

Version professeur

Physique-chimie – Seconde Bac Pro

Cours

Chapitre 8

Solutions chimiques et concentration

Édition : 23 septembre 2026 – Naïm Azzouz

Rappel de cours — Avant de commencer

Savoir distinguer un mélange homogène d'un mélange hétérogène ; reconnaître l'eau comme solvant d'une solution aqueuse ; lire une graduation en mL et convertir $1000 \text{ mL} = 1 \text{ L}$. Le chapitre 7 a introduit les ions et la verrerie.

Repères et ordre de travail

Les codes désignent les capacités du chapitre, pas des codes officiels.

Capacité et intitulé complet	Partie du cours	Page
C4 – Identifier le soluté et le solvant dans une solution (prérequis réinvesti)	1. Solutions	1 él. 1
C2 – Calculer et interpréter une concentration massique (connaissance et calcul)	2. Concentration	2 él. 2
C1 – Préparer une solution de concentration massique donnée, par dissolution (capacité expérimentale)	3. Dissolution	3 él. 3
C3 – Réaliser expérimentalement une dilution (capacité expérimentale)	4. Dilution	3 él. 3
C5 – Reconnaître expérimentalement le caractère acide, basique ou neutre d'une solution et mesurer un pH (capacités expérimentales)	5. pH	4 él. 4

« él. » : page du cours élève de cette même édition.

Méthode — Mode d'emploi

Lire la notion et l'exemple résolu, puis chercher l'application avant de passer à la notion suivante. Le travail peut être accompagné en classe ou repris seul. Les corrections suivent les applications dans cette version. Le cours explique les méthodes et propose des applications sur papier. Les préparations, la dilution et la mesure du pH seront réalisées et observées en séance. La concentration molaire du site est un prolongement de Première, non exigible ici.

1 Reconnaître une solution aqueuse

Page élève : 1.

Une solution aqueuse est un mélange homogène dont le **solvant est l'eau**. Le **soluté** est l'espèce que l'on dissout dans ce solvant. Dans une solution de sucre, le sucre est le soluté et l'eau est le solvant. L'aspect uniforme ne prouve pas, à lui seul, qu'un liquide est sans danger ou qu'il ne contient qu'une seule espèce dissoute.

Définition — Mélange et solution

Un mélange **homogène** paraît uniforme à l'œil nu ; un mélange **hétérogène** présente des parties visibles distinctes. La dissolution d'un soluté dans l'eau donne une solution aqueuse si le soluté se dissout complètement. Un dépôt visible signale que le mélange obtenu n'est pas entièrement homogène.

Exemple — Exemple résolu : eau sucrée

On dissout du sucre dans de l'eau et aucun grain ne reste visible. Le mélange est homogène : c'est une solution aqueuse. Le sucre est le soluté ; l'eau est le solvant. Si des grains restent au fond, on décrit séparément la solution au-dessus et le dépôt non dissous.

Application 1 – Nommer les constituants

On dissout une petite quantité de sel dans de l'eau. Après agitation, le liquide est limpide. Nommer le soluté et le solvant ; dire si le mélange visible est homogène et justifier.

Correction

Le sel est le soluté, l'eau est le solvant. Le mélange est homogène à l'œil nu : on n'observe qu'une seule phase et aucun dépôt visible. « Limpide » ne renseigne pas sur la sécurité du produit.

2 Calculer une concentration massique

Page élève : 2.

Deux solutions peuvent contenir le même soluté en quantités différentes. La **concentration massique** c_m indique la masse de soluté dissous par litre de *solution finale* :

Définition — Concentration massique

$$c_m = \frac{m}{V} \quad m = c_m V \quad V = \frac{m}{c_m}$$

Ici m est la masse de soluté dissous, en grammes ; V est le volume de la **solution**, en litres ; c_m s'exprime en grammes par litre (g/L). Le volume d'eau versé avant dissolution n'est pas automatiquement le volume final de solution.

Méthode — Avant le calcul

Repérer ce qui est demandé ; convertir les mL en L si la concentration est en g/L ; écrire la relation avec les unités ; calculer puis vérifier que la valeur est cohérente. Ainsi $250 \text{ mL} = 0,250 \text{ L}$.

Exemple — Exemple résolu : une solution préparée à volume final connu

On a dissous 12 g de soluté puis complété la solution à 300 mL dans une fiole jaugée. $V = 0,300 \text{ L}$, donc $c_m = 12/0,300 = 40 \text{ g/L}$. On divise par le volume *final* et non par une quantité d'eau de départ.

Application 2 – Calculer et contrôler

Une solution contient 9 g de soluté dans 250 mL de solution finale. Calculer c_m en g/L. Un camarade annonce 0,036 g/L : expliquer son erreur probable.

Correction

$V = 0,250 \text{ L}$ puis $c_m = 9/0,250 = 36 \text{ g/L}$. Le résultat 0,036 provient de $9/250$ sans conversion des mL en L ; son unité serait alors g/mL, pas g/L.

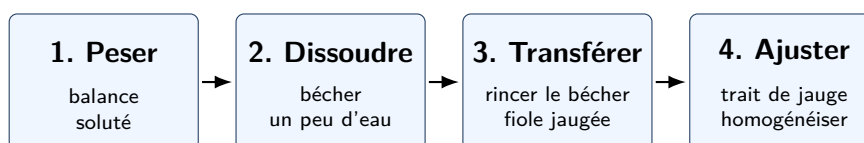
3 Préparer une solution par dissolution

Page élève : 3.

Le programme demande de préparer une solution de concentration massique donnée, **par dissolution**. Le calcul de la masse nécessaire prépare le geste, mais ne le remplace pas.

Méthode — Préparation sous la conduite du professeur

Pour un volume final V et une concentration cible c_m , calculer $m = c_m V$. Vérifier le produit réellement utilisé, son étiquette et sa fiche de données de sécurité avec le professeur. Peser le soluté selon le protocole ; le dissoudre dans un peu d'eau dans un bécher ; transférer dans une fiole jaugée en rinçant le bécher ; compléter jusqu'au trait de jauge ; boucher et homogénéiser. Ajuster en lisant le bas du ménisque à hauteur des yeux. Le professeur précise les protections et l'élimination des déchets selon les réactifs de la séance.



Description : la masse calculée de soluté est pesée, dissoute dans un peu d'eau, transférée sans perte puis complétée au volume final dans une fiole jaugée. Le schéma résume un protocole à réaliser en classe.

Exemple — Exemple résolu : préparer 250 mL

Pour $c_m = 20 \text{ g/L}$ et $V = 0,250 \text{ L}$, il faut peser $m = 20 \times 0,250 = 5 \text{ g}$ de soluté. La fiole de 250 mL fixe le *volume final* ; on ne mesure pas d'abord 250 mL d'eau pour y verser le solide.

Application 3 – Préparer avant de manipuler

La consigne est de préparer 500 mL d'une solution à 12 g/L par dissolution d'un solide autorisé par le laboratoire. Calculer la masse à peser, puis citer la verrerie qui fixe le volume final et deux étapes évitant une perte de soluté.

Correction

$V = 0,500 \text{ L}$; $m = 12 \times 0,500 = 6 \text{ g}$. La fiole jaugée de 500 mL fixe le volume final. Dissoudre dans un peu d'eau, transférer puis rincer le bécher et le dispositif de transfert dans la fiole évite de laisser du soluté derrière. L'exécution réelle demande la validation du protocole et du produit par le professeur.

4 Diluer une solution

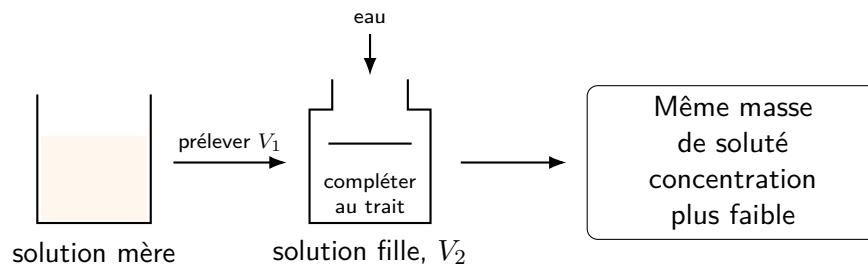
Page élève : 3.

Diluer consiste à prélever une partie d'une **solution mère**, puis à ajouter du solvant pour obtenir une **solution fille** moins concentrée. Le soluté contenu dans le prélèvement n'est pas retiré : sa masse reste la même pendant la préparation.

Définition — Relation de dilution

$$c_{m1}V_1 = c_{m2}V_2$$

V_1 est le volume de solution mère *prélevé* et V_2 le volume *final* de solution fille. Les deux volumes doivent être dans la même unité. La relation vaut pour une dilution sans perte de soluté ni réaction chimique qui le consomme.



Description : on prélève un volume V_1 de solution mère et on ajoute de l'eau jusqu'au volume final V_2 de la fiole ; le volume d'eau ajouté n'est pas V_2 . La masse de soluté prélevée est conservée.

Exemple — Exemple résolu : une dilution au huitième

On prélève $V_1 = 25 \text{ mL}$ d'une solution mère à $c_{m1} = 80 \text{ g/L}$; on complète à $V_2 = 200 \text{ mL}$. Alors $c_{m2} = 80 \times 25/200 = 10 \text{ g/L}$. Le volume final vaut huit fois le prélèvement ; la concentration est divisée par huit.

Méthode — Geste à réaliser en séance

Vérifier avec le professeur la compatibilité du produit et le protocole. Prélever V_1 avec une pipette adaptée et une propipette, jamais à la bouche. Verser dans la fiole jaugée de volume V_2 , compléter avec l'eau prévue jusqu'au trait, puis homogénéiser. Ne pas confondre « compléter à V_2 » et « ajouter V_2 d'eau ».

Application 4 – Relier calcul et verrerie

On prélève 20 mL d'une solution mère à 60 g/L , puis on complète à 100 mL . Calculer la concentration fille et le facteur de dilution. Nommer le matériel qui permet le prélèvement sans aspiration à la bouche.

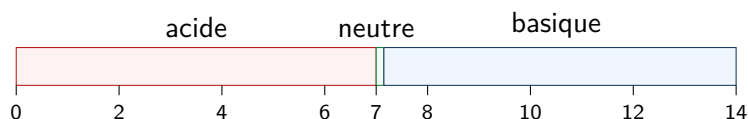
Correction

$c_{m2} = 60 \times 20/100 = 12 \text{ g/L}$; facteur $F = 100/20 = 5$. Une pipette jaugée de volume adapté s'utilise avec une propipette ; la fiole jaugée fixe le volume final.

5 Reconnaître et mesurer le pH

Page élève : 4.

Le pH est une grandeur **sans unité** qui sert à classer une solution aqueuse comme acide, neutre ou basique. Dans le cadre usuel du cours, un pH inférieur à 7 est acide, égal à 7 est neutre et supérieur à 7 est basique.



Description : sur l'échelle usuelle du cours, pH inférieur à 7 : acide ; pH égal à 7 : neutre ; pH supérieur à 7 : basique. Les trois zones restent identifiables sans couleur.

Méthode — Lire une mesure

Avec du papier pH, déposer une petite goutte selon le protocole et comparer la couleur à l'échelle fournie : la valeur obtenue est approximative. Avec un pH-mètre, suivre la procédure d'étalonnage et de rinçage de la sonde donnée en classe, puis attendre une lecture stabilisée. Noter l'instrument et la valeur mesurée, sans inventer une précision supérieure à celle de l'appareil.

Exemple — Exemple résolu : trois mesures

Une solution A mesurée à pH 3,0 est acide ; B à pH 7,0 est neutre dans le cadre scolaire ; C à pH 9,0 est basique. Ces valeurs seules ne permettent ni de déduire tous les constituants, ni de décider les protections à employer : on lit la fiche de données de sécurité du produit réel.

Application 5 – Classer des mesures

Une bandelette donne pH 4 pour S et pH 10 pour T. Classer les deux solutions et indiquer dans quel sens évolue *en général* leur pH si on les dilue avec une eau proche de pH 7. Peut-on calculer le pH final à partir du seul facteur de dilution ?

Correction

S est acide : son pH tend en général à augmenter vers celui de l'eau de dilution. T est basique : son pH tend en général à diminuer vers celui de l'eau. On ne calcule pas un pH final en divisant ou en multipliant simplement le pH par le facteur de dilution : il faut connaître la solution et/ou mesurer le résultat.

Application 6 – Mesurer en séance

Pour deux échantillons *choisis et étiquetés par le professeur*, mesurer le pH avec l'instrument prévu, noter la lecture réelle puis classer chaque solution. Ne rien remplir avant la manipulation.

Échantillon	Instrument	pH mesuré	Acide, neutre ou basique ?
A	_____	_____	_____
B	_____	_____	_____

Correction

Aucune valeur n'est anticipée : les résultats dépendent des produits et des mesures réellement effectuées. Vérifier pour chaque élève l'identification de l'échantillon, la procédure de lecture de l'instrument, la valeur notée avec une précision adaptée et le classement autour de pH 7. Une réponse juste sur papier ne valide pas à elle seule le geste.

Erreur fréquente — Sécurité et limites

Un pH voisin de 7 n'est pas une garantie d'innocuité. Diluer un produit ne suffit pas à le rendre sans danger. Les produits, quantités, protections et déchets d'une manipulation sont définis par le protocole de classe et les fiches de données de sécurité effectives.

À retenir

Bilan – choisir sa méthode. Identifier d'abord soluté et solvant. Pour une concentration massique, repérer la masse de soluté et le *volume final de solution*, convertir en L et utiliser $c_m = m/V$. Pour préparer par dissolution, calculer $m = c_m V$ puis réaliser le protocole avec une fiole jaugée. Pour diluer, distinguer prélèvement V_1 et volume final V_2 , puis utiliser $c_{m1} V_1 = c_{m2} V_2$; vérifier que $c_{m2} < c_{m1}$. Pour le pH, mesurer, noter l'instrument et classer autour de 7. Les gestes et la sécurité se vérifient en séance.