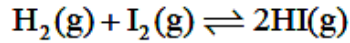


On considère la réaction



À l'équilibre, les concentrations sont les suivantes (in mol dm⁻³) :

$$[\text{H}_2] = 0,30 \quad [\text{I}_2] = 0,30 \quad [\text{HI}] = 3,0$$

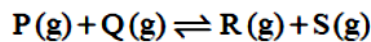
Quelle est la valeur de K ?

- A. 5,0 B. 10 C. 15 D. 100

Un récipient scellé est à demi rempli d'eau à la température ambiante. On élève la température du récipient et on laisse l'équilibre se rétablir. Parmi les propositions suivantes, quelle est celle qui est correcte une fois l'équilibre rétabli à la température supérieure ?

- A. La vitesse de vaporisation est supérieure à la vitesse de condensation.
 B. La quantité de vapeur d'eau est supérieure à la quantité d'eau liquide.
 C. La quantité de vapeur d'eau est supérieure à celle qui existait à la température plus basse.
 D. La vitesse de condensation est supérieure à la vitesse de vaporisation.

Une enceinte réactionnelle de 1,0 dm³ contient initialement 6,0 mol de P et 6,0 mol de Q. À l'équilibre, il s'est formé 4,0 mol de R. Quelle est la valeur de K_c pour la réaction répondant à l'équation ci-dessous ?



- A. 0,11 B. 0,25 C. 0,44 D. 4,00

Que vaut la concentration en ions OH⁻ ions (en mol dm⁻³) dans une solution aqueuse dans laquelle [H⁺] = 2,0 × 10⁻³ mol dm⁻³? ($K_w = 1,0 \times 10^{-14}$ mol² dm⁻⁶)

A. $2,0 \times 10^{-3}$

C. $5,0 \times 10^{-12}$

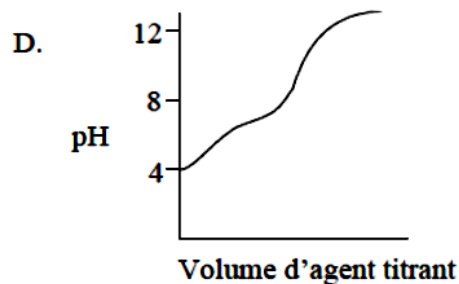
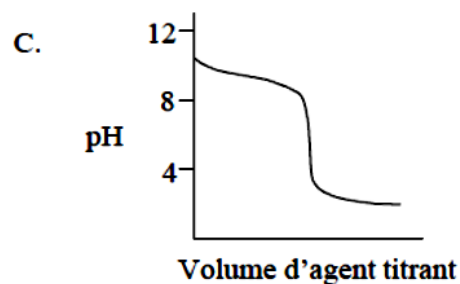
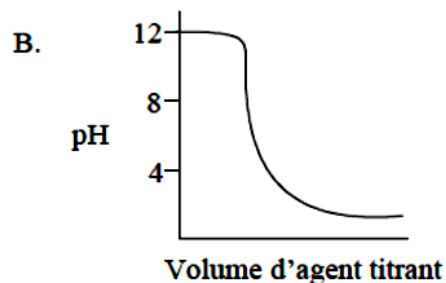
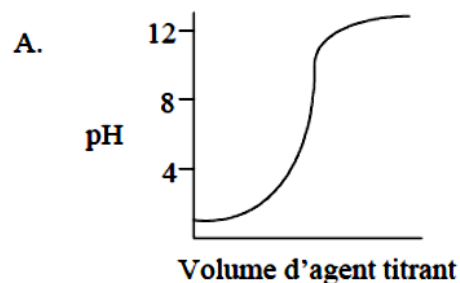
B. $4,0 \times 10^{-6}$

D. $2,0 \times 10^{-17}$

Quelle est la relation entre K_a and pK_a ?

- A. $pK_a = -\log K_a$ C. $pK_a = \log K_a$
- B. $pK_a = \frac{1,0 \times 10^{-14}}{K_a}$ D. $pK_a = \frac{1,0}{K_a}$

Quelle est la courbe représentative du titrage d'une base faible de concentration $0,1 \text{ mol dm}^{-3}$ par un acide fort de concentration $0,1 \text{ mol dm}^{-3}$?



Parmi les propositions suivantes, relatives aux indicateurs, quelle est celle qui est **toujours** correcte ?

- A. Le milieu de la zone de virage se situe à $\text{pH} = 7$.
- B. L'étendue de pH couverte par la zone de virage est plus grande pour les indicateurs ayant des valeurs de pK_a plus élevées.
- C. La couleur rouge de l'indicateur indique une solution acide.
- D. La valeur du pK_a d'un indicateur se situe dans l'étendue de pH correspondant à sa zone de virage.

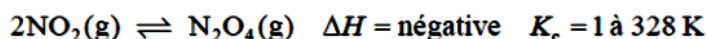
Parmi les mélanges suivants, lequel produirait un mélange tampon lors de sa dissolution dans $1,0 \text{ dm}^3$ d'eau ?

- A. $0,30 \text{ mol}$ de $\text{NH}_3(\text{aq})$ et $0,30 \text{ mol}$ d' $\text{HCl}(\text{aq})$
- B. $0,30 \text{ mol}$ de $\text{NH}_3(\text{aq})$ et $0,15 \text{ mol}$ d' $\text{HCl}(\text{aq})$
- C. $0,30 \text{ mol}$ de $\text{NH}_3(\text{aq})$ et $0,60 \text{ mol}$ d' $\text{HCl}(\text{aq})$
- D. $0,30 \text{ mol}$ de $\text{NH}_3(\text{aq})$ et $0,15 \text{ mol}$ de $\text{H}_2\text{SO}_4(\text{aq})$

Une base, à la concentration de $0,10 \text{ mol dm}^{-3}$, est titrée à l'aide de 25 cm^3 d'un acide de concentration $0,10 \text{ mol dm}^{-3}$. Quel couple acide-base aurait le pH le plus élevé au point d'équivalence ?

- A. $\text{NaOH}(\text{aq})$ et $\text{CH}_3\text{COOH}(\text{aq})$
- B. $\text{NaOH}(\text{aq})$ et $\text{HNO}_3(\text{aq})$
- C. $\text{NH}_3(\text{aq})$ et $\text{HNO}_3(\text{aq})$
- D. $\text{NH}_3(\text{aq})$ et $\text{CH}_3\text{COOH}(\text{aq})$

L'équilibre entre le dioxyde d'azote (brun foncé) et le tétraoxyde de diazote (incolore) est représenté par l'équation suivante.



- (a) Écrire l'expression de la constante d'équilibre, K_c . [1]
- (b) Exprimer et expliquer l'effet d'une augmentation de température sur la valeur de K_c . [2]
- (c) Exprimer et expliquer le changement visible qui intervient à la suite d'une diminution de la pression. [2]
- (d) Deux moles de $\text{NO}_2(\text{g})$ et deux moles $\text{N}_2\text{O}_4(\text{g})$ sont introduites dans un récipient vide de 1 dm^3 . On laisse l'équilibre s'établir à 328 K . Sur base de la valeur de K_c , prédire si le mélange à l'équilibre renfermera une quantité de $\text{NO}_2(\text{g})$ plus ou moins à deux moles. [2]

- (a) (i) Définir le terme pH. [1]
- (ii) Un échantillon de $25,0 \text{ cm}^3$ d'acide chlorhydrique $0,100 \text{ mol dm}^{-3}$ a été introduit dans une fiole conique. On y ajoute de l'hydroxyde de sodium $0,100 \text{ mol dm}^{-3}$ jusqu'à ce que le volume total ajouté atteigne $50,0 \text{ cm}^3$. Esquisser un graphique du pH en fonction du volume de NaOH(aq) ajouté, en faisant apparaître clairement le volume de NaOH(aq) nécessaire pour que la réaction soit complète et les valeurs du pH initial, du pH au point d'équivalence et du pH final. [4]
- (iii) L'expérience réalisée en (a) (ii) a été répétée mais, au lieu d'acide chlorhydrique, on a introduit dans la fiole conique un échantillon de $25,0 \text{ cm}^3$ d'acide éthanoïque $0,100 \text{ mol dm}^{-3}$. En utilisant les informations du Tableau 16 du Recueil de Données de Chimie, calculer le pH initial de la solution. Exprimer le pH approximatif au point d'équivalence. [5]
- (b) (i) Décrire comment fonctionne un indicateur coloré, HIn. [3]
- (ii) Nommer un indicateur approprié à la réaction entre l'acide éthanoïque et l'hydroxyde de sodium. Utiliser les informations du Tableau 17 du Recueil de Données de Chimie pour justifier le choix. [2]
- (c) (i) Identifier deux substances qui peuvent être ajoutées à de l'eau pour former une solution tampon basique. [1]
- (ii) Décrire ce qui se produit lorsqu'une petite quantité d'une solution acide est ajoutée à la solution tampon préparée en (i). Écrire une équation à l'appui de l'explication. [2]
- (d) Définir les termes *acide de Brønsted-Lowry* et *acide de Lewis*. Pour chaque type d'acide, identifier un exemple autre que l'eau et écrire une équation pour illustrer la définition. [5]
- (e) Prédire et expliquer si une solution aqueuse $0,10 \text{ mol dm}^{-3}$ de AlCl_3 sera acide, basique ou neutre. [2]

1. D 2. C 3. D 4. C 5. A 6. C 7. D 8. B 9. A

10. (a) $K_c = \frac{[\text{N}_2\text{O}_4]}{[\text{NO}_2]^2}$ 1

(b) K_c diminue;
réaction directe est exothermique/ ΔH est négative/équilibre se déplace vers la gauche; 2

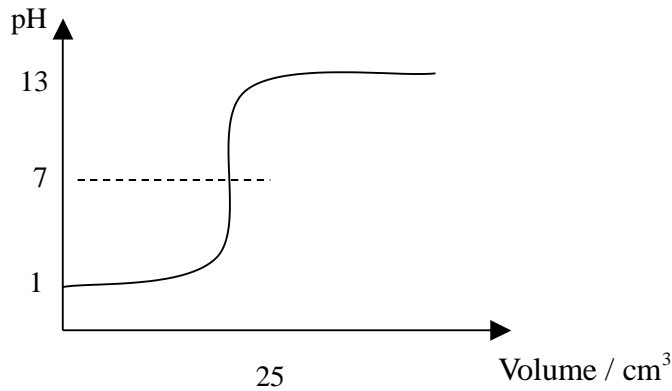
(c) mélange plus foncé;
Position de l'équilibre se déplace vers la gauche /vers réactifs parce que plus de moles de gaz à gauche; 2

(d) moins que 2 moles NO_2 ;
Les valeurs données donnent $\frac{[\text{N}_2\text{O}_4]}{[\text{NO}_2]^2} = \frac{1}{2}$ i.e. trop de NO_2 ; 2

[7]

11. a) (i) $\text{pH} = -\log[\text{H}^+]$; 1

(ii) pH initial = 1;
point d'équivalence: 25,0 cm^3 de NaOH ;
 pH au point d'équivalence = 7;
 pH final = 12–13;



4

(iii) $K_a = 10^{-4.76}/1.74 \times 10^{-5}$;

$$K_a = [\text{H}^+]^2 \div [\text{CH}_3\text{COOH}] / 1.74 \times 10^{-5} = \frac{[\text{H}^+]^2}{0.100};$$

$$[\text{H}^+] = 1.32 \times 10^{-3} \text{ (mol dm}^{-3}\text{)};$$

pH initial = 2.88;

Accepter 3 CS ; donner [4] pour bonne valeur de pH .

pH au point d'équivalence: 8–9; 5

[10]

THÈME 17 et 18 ÉQUILIBRE + ACIDES ET BASES

- b) (i) HIn acide faible;

$$\text{HIn} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{In}^-$$
 et une couleur différente chacun;
 L'équilibre se déplace vers la gauche ou vers la droite, prenant la couleur du côté favorisé; 3
- (ii) phénolphtaléine/rouge de phénol /bleu bromothymol;
 le changement de couleur de l'indicateur est dans la zone de virage du point d'équivalence/dans la partie verticale de la courbe de titrage; 2

[5]

- c) (i) exemple spécifique de base faible et son sel(acide conjugué)/acide fort et base faible; 1
ex. NH₃ et NH₄Cl.
- (ii) pH change très peu/acide est presque entièrement neutralisé par base;
 équation provenant de c) (i); 2
ex. NH₃ + H⁺ → NH₄⁺ /NH₄OH + H⁺ → NH₄⁺ + H₂O.

[3]

d) acide *Brønsted-Lowry*

donneur de protons;

acide de Lewis

accepteur de paire d'électrons;

Brønsted-Lowry acid

N'importe quelle équation acceptable;

Ex. : $\text{HCl} + \text{NaOH} \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{NaCl}$

Lewis acid –BF₃/ AlCl₃/ions complexes formé par des métaux de transition avec des ligands;

Ex. $\text{BF}_3 + \text{NH}_3 \rightarrow \text{BF}_3\text{NH}_3$ / $\text{Cu}^{2+} + 4\text{NH}_3 \rightarrow [\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ / $\text{AlCl}_3 + \text{Cl}^- \rightarrow \text{AlCl}_4^-$;

[5]

e) acide;

$[\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$ est acide à cause de la formation de H⁺/

$[\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+} \rightleftharpoons [\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_5(\text{OH})]^{2+} + \text{H}^+$; 2

[2]