

Force des acides et des bases

K_e et K_A , acides forts et faibles, diagrammes, indicateurs, solutions tampon : les capacités exigibles du programme.



1 Quatre parties, une vraie progression

Cours essentiel, méthodes pas à pas, QCM de tête, exercices corrigés. On démarre par de l'application directe, on termine sur deux sujets type bac corrigés comme une copie.

2 « Les erreurs qui coûtent des points »

Dans chaque partie, les erreurs classiques du chapitre, en X / ✓, avec le réflexe qui les évite. Et le barème d'une question type, décrypté sur un exemple.

3 Rien que le programme officiel

Les capacités exigibles du chapitre, et pas une de plus - y compris les capacités numérique et mathématique, avec un vrai script Python et un vrai second degré.

4 L'essentiel pour réviser

Le formulaire des cartes sur une page, et la page qui donne le plan de réponse de chaque type de question, pour relire le chapitre en fin de parcours.

4

parties
progressives

15

exercices corrigés
pas à pas

16

cartes
formules

11

méthodes
pas à pas

Conforme au programme de **physique-chimie de terminale, enseignement de spécialité** - B.O. spécial n° 8 du 25 juillet 2019. Thème « Constitution et transformations de la matière », rubrique « **B) Comparer la force des acides et des bases** », activités expérimentales, capacités numériques et capacité mathématique comprises. Un test de positionnement en page 4 t'indique par où commencer.

« Deux acides, la même concentration...
et deux pH différents. Tout le chapitre est là. »

Génies des Sciences

Méthodes & entraînement · Lycée
www.geniesdessciences.com



3 Par quelle partie commencer ?

CORRIGÉ FERMÉ

Seize questions qui balaient les quatre parties. Réponds **sur une feuille**, sans regarder les réponses. Ce test ne te note pas : il te dit seulement **par où commencer si tu ne peux pas tout reprendre**. Chaque question correspond à une capacité exigible du programme, ou à une notion qu'elle suppose. AH et A⁻ désignent un acide et sa base conjuguée (voir les notations, page 3).

01 Une solution de pH = 3 est :

- a** acide **b** basique **c** neutre

02 Si le pH augmente d'une unité, [H₃O⁺] est :

- a** multipliée par 10 **b** divisée par 2 **c** divisée par 10

03 Une solution acide contient aussi des ions HO⁻.

VRAI **FAUX**

04 Un acide fort réagit avec l'eau de façon :

- a** limitée **b** quasi totale **c** négligeable

05 Pour un acide fort de concentration $C = 1,0 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$, le pH vaut :

- a** 1,00 **b** 11,00 **c** 3,00

06 L'acide éthanóïque du vinaigre est un acide faible.

VRAI **FAUX**

07 Dans l'expression de K_A , les concentrations sont :

- a** les concentrations apportées **b** celles de l'équilibre
c indifféremment l'une ou l'autre

08 Entre deux acides, le plus fort est celui dont :

- a** le pK_A est le plus petit **b** le pK_A est le plus grand
c la solution est la plus concentrée

09 Le taux d'avancement final de la réaction d'un acide faible avec l'eau vaut :

- a** 100 % **b** moins de 100 % **c** 0 %

10 À pH = pK_A :

- a** [AH] = 0 **b** [AH] = [A⁻] **c** [A⁻] = 0

11 Pour pH < pK_A , l'espèce qui prédomine est :

- a** la forme acide AH **b** la forme basique A⁻
c aucune des deux

12 Sur un diagramme de distribution, les deux courbes se croisent :

- a** à pH = 7 **b** à pH = pK_A **c** à pH = $14 - pK_A$

13 Un indicateur coloré se choisit pour que sa zone de virage contienne :

- a** pH = 7, dans tous les cas **b** le pH initial
c le pH à l'équivalence

14 Le pH d'une solution tampon varie peu lors d'un ajout modéré d'acide ou de base.

VRAI **FAUX**

15 Une solution tampon contient :

- a** un acide fort concentré
b les deux formes d'un couple, en proportions comparables
c une base forte diluée

16 Une solution tampon a forcément un pH proche de 7.

VRAI **FAUX**

QUESTIONS PARTIE SI TU RATES L'UNE D'ELLES...

1 à 3	1	le pH et K_e , qui servent dans les calculs des trois autres parties
4 à 6	2	fort ou faible : la réaction avec l'eau et le critère du pH-mètre
7 à 9	3	K_A , pK_A et taux d'avancement final
10 à 16	4	prédominance, distribution, indicateurs colorés et propriétés du tampon

★ Comment lire ton résultat

Les réponses sont en tête des corrigés, page 28 : ne les consulte qu'une fois tes seize réponses écrites.

14 à 16 : enchaîne les quatre parties dans l'ordre.

9 à 13 : commence par les parties où tu as raté une question, puis reprends les autres dans l'ordre.

8 ou moins : fais les quatre parties dans l'ordre, sans en sauter une seule. Le pack est construit pour ce parcours complet.



2 L'eau réagit avec elle-même

COURS

Même l'eau la plus pure contient des ions : une infime fraction de ses molécules échange des ions hydrogène, selon l'équation $2\text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) + \text{HO}^-(\text{aq})$. Dans **toute solution aqueuse**, le produit des deux concentrations est fixé.

F2 LE PRODUIT IONIQUE DE L'EAU

PAR CŒUR

$$K_e = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{c^\circ} \times \frac{[\text{HO}^-]}{c^\circ} \quad \text{avec} \quad K_e = 1,0 \times 10^{-14} \text{ à } 25^\circ\text{C}$$

K_e est la constante d'équilibre associée à l'**autoprotolyse de l'eau**, l'équation ci-dessus - savoir associer l'une à l'autre est une capacité exigible. Elle ne dépend que de la température : la valeur $1,0 \times 10^{-14}$, c'est-à-dire $\text{p}K_e = -\log K_e = 14,00$ (deux décimales, car K_e a deux chiffres significatifs), vaut **à 25 °C seulement** (les énoncés la rappellent en général). Conséquence : $[\text{HO}^-] = c^\circ 10^{-(14-\text{pH})}$ à 25 °C.

F3 ACIDE, NEUTRE, BASIQUE

PAR CŒUR

LA SOLUTION	LES CONCENTRATIONS	LE pH À 25 °C
acide	$[\text{H}_3\text{O}^+] > [\text{HO}^-]$	$\text{pH} < 7$
neutre	$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{HO}^-]$	$\text{pH} = 7$
basique	$[\text{H}_3\text{O}^+] < [\text{HO}^-]$	$\text{pH} > 7$

Les **deux** ions sont présents dans toute solution aqueuse : K_e interdit à l'un des deux de disparaître.

3 Les méthodes, pas à pas

MÉTHODE

1 Passer du pH aux deux concentrations

1 Je convertis le pH en concentration.

$[\text{H}_3\text{O}^+] = c^\circ 10^{-\text{pH}}$, à la calculatrice si le pH n'est pas entier.

2 J'utilise K_e pour l'autre ion.

$[\text{HO}^-] = K_e c^{\circ 2} / [\text{H}_3\text{O}^+]$, soit $c^\circ 10^{-(14-\text{pH})}$ à 25 °C.

3 Je contrôle la cohérence.

Les deux exposants doivent totaliser -14 ; l'ion majoritaire doit correspondre à la nature de la solution.

L'EXEMPLE RÉDIGÉ

Une solution a un pH de 5,00 à 25 °C :

$[\text{H}_3\text{O}^+] = 1,0 \times 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ et

$[\text{HO}^-] = 1,0 \times 10^{-9} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

-5 et -9 totalisent bien -14 ; H_3O^+ domine : la solution est acide.

2 Comparer deux solutions sans calculatrice

1 Je raisonne en écarts de pH.

Chaque unité d'écart vaut un facteur 10 sur $[\text{H}_3\text{O}^+]$.

2 Je traduis en facteur.

Deux unités : un facteur 100 ; trois unités : un facteur 1 000.

3 Je rédige la comparaison dans le bon sens.

Le pH le plus petit correspond à la solution la plus riche en H_3O^+ .

L'EXEMPLE RÉDIGÉ

Un soda a un pH de 3,0, une eau gazeuse un pH de 5,0.

Deux unités d'écart : le soda est cent fois plus riche en ions oxonium, et non « deux fois plus acide ».



4 Les erreurs qui coûtent des points

LES PIÈGES CLASSIQUES

1 Lire l'échelle de pH comme une échelle linéaire

X « pH 3 est deux fois plus acide que pH 6 » · ✓ trois unités d'écart : **mille fois** plus d'ions oxonium dans la première solution.

Le réflexe : traduis tout écart de pH en facteur $10^{\text{écart}}$ avant de rédiger la comparaison.

2 Croire qu'une solution acide n'a pas d'ions hydroxyde

X « pH = 2,00, donc $[\text{HO}^-] = 0$ » · ✓ à 25 °C, le produit ionique impose $[\text{HO}^-] = 1,0 \times 10^{-12} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$: très peu, mais jamais zéro.

Le réflexe : dès qu'un énoncé demande une composition complète, écris les deux ions de l'eau - K_e te donne le second.

3 Oublier que K_e dépend de la température

X « pH = 7 est neutre à toute température » · ✓ K_e dépend de la température ; neutre signifie $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{HO}^-]$.

Le réflexe : précise « à 25 °C » chaque fois que tu utilises $pK_e = 14,00$: c'est la condition sous laquelle cette valeur est valable (à 37 °C, la neutralité n'est plus à pH 7 : exercice 3).

5 Le QCM express

DE TÊTE, SANS CALCULATRICE

1. Écrire la relation entre pH et $[\text{H}_3\text{O}^+]$.
2. Écrire l'équation d'autoprotolyse de l'eau.
3. Que vaut K_e à 25 °C ?
4. $[\text{H}_3\text{O}^+]$ pour un pH de 4,00 ?
5. $[\text{HO}^-]$ pour ce même pH, à 25 °C ?
6. Du pH 6 au pH 3, $[\text{H}_3\text{O}^+]$ est multipliée par combien ?
7. Définir une solution neutre sans citer le nombre 7.
8. Une solution basique contient-elle des ions H_3O^+ ?

Cache cette ligne pendant que tu réponds. **Réponses** : 1. $\text{pH} = -\log([\text{H}_3\text{O}^+]/c^\circ)$ - 2. $2 \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{HO}^-$ - 3. $1,0 \times 10^{-14}$ - 4. $1,0 \times 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ - 5. $1,0 \times 10^{-10} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ - 6. par 1 000 - 7. $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{HO}^-]$ - 8. oui : K_e interdit à $[\text{H}_3\text{O}^+]$ d'être nulle

6 Exercices

DU PLUS SIMPLE AU PLUS COSTAUD

Exercice 1 Quatre solutions à la loupe

★★★ ☐

Quatre solutions aqueuses sont étudiées à 25 °C ($K_e = 1,0 \times 10^{-14}$) : A de pH 2,00 ; B de pH 7,00 ; C de pH 11,00 ; D de concentration $[\text{H}_3\text{O}^+] = 5,0 \times 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

1. Calculer $[\text{H}_3\text{O}^+]$ pour les solutions A, B et C.
2. Calculer le pH de la solution D.
3. Calculer $[\text{HO}^-]$ pour les quatre solutions.
4. Classer les quatre solutions : acide, neutre ou basique, en justifiant par la comparaison des deux concentrations.



✓ Les corrigés détaillés

La rédaction modèle est à gauche, les remarques du correcteur à droite. Compare **ta rédaction**, pas seulement tes résultats : c'est elle que le correcteur lit.

✓ Les réponses du test de positionnement (page 4)

1. a - 2. c - 3. Vrai - 4. b - 5. c - 6. Vrai - 7. b - 8. a - 9. b - 10. b - 11. a - 12. b - 13. c - 14. Vrai - 15. b - 16. Faux. Compte tes bonnes réponses, puis reporte-toi à l'encadré « Comment lire ton résultat » du test.

★ Avant d'ouvrir les corrigés

Relis ta copie avec ces quatre questions en tête. Elles portent sur la **forme** de tes réponses, pas sur les connaissances :

1. Ai-je écrit la **relation littérale** avant chaque application numérique ?
2. Chaque valeur porte-t-elle son **unité**, y compris dans les étapes intermédiaires ?
3. Ai-je **comparé mes résultats** à une valeur de référence quand l'énoncé en donne une ?
4. Chaque question se termine-t-elle par une **phrase de conclusion** ?

Corrige ce qui manque **avant** de comparer avec le corrigé : tu peux rattraper ces quatre points seul, sans connaître la réponse.

Comment lire un corrigé

Chaque réponse est écrite comme sur une copie : la relation ou la définition utilisée, puis l'application numérique avec l'unité après chaque valeur, puis une phrase qui répond à la question posée. **Ce n'est pas du remplissage** : le correcteur note ce qu'il peut suivre, et un résultat posé seul ne se suit pas.

Quand ta réponse diffère de la mienne, cherche d'abord **où** les deux chemins se séparent. C'est ce point précis qu'il faut retravailler, pas l'exercice entier.



Toutes les valeurs s'entendent à 25 °C, sauf dans les exercices 3 et 13 (37 °C), avec $c^\circ = 1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. Les valeurs intermédiaires sont imprimées avec un chiffre significatif de plus que le résultat : refaire le calcul avec elles redonne le résultat imprimé. Un pH porte autant de décimales que la concentration a de chiffres significatifs (F1).

Exercice 1 Quatre solutions à la loupe



1. $[\text{H}_3\text{O}^+] = c^\circ 10^{-\text{pH}}$ (F1) : A : $1,0 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ · B : $1,0 \times 10^{-7} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ · C : $1,0 \times 10^{-11} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.
2. $\text{pH} = -\log \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{c^\circ} = -\log \frac{5,0 \times 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}}{1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}}$: **pH = 3,30**, avec deux décimales car la concentration a deux chiffres significatifs.
3. $[\text{HO}^-] = K_e c^{\circ 2} / [\text{H}_3\text{O}^+]$ (F2) : A : $1,0 \times 10^{-12} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ · B : $1,0 \times 10^{-7} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ · C : $1,0 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ · D : $\frac{1,0 \times 10^{-14} \times (1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1})^2}{5,0 \times 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}} = 2,0 \times 10^{-11} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.
4. H_3O^+ domine dans A et D : **A et D acides** ; égalité dans B : **B neutre** ; HO^- domine dans C : **C basique** (F3).

Le contrôle des exposants

À 25 °C, les deux exposants totalisent -14 : -2 et -12, -3,30 et -10,70... Une somme différente signale une étourderie avant même de rendre.

La question 4 se justifie par comparaison

« pH < 7 donc acide » ne vaut qu'à 25 °C ; la justification générale compare les deux concentrations - c'est elle que demande l'énoncé.

