

Corrigé et barème – Acides et bases

pH, indicateurs colorés, solutions acides et basiques

Durée : 55 min – Calculatrice interdite – Sur 20 points · Chimie 4^e

Exercice 1 – Lecture d'un tableau de mesures

(4 pts)

- a) Jus de raisin (3,4) ; eau de pluie (5,6) ; lait (6,6) ; eau de mer (8,1) ; savon liquide (9,8) ; ammoniaque (11,6). (1)
- b) Eau de mer, savon liquide et ammoniaque : leur pH est supérieur à 7, donc les ions HO^- sont plus nombreux que les ions H^+ . (1)
- c) Lait ($\text{pH } 6,6 < 7$) : jaune. Eau de mer ($\text{pH } 8,1 > 7$) : bleu. (1)
- d) Le tableau donne $\text{pH } 5,6 < 7$: l'eau de pluie est légèrement acide. Seule l'eau pure a $\text{pH } 7$; l'eau de pluie contient des gaz dissous (dioxyde de carbone) qui l'acidifient. (1)

Le point clé — un pH inférieur à 7, même de peu, signifie « acide » : 6,6 n'est pas neutre.

Exercice 2 – Interpréter deux indicateurs colorés

(4 pts)

- a) S1 : BBT jaune $\rightarrow \text{pH} < 6$: acide. S4 : phénolphthaléine rose $\rightarrow \text{pH} > 8,2$: basique. (1)
- b) BBT bleu $\rightarrow \text{pH} > 7,6$; phénolphthaléine incolore $\rightarrow \text{pH} < 8,2$. Donc $7,6 < \text{pH} < 8,2$: S2 est faiblement basique. (1)
- c) Seulement que son pH est compris entre 6,0 et 7,6 : S3 peut être légèrement acide, neutre ou légèrement basique. Il faudrait un pH-mètre. (1)
- d) S1 : c'est la seule solution acide ($\text{pH} < 6$), donc la seule où les ions H^+ sont majoritaires. (1)

Repère — croiser deux indicateurs permet d'encadrer un pH, mais jamais de le mesurer exactement.

Exercice 3 – Dilution d'un vinaigre

(4 pts)

- a) $750 \div 100 = 7,5$; $7,5 \times 8 = 60$ g d'acide acétique. (1)
- b) Volume final : $25 + 225 = 250 \text{ mL} = 10 \times 25 \text{ mL} \rightarrow$ diluée 10 fois. Masse d'acide : $8 \times 25 \div 100 = 2$ g. (1)
- c) pH plus grand que 2,4 : diluer un acide le rend moins acide. Il reste acide car le pH se rapproche de 7 sans le dépasser. (1)
- d) Le pH ne dépasse jamais 14 ; et une dilution rapproche le pH de 7 sans jamais le franchir. Le pH n'est pas proportionnel à la dilution. (1)

Erreur fréquente — le pH n'est pas une quantité qu'on multiplie : diluer un acide fait monter son pH vers 7, pas au-delà.

Exercice 4 – Sécurité au laboratoire*(4 pts)*

- a) Produit corrosif : il attaque la peau, les yeux et les matériaux. Lunettes de protection et gants (blouse aussi acceptée). (1)
- b) L'acide dans l'eau. La dilution dégage beaucoup de chaleur : l'eau versée sur l'acide concentré peut bouillir et projeter de l'acide. (1)
- c) La soude concentrée est elle-même corrosive et la neutralisation dégage de la chaleur : on aggraverait la brûlure. Le bon réflexe : rincer à l'eau au moins 10 minutes et prévenir le professeur. (1)
- d) Une base concentrée est aussi corrosive qu'un acide concentré ; pH 14 est la valeur la plus basique possible, le produit est très dangereux. (1)

Attention — corrosif ne veut pas dire acide : les bases concentrées brûlent tout autant, et on ne « neutralise » jamais une projection sur la peau.

Exercice 5 – Suivre une neutralisation*(4 pts)*

- a) À 12 mL (pH 7,0) ; le BBT est vert. (1)
- b) $\text{H}^+ + \text{HO}^- \rightarrow \text{H}_2\text{O}$. (1)
- c) 5 mL (pH 1,3) : jaune ; 20 mL (pH 12,6) : bleu. Le pH continue d'augmenter lentement, sans dépasser 14. (1)
- d) À pH 7 les ions H^+ et HO^- ont réagi en quantités égales, mais il reste les ions spectateurs Na^+ (de la soude) et Cl^- (de l'acide) dissous dans l'eau. (1)

À retenir — la neutralité (pH 7) est un passage, pas une limite : si l'on continue à verser la base, la solution devient basique.