L'acide sulfamique, également appelé acide sulfamidique, est un solide cristallin blanc et stable intervient dans la

fabrication d'édulcorants.

1 • On prépare une solution aqueuse (S_1) d'acide sulfamique de formule brute H_3NSO_3 en dissolvant une masse $m = 9,7\text{ g}$ de cet acide dans un volume $V = 200\text{ mL}$ de l'eau distillée.



1.1. Écrire les deux couples acide/base intervenants lors de la dissolution de l'acide sulfamique.

1.2. Montrer que la concentration de la solution (S_1) est $C_1 = 0,5\text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

2 • On ajoute un volume $V_2 = 20\text{ mL}$ d'hydroxyde de sodium ($\text{Na}^+ + \text{HO}^-$) de concentration $C_2 = 1\text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ à un volume $V_1 = 30\text{ mL}$ de la solution précédente (S_1).

2.1. Écrire les deux couples acide/base intervenants lors de cette transformation et écrire l'équation bilan.

2.2. Calculer la quantité de matière de chaque réactif à l'état initial.

2.3. Construire le tableau d'avancement de cette réaction en déduire l'avancement maximal.

2.4. Déterminer la composition finale du système en quantité de matière et en concentration.

2.5. Calculer la conductivité du mélange à l'état final.

Données : $M(\text{NH}_2\text{SO}_3\text{H}) = 97,1\text{ g/mol}$

Conductivité molaire ionique en $\text{ms} \cdot \text{m}^2 \cdot \text{mol}^{-1}$: $\lambda_{\text{NH}_2\text{SO}_3^-} = 2$; $\lambda_{\text{HO}^-} = 19,9$; $\lambda_{\text{Na}^+} = 5,0$

Perfectionner ses compétences

9 L'eau de javel

L'ion hypochlorite ClO^- , constituant principal de l'eau de javel (hypochlorite de sodium), peut réagir avec l'acide chlorhydrique ($\text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^-$) selon une réaction acide-base.

1 • Écrire l'équation modélisant cette réaction chimique.

2 • On mélange un volume $V_1 = 20\text{ mL}$ d'eau de javel, de concentration molaire $C_1 = 0,5\text{ mol/L}$, avec un volume $V_2 = 5\text{ mL}$ d'une solution d'acide chlorhydrique de concentration molaire $C_2 = 1\text{ mol/L}$.

2.1. Construire le tableau d'avancement.

2.2. Donner le bilan de la matière à l'état final.

2.3. En déduire la concentration des différentes espèces chimiques à l'état final.

10 Eau des piscines

Pour abaisser le pH des eaux d'une piscine (augmenter la concentration des ions oxonium H_3O^+), on peut utiliser une poudre appelée pH moins qui contient (en masse) 17,8% de bisulfate de sodium, ou Hydrogénosulfate de sodium $\text{NaHSO}_4(\text{s})$. On considère que les propriétés acido-basiques

de cette poudre sont dues uniquement à la présence d'ions hydrogénosulfate HSO_4^- .

1 • Écrire la demi-équation acido-basique relative au couple acide/base : $\text{HSO}_4^-(\text{aq})/\text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$.

2 • Écrire l'équation de la réaction des ions hydrogénosulfate et l'eau.

3 • On ajoute 500 g de cette poudre dans l'eau d'une piscine de volume 50 m^3 . Quelle est la concentration finale des ions oxonium obtenus ?

11 Le phénolphtaléine

On considère une solution acide incolore de phénolphtaléine $\text{C}_{20}\text{H}_{14}\text{O}_4(\text{aq})$; On y ajoute une solution d'hydroxyde de sodium : le mélange de ces deux solutions donne une solution de couleur rose fuchsia.

1 • Que traduit le changement de couleur observé ?

2 • Écrire l'équation chimique de la réaction acido-basique qui a eu lieu.

3 • Au cours de cette réaction, un ion a été transféré. De quel ion s'agit-il ?

4 • Par quelle entité a-t-il été cédé ? Par quelle entité a-t-il été capté ?

5 • Pourquoi peut-on dire que la phénolphtaléine est un indicateur coloré ?

6 • Proposer un exemple de solution, qui, ajoutée à la solution rose, pourrait la décolorer.

12 Chlorure d'ammonium

On considère 1L d'une solution de chlorure d'ammonium de concentration $c = 1,0 \cdot 10^{-2}\text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

1 • Quels sont les ions présents dans cette solutions ?

2 • L'une de ces ions est un acide. Quel est cet ion ? Justifier la réponse.

3 • Calculer la conductivité de cette solution à l'aide des conductivités molaires ioniques.

4 • On ajoute à cette solution $1,0 \cdot 10^{-3}\text{ mol}$ d'hydroxyde de potassium. Quels sont les ions présents dans ce solide ionique ?

5 • L'une ces ions est une base. quel est cet ion ? Justifier la réponse.

6 • Déterminer l'équation chimique de la réaction qui a lieu lors de l'ajout d'hydroxyde de potassium à la solution de chlorure d'ammonium.

7 • Dresser le tableau d'avancement de la réaction puis calculer la conductivité de la solution obtenue.

8 • Quelle quantité de matière d'hydroxyde de potassium faut-il ajouter à la solution initiale de chlorure d'ammonium pour que la conductivité de la solution commence à augmenter ?